



Β. ΚΑΡΩΝΗ - Σ. ΣΕΡΜΠΕΤΗ - Θ. ΦΡΑΣΣΑΡΗ

ΧΗΜΕΙΑ

Β' ΓΥΜΝΑΣΙΟΥ

ΟΡΓΑΝΙΣΜΟΣ ΕΚΔΟΣΕΩΣ ΔΙΔΑΚΤΙΚΩΝ ΒΙΒΛΙΩΝ - ΑΘΗΝΑ 1979

Ψηφιοποιήθηκε από το Ινστιτούτο Εκπαιδευτικής Πολιτικής

ΕΠΙΧΕΙΡΗΣΙΑΚΟ ΠΡΟΓΡΑΜΜΑ

ΕΠΙΧΕΙΡΗΣΙΑΚΟ ΠΡΟΓΡΑΜΜΑ

Β. ΚΑΡΩΝΗ - Σ. ΣΕΡΜΠΕΤΗ - Θ. ΦΡΑΣΣΑΡΗ

ΧΗΜΕΙΑ

Β' ΓΥΜΝΑΣΙΟΥ

ΜΕ ΣΤΟΙΧΕΙΑ
ΟΡΥΚΤΟΛΟΓΙΑΣ

Β' ΓΥΜΝΑΣΙΟΥ



ΟΡΓΑΝΙΣΜΟΣ ΕΚΔΟΣΕΩΣ ΔΙΔΑΚΤΙΚΩΝ ΒΙΒΛΙΩΝ - ΑΘΗΝΑ 1979

17647

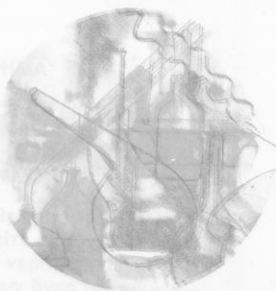
Ψηφιοποιήθηκε από το Ινστιτούτο Εκπαιδευτικής Πολιτικής

Β. ΚΑΡΩΝΗ - Σ. ΣΕΡΜΠΕΤΗ - Θ. ΦΡΑΣΣΑΡΗ

ΧΗΜΕΙΑ

ΜΕ ΣΤΟΙΧΕΙΑ
ΟΡΥΚΤΟΛΟΓΙΑΣ

Β' ΓΥΜΝΑΣΙΟΥ



ΟΡΓΑΝΙΣΜΟΣ ΕΚΔΟΣΕΩΣ ΔΙΔΑΚΤΙΚΩΝ ΒΙΒΛΙΩΝ - ΑΘΗΝΑ 1979

Β. ΚΑΡΔΙΝΗ - Σ. ΣΕΡΜΠΕΤΗ - Θ. ΦΡΑΤΣΑΡΗ

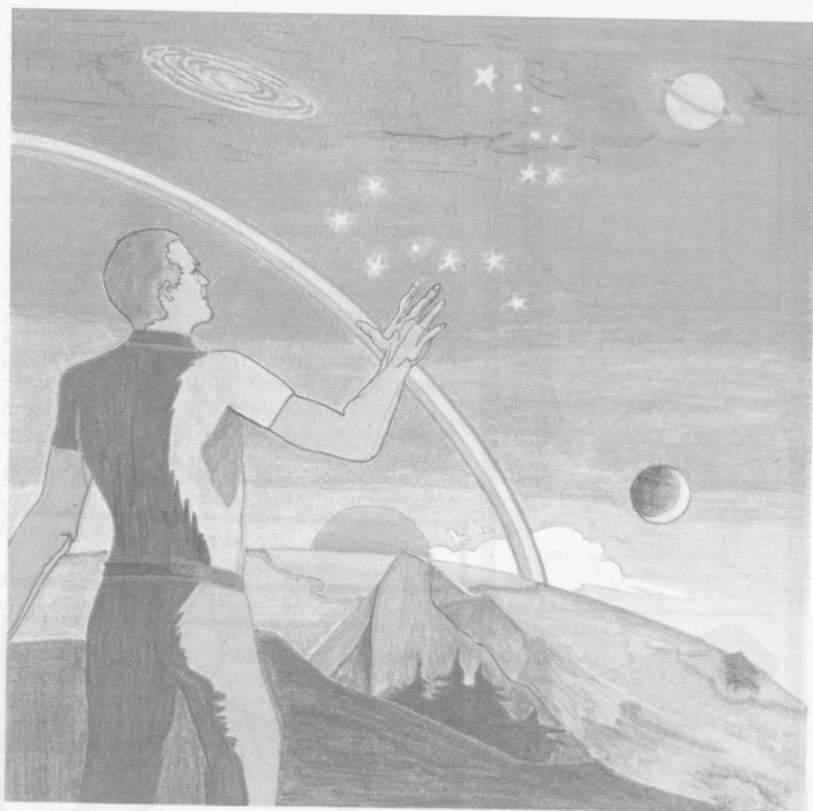
ΧΗΜΕΙΑ

ΜΕ ΣΤΟΙΧΕΙΑ
ΟΡΥΚΤΟΛΟΓΙΑΣ

Β' ΓΥΜΝΑΣΙΟΥ



ΟΡΓΑΝΙΣΜΟΣ ΕΚΔΟΣΕΩΣ ΔΙΔΑΚΤΙΚΩΝ ΒΙΒΛΙΩΝ - ΑΘΗΝΑ 1978



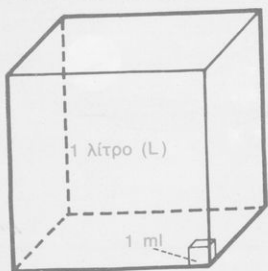
Σχ. 1. Ο φυσικός κόσμος

1^ο ΜΑΘΗΜΑ

Η ΧΗΜΕΙΑ ΜΙΑ ΕΠΙΣΤΗΜΗ ΕΡΕΥΝΑΣ
ΚΑΙ ΕΦΑΡΜΟΓΩΝ

ΓΕΝΙΚΕΣ ΕΝΝΟΙΕΣ

- **Υλικά σώματα.** Ο άνθρωπος περιβάλλεται από υλικά σώματα, που είτε έχουν ζωή (φυτά και ζώα) είτε όχι (πέτρες, νερό, αέρας) (Σχ. 1). Όλα τα υλικά σώματα έχουν όγκο (πιάνουν χώρο) και μάζα.
- **Καταστάσεις τών σωμάτων.** Τα υλικά σώματα διακρίνονται σε στερεά, υγρά και αέρια.



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 (l) = 1000 ml
- κυβικό μέτρο (m³) = 1000 l



Σχ. 3. Σώματα από διάφορες ουσίες.

Τά **στερεά** έχουν ορισμένο σχήμα και ορισμένο όγκο. Τά **ύγρά** έχουν ορισμένο όγκο, μά παίρνουν τό σχήμα του δοχείου πού τά βάζουμε. Τά **άέρια** δέν έχουν ούτε σχήμα ούτε όγκο ορισμένο. Έχουν τό σχήμα του χώρου πού βρίσκονται καί τείνουν νά πάρουν όσο τό δυνατό μεγαλύτερο όγκο.

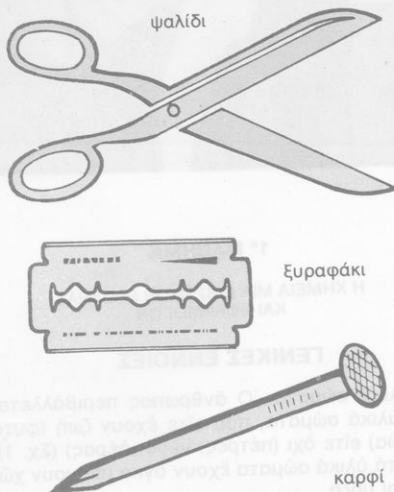
● **Οι μονάδες μάζας καί όγκου** δίνονται στον πίνακα του σχήματος 2.

● **Ουσία. Ίδιότητες.** Στο σχήμα (3) υπάρχουν υλικά σώματα, πού τά ξεχωρίζουμε από τά **χαρακτηριστικά** τους. Τό καρφί είναι στερεό κι άνθεκτικό, ή γομολάστιχα μαλακιά καί εύκαμπτη, τό οινόπνευμα είναι ύγρο μέ μυρωδιά. Τά χαρακτηριστικά αυτά γνωρίζονται τά λέμε **ιδιότητες**.

Τά πίο 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 ορισμένα χαρακτηριστικά πού λέγονται ιδιότητες.



Σχ. 4. Σώματα άπ' τήν ίδια ουσία.

● **Φαινόμενα.** Ξέρομε, ότι όλα τὰ σώματα παθαίνουν διάφορες μεταβολές. Τέτοιες μεταβολές δείχνονται στά σχήματα 5 καί 6. Τό νερό π.χ. από τόν πάγο πού έλυωσε μπορεί νά ξαναγίνει πάγος μέ ψύξη. Τό τόπι, μπορεί νά ξαναμπει στό θέση του, όταν τό μετακινήσομε.

Ένα κεριό πού καίγεται, δίνει άέρια πού δέν είναι δυνατό νά ξαναγίνουν κεριό. Ένα κρασί πού ξυνίζει καί γίνεται ξίδι, δέν μπορεί νά ξαναγίνει κρασί.

● Τίς μεταβολές, πού παθαίνουν τὰ διάφορα σώματα, τίς λέμε **φαινόμενα**. Άνάλογα δέ μέ τό είδος τής κάθε μεταβολής, τὰ φαινόμενα διακρίνονται σέ δύο ομάδες, πού είναι: τὰ **φυσικά** καί τὰ **χημικά** φαινόμενα.

α) **Φυσικά** λέμε τὰ φαινόμενα, πού όταν εκδηλωθούν σέ ένα σώμα, δέ μεταβάλλουν ριζικά τήν ουσία του (σχ. 5). Αύτá τά έξετάζει ή **Φυσική**.

β) **Χημικά** λέμε τὰ φαινόμενα πού όταν εκδηλωθούν σέ ένα σώμα μεταβάλλουν ριζικά τήν ουσία του (Σχ. 6). Τά χημικά φαινόμενα τά έξετάζει ή **Χημεία**.

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

Κατά τήν εκδήλωση τών φαινομένων άλλοτε ελευθερώνεται ενέργεια κι άλλοτε απορροφάται από τό περιβάλλον.

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

● **Θέμα Χημείας.** Μέ τή Χημεία μελετάμε τὰ συστατικά (τίς ουσίες) τών διαφόρων σωμάτων, τό πού βρίσκεται κάθε σώμα, τί ιδιότητες έχει, πού χρησιμοποιείται κτλ. Επίσης, ή Χημεία άσχολείται καί μέ τό πώς μετατρέπεται όρισμένη ουσία σέ μιά άλλη (χημικά φαινόμενα) καί μέ τό πώς μπορεί νά παρασκευασθεί ή κάθε ουσία τόσο στό εργαστήριό, όσο καί στό βιομηχανία.

Μέ τή Χημεία προσαρμόζομε καλύτερα, στίς ανάγκες του ανθρώπου, τίς διάφορες ουσίες. Μερικά από τὰ προϊόντα τής Χημείας είναι τὰ λιπάσματα, τὰ φάρμακα, τά χρώματα, τό

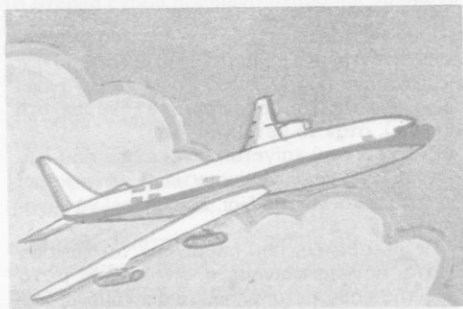


Σχ. 5. Φυσικά φαινόμενα.



Σχ. 6. Χημικά φαινόμενα.

Σχ. 7. Η χημική ενέργεια που ελευθερώνεται με το κάψιμο της βενζίνης, μετατρέπεται τελικά σε κίνηση.



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

Ή Χημεία είναι λοιπόν μία Έπιστήμη έρευνας και εφαρμογών.

ΠΕΡΙΛΗΨΗ

Τά υλικά σώματα έχουν όγκο και μάζα.

Μονάδα μάζας είναι τό γραμμάριο (gr) και μονάδα όγκου τό λίτρο (L).

Ουσία είναι ένα είδος ύλης με χαρακτηριστικές ιδιότητες.

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

Κατά τήν εκδήλωση τών φαινομένων παίρνει μέρος πάντα και ή ενέργεια, που είτε προσλαμβάνεται άπ' τό περιβάλλον (λυwσιμο του πάγου) είτε αποδίδεται στό περιβάλλον (κάψιμο του κεριού).

Μέ τή Χημεία έρευνούμε τίς ιδιότητες τών διαφόρων ουσιών και τά χημικά φαινόμενα. Τά άποτελέσματα αúτων τών έρευνών τά εφαρμόζουμε γιά νά εύκολύνουμε και νά καλύτερέψουμε τή ζωή του άνθρώπου.

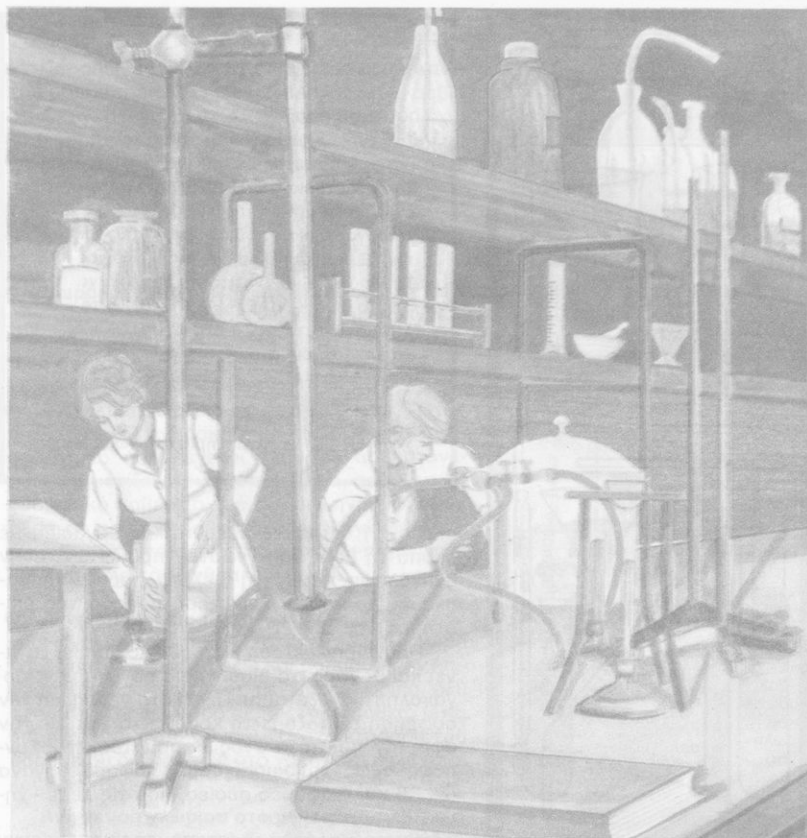
ΑΣΚΗΣΕΙΣ

1. Νά βρείτε 3 διαφορετικά στερεά σώματα φτιαγμένα άπ' τήν ίδια ουσία και άλλα 3, επίσης στερεά, φτιαγμένα από άλλη ουσία.

2. Μπορεί από μία και τήν αύτή ουσία νά γίνει στερεό, υγρό και άέριο σώμα; Άν ναι, νά βρείτε ένα παράδειγμα.

3. Νά βρείτε τρία φυσικά και τρία χημικά φαινόμενα.

4. Νά βρείτε 4 ουσίες που νά μήν υπάρχουν στη Φύση και που νά τίς έχει φτιάξει ό άνθρωπος, με τή βοήθεια τής Χημείας.



Σχ. 1. Χημικό εργαστήριο.

2^ο ΜΑΘΗΜΑ

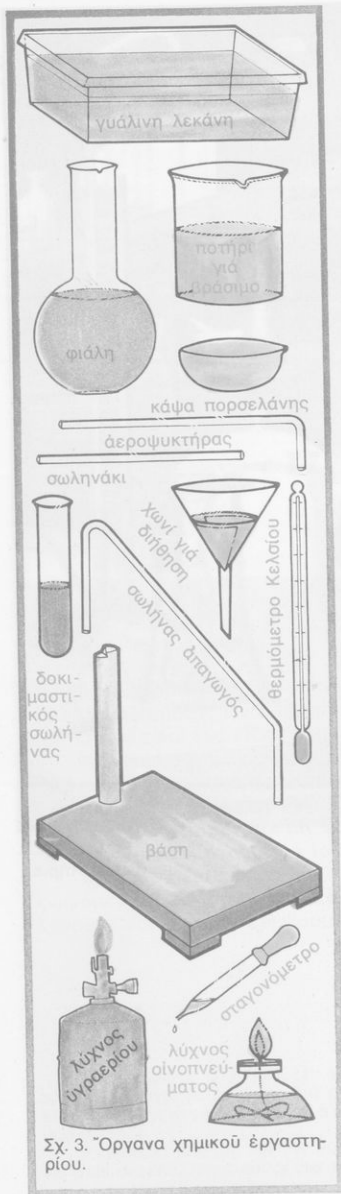
ΣΤΟΙΧΕΙΩΔΕΙΣ ΓΝΩΣΕΙΣ ΧΗΜΙΚΗΣ ΑΝΑΛΥΣΗΣ

1. 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. 2. Παρασκευή ουσίας.



Σχ. 3. Όργανα χημικού εργαστηρίου.

ΕΡΓΑΣΤΗΡΙΑ ΣΤΗ ΧΩΡΑ ΜΑΣ ΓΙΑ ΑΝΑΛΥΣΗ και ΕΡΕΥΝΑ

- Τό Γενικό Χημείο του Κράτους και 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 έρευνητικές 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 εξέτάζομε 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 αντίδραστήρια».

Όρισμένα άπλά όργανα χρησιμοποιούνται άκόμη καί στήν καθημερινή ζωή. Έτσι π.χ. οί παραγωγοί κρασιών έλέγχουν μέ ένα άραιόμετρο (μουστόμετρο) τό μούστο πρίν από τή ζύμωσή του. Μέ μιά άπλή άνάγνωση στό μουστόμετρο, πού τό βυθίζουν στό μούστο, βρίσκουν πόσους περίπου βαθμούς οινόπνευματος θά έχει τό κρασί, πού θά προκύψει μετά τή ζύμωση.

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

στοια (κατά μάζα ή κατά βάρος), σύσταση.

- **Παραδείγματα:** α) Η εκατοστιαία σύσταση του μαρμάρου είναι: 12% άνθρακας, 40% ασβέστιο, 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.** Με την ποιοτική ανάλυση λέμε πώς κάνουμε «άνιχνευση» (ανάκαλιψη) των διαφόρων συστατικών μιας ουσίας.

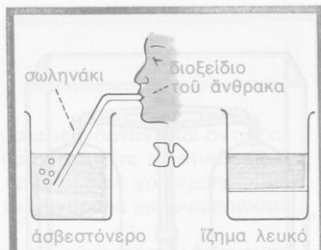
- **Άνιχνευση διοξειδίου του άνθρακα.** Όταν διοξείδιο του άνθρακα επιδράσει σε ένα αντιδραστήριο που λέγεται «καθαρό ασβεστόνερο», σχηματίζεται ένα άσπρο ίζημα, που λέγεται ανθρακικό ασβέστιο. Μέ ένα σωληνάκι φυσάμε μέσα σε καθαρό ασβεστόνερο. Θολώνει. Αυτό σημαίνει ότι στα αέρια της έκπονης περιέχεται και διοξείδιο του άνθρακα. (Σχ. 4).

- **Άνιχνευση θείου στο γαληνίτη.** Ο γαληνίτης, ένα ορυκτό που βρίσκεται και στη χώρα μας, αποτελείται από θείο και μόλυβδο. Αν επιδράσουμε σε γαληνίτη με υδροχλωρικό οξύ σχηματίζεται δύσοσμο 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 αργυρο. Αυτό δείχνει πώς στο άλατι υπάρχει χλώριο. (Σχ. 6).

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

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



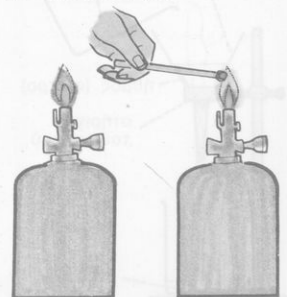
Σχ. 4. Το αέριο διοξείδιο του άνθρακα θολώνει το ασβεστόνερο.



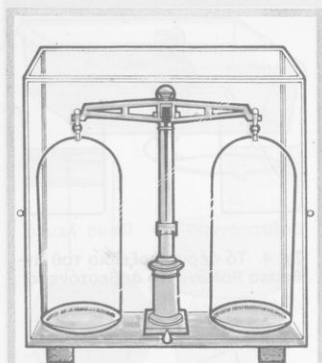
Σχ. 5. Επίδραση υδροχλωρικού οξέος σε γαληνίτη.



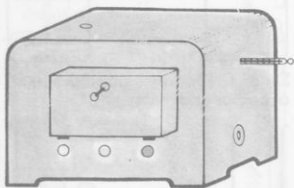
Σχ. 6. Επίδραση νιτρικού αργύρου σε άλατόνερο.



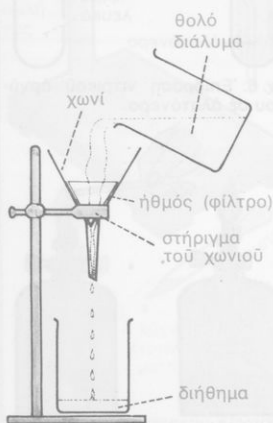
Σχ. 7. Πυροχημική ανάλυση.



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 ύγρασιού. Η φλόγα χρωματίζεται έντονα κίτρινη. Ο χρωματισμός αυτός οφείλεται σε άτιους του νατρίου. Αυτό δείχνει πώς στο άλατι υπάρχει και νάτριο.

● **Ανίχνευση καλίου και χαλκού.** Αν αντί για μαγειρικό άλατι (χλωριούχο νάτριο), χρησιμοποιήσουμε άλλη ουσία π.χ. χλωριούχο κάλι ήθειικό χαλκό (γαλαζόπετρα) ή φλόγα θα γίνει κοκκινωπή με το κάλιο και πράσινη με το χαλκό.

Αρκετές ουσίες, ιδιαίτερα μέταλλα, ανιχνεύονται με πυροχημικές μεθόδους.

III. Ποσοτική ανάλυση

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

Πείραμα ποσοτικής ανάλυσης. Εύρεση των αδιάλυτων συστατικών χρώματος. Ζυγίζουμε 10 γραμμάρια χώμα, που πριν τό βάλαμε σε «Ξηραντήριο», ώστε νά χάσει όλη του τήν ύγρασία. (Σχ. 9). Ρίχνουμε αυτό τό ξηρό χώμα σε νερό. Ένα μέρος του διαλύεται. Μετά τό φιλτράρουμε (τό διηθούμε). 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 που τόν είχαμε προζυγίσει και βρίσκουμε τήν ποσότητα του χώματος που 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 πώς τά αδιάλυτα συστατικά είναι, γι αυτό τό χώμα 90%.

Ένα τέτοιο αποτέλεσμα μπορεί νά ένδιαφέρει τούς γεωπόνους, τούς έδαφολόγους κτλ. Γενικά, πολλοί επιστήμονες με διάφορες ειδικότητες, όπως γιατροί, μηχανικοί, εγκληματολόγοι, αρχαιολόγοι κτλ. χρησιμοποιούν τά αποτελέσματα των χημικών αναλύσεων.

Σήμερα χρησιμοποιούνται και αυτόματα όργανα αναλύσεων. Τέτοια στάλθηκαν και στον Άρη γιά νά γίνει εξέταση του έδαφους του.

ΠΕΡΙΛΗΨΗ

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

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

ΑΣΚΗΣΕΙΣ

1. Όταν σέ ένα δορυκτό του ψευδάργυρου, που λέγεται σφαλερίτης, ριξουμε ύδροχλωρικό όξύ, σχηματίζεται ύδρόθειο. Τι συμπέρασμα βγάξετε;

2. Η φλόγα του ύγραερίου παίρνει μιά κίτρινη απόχρωση, όταν θερμαίνουμε σαύτη γυαλί. Σάν συστατικό του γυαλιού ύπάρχει νάτριο, κάλιο ή χαλκό;

3. Ξεχωρίστε, μέ όργανοληπτικό έλεγ-

χο, χαλκό, σίδηρο καί άλουμίνιο.

4. Όταν κάψουμε κλωστές από μάλλινο ύφασμα, μυρίζουν σάν νά κάψαμε τρίχα. Όταν κάψουμε κλωστές από βαμβάκι, μυρίζουν σάν νά κάψαμε χαρτί. Κάψτε καί μυρίστε τρίχα καί χαρτί. Ύστερα κάψτε διάφορα νήματα (κλωστή από κουβαρίστρα, νήμα από πουλόβερ κτλ.) μέχρι που νά βρήτη καί βαμβακερό καί μάλλινο νήμα.

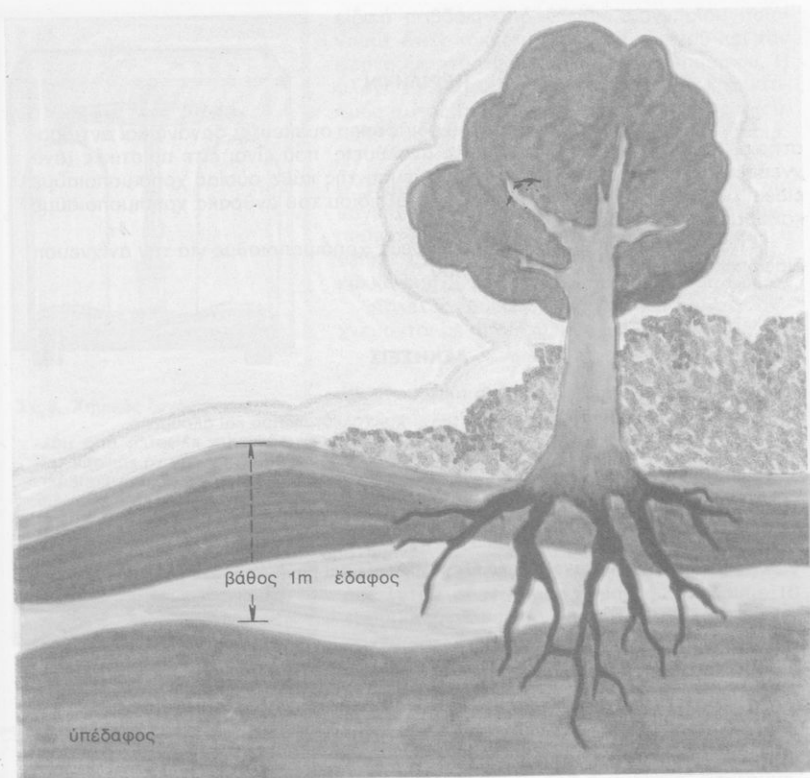
Πείραμα 3^ο Ριξόμε λίγη σαύτη γυαλιού σέ νερό. Με φίλτρομαριο (φίλτρο) εξαχωρίουμε την κωμλία σέ τώΛΗΘΩΜ °C.

Πείραμα 4^ο Ύστερ από τώΛΗΘΩΜ °C, κωμλία σέ νερό. Τό σαύτι δέ σαύεται, γιατί σακχαρόζη, μέσ από νερό σέ τώΛΗΘΩΜ °C, σαύεται. Τώσος κωμλία σακχαρόζη, σέ νερό, καί τώΛΗΘΩΜ °C, σαύεται.

—Σέ όλησ τίσ από τώσασ περιπτώσεις, πού κωμλία σακχαρόζη, σέ νερό, καί τώΛΗΘΩΜ °C, σαύεται, σακχαρόζη, σέ νερό, καί τώΛΗΘΩΜ °C, σαύεται. Τώσος κωμλία σακχαρόζη, σέ νερό, καί τώΛΗΘΩΜ °C, σαύεται.

—Τό σαύτι σακχαρόζη, σέ νερό, καί τώΛΗΘΩΜ °C, σαύεται. Τώσος κωμλία σακχαρόζη, σέ νερό, καί τώΛΗΘΩΜ °C, σαύεται.





Σχ. 1. Έδαφος και υπέδαφος.

3^ο 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 αναπτύχθηκε ή ζωή, σ' αυτό ζει ό άνθρωπος καί σ' αυτό εφτιαξε τόν πολιτισμό του.

Στό έδαφος αναπτύσσονται τά φυτά, κι-
νούνται τά ζώα, κτίζονται σπίτια κτλ. Από τό

έδαφος προμηθευόμαστε άμεσα ή έμμεσα τίς τροφές καί τά ρούχα μας, τά μέταλλα κτλ. Χωρίς άερα καί χωρίς νερό είναι αδύνατο νά υπάρξει ζωή. Έτσι θάρχίσουμε τή μελέτη τής Χημείας έρευνώντας πρώτα τό φυσικό περιβάλλον μας, τό έδαφος, τόν άερα, τό νερό.

● **Τό έδαφος** είναι ένα είδος «έπιδερμίδας» τής Γής. Σχηματίστηκε μέ τήν κατάθρυψη τών πέτρινων συστατικών τής κί' αποτελείται από διάφορα ύλικά σώματα (πέτρες, άμμο, πηλό, σάπια φύλλα, νερό άκόμη κι' άερα). Κάτω άπ' τό έδαφος υπάρχει τό **υπέδαφος** λιγότερο άποσαθρωμένο καί περισσότερο συμπαγές άπ' τό έδαφος. (Σχ. 1).

● **Μίγματα. Πείραμα 1°.** Σέ μιά φιάλη πού χωράει 1-2 λίτρα, ρίχνουμε 2-3 χούφτες χώμα, τή γεμίζουμε νερό, τήν ανακινούμε καλά καί τήν αφήνουμε νά ήρμησει (Σχ. 2). Πρώτα θά κατακάθισουν τά βαρύτερα συστατικά άπ' τό χώμα, μετά τά ελαφρότερα, ένώ μερικά άλλα συστατικά του θά διαλυθούν στό νερό.

Τά σώματα πού, όπως τό χώμα, αποτελούνται από διάφορα συστατικά, από διάφορες ούσιες, τά λέμε **μίγματα**.

Πείραμα 2°. Φτιάχνουμε μίγμα άνακατεύοντας καλά σιδηρόσκονη καί θειάφι. Μέ τό μάτι διακρίνουμε ότι μέσα στό μίγμα ή σιδηρόσκονη έμεινε σιδηρόσκονη καί τό θειάφι έμεινε θειάφι. Άν άνακατέψουμε τό μίγμα μέ ένα μαγνήτη, τραβάμε καί ξεχωρίζουμε τή σιδηρόσκονη άπ' τό θειάφι (Σχ. 3).

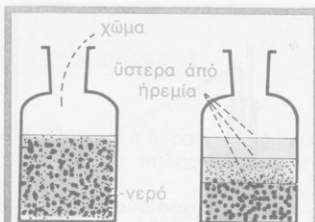
Πείραμα 3°. Ρίχνουμε λίγη σκόνη κιμωλίας σέ νερό. Μέ φίλτράρισμα (διήθηση) ξεχωρίζουμε τήν κιμωλία άπ' τό νερό (Σχ. 4).

Πείραμα 4°. Διαλύουμε λίγο άλάτι φαγητού σέ νερό. Τό άλάτι δέ φαίνεται, γιατί σκορπίστηκε μέσα στό νερό σέ πολύ μικρά σωματίδια. Έδωσε όμως στό νερό τήν άλμυρή του γεύση. Μέ άπόσταξη ξεχωρίζουμε τό άλάτι άπ' τό νερό (Σχ. 5).

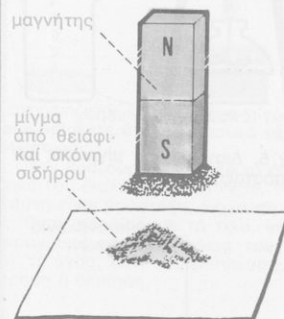
— Σέ όλες τίς πίο πάνω περιπτώσεις, πού άνακατέψαμε τίς διάφορες ούσιες, φτιάξαμε μίγματα κι ύστερα ξεχωρίσαμε τά συστατικά τους.

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

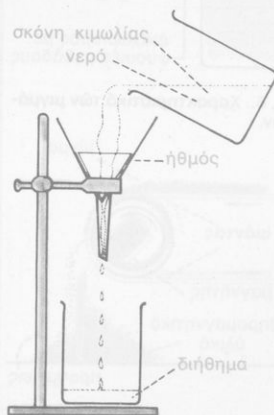
1. Η άνάμιξη τών διαφόρων συστατικών στά



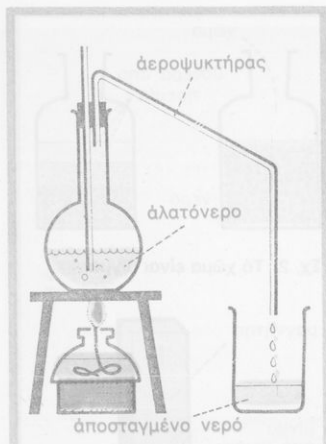
Σχ. 2. Τό χώμα είναι μίγμα.



Σχ. 3. Διαχωρισμός μίγματος μέ μαγνήτη.



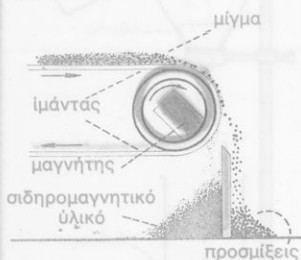
Σχ. 4. Διαχωρισμός μέ διήθηση.



Σχ. 5. Διαχωρισμός μίγματος με απόσταξη.



Σχ. 6. Χαρακτηριστικά των μιγμάτων.



Σχ. 7. Μαγνητική διαλογή στη βιομηχανία.

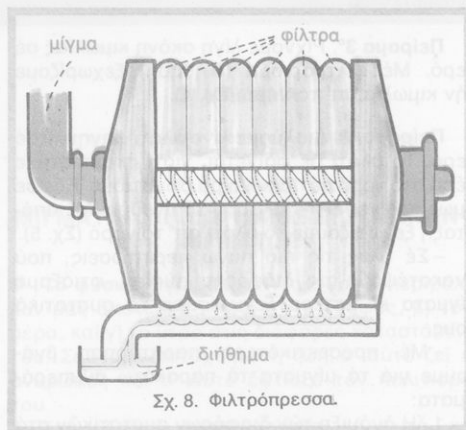
μίγματα μπορεί να γίνει με οποιοσδήποτε αναλογίες.

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

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

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

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



Σχ. 8. Φιλτράπρεςσα.

ΠΕΡΙΛΗΨΗ

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

Τό έδαφος είναι μίγμα από διάφορα συστατικά (άμμος, πηλός, πέτρες, ύπολειψματα ζώικών καί φυτικών όργανισμών κτλ.).

Μίγμα είναι σωμα που άποτελείται από διαφορετικές οϋσίες σέ τυχαίες αναλογίες. Τό κάθε συστατικό του μίγματος κρατάει τίς ιδιότητες του καί μέσα στό μίγμα. Τά συστατικά του 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 των συστατικών τους.

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

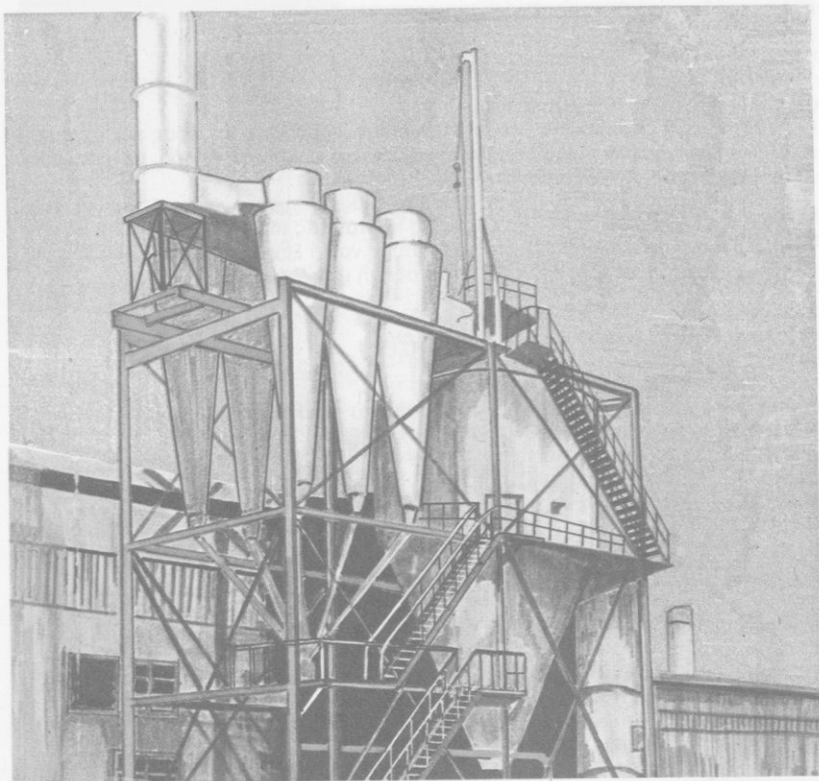
3. Άν διαλύσουμε τελείως λίγη ζάχαρη σέ νερό σχηματίζεται ένα μίγμα. Άν άνακατέψουμε ζάχαρη μέ καφέ (χωρίς νά ρίξουμε

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

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

ΠΡΟ ΠΑΡΟΥΣΙΑΣ ΤΟΥ Π.Σ. ΟΤΟ ΠΡΟΒΛΕΠΟΜΕΝΟ ΕΡΕΥΝΗΚΟ
ΓΙΑ ΤΟΝ ΚΑΡΚΙΝΟ ΔΙΕΥΕΛΙΝΕΤΑΙ Η ΣΥΝΕΡΓΕΙΑ ΤΩΝ
ΤΡΑΝ, ΣΤΡΑΚΙΩΝ, ΕΥΚΑΡΥΩΤΩΝ, ΠΡΟΚΑΚΙΩΝ, ΑΡΡΕ-
ΣΤΩΝ ΚΤΛ. ΚΑΙ ΜΕΛΕΤΑΙ ΟΣ ΠΡΟΚΟΜΙΣΗ ΚΛΙΜΑΚΑ
ΔΙΗΘΗΣΕΩΣ
Κέντρο Διεπιστημονικής Έρευνας
Διακλινική Έρευνας
Υπάρχουν ενδείξεις ότι η σύνθεση του κα-
ρκίνου και της όγκου επηρεάζονται από την έκ-
θέση σε ένα είδος αεριοποιημένου νερού που
κατασκευάζεται από την επεξεργασία του
νερού από βιολογική διαδικασία που ονομάζεται
βιοαεριοποίηση. Η διαδικασία αυτή περιλαμβάνει
την ανάπτυξη μικροβίων που παράγουν αέριο
από την αποσύνθεση οργανικών υλικών που
είναι παρόμοια με αυτά που βρίσκονται στο
νερό. Αυτό το αέριο είναι μερικές φορές το





Σχ. 1. Έργοστάσιο.

4^ο 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 καί συστηματική προσπάθεια του ανθρώπου. Έτσι π.χ. ή γνώση της ραδιενεργείας καί τών 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 καλύτερέσουμε τις γνώσεις μας για οποιοδήποτε θέμα. Οι άνθρωποι που απασχολούνται με την έρευνα λέγονται **έρευνητές**. Έρευνες γίνονται π.χ. για νέα φάρμακα, για την εξερεύνηση του διαστήματος, για τα μεταλλεύματα της Ελλάδας, κτλ.

Απαραίτητα στοιχεία για την έρευνα είναι ο προγραμματισμός και η συνεργασία.

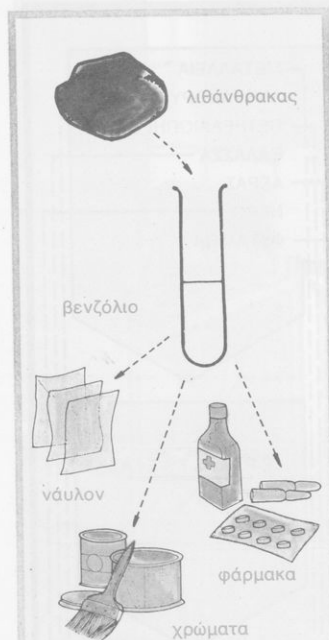
Με τον **προγραμματισμό** καθορίζουμε το θέμα της έρευνας, τον τρόπο που θα ασχοληθούμε μαζί του, το χρόνο και τα χρήματα που θα διαθέσουμε κτλ.

Η **συνεργασία** πρέπει να είναι όσο το δυνατό πιο πλατειά. Έτσι π.χ. στο πρόγραμμα έρευνας για τον καρκίνο απαιτείται η συνεργασία γιατρών, χημικών, βιολόγων, νοσοκόμων, αρρώστων κτλ. και μάλιστα σε παγκόσμια κλίμακα.

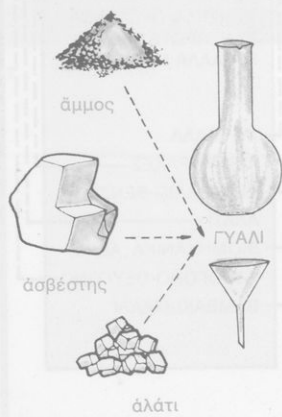
● **Κέντρα Έρευνών.** Έτσι λέγονται τα ιδρύματα που γίνονται έρευνες. Τέτοια Κέντρα υπάρχουν σχεδόν σε όλες τις χώρες του κόσμου και είναι Κρατικά ή ιδιωτικά. Μερικά απ' αυτά απασχολούν πολλές εκατοντάδες επιστημόνων. Σε αρκετά γίνονται έρευνες που αφορούν ιδιαίτερα τη Χημική Βιομηχανία.

● **Η Χημική Βιομηχανία.** Η βιομηχανία επεξεργάζεται φυσικές ή τεχνητές **πρώτες ύλες**, σε μεγάλες ποσότητες και σε ειδικές εγκαταστάσεις, στα εργοστάσια (Σχ. 1). Παράγονται έτσι προϊόντα που εξυμνηρετούν καλύτερα τις ανάγκες του ανθρώπου. (Σχ. 2).

Αυτά πάλι τα προϊόντα με νέες επεξεργα-



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



Σχ. 4. Πρώτες ύλες για το γυαλί.

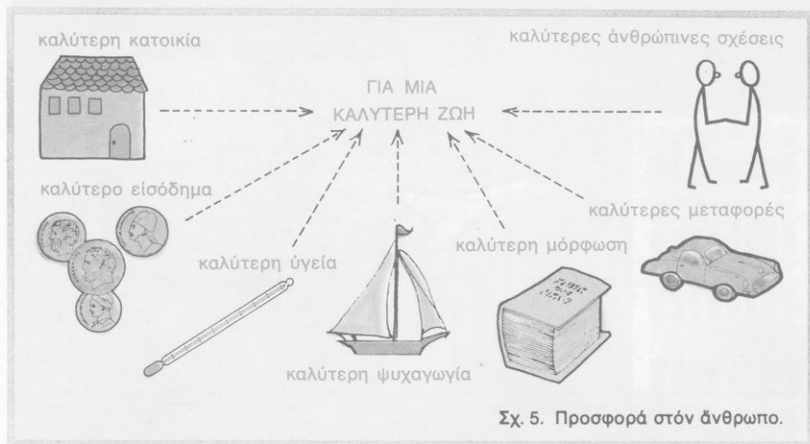
οιές μετατρέπονται σε χιλιάδες άλλα νέα προϊόντα, που μπορεί να είναι τελειώς διαφορετικά απ' τα πρώτα. (Σχ. 3,4).

Οι βιομηχανικές επεξεργασίες μπορεί να αλλάζουν μονάχα τη μορφή των υλικών που καταργάζονται. Από μέταλλα π.χ. φτιάχνουμε έργαλεία. Μπορεί όμως να αλλάζουν και τη χημική τους σύσταση, π.χ. από λάδια και σόδα φτιάχνουμε σαπούνια. Οι **χημικές βιομηχανίες** ανήκουν στις δεύτερες, αλλάζουν δηλαδή και τη σύσταση των υλικών που επεξεργάζονται. Τέτοιες είναι οι βιομηχανίες τσιμέντων, λιπασμάτων, φαρμάκων, γυαλιού, απορρυπαντικών κ.ά. 'Ο στόχος όλων των βιομηχανιών **πρέπει να είναι** «καλύτερη ζωή για τον άνθρωπο». (Σχ. 5).

● **Προβλήματα, που δημιουργούνται με τη βιομηχανική ανάπτυξη. I. Ρύπανση του περιβάλλοντος.** Με τις επεξεργασίες που κάνει η Βιομηχανία στις διάφορες πρώτες ύλες, ρίχνει στο φυσικό περιβάλλον πολλές βλαβερές χημικές ουσίες (καυσαέρια, βιομηχανικά «λύματα» κτλ.), μεγάλες ποσότητες ή και επικίνδυνες; μερικές φορές, μορφές ενέργειας (θερμότητα, ραδιενέργεια), άφορητους θορύβους κτλ. Όλα αυτά «ρυπαίνουν» (μολύνουν) τό φυσικό περιβάλλον κι αν δέ φροντίσουμε έγκαιρα για τήν προστασία του, υπάρχει κίνδυνος να κάνουμε τή Γη άκατοίκητη.

II. Έξαντληση των φυσικών πόρων. Οι βιομηχανίες για να καλύψουν τις ανάγκες του διαρκώς αυξανόμενου πληθυσμού τής Γης (σε 100 χρόνια υπολογίζεται ότι θά έπταπλασιασθει) και τής «υπερκαταναλώσεως» αγαθών, παίρνουν από τό φυσικό περιβάλλον τεράστιες ποσότητες πρώτων υλών και τις κατεργάζονται με διάφορες μορφές ενέργειας (θερμότητα κτλ.) που κι αυτές πάλι απ' τό φυσικό περιβάλλον τις παίρνουν. Έτσι εξαντλούνται επικίνδυνα οι «Φυσικοί πόροι» τής Γης. 'Η σπατάλη πρώτων υλών και ενέργειας άρχισε να δημιουργεί σοβαρά προβλήματα για τόν άνθρωπο. Π.χ. υπολογίζεται πώς τά παγκόσμια αποθέματα πετρελαίου φτάνουν μονάχα για 40-50 ακόμη χρόνια. Μπαίνει τό έρώτημα: Τί θά γίνει όταν αρχίσουν να εξαντλούνται οι φυσικοί πόροι τής Γης;

Με τά προβλήματα αυτά, τή ρύπανση του περιβάλλοντος και τήν εξάντληση των φυσικών πόρων άσχολούνται ομάδες ειδικών έπιστημόνων, σε παγκόσμια κλίμακα.



ΠΕΡΙΛΗΨΗ

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

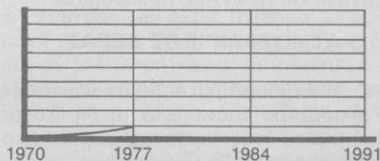
Με την έρευνα αυξάνουμε και καλύτερεύουμε τις γνώσεις μας. Για την έρευνα απαιτείται προγραμματισμός, κατάλληλα μέσα και συνεργασία μεταξύ των ερευνητών.

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 δυο 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 επτά χρόνια, διπλασιάζεται. Συμπληρώστε την πιο κάτω γραφική παράσταση έτσι ώστε να εκφράζει αυτή την πληροφορία από το 1970 μέχρι το 1991.



2. Είναι αναγκαία ή γνώση ξένων γλωσσών για τους ερευνητές-επιστήμονες ή όχι; Γιατί;

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

4. Τι νομίζετε ότι μπορεί να γίνει 1) για να περιοριστεί η ρύπανση του περιβάλλοντος και 2) η εξάντληση των φυσικών πόρων α) σε διεθνή κλίμακα, β) από το Κράτος μας, γ) απ' τους μαθητές του σχολείου σου, δ) από εσένα προσωπικά;



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

5^ο 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, που 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 άερα, 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).

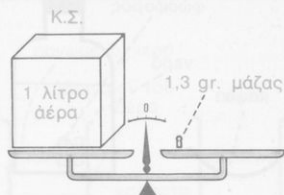
● **Ατμοσφαιρική πίεση.** Τήν ατμόσφαιρα τή συγκρατεί ο πλανήτης μας και τήν παρασύρει μαζί του, γιατί τήν έλκει πρὸς τό κέντρο του (βαρύτητα). Έτσι ο αέρας αποκτά βάρος και μαυτό έξασκει μιά πίεση, πού τή λέμε ατμοσφαιρική πίεση. Σάν μονάδα πιέσεως παίρνουμε τή φυσική ατμόσφαιρα (Atm), πού είναι ή δύναμη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

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

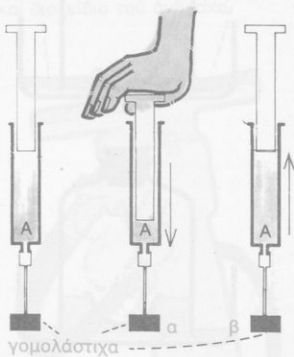
Κανονικές συνθήκες. Όταν ή πίεση είναι 1 ατμόσφαιρα και ή θερμοκρασία 0°C, λέμε πώς έχουμε κανονικές συνθήκες (Κ.Σ.).

● **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, στό μέρος πού έχει αέρα. Ο αέρας τής φιάλης ζεσταίνεται, διαστέλεται, πιέζει τό νερό και τά άναγκάζει νά άνέβει στο σωληνάκι.

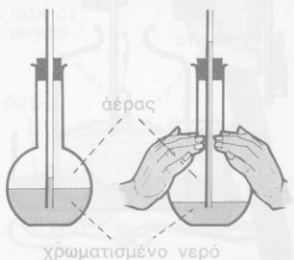
● **Σύσταση του αέρα. Πείραμα.** Σέ γυάλινη λεκάνη βάζουμε νερό, περίπου μέχρι τό 1/3 τής και σέ μιά μικρή κάψα, πού επιπλέει βάζουμε ένα μικρό κομμάτι διηθητικό χαρτί διπλωμένο. Έπάνω στό χαρτί τοποθετούμε ένα μικρό, πρόσφατα κομμένο και καλά στεγνωμένο κομματάκι φωσφόρο. Σκεπάζουμε τήν κάψα με γυ-



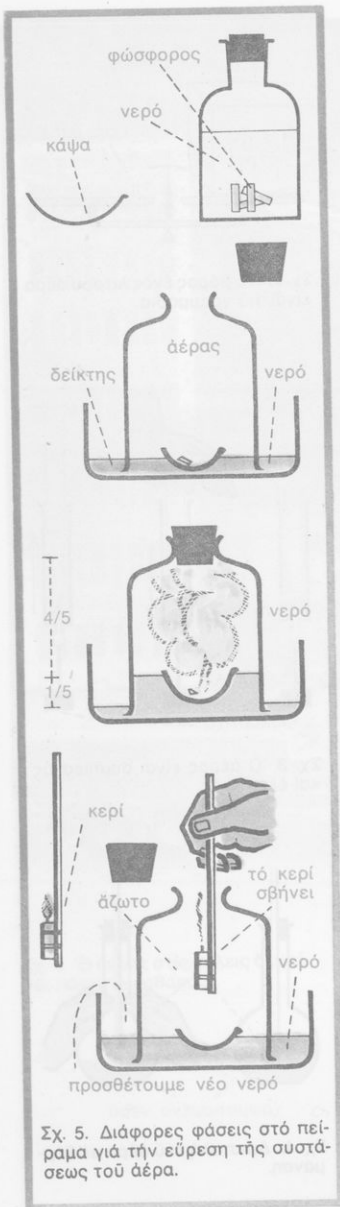
Σχ. 2. Τό βάρος ενός λίτρου αέρα είναι 1,3 γραμμάρια.



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 συστάσεως του αέρα.

άλινο κώδωνα ανοικτό από άπάνω. Από τό στόμιο του κώδωνα περνάμε ένα καυτό σύρμα και τό άκουμπάμε στο φωσφόρο, που άνάβει. Βγάζουμε τό σύρμα και κλείνουμε τό στόμιο. Η καύση συνεχίζεται. Ό φωσφόρος ένώνεται με ένα άπ' τά συστατικά του άέρα και σχηματίζει μαζί του άσπρο καπνό (πεντοξείδιο του φωσφόρου), που διαλύεται μέσα στο νερό.

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

● **Υγροποιημένος άέρας.** Ό άέρας, σέ πολύ χαμηλή θερμοκρασία, (σχεδόν στους 200 βαθμούς κάτω άπ' τό μηδέν) ύγροποιείται. Άν άφήσουμε τόν ύγροποιημένο άέρα νά άποψύχεται πρώτα (στους -190°C περίπου) θά έξαερωθεί τό άζωτο κι ύστερα (στους -180°C περίπου) θά έξαερωθεί τό όξυγόνο. Μέ τή μέθοδο αύτή τής ύγροποιήσεως πρώτα και τής «κλασματικής άποστάξεως» μετά, παρασκευάζεται βιομηχανικά τό άζωτο και τό όξυγόνο.

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

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

2. **Διοξείδιο του άνθρακα.** Σχηματίζεται μέ τήν άναπνοή των ζώων και των φυτών ή μέ τό κάψιμο διαφόρων ουσιών που περιέχουν άνθρακα (βενζίνη, ξύλα κτλ.). Άν άφήσουμε ένα ποτήρι με καθαρό άσβεστόνερο, για λίγες ώρες, στον άέρα, σχηματίζεται μία 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 (παθόγωνα 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 σαπρόφυτων, 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 ζωῆ, ὑπεριώδεις ἀκτίνες.

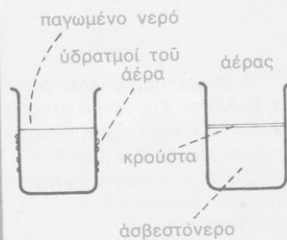
3) Ἐμποδίζει τό χάσιμο, μέ ἀκτινοβολία, τῆς θερμότητος πού δέχεται ἡ Γῆ, τήν ἡμέρα, ἀπό τόν Ἥλιο.

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.). (Σχ. 7).

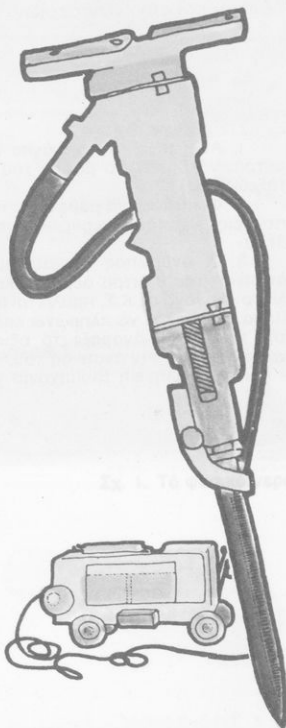
5) Ἀπ' τὰ συστατικά του: α) τό ὀξυγόνο εἶναι ἀπαραίτητο γιά τή ζωῆ καί τίς καύσεις, β) τό ἄζωτο, εἶναι ἀπαραίτητο γιά τή ζωῆ (μόλο πού τό ὄνομα του δείχνει τό ἀντίθετο) γιατί περιέχεται σέ ὅλα τὰ λευκώματα, δηλαδή στίς οὐσίες πού ἀποτελοῦν τή ζωντανή ὕλη. Τό ἄζωτο χρησιμοποιεῖται καί γιά νά γίνουν πολλά,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

● Τό φυσικό νερό εἶναι ὀρθόνο στή Φύση καί ἀρπάζεται σάν μέσο μεταφοράς ὕδατος πηγές, ποτάμια, λίμνες, θαλάσσια καί στερεά παγεθμένα χιόνια κτλ. (Σχ. 6). Ἀποτελεῖ επίσης τό 20% κατά μέσο ὄρο, τοῦ ἀέρος τοῦ περικυκλώνοντος τήν ἕπιφανειακή ἐπιπέδου τῆς Γῆς.

Σχ. 7. Ἀεροσυμπιεστής (κομπρεσέρ).



Σχ. 6. Ὁ ἀέρας ἔχει ὑδατμοῦς καί διοξειδίου τοῦ ἀνθράκα.



ΠΕΡΙΛΗΨΗ

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

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

Σε πολύ χαμηλές θερμοκρασίες ο αέρας υγροποιείται. Μέ κλασματική απόσταξη του υγρού αέρα παίρνουμε βιομηχανικά, άζωτο, οξυγόνο και εύγενη αέρια.

Ο αέρας εκτός απ' τήν τεράστια σημασία του για τά φαινόμενα τής ζωής καί τών καύσεων, άπορροφά καί μέρος τής επικίνδυνης υπεριώδους ακτινοβολίας. Χρησιμοποιείται σάν κινητήρια δύναμη καί σάν πρώτη ύλη παραλαβής οξυγόνου, αζώτου καί εύγενών αερίων.

ΑΣΚΗΣΕΙΣ

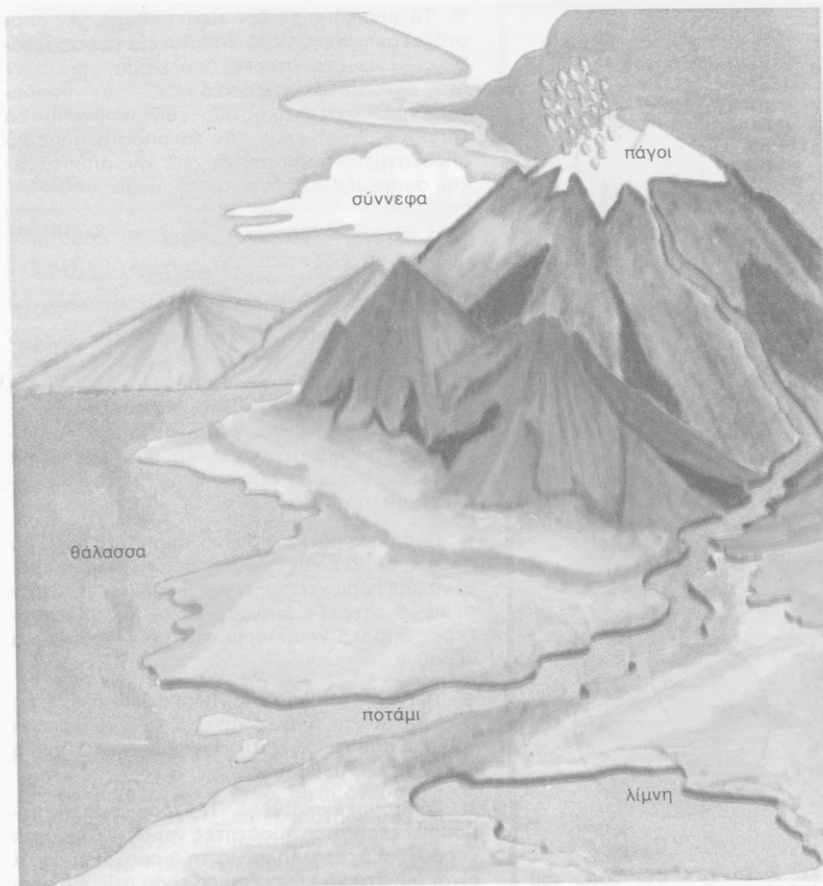
1. Άν ή τάξη σας έχει όγκο 100 κυβικά μέτρα, νά βρείτε τό βάρος τού αέρα τής τάξεώς σας.

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

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

4. Η Έλληνική Βιομηχανία χρειάζεται

περίπου τό 1/10 τής ποσότητας τού οξυγόνου, πού είναι άπαραίτητο για τήν άναπνοή τών 10.000.000 κατοίκων τής Ελλάδος (ό πληθυσμός, κατά προσέγγιση). Για νά ξαναδοθει έλεύθερο τό οξυγόνο πού άναπνέει ένας άνθρωπος τό 24ωρο καί 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 άναπνοή μας καί τή Βιομηχανία στην άτμόσφαιρα.



Σχ. 1. Τό φυσικό νερό.

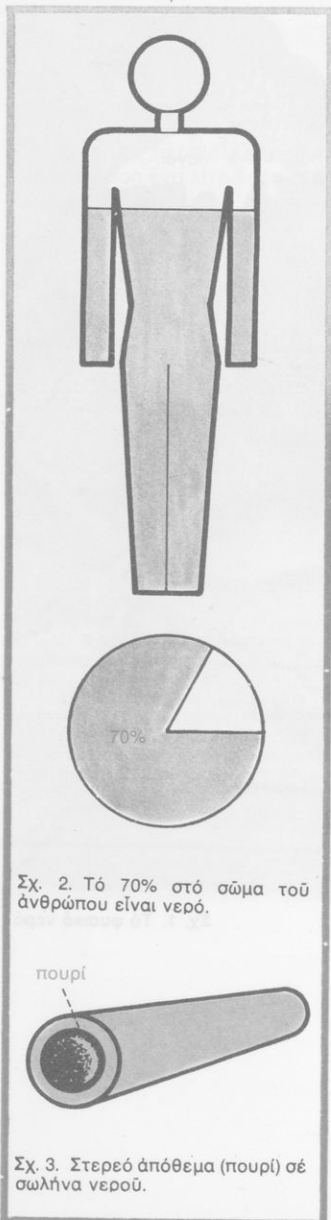
6^ο ΜΑΘΗΜΑ

Η ΧΗΜΕΙΑ ΚΑΙ ΤΟ ΦΥΣΙΚΟ ΠΕΡΙΒΑΛΛΟΝ

III. ΤΟ ΝΕΡΟ – ΚΑΘΑΡΑ ΣΩΜΑΤΑ

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





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

Σχ. 3. Στερεό απόθεμα (πουρί) σέ 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 σαπούνι «κόβει» (δέν άφρίζει) καί τά όσπρια δέ βράζουν καλά. Τά νερά αυτά τά λέμε «σκληρά» νερά. 'Η σκληρότητα του νερού όφείλεται σέ διάφορες στερεές ούσιες πού περιέχει (ένώσεις άσβεστίου κ.ά.).

● **Πόσιμο νερό.** Γιά 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 στίς πόλεις,** περνάει άπό ειδικές έγκαταστάσεις, όπου αφήνει τό πιθανό θόλωμά του, καί άποστειρώνεται, συνήθως, μέ χλώριο ή καί μέ άλλες μεθόδους.

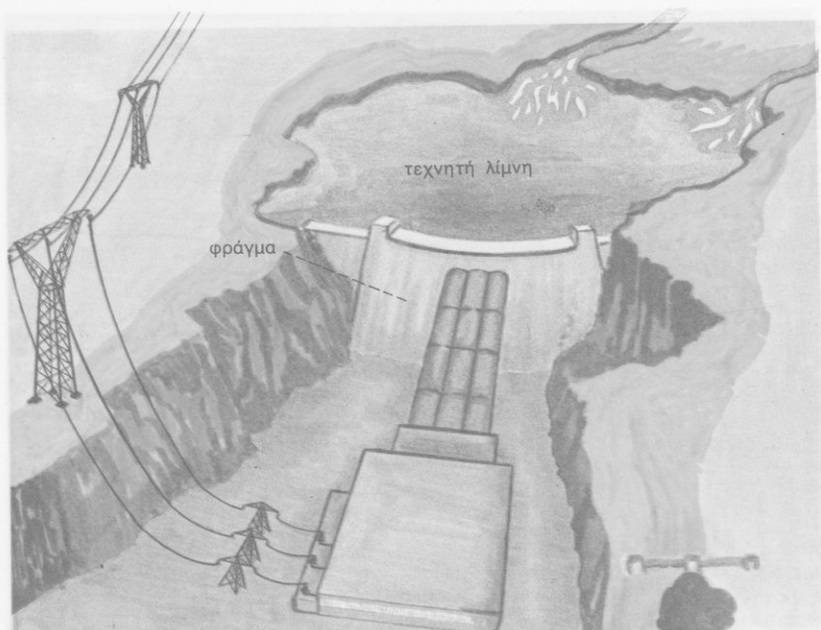
● **Τό βιομηχανικό νερό.** 'Η Βιομηχανία χρησιμοποιεί τεράστιες ποσότητες νερού. Τό σκληρό νερό είναι άκατάλληλο γιά τή βιομηχανία, γιατί είναι δυνατό νά κάνει ζημιές τόσο στίς έγκαταστάσεις (λέβητες, κτλ.), όσο καί στό παραγόμενα προϊόντα. Γιά νά γίνει κατάλληλο τό σκληρό νερό του κάνουν «άποσκληρυνση», μέ διάφορες δηλαδή μεθόδους άφαιρούν τά συστατικά του πού τό κάνουν σκληρό.

● **Ίαματικά νερά.** Όρισμένα φυσικά νερά, εξαιτίας των ούσιων πού περιέχουν ή καί τής θερμοκρασίας τους χρησιμεύουν γιά θεραπευτικούς σκοπούς π.χ. γιά άρρώστειες των νεφρών, τής χολής, δερματοπάθειες, άρθριτικά κτλ. Τά νερά αυτά τά χαρακτηρίζουμε «ιαματικά». Πηγές μέ ιαματικά νερά έχουμε στόν Αιδηψό, στό Μέθανα κ.ά. (Σχ. 4).



Σχ. 4. Ιαματικές πηγές.

- **Τό άποσταγμένο νερό,** είναι άγευστο, χρησιμοποιείται στα χημικά εργαστήρια, σε διάφορες βιομηχανίες και μετά από ειδικές επεξεργασίες για τήν παρασκευή «Φυσιολογικού όρου», πού εισάγεται στο αίμα.
- **Τό νερό τών ύδατοπτώσεων,** όταν πέφτει από ψηλά και σε μεγάλες ποσότητες χρησιμοποιείται για τήν κίνηση διαφόρων εγκαταστάσεων όπως π.χ. νερόμυλων, ύδροηλεκτρικών εργοστασίων κτλ. Στη χώρα μας υπάρχουν ύδροηλεκτρικά εργοστάσια στον Άχελώο, στον Λάδωνα, τό Λοῦρο κ.ά.
- **Τό νερό σάν διαλυτικό μέσο.** Τό νερό είναι τό πιο συνηθισμένο διαλυτικό μέσο για διάφορα στερεά, υγρά ή αέρια σώματα. Άλλα σώματα διαλύονται εύκολα στό νερό (εύδιάλυτα) και άλλα δύσκολα (δυσδιάλυτα). Γενικά, τά στερεά



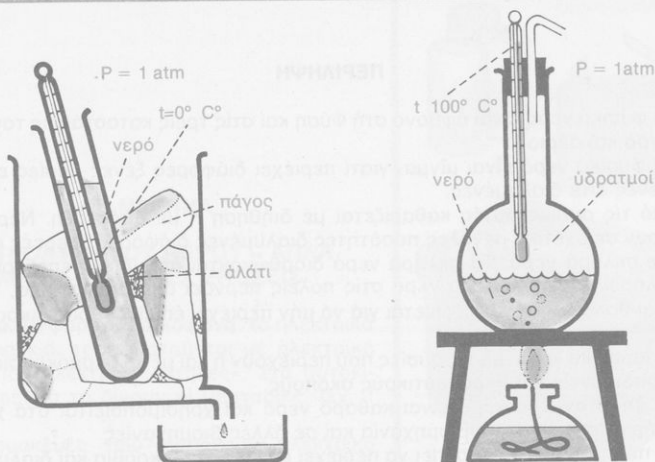
Σχ. 5. Ύδροηλεκτρικό εργοστάσιο.

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

● **Θερμοκρασία βρασμού καί πήξεως τοῦ νεροῦ.** Τά διάφορα φυσικά νερά ἔχουν διαφορετικές, μεταξύ τους, θερμοκρασίες βρασμοῦ καί πήξεως. Τό άποσταγμένο νερό ἔχει διαπιστωθεῖ πειραματικά, (Σχ. 6) πῶς ὅποιαδήποτε κι ἄν εἶναι ἡ προέλευση του, πάντα, ὅταν ἡ ἔξωτερική πίεση εἶναι 1 ἀτμόσφαιρα, βράζει στούς 100°C καί γίνεται πάγος στούς 0°C. Τίς θερμοκρασίες βρασμοῦ καί πήξεως τίς χαρακτηρίζομε σάν «**φυσικές σταθερές**».

Ἡ ἀριθμητική τιμή δηλαδή στίς φυσικές σταθερές τοῦ άποσταγμένου νεροῦ εἶναι πάντα οί ἴδιες, κάτω ἀπ' τίς ἴδιες συνθήκες πιέσεως.

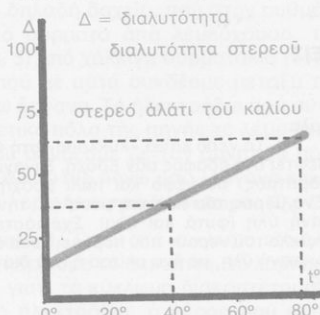
Ἔσως οὐσίες (ὅπως τό άποσταγμένο νερό)



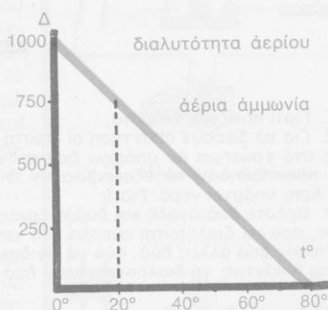
Σχ. 6. Προσδιορισμός θερμοκρασίας πήξεως και βρασμού του νερού.

ΟΥΣΙΑ	ΣΗΜΕΙΟ ΠΗΞΕΩΣ	ΣΗΜΕΙΟ ΒΡΑΣΜΟΥ
οινόπνευμα	- 114 C°	+ 78 C°
σίδηρος	+ 1525 C°	+ 2600 C°
όξιγόνο	- 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 χαρακτηρίζουμε σαν «καθαρά σώματα» (ή και καθορισμένα). Στόν πίνακα II αναγράφονται οι φυσικές σταθερές για μερικά καθαρά σώματα. (Σχ. 7).

ΠΕΡΙΛΗΨΗ

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

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

Άπό 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 (άποσκήρυνση). Τό πόσιμο νερό στίς πόλεις περνάει από διυλιστήρια, γιά νά μήν είναι θολό καί άποστειρώνεται γιά νά μήν περιέχει επικίνδυνους μικροοργανισμούς.

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

Τό άποσταγμένο νερό είναι καθαρό νερό καί χρησιμοποιείται στα χημικά εργαστήρια, στή φαρμακοβιομηχανία καί σέ άλλες βιομηχανίες.

Τό πόσιμο νερό δέν πρέπει νά περιέχει επικίνδυνα μικρόβια καί διαλυμένες στερεές ουσίες περισσότερες άπό 0,5%. Τό νερό τών ύδατοπτώσεων είναι μιά 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 ποτίζομε τά φυτά;
2. Για νά δώσουν άπάντηση οί 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. Έπίσης άπό άλλες δυό, πού νά μη διαλύονται ή πάντως, νά διαλύονται πολύ δύσ-

κολα.

4. Τό νερό κάνει «κύκλους» στή 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 τού νερού» πού περνάει μέσα άπ' τή ζωντανή ύλη, μέ ένα σκίτσο ή ένα διάγραμμα.

7^ο ΜΑΘΗΜΑ

ΗΛΕΚΤΡΟΛΥΣΗ ΤΟΥ ΝΕΡΟΥ – ΑΠΛΑ ΣΩΜΑΤΑ – ΧΗΜΙΚΕΣ ΕΝΩΣΕΙΣ

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

Τίς συσκευές πού παράγουν ήλεκτρικό ρεύμα τίς λέμε γεννήτριες (ήλεκτρικές πηγές) καί έχουν δύο πόλους, τό θετικό (+) καί τόν άρνητικό (-).

● **Ήλεκτρόλυση τού νερού. Διάταξη τής συσκευής γιά τήν ήλεκτρόλυση.** Σχηματίζομε μιά διάταξη, όπως στό σχήμα 3 πού αποτελείται: 1) Από μιά ήλεκτρική 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 **ήλεκτρόδια**, 5) από χάλκινα συρματάκια (τούς άγωγούς), πού με αυτά συνδέομε μεταξύ τους τά πιό πάνω όργανα. Τό ήλεκτρόδιο πού συνδέομε με τό θετικό πόλο τής πηγής τό λέμε **άνοδο** καί αυτό πού συνδέομε με τόν άρνητικό πόλο, **κάθοδο**. Όλα τά πιό πάνω μαζί (όργανα καί συνδέσεις) τά λέμε **ήλεκτρικό κύκλωμα**. (Σχ. 2).

Πείραμα 1. Όταν στό κύκλωμα τής ήλεκτρολύσεως κλείσομε τό διακόπτη, τό λαμπάκι δέ θά ανάψει, γιατί τό κύκλωμα διακόπτεται άνάμεσα στό δύο ήλεκτρόδια, ό άέρας πού μεσολαβεί ανάμεσά τους είναι κακός άγωγός τού ήλεκτρισμού κι έτσι δέ θά περάσει ρεύμα. (Σχ. 2).

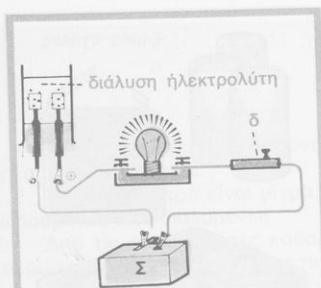
Πείραμα 2. Ρίχνομε στό δοχείο τού βολταμέτρου άποσταγμένο νερό, κλείνομε τό διακόπτη. Καί πάλι τό λαμπάκι δέν ανάβει. Τό άποσταγμένο νερό πού αντικατάστησε τόν άέρα, ανάμεσα στό ήλεκτρόδια, είναι έπομένως, κι αυτό κακός άγωγός τού ήλεκτρισμού. (Σχ. 3).



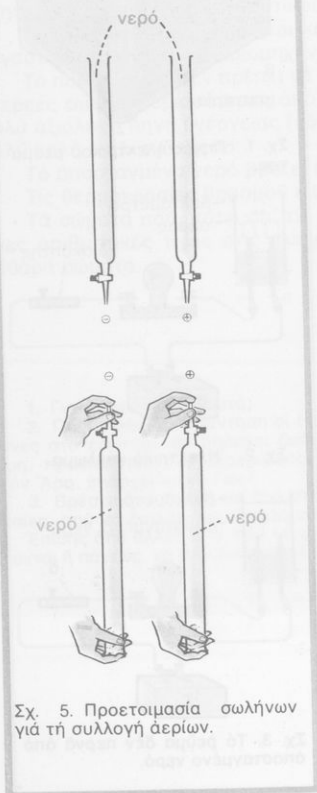
Σχ. 1. Πηγές ήλεκτρικού ρεύματος.

Σχ. 2. Ήλεκτρικό κύκλωμα.

Σχ. 3. Τό ρεύμα δέν περνά από άποσταγμένο νερό.



Σχ. 4. Ήλεκτρόλυση νερού.

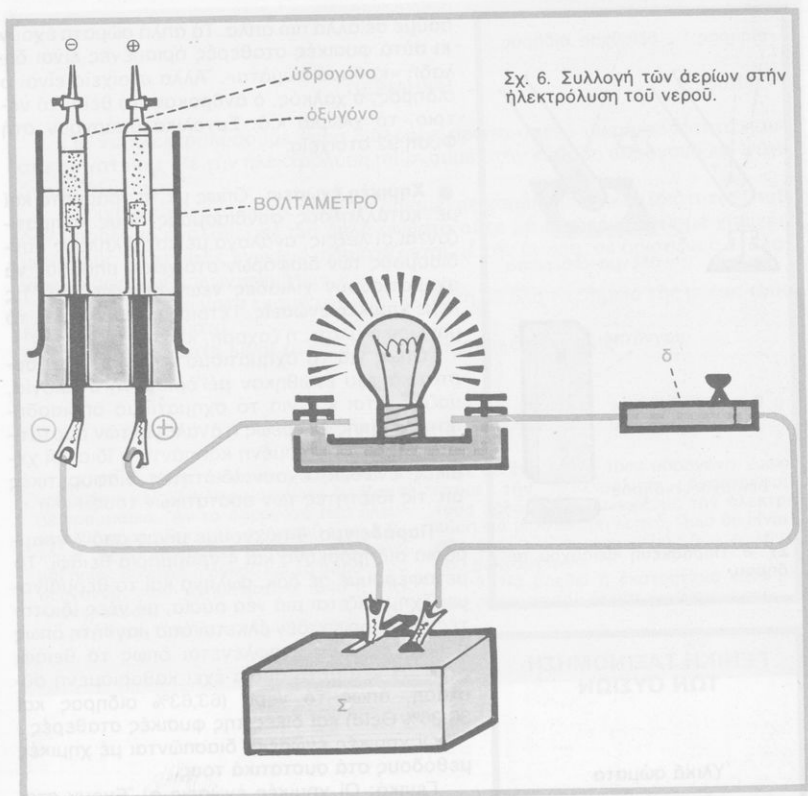


Σχ. 5. Προετοιμασία σωληνών για τή συλλογή αερίων.

Πείραμα 3. "Αν στο νερό του βολταμέτρου διαλύσουμε λίγο καυστικό νάτριο και κλείσουμε τό διακόπτη τό λαμπάκι θά ανάψει. Έπομένως μέσα άπ' τό διάλυμα του καυστικού νατρίου περνάει τό ρεύμα (καλός άγωγός). (Σχ. 4). Έκτός άπ' τό ότι ανάβει αύτή τή φορά τό λαμπάκι, τό πέρασμα του ηλεκτρικού ρεύματος άπ' τό διάλυμα του καυστικού νατρίου, προκαλεί και άλλο ένα φαινόμενο. Δημιουργεί στην περιοχή των δύο ηλεκτροδίων φυσαλίδες από άέρια." Αν συνεχίσει νά περνάει ηλεκτρικό ρεύμα, για πολύ ώρα, τό νερό του διαλύματος θά σωθεί (θά γίνει άέρια) και θά μείνει στο δοχείο τής ηλεκτρολύσεως στερεό καυστικό νάτριο. Έπομένως με τό πέρασμα του ηλεκτρικού ρεύματος δημιουργήθηκε ένα χημικό φαινόμενο. Τό νερό άλλαξε ριζικά και έγινε άέρια. Τό φαινόμενο αυτό τό λέμε ήλεκτρόλυση του νερού, και τό καυστικό νάτριο πού συντελεί στην ήλεκτρόλυση τό λέμε ήλεκτρολύτη.

Πείραμα 4. "Αν συμπληρώνοντας τή διάταξη του βολταμέτρου, βάλουμε σε κάθε ήλεκτρόδιο, από ένα σωλήνα άναστραμμένο, γεμάτο νερό στην άρχή, θά μπορούμε νά συλλέξομε τά άέρια πού σχηματίζονται με τήν ήλεκτρόλυση. (Σχ. 5,6). Έλέγχοντας τή συμπεριφορά τους διαπιστώνομε πώς είναι διαφορετικά. Τό άέριο πού σχηματίστηκε στην κάθοδο, είναι διπλάσιο σε όγκο άπ' τό άέριο πού σχηματίστηκε στην άνοδο. "Αν πλησιάσομε στο άέριο πού πήραμε από τήν κάθοδο ένα άναμμένο σπίρτο, τό άέριο θά άναφλεγεί. Είναι ύδρογόνο. Τό άέριο πού σχηματίστηκε στην άνοδο, δέν καίγεται αλλά ζωηρεύει τήν καύση. Είναι όξυγόνο.

● **Σύνθεση του νερού. Ευδόμετρο.** "Εναν ειδικό βαθμολογημένο σωλήνα, από γερό γυαλί, πού στην κορυφή του έχει δύο ήλεκτρόδια, τόν γεμίζομε με ύδράργυρο, τόν κλείνομε με τό δάκτυλο, τόν άναστρέφομε και τόν βυθίζομε σε λεκάνη με ύδράργυρο. Εισάγομε κατάλληλα 10ml ύδρογόνο και 10ml όξυγόνο (Σχ. 7). Προκαλοόμε ηλεκτρικό σπινθήρα. Μετά τήν ψύξη τής συσκευής βλέπομε στα τοιχώματα του σωλήνα ίχνη νερού, ενώ διαπιστώνομε πώς περίσσεψαν 5ml άέριο πού εξακριβώνομε πώς είναι όξυγόνο. Συμπεραίνομε πώς τά 10ml ύδρογόνο ένώθηκαν με 5ml όξυγόνο και σχημάτισαν νερό. "Αν επαναλάβομε τό πείραμα με άλλες αναλογίες ύδρογόνου και όξυγόνου, θά

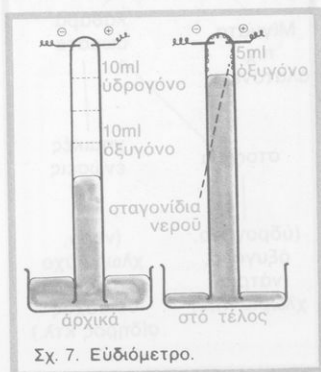


Σχ. 6. Συλλογή των αερίων στην ηλεκτρόλυση του νερού.

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

Επειδή 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.

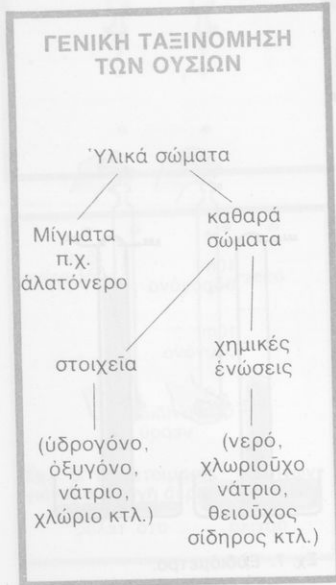
● **Άπλα σώματα, ή στοιχεία.** Αν επιχειρήσουμε να διασπάσουμε το υδρογόνο ή το οξυγόνο σε άλλα σώματα πιά απλά, δε θα το μπορέσουμε. Τά χαρακτηρίζομε λοιπόν σαν **άπλα σώματα** ή **στοιχεία**. Στοιχείο ή άπλο σώμα λέμε γενικά ένα είδος ύλης, που δεν μπορούμε, με τά συνηθισμένα φυσικά και χημικά μέσα,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



Σχ. 7. Ευδίομετρο.



Σχ. 8. Παρασκευή θειούχου σιδήρου.



οουμε σέ άλλα πιό 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 των 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 τά συστατικά του ένώθηκαν μέ όρισμένη αναλογία, μαζών, έτσι και γιά τό σχηματισμό οποιασδήποτε χημικής ένωσης ή αναλογία των συστατικών της είναι όρισμένη και πάντα ή ίδια. Οι χημικές ενώσεις έχουν ιδιότητες διαφορετικές άπ' τίς ιδιότητες των συστατικών τους.

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

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

Γενικά: Οι 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 των φυσικών σταθερών όρισμένες και πάντα τίς ίδιες άριθμητικές τιμές στίς θερμοκρασίες βρασμού και πήξης (κάτω άπό τίς ίδιες συνθήκες). Έπίσης και μερικές άκόμη φυσικές του ιδιότητες (πυκνότητα κτλ.). 3) Άπό χημική άποψη έχει τήν ίδια σύσταση σέ όλα τά σημεία τής μάζας του και 4) Δέν είναι μίγμα.

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

ΠΕΡΙΛΗΨΗ

Γιά νά ηλεκτρολύσουμε νερό διαλύομε πρώτα σαυτό μικρή ποσότητα καυστικού νατρίου. Μέ τήν ηλεκτρόλυση παίρνομε στήν κάθοδο υδρογόνο καί στήν άνοδο οξυγόνο.

Στοιχείο είναι ένα είδος ύλης μέ ορισμένες 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 ορισμένες 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

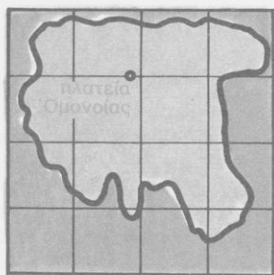
1. 22,4 λίτρα υδρογόνο ζυγίζουν 2 γραμμάρια καί 22,4 λίτρα οξυγόνο ζυγίζουν 32 γραμμάρια. Άν τό υδρογόνο πού έλευθερώθηκε μέ ηλεκτρόλυση νερού είναι 2,24 λίτρα, πόσο θά ζυγίζει αυτό τό υδρογόνο καί ποίος θά είναι ό όγκος καί τό βάρος του οξυγόνου, πού σχηματίστηκε μαύτη τήν ηλεκτρόλυση;

2. Κατά τήν ηλεκτρόλυση νερού παίρ-

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

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





Σχ. 1. Η περιοχή του Δήμου Αθηναίων σε 16 τετρ. εκατοστά.

μόριο υδρογόνου



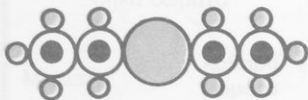
μόριο οξυγόνου



μόριο νερού



μόριο αιθέρα



ΥΠΟΜΝΗΜΑ



άνθρακας



υδρογόνο



όξυγόνο

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 σαν κηλίδες. Άμα πλησιάσουμε, διακρίνουμε σπίτια, δρόμους, ανθρώπους κτλ.

Σε διαφορετικές κλίμακες βλέπουμε διαφορετικά πράγματα (Σχ. 1).

Σ' αυτό τό κεφάλαιο θά προσπαθήσουμε νά γνωρίσουμε τήν ύλη σέ κλίμακα 100.000.000 : 1. Στήν κλίμακα αυτή χρησιμοποιούμε σαν μονάδα μήκους τό **Άγκοτρεμ (Å)**. Έκατό έκατομμύρια Άγκοτρεμ έχουν μήκος 1 εκατοστόμετρο.

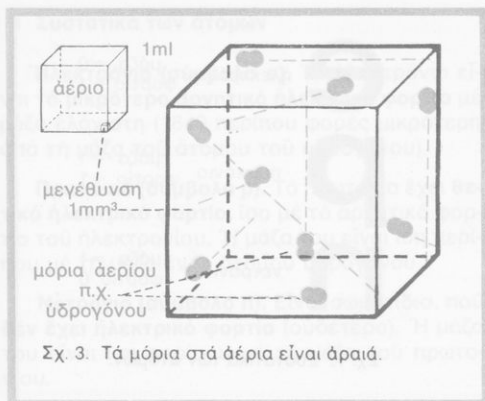
- **Άραιώμα τής ύλης. Μόρια.** Διαλύουμε λίγη ζάχαρη στό νερό. Παύουμε τότε νά τή βλέπουμε, γιατί σκορπίσθηκε σέ μικρά άόρατα σωματίδια, πού διατηρούν όμως τή γεύση τους μέσα στό νερό.

Ή ύλη αποτελείται, λοιπόν, από πολύ μικρά σωματίδια, πού μπορεί νά σκορπίζονται μακριά τό ένα από τό άλλο, χωρίς νά χάσουν τίς ιδιότητες τής ουσίας, από τήν όποία προέρχονται. Τά σωματίδια αυτά τά λέμε **μόρια**.

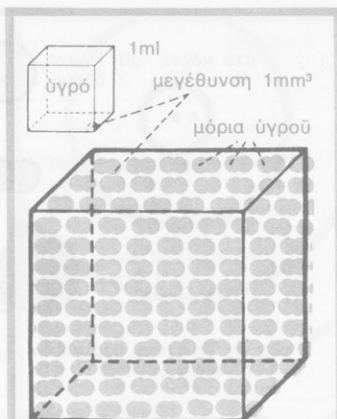
Μόριο είναι τό πιά μικρό κομματάκι, πού μπορούμε νά απομονώσουμε από ένα καθαρό σώμα καί πού κρατάει τίς χαρακτηριστικές ιδιότητες του σώματος αυτού.

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

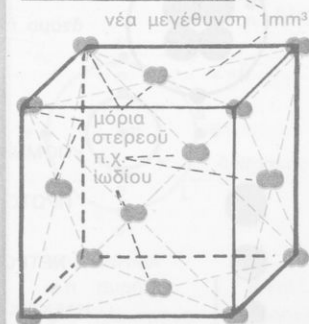
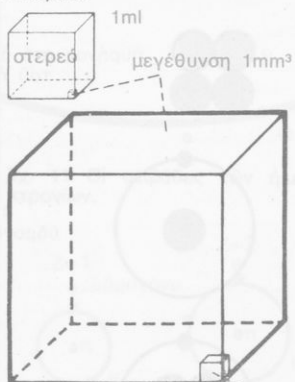
- **Τά μόρια στίς τρεις καταστάσεις τής ύλης.**
α) Στά **άερια** τά μόρια βρίσκονται πολύ μακριά



Σχ. 3. Τά μόρια στά αέρια είναι άραιά.



Σχ. 4. Τά μόρια στά υγρά δεν είναι άραιά.



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

τό ένα από τό άλλο, σχετικά μέ τό μέγεθος τους. Κινούνται ελεύθερα πρὸς ὅλες τίς διευθύνσεις μέ πολύ μεγάλη ταχύτητα καί συγκρούονται ελαστικά μεταξύ τους, καθώς καί μέ τοιχώματα τῶν δοχείων, ὅπου περιέχονται. Στίς συγκρούσεις τους αὐτές ὀφείλεται ἡ **πίεση** πού ἀσκοῦν τ' αέρια. (Σχ. 3).

β) **Στά υγρά.** Οἱ ἀποστάσεις ἀνάμεσα στά μόρια εἶναι πολύ μικρότερες ἀπό ὅ,τι στά αέρια. Τά μόρια τῶν υγρῶν ἔλκονται ἀρκετά μεταξύ τους, μποροῦν ὅμως νά κινούνται, γλιστρώντας τό ένα στό άλλο, σάν μικροσκοπικές μπάλλες. Αὐτό κάνει τά υγρά νά εἶναι **«ρευστά»**, δηλαδή νά χύνονται καί νά παίρνουν τό σχῆμα τοῦ δοχείου, πού περιέχονται. Ρευστά βέβαια εἶναι καί τά αέρια, γιατί κι αὐτά παίρνουν τό σχῆμα τοῦ χώρου πού βρίσκονται. (Σχ. 4).

γ) Στά **στερεά** τά μόρια (ἢ καί ἄλλου εἶδους σωματίδια, ὅπως θά δοῦμε) βρίσκονται σέ σταθερές θέσεις τό ένα κοντά στό άλλο (Σχ. 5). Γι' αὐτό, τά στερεά ἔχουν καί σταθερά σχήματα.

• **Ἄτομα.** Προχωρώντας βαθύτερα στήν ἐξέταση τῆς ὕλης ἀνακαλύπτομε, ὅτι καί τά μόρια ἀποτελοῦνται ἀπό ἄλλα μικρότερα σωματίδια, τά **ἄτομα**.

Στά μόρια τῶν στοιχείων τά ἄτομα εἶναι ὅλα ἴδια μεταξύ τους. Στά μόρια ὅμως τῶν χημικῶν ἐνώσεων τά ἄτομα πού ἀποτελοῦν τό μόριο εἶναι διαφορετικά μεταξύ τους (Σχ. 6).

Σέ ὀρισμένα στοιχεῖα τό μόριό τους ἀποτελεῖται ἀπό ένα μόνο ἄτομο π.χ. στό ἥλιο.

Ἀκόμη πιά βαθειά ἐρευνα εἰδείξε, ὅτι καί τά ἄτομα εἶναι σύνθετα σωματίδια.

στο μόριο του Ήλιου
1 άτομο



στο μόριο του υδρογόνου
2 άτομα



στο μόριο του νερού
3 άτομα



Σχ. 6. Τά άτομα στα μόρια μερικών ουσιών.

● πυρήνας στο άτομο
του υδρογόνου

●● πυρήνας στο άτομο
του ήλιου

e
●
○
●
ατομο
υδρογόνου

e
●
●●
●●
●
ατομο ήλιου

ΥΠΟΜΝΗΜΑ

● ΠΡΩΤΟΝΙΟ

● ΝΕΤΡΟΝΙΟ

● ΗΛΕΚΤΡΟΝΙΟ

Σχ. 8. Πυρήνες και άτομα υδρογόνου και ήλιου.

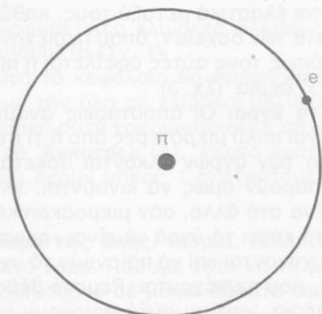
e ηλεκτρόνιο μάζα ≈ 0
φορτίο -1

p πρωτόνιο μάζα ≈ 1
φορτίο $+1$

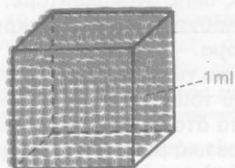
n νετρόνιο μάζα ≈ 1
φορτίο 0

Σχ. 7. Συστατικά των ατόμων.

ατομο υδρογόνου
π=πυρήνας



Σχ. 9. Το 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 ὑδρογόνου).

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 ἑνός ἀτόμου ὑδρογόνου.

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

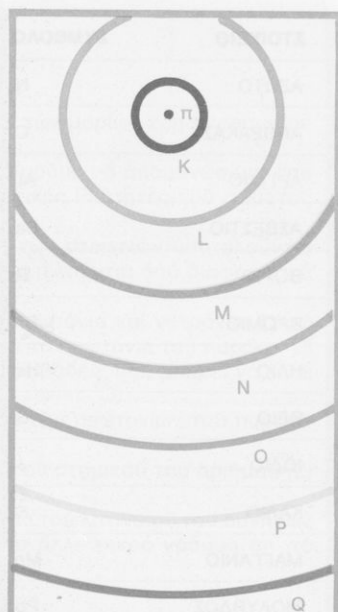
Ἡ δομή τῶν ἀτόμων. Κάθε ἄτομο ἀποτελεῖται ἀπό ἕνα πυρήνα, μέ πρωτόνια (p) καί νετρόνια (n). Γύρω ἀπό τόν πυρήνα (σέ ἀκτίνα 10.000 ὡς 100.000 φορές μεγαλύτερη ἀπό τήν ἀκτίνα τοῦ ἴδιου τοῦ πυρήνα) περιφέρονται τόσα ἡλεκτρόνια (e), ὅσα εἶναι τά πρωτόνια τοῦ πυρήνα. Ἔτσι, **τό κάθε ἄτομο σάν σύνολο εἶναι 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 ἕνα 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 τόννου (Σχ. 10).

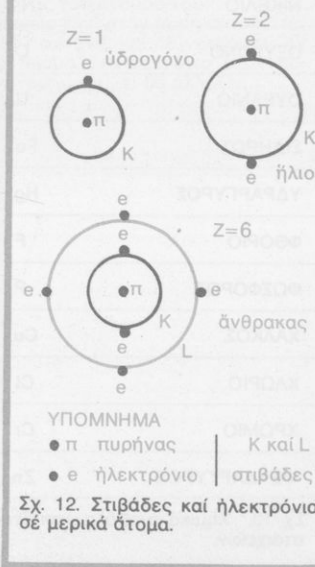
● **Ἀτομικό ἀριθμό.** Λέμε τόν ἀριθμό τῶν πρωτονίων τοῦ πυρήνα σέ ἕνα ἄτομο καί τόν συμβολίζουμε μέ τό γράμμα Z. Ὁ ἀριθμός αὐτός (Z) ἔχει μεγάλη σημασία γιά κάθε στοιχεῖο. Ἄν παραστήσουμε μέ N τόν ἀριθμό τῶν νετρονίων ἑνός πυρήνα, τότε τό ἄθροισμα $Z+N$ ἐκφράζει τή μάζα τοῦ πυρήνα, πού εἶναι ἴση περίπου μέ τή μάζα τοῦ ἀτόμου ἑνός 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 **φλοιοί**. 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 μερικῶν στοιχείων.

Στὴν στιβάδα K, πού εἶναι ἡ πλησιέστερη πρὸς τὸν πυρήνα, συγκρατοῦνται μέχρι 2 ἠλεκτρόνια στὴν L μέχρι 8, στὴν 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. Ἐτσι 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 μετὰ 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 μετὰ ἓνα σύμβολο πού εἶναι τὸ κεφαλαῖο ἀρχικὸ γράμμα τοῦ λατινικοῦ συνήθως ὀνόματός του.

Ὅπου μετὰ 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. Ἐτσι π.χ. τὸ ὀξυγόνο συμβολίζεται μετὰ O, τὸ κάλιο μετὰ K, κτλ. Ἐπίσης τὸ ὑδρογόνο συμβολίζεται μετὰ H, τὸ ἥλιο μετὰ He, ὁ ἀνθρακας μετὰ C καὶ ὁ χαλκός μετὰ Cu κτλ.

Κατὰ συνθήκη τὸ κάθε σύμβολο παριστάνει:

- Τὸ στοιχείο, πού συμβολίζει.
 - Ἐνα ἄτομο τοῦ στοιχείου αὐτοῦ.
- **Σύμβολα τῶν μορίων τῶν στοιχείων.** α) Ὄταν τὸ μόριο ἑνὸς στοιχείου ἀποτελεῖται ἀπὸ ἓνα μόνον 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. Ἐτσι τὸ μόριο τοῦ ὑδρογόνου πού ἀποτελεῖται ἀπὸ δύο ἄτομα γράφεται H₂.

ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ

- Τί εἶναι τὸ Ἄγκστρεμ;
- Τί λέγεται μόριο;
- Απὸ τί ἀποτελεῖται τὸ ἄτομο;
- Τί εἶναι τὸ πρωτόνιο, τὸ νετρόνιο καὶ τὸ ἠλεκτρόνιο;
- Τί λέγεται ἀτομικὸς ἀριθμὸς στοιχείου;
- Τί λέγεται μαζικὸς ἀριθμὸς στοιχείου;
- Πῶς συμβολίζονται τὰ στοιχεῖα;

ΠΕΡΙΛΗΨΗ

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

Μόριο εἶναι τό μικρότερο κομματάκι, πού μπορούμε νά ἀπομονώσουμε ἀπό ἕνα 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 ἕνα πυρήνα μέ πρωτόνια καί νετρόνια. Γύρω ἀπ' αὐτόν περιφέρονται τόσα ἠλεκτρόνια, ὅσα εἶναι τά πρωτόνια τοῦ πυρήνα. Οἱ τροχιές τῶν ἠλεκτρονίων βρίσκονται σέ διάφορες στιβάδες, πού μπορεῖ νά εἶναι μέχρι 7.

Ἄτομικό ἀριθμό (Z) στοιχείου λέμε τόν ἀριθμό τῶν πρωτονίων τοῦ πυρήνα τοῦ ατόμου του.

Μαζικό ἀριθμό (A) στοιχείου λέμε τό ἄθροισμα τοῦ ατομικοῦ 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 ἕνα ἄλλο μικρό γράμμα ἀπ' τό ὄνομα τῶν στοιχείων.

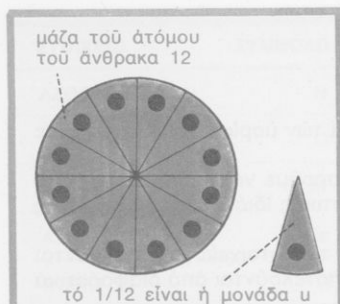
ΑΣΚΗΣΕΙΣ

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

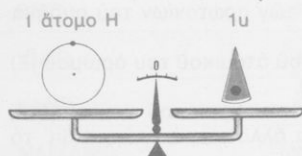
2. Στοιχεῖο ἔχει μαζικό ἀριθμό 16 καί γύρω ἀπό τόν πυρήνα τοῦ ατόμου του περιφέρονται 8 ἠλεκτρόνια. Πόσα νετρόνια

ἔχει ὁ πυρήνας τοῦ ατόμου του;

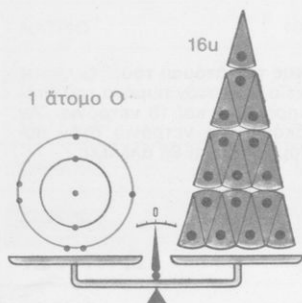
3. Στοιχεῖο ἔχει στόν πυρήνα τοῦ ατόμου του 17 πρωτόνια καί 18 νετρόνια. Ἄν προστεθεῖ ἀκόμη ἕνα νετρόνιο στόν πυρήνα τοῦ ατόμου του, τί θά ἀλλάξει;



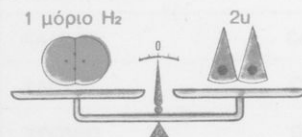
Σχ. 1. Γραφική παράσταση της μονάδας της ατομικής μάζας σε σχέση προς τό άτομο του άνθρακα 12.



Σχ. 2. Τό ατομικό βάρος του υδρογόνου είναι 1.



Σχ. 3. Τό ατομικό βάρος του οξυγόνου είναι 16.



Σχ. 4. Τό μοριακό βάρος του υδρογόνου είναι 2. (Τέτοιος ζυγός στην πραγματικότητα δέν υπάρχει).

ΑΤΟΜΙΚΟ ΚΑΙ ΜΟΡΙΑΚΟ ΒΑΡΟΣ – ΓΡΑΜΜΟΑΤΟΜΟ – ΓΡΑΜΜΟΜΟΡΙΟ (MOLE) – ΓΡΑΜΜΟΜΟΡΙΑΚΟΣ ΟΓΚΟΣ – ΣΧΕΤΙΚΗ ΠΥΚΝΟΤΗΤΑ ΑΕΡΙΟΥ ΩΣ ΠΡΟΣ ΤΟΝ ΑΕΡΑ

● **Η μονάδα γιά τή μέτρηση τής μάζας σ'ά άτομα καί σ'ά μόρια.** Γιά νά μετρήσουμε, οτιδήποτε, χρησιμοποιούμε κάποια κατάλληλη μονάδα. Έτσι, τήν απόσταση ανάμεσα σέ δύο πόλεις τή μετράμε σέ χιλιόμετρα. Γιά τή διάμετρο όμως τών ατόμων καί τών μορίων χρησιμοποιούμε τό "Άγκοτρεμ (Å).

“Αν θελήσουμε νά εκφράσουμε τήν μάζα ενός ατόμου π.χ. οξυγόνου, σέ γραμμάρια, τότε ό αριθμός πού θά τήν εκφράσει είναι τόσο μικρός, ώστε είναι δύσκολο νά τόν καταλάβουμε (0,00000000000000000000000805 gr).

Γιά τό σκοπό αυτό παίρνομε σάν μονάδα μάζας τό 1/12 τής μάζας του ατόμου του κοινού άνθρακα πού τό άτομο του έχει 6 πρωτόνια καί 6 νετρόνια. Έτσι, ό μαζικός του αριθμός είναι 12. Ό άνθρακας αυτός λέγεται άνθρακας 12.

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

Μέ τή μονάδα αυτή, πού συμβολίζεται μέ u , τό ατομικό βάρος του υδρογόνου είναι 1,008, του άνθρακα 12, του οξυγόνου είναι 16 κτλ. Στην πράξη έμεις θά στρογγυλεύομε τά ατομικά βάρη τών στοιχείων προς τήν πλησιέστερη άκέραια ή καί μισή μονάδα. Έτσι π.χ. αντί 1,008 θά γράφομε 1, αντί 35,46 θά γράφομε 35,5 κτλ.

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 άπ' τό 1/12 τής μάζας του ατόμου του άνθρακα 12.

Τό μοριακό βάρος π.χ. του υδρογόνου είναι 2, του οξυγόνου 32 και του νερού 18.

● **Ένας σπουδαίος αριθμός: N.**

Σέ κάθε 12 γραμμάρια άνθρακα υπάρχουν

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

● **“Ας 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 μιās ουσίας σε **πακέτα με Ν άτομα**, ή σε πακέτα με Ν μόρια.

Τό πακέτο με τά Ν άτομα ενός στοιχείου τό λέμε **γραμμοάτομο**. Τό πακέτο με τά Ν μόρια στοιχείου, ή χημικής ένωσης τό λέμε **γραμμομόριο**, ή Mole. “Έτσι, με τά γραμμοάτομα και τά γραμμομόρια (Mole) περνάμε από τήν περιοχή τών ατόμων και τών μορίων στην περιοχή μεγεθών, πού γι’ αυτά έχομε άμεση αντίληψη. Γιατί α) Γραμμοάτομο ενός στοιχείου λέμε τό πακέτο με Ν άτομα του στοιχείου αυτού και ζυγίζει τόσα γραμμάρια όσος είναι ο αριθμός πού δείχνει τό ατομικό του βάρος. Π.χ. τό γραμμοάτομο του ύδρογόνου (H) περιέχει Ν άτομα H και ζυγίζει 1 γραμμάριο· τό γραμμοάτομο του όξυγόνου είναι τό πακέτο πού περιέχει Ν 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 μιās χημικής ένωσης, λέμε τό πακέτο με τά Ν μόρια του στοιχείου, ή τής ένωσης και ζυγίζει τόσα γραμμάρια, όσος είναι ο αριθμός πού δείχνει τό μοριακό του βάρος.

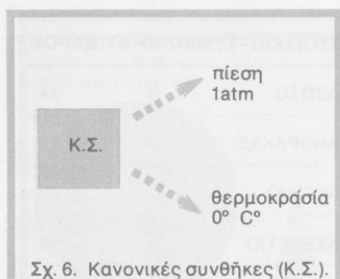
“Έτσι π.χ. τό Mole του ύδρογόνου περιέχει Ν μόρια ύδρογόνου πού ζυγίζουν 2 γραμμάρια (H_2). Τό γραμμομόριο του νερού (H_2O) περιέχει Ν μόρια νερού, πού ζυγίζουν 18 γραμμάρια, 9 γραμμάρια νερού είναι $1/2$ Mole νερού και 4gr H_2 είναι 2 Mole ύδρογόνου.

● **Κανονικές συνθήκες**. “Όπως είδαμε, κάθε μεταβολή στή θερμοκρασία και στην πίεση αέριου επηρεάζει σημαντικά τόν όγκο του. Γι αυτό, θά θεωρούμε, ότι όλα τά αέρια βρίσκονται στίς λεγόμενες: κανονικές συνθήκες πίεσεως και θερμοκρασίας (Κ.Σ.) πού είναι: **Πίεση 1 ατμοσφαιρας (Atm) και θερμοκρασία 0°C**.

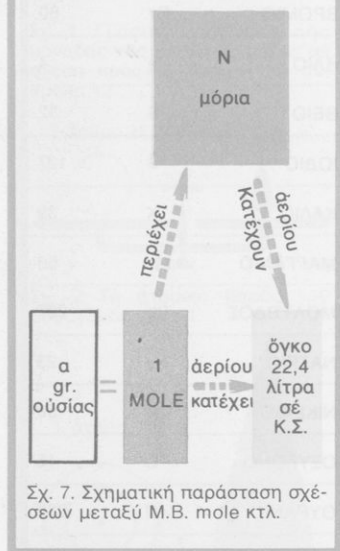
ΣΤΟΙΧΕΙΟ - ΣΥΜΒΟΛΟ - ΑΤ. ΒΑΡΟΣ

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 ατομ. 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 της μάζας ενός όποιουδήποτε 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:

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

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

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 H₂ δηλ. είναι 14,5 φορές ελαφρότερο από τόν αέρα.

β) Τό μοριακό βάρος του όξιγόνου είναι 32.

ΜΟΡΙΟ ΑΕΡΙΟΥ	H ₂	O ₂	N ₂
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 άερια H₂, O₂ και N₂.

"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) **Ποιά είναι τό μοριακό βάρος αερίου, του οποίου 1 λίτρο σε Κ.Σ. 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. Μέ ποιά μονάδα μετράμε τό άτομα καί τό μοριακά βάρη;
2. Τί λέγεται ατομικό βάρος στοιχείου;
3. Τί λέγεται μοριακό βάρος στοιχείου, ή χημικής ένωσης;
4. Τί λέγεται σχετική πυκνότητα αερίου;
5. Μέ τί ισούται ή σχετική πυκνότητα αερίου ως πρός τόν άέρα;

ΠΕΡΙΛΗΨΗ

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

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

Γραμμοάτομο στοιχείου λέμε ποσότητα N ατόμων πού σε γραμμάρια είναι όσο τό ατομικό του βάρος.

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

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

Σχετική πυκνότητα αερίου είναι ό λόγος του μοριακού του βάρους 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).

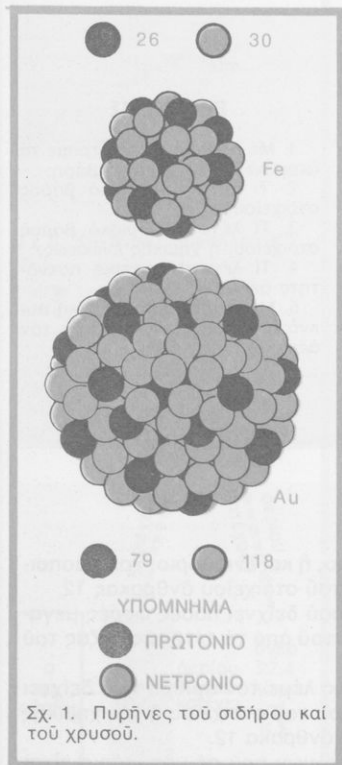
2. Πόσα γραμμάρια είναι μισό γραμμομόριο θειικού όξέος; (Μορ. βάρους του θειικού όξέος = 98).

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 γραμμομόριου όποιασδήποτε ούσιας;

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



Σχ. 2. Απόσπασμα από τό περιοδικό σύστημα.

	ΟΜΑΔΕΣ	Ia	Ila	IIIa	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^ο 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 τι γίνεται όταν αυξάνεται ο αριθμός των πρωτονίων του πυρήνα κατά ένα πρωτόνιο κάθε φορά.

● Όταν τά πρωτόνια γίνουν 2 τό άτομο παύει νά είναι άτομο υδρογόνου (H) και γίνεται άτομο άλλου στοιχείου, πού τό λέμε ήλιο (He). Γύρω από τόν πυρήνα του ατόμου του ήλιου περιφέρονται 2 ηλεκτρόνια, αφού μέ τήν προσθήκη του δεύτερου πρωτονίου ο πυρήνας διαθέτει δύο θετικά φορτία.

● Όταν σέ άτομο του ήλιου προστεθεί και τρίτο πρωτόνιο, τότε προκύπτει άτομο άλλου στοιχείου, πού λέγεται λίθιο (Li), αυτό στόν πυρήνα του έχει 3 πρωτόνια και γύρω από αυτόν

περιφέρονται 3 ηλεκτρόνια.

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

● Οι έρευνήτές όμως δημιούργησαν με τεχνητά μέσα (πυρηνικές αντιδράσεις) και 13 μέχρι σήμερα νέα στοιχεία βαρύτερα και από τό ουράνιο, πού δέ βρίσκονται στη Φύση. Αυτά έχουν ατομικούς αριθμούς από 93 μέχρι και 105 και λέγονται **υπερουράνια στοιχεία**. Στους πυρήνες τών ατόμων τους έχουν δηλαδή από 93 μέχρι 105 πρωτόνια. Στο άτομο του ουρανίου περιφέρονται γύρω από τόν πυρήνα 92 ηλεκτρόνια και στα υπερουράνια από 93 μέχρι 105 ηλεκτρόνια. Έτσι τά άτομα όλων τών στοιχείων είναι ηλεκτρικά ουδέτερα.

● **Πώς κατανέμονται τά ηλεκτρόνια γύρω από τόν πυρήνα.** Είδαμε στα 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 πιο 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.**

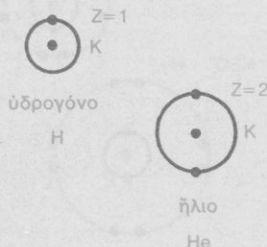
Ο αριθμός τών e τής έξωτερικής στιβάδας τών ατόμων ενός στοιχείου καθορίζει τή χημική συμπεριφορά του στοιχείου αυτού, ή όπως λέμε τόν χημικό του χαρακτήρα.

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

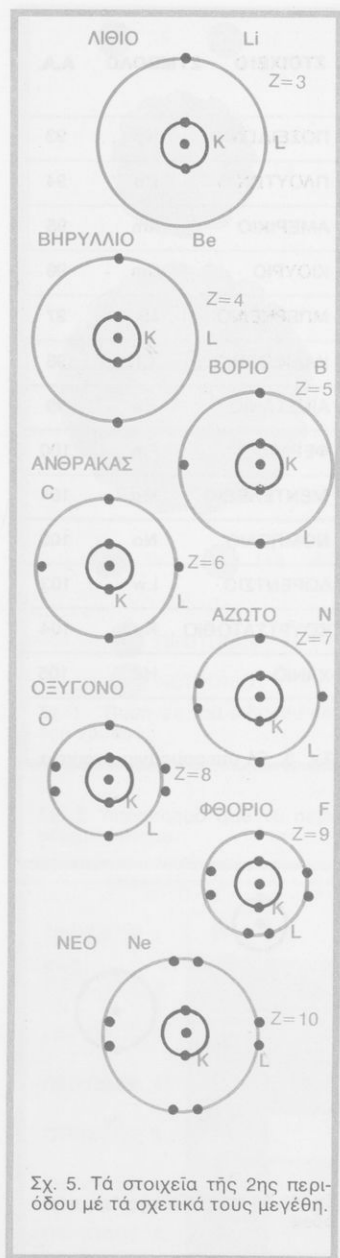
β). Όλα τά στοιχεία, πού στην έξωτερική στιβάδα τών ατόμων τους έχουν 1e, είναι

ΣΤΟΙΧΕΙΟ	ΣΥΜΒΟΛΟ	A.A.
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
ΛΩΡΕΝΤΣΙΟ	Lw	103
ΚΟΥΡΤΣΑΤΟΒΙΟ	Ku	104
ΧΑΝΙΟ	Ha	105

Σχ. 3. Τά υπερουράνια στοιχεία.



Σχ. 4. Τά στοιχεία τής 1ης περιόδου.



Σχ. 5. Τά στοιχεία της 2ης περιόδου με τά σχετικά τους μεγέθη.

μέταλλα (έκτός από τό υδρογόνο). Ένώνονται πολύ εύκολα με τό οξυγόνο (O), με τό χλώριο (Cl) και με άλλα στοιχεία. Άνήκουν στην **ομάδα τών αλκαλιών**. Τά σπουδαιότερα από αυτά είναι τό **νάτριο** (Na) και τό **κάλιο** (K).

γ). Όλα τά στοιχεία, πού έχουν 7 e στην εξωτερική στιβάδα τών ατόμων τους, λέγονται **άλoγoνα**. Αυτά ένώνονται εύκολα με τό υδρογόνο και με τά αλκάλια, καθώς και με πολλά άλλα μέταλλα. Δέν ένώνονται εύκολα με τό οξυγόνο. Τά σπουδαιότερα από τά άλoγoνα είναι τό **χλώριο** (Cl) και τό **ιώδιο** (J).

● **Τό περιοδικό σύστημα**. Προτού ακόμη μελετηθεί ή δομή τών ατόμων τών στοιχείων, πολλοί έρευνητές προσπάθησαν νά κατατάξουν τά στοιχεία ανάλογα με τή χημική συμπεριφορά τους. Σήμερα είναι ταξινομημένα όλα τά στοιχεία σέ ένα πίνακα, πού λέγεται **περιοδικό σύστημα**. Σ' αυτό παρατηρούμε τά έξης:

α). Τά στοιχεία μπαίνουν τό ένα μετά τό άλλο σύμφωνα με τόν ατομικό τους αριθμό. Έτσι, τό άζωτο, πού έχει ατομικό αριθμό 7 ($Z=7$), μπαίνει μετά τόν άνθρακα (C) πού έχει $Z=6$ και πρίν από τό οξυγόνο (O), πού έχει ατομικό αριθμό 8 ($Z=8$).

β) Όλα τά στοιχεία, πού έχουν τόν ίδιο αριθμό ήλεκτρονίων (e) στην έξωτερική τους στιβάδα βρίσκονται στην ίδια κατακόρυφη στήλη.

γ) Τά στοιχεία, πού βρίσκονται στην ίδια οριζόντια γραμμή, λέμε ότι ανήκουν στην ίδια **περίοδο**. Σέ κάθε περίοδο περνάμε από τό ένα στοιχείο στό έπόμενο με βάση τήν αύξηση του αριθμού τών πρωτονίων του πυρήνα κατά 1p και αντίστοιχη αύξηση του αριθμού τών ηλεκτρονίων κατά 1 επίσης ήλεκτρόνιο.

δ) Τά στοιχεία, πού ανήκουν στην ίδια κατακόρυφη στήλη, λέμε πώς ανήκουν στην ίδια ομάδα ή οικογένεια. Περνώντας από ένα στοιχείο στό έπόμενο τής ίδιας ομάδας παρατηρούμε αύξηση κατά μία τής στιβάδας τών ηλεκτρονίων (Σχ. 2).

● **Πλεονεκτήματα του περιοδικού συστήματος**. Τά στοιχεία, πού βρίσκονται στην ίδια κατακόρυφη στήλη (ομάδα), έχουν ανάλογες (άρκετά όμοιες) χημικές ιδιότητες. Έτσι, αν ξέρουμε π.χ. τίς ιδιότητες ενός στοιχείου σέ μία ομάδα, μπορούμε με άρκετή προσέγγιση νά συμπεράνουμε γιά τίς ιδιότητες και τών υπόλοιπων στοιχείων τής ομάδας αυτής.

ΠΕΡΙΛΗΨΗ

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

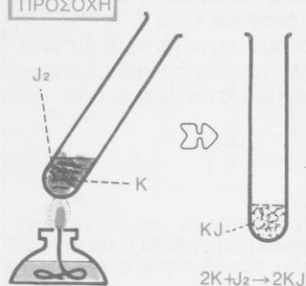
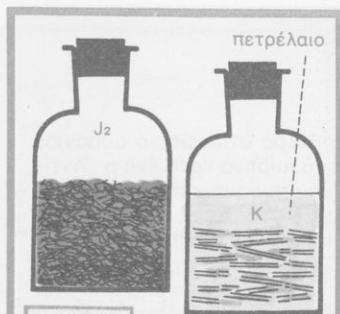
Μετά το ούράνιο, πού είναι το βαρύτερο στοιχείο στη Φύση, οι έρευνητές παρασκεύασαν και άλλα 13 στοιχεία ή υπερούρανια, ως τον αριθμό 105.

Η πρώτη στιβάδα ηλεκτρονίων, ή K , συγκρατεί μόνο 2 ηλεκτρόνια. Η δεύτερη μπορεί να συγκρατήσει 8, ή τρίτη 18 κτλ. Από χημική άποψη σημασία έχει ο αριθμός των ηλεκτρονίων της εξωτερικής στιβάδας. Ο αριθμός αυτός στο υδρογόνο και στα μέταλλα αλκάλια είναι 1, ενώ στα άλογα είναι 7.

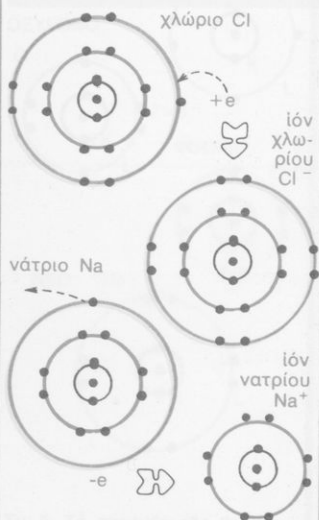
Σε κάθε κατακόρυφη στήλη του περιοδικού συστήματος παρατηρείται αναλογία στις χημικές ιδιότητες των στοιχείων. Έχουν όλα τον ίδιο αριθμό ηλεκτρονίων στις εξωτερικές τους στιβάδες και λέμε, ότι ανήκουν στην ίδια ομάδα.

ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ

1. Πώς παρακολουθούν τα ηλεκτρόνια την αύξηση του αριθμού των πρωτονίων από άτομο σε άτομο;
2. Τί είναι τα υπερούρανια στοιχεία;
3. Πόσα ηλεκτρόνια μπορεί να συγκρατήσει η εξωτερική στιβάδα K και πόσα οι άλλες στιβάδες σαν εξωτερικές;



Σχ. 1. Παρασκευή ιωδιούχου καλίου KJ.



Σχ. 2. Τά άτομα καί τά ιόντα τους.

11° ΜΑΘΗΜΑ

ΧΗΜΙΚΕΣ ΕΝΩΣΕΙΣ – ΔΕΣΜΟΙ – ΣΘΕΝΟΣ

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

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

- **Έξήγηση του φαινομένου.** Ό σχηματισμός χημικών ενώσεων γίνεται **μέ συναλλαγές στά ηλεκτρόνια της εξωτερικής στιβάδας των άτόμων τους**. Γι' αυτές τίς συναλλαγές ηλεκτρονίων πρέπει νά έχουμε υπόψη μας τά έξης:


α) Κάθε εξωτερική στιβάδα είναι συμπληρωμένη όταν έχει 8 ηλεκτρόνια. (Έξαιρείται ή K, 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. Στην περίπτωση αυτή τά άτομα μένουν μέ τήν προηγούμενη ηλεκτρονική τους στιβάδα, πού είναι συμπληρωμένη (Σχ. 2).


Ή συμπλήρωση της εξωτερικής στιβάδας γίνεται ακόμη καί μέ **άμοιβαία συνεισφορά** ηλεκτρονίων. Σχηματίζονται τότε ένα, ή περισσότερα ζεύγη ηλεκτρονίων, πού είναι κοινά καί στά δυό άτομα, πού ένώνονται:

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

ΟΜΑΔΕΣ	Ia	IIa	IIIa	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 εξωτερική στιβάδα 5, 6, ή 7 ηλεκτρόνια, παίρνουν τόσα ηλεκτρόνια ώστε νά αποκτήσουν 8.

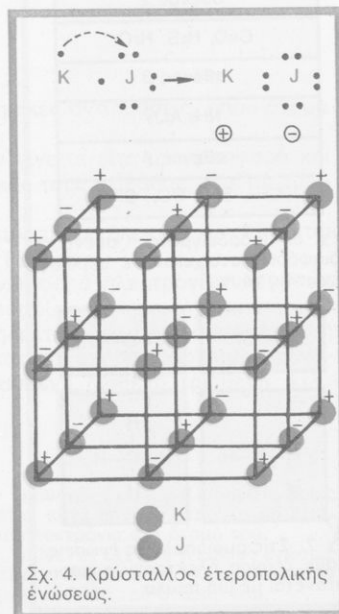
ε) Άμοιβαία συνεισφορά ηλεκτρονίων γίνεται σέ πολλές περιπτώσεις, ιδιαίτερα όμως στά στοιχεία, πού τά άτομά τους έχουν 4 ηλεκτρόνια στην εξωτερική τους στιβάδα.

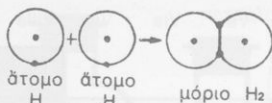
στ) Ή παραχώρηση καί ή πρόσληψη ηλεκτρονίων γίνεται εύκολότερα όταν πρόκειται γιά ένα ηλεκτρόνιο, δυσκολότερα γιά 2 καί ακόμη δυσκολότερα, γιά 3 ηλεκτρόνια, στό ίδιο άτομο.

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

● **Μέταλλα. Άμέταλλα. Εύγενή αέρια.** 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.

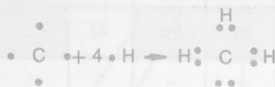




άτομο H + άτομο H → μόριο H₂
 ή H·H ή H-H ή H₂



ή |Cl:Cl| ή |Cl-Cl| ή Cl₂

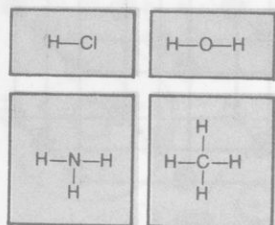


ή H-C-H ή H|C|H ή CH₄
 H H

Σχ. 5. Μόρια με όμοιοπολικούς δεσμούς.

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

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



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

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

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

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

ΔΕΣΜΟΙ

● **Έτεροπολικός δεσμός** (ή καί **ιοντικός**). Όταν ένώνεται τό κάλιο μέ τό ιώδιο, καί σχηματίζει ιδιούχο κάλιο, τό άτομο του καλίου παραχωρεί στό άτομο του ιωδίου 1 ηλεκτρόνιο. Έτσι, τό άτομο του καλίου άποκτά 1 θετικό ηλεκτρικό φορτίο καί τό άτομο του ιωδίου 1 άρνητικό ηλεκτρικό φορτίο. Τό άτομο του καλίου μέ τό θετικό φορτίο του λέγεται **κατιόν** (K⁺), καί τό άτομο του ιωδίου μέ τό άρνητικό του φορτίο λέγεται **άνιόν** (J⁻). Άνάλογα σχηματίζονται καί πολλές άλλες ενώσεις. Τά κατιόντα καί τά άνιόντα τά λέμε **ιόντα**.

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

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

● **Όμοιοπολικός δεσμός**. Αυτός γίνεται όταν δυό άτομα συνεισφέρουν άμοιβαία άπό ένα ηλεκτρόνιο γιά κάθε κοινό ζεύγος ηλεκτρονίων. Τό κάθε ζεύγος ηλεκτρονίων ανήκει στίς ηλεκτρονικές στιβάδες καί των δυό άτόμων πού συνδέονται.

Παραδείγματα όμοιοπολικών δεσμών βλέπομε στά μόρια των στοιχείων H₂ καί Cl₂, καθώς καί στό μόριο του μεθανίου (CH₄).

Οί δεσμοί αυτοί πού γίνονται μέ κοινά ζεύγη ηλεκτρονίων λέγονται **όμοιοπολικοί δεσμοί**, καί **οί ενώσεις μέ όμοιοπολικούς δεσμούς, λέγονται όμοιοπολικές ενώσεις**.

ΣΘΕΝΟΣ

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

Τά στοιχεία χαρακτηρίζονται σάν **μονοσθενή, δισθενή, τρισθενή** κτλ., ανάλογα μέ τόν αριθμό των ηλεκτρονίων πού παραχωρεί, ή παίρνει, ή συνεισφέρει τό άτομο τους στίς χημικές ενώσεις, πού σχηματίζουν.

Στίς έτεροπολικές ενώσεις τό σθένος χαρακτηρίζεται σάν θετικό (+) στά στοιχεία πού σχηματίζουν κατιόντα και σάν άρνητικό (-), στά στοιχεία πού σχηματίζουν άνιόντα. Σθένη μερικών στοιχείων:

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 μέ τίς χημικές άντιδράσεις, όπου άτομα από διάφορα στοιχεία ένώνονται μεταξύ τους.

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

Οί ενώσεις, πού γίνονται μέ προσφορά και πρόσληψη ηλεκτρονίων λέγονται έτεροπολικές, και οί δεσμοί τους έτεροπολικοί δεσμοί.

Οί ενώσεις πού γίνονται μέ άμοιβαία συνεισφορά ηλεκτρονίων λέγονται όμοιοπολικές και οί δεσμοί τους όμοιοπολικοί δεσμοί.

Σθένος στοιχείου λέμε τόν αριθμό των ηλεκτρονίων, πού προσφέρει, ή παίρνει, ή άμοιβαία συνεισφέρει τό άτομο του κατά τό σχηματισμό χημικής ένωσης. Τά στοιχεία χαρακτηρίζονται έτσι σάν μονοσθενή, δισθενή, τρισθενή κτλ.

ΑΣΚΗΣΕΙΣ

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

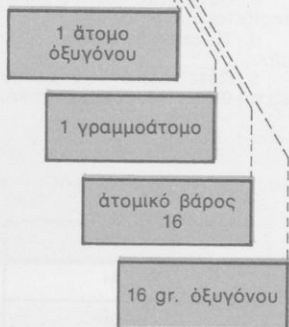
2. Στοιχείο έχει 2e στην έξωτερική στιβάδα των ατόμων του. Τί σθένος έχει και τί είδους ενώσεις κατά κανόνα σχηματίζει;

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

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

O

σύμβολο
όξυγόνου



Σχ. 1. Τί παριστάνει ένα χημικό σύμβολο.

ΙΟΝΤΑ	
θετικά	άρνητικά
Na ⁺	O ⁻
K ⁺	S ⁻
Ca ⁺⁺	Cl ⁻
Al ⁺⁺⁺	J ⁻

Σχ. 2. Σύμβολα ιόντων.

12^ο 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 τοῦ στοιχείου καί ποσότητα τοῦ στοιχείου σέ γραμμάρια, ὅσο εἶναι τό ατομικό του βάρος, δηλ. ἓνα **γραμμο-άτομο** τοῦ στοιχείου. Ἔτσι π.χ. τό σύμβολο O παριστάνει τό στοιχείο ὀξυγόνο, ἓνα άτομο ὀξυγόνου καί 16 γραμμάρια ὀξυγόνου.

● Γιά νά συμβολίσουμε τά ἰόντα, γράφομε ἐπάνω καί δεξιὰ ἀπό τό σύμβολο τόσα +, ὅσα εἶναι τά e, **πού ἔδωσε ἢ τόσα** ὅσα εἶναι τά e, πού πήρε τό ἄτομο, ὅπως π.χ. H⁺, O⁻ κτλ.

● Τά μόρια τῶν στοιχείων συμβολίζονται ἀνάλογα μέ τόν ἀριθμό τῶν ἀτόμων πού περιέχει τό μόριο. Ὁ ἀριθμός αὐτός μπαίνει κάτω δεξιὰ ἀπό τό σύμβολο τοῦ ἀτόμου καί λέγεται **δείκτης** π.χ. H₂, O₂. Τά στοιχεῖα, πού τά μόριά τους ἀποτελοῦνται ἀπό δύο άτομα, τά λέμε **διάτομα**. Ὑπάρχουν ὅμως καί στοιχεῖα, πού τά μόριά τους ἀποτελοῦνται ἀπό 1 ἄτομο (μονάτομα). Τέτοια εἶναι τά μόρια τῶν εὐγενῶν ἀερίων καί τῶν μετάλλων.

● **Τά μόρια τῶν ἐνώσεων** συμβολίζονται μέ τούς **χημικούς τύπους**.

Μέ ἓνα χημικό τύπο συμβολίζομε τό μικρότερο σύνολο τῶν ἀτόμων, πού δένονται μεταξὺ τους γιά νά σχηματίσουν χημική ἐνωση. Ἐνας τέτοιος χημικός τύπος λέγεται καί **μοριακός τύπος** τῆς ἐνώσεως πού συμβολίζει.

Ἔτσι π.χ. τό ὕδροχλωριο συμβολίζεται μέ τόν τύπο HCl. Τό χλωριούχο νάτριο μέ NaCl, τό ἰωδιούχο κάλι μέ KI, τό νερό μέ H₂O, τό μεθάνιο μέ CH₄ κτλ.

Ἔτσι βλέπομε, ὅ κάθε χημικός (μοριακός) τύπος μᾶς δείχνει σέ ποιά ἀναλογία βρίσκονται τά άτομα μεταξὺ τους στό μόριο τῆς οὐσίας.

● **Τι συμβολίζει ο μοριακός τύπος.** Ο κάθε μοριακός τύπος συμβολίζει:

α) **Ποιοτικά.** Από ποιά στοιχεία αποτελείται η 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 μορικό βάρος της ουσίας. 2. **Στήν συνηθισμένη κλίμακα:** α) 1 Mole της ουσίας. β) Τις αναλογίες των γραμμοατόμων στο γραμμομόριο της ουσίας και γ) Τόσα gr της ουσίας, όσο είναι τό μοριακό της βάρος. Αν ή ουσία είναι αέριο σώμα, τότε ο μοριακός της τύπος εκφράζει καί τόν όγκο της σε Κ.Σ., πού είναι 22,4 λίτρα.

Γενικό παράδειγμα. Ο 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.

Ο 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 καί σε Κ.Σ. όγκο 22,4 λίτρα.

● **Ο ύπολογισμός του μοριακού βάρους στοιχείου, ή ένωσης** είναι εύκολος, όταν γνωρίζουμε τό μοριακό τύπο καί τά ατομικά βάρη των στοιχείων.

Παραδείγματα. 1^ο. Ποιά είναι τό M.B. του άζώτου (A.B. = 14).

Λύση. Έχουμε 2 άτομα N \times 14 = 28.

2^ο. Ποιά είναι τό M.B. του H_2SO_4 (θειικού όξέος). (A.B. θείου = 32, υδρογόνου = 1, όξυγόνου = 16)

Λύση. Έχουμε 2 άτομα H \times 1 = 2

1 άτομο S \times 32 = 32

4 άτομα O \times 16 = 64

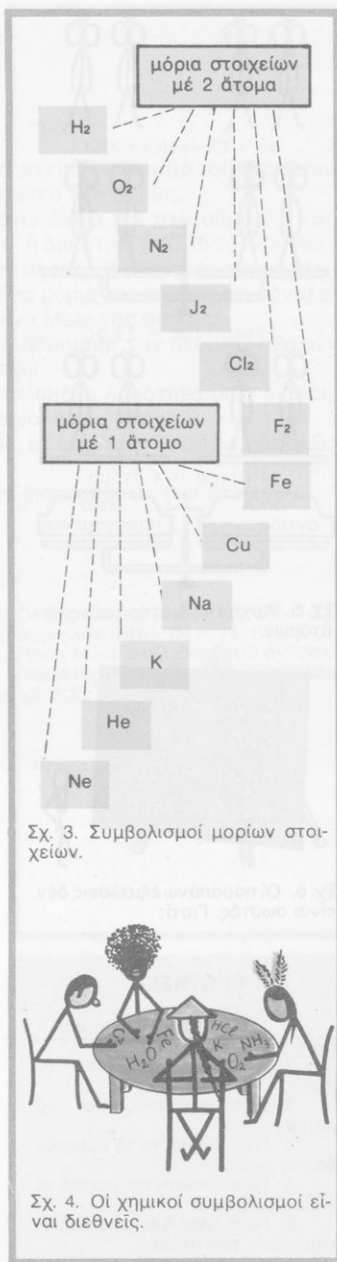
Σύνολο 98

Άρα τό M.B. του H_2SO_4 είναι 98.

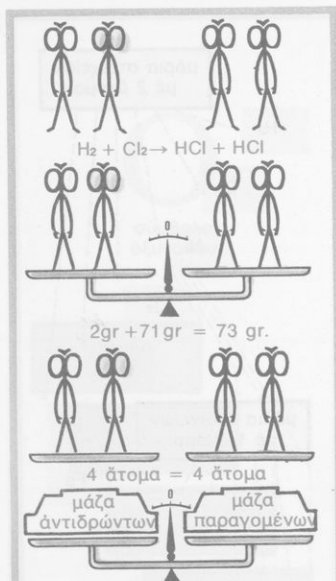
● **Ύπολογισμός του Mole ουσίας.** Ένα mole είναι τόσα γραμμάρια ουσίας, όσο είναι τό μοριακό της βάρος. Σε περίπτωση, πού ζητάμε πόσα Mole περιέχονται σε όρισμένη ποσότητα ουσίας, διαιρούμε τόν αριθμό πού εκφράζει τά γραμμάρια της ουσίας μέ τό μοριακό της βάρος.

$$\text{Αριθμός Mole} = \frac{\text{gr ουσίας}}{\text{M.B.}}$$

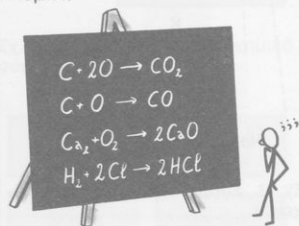
Παράδειγμα. Πόσα Mole είναι τά 49 gr H_2SO_4 ;



Σχ. 4. Οι χημικοί συμβολισμοί είναι διεθνείς.



Σχ. 5. Αρχή της διατηρήσεως 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 τα 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. Το M.B. 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 καί λέγονται **αντιδρώντα σώματα** καί β) Τά σώματα πού σχηματίζονται καί λέγονται προϊόντα τής αντιδράσεως.

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

Στίς χημικές εξισώσεις γράφομε άριστερά τά αντιδρώντα σώματα καί δεξιά τά προϊόντα τής αντιδράσεως.

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

Τό βέλος δείχνει τή φορά τής πορείας τής αντιδράσεως.

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

● **Πότε είναι σωστά γραμμένη μιά χημική εξίσωση.** Για νά γράψομε σωστά μιά χημική εξίσωση, πρέπει νά ισχύει ή αρχή τής διατήρησης τών ατόμων. Για νά είναι ίσος ό άριθμός τών ατόμων τού κάθε στοιχείου τόσο άριστερά, όσο καί δεξιά από τό βέλος τής εξισώσεως, βάζομε κατάλληλους άριθμητικούς **συντελεστές** μπροστά από κάθε μόριο, όπου αυτό χρειάζεται.

Παράδειγμα. Όταν αντιδρά ένα μόριο H_2 μέ ένα μόριο Cl_2 , παράγονται δυό μόρια τής ενώσεως HCl (ύδροχλωρίου). Για νά γραφεί σωστά ή χημική εξίσωση τής αντιδράσεως αύτης, ώστε νά ισχύει καί ή αρχή τής διατήρησης τών ατόμων, πρέπει νά βάλομε συντελεστή 2 στόν τύπο τού μορίου πού παράγεται από τήν αντίδραση αύτη,



ΠΕΡΙΛΗΨΗ

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

Τά ἰόντα συμβολίζονται μέ ἀναγραφή ἐπάνω δεξιά καί στό σύμβολο τοῦ στοιχείου ἑνός +, ἢ ἑνός -, ἀνάλογα μέ τό θετικό, ἢ 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 ὄλων τῶν ἀτόμων, πού περιέχονται στό μόριο τῆς.

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

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

Στίς χημικές ἀντιδράσεις ἰσχύει ἡ ἀρχή τῆς διατηρήσεως τῶν ἀτόμων.

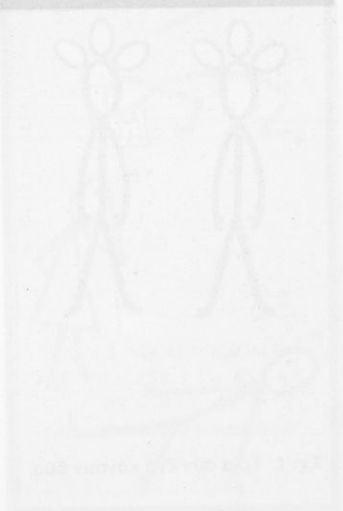
ΑΣΚΗΣΕΙΣ

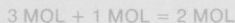
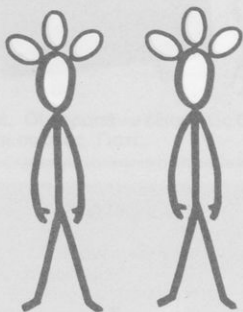
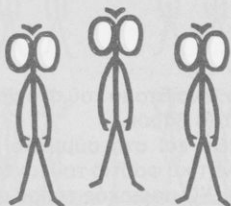
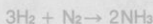
1. Νά βρεθοῦν τά μοριακά βάρη τῶν οὐσιῶν: NaCl, KJ, καί ZnS. Ἀτομικά βάρη Na = 23, Cl = 35,5, K = 39, Zn = 65, S = 32, J = 127.

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 ἀέριου ἀμμωνίας (NH₃). (N = 14, H = 1).

4. Πόσα Mole διοξειδίου τοῦ ἀνθρακα (CO₂) εἶναι 440gr καί πόσο ὄγκο καταλαμβάνουν μέ Κ.Σ.; (C = 14, O = 16).





Σχ. 1. Τρία σύν ένα κάνουν δύο.

13° ΜΑΘΗΜΑ

ΤΙ ΣΥΜΒΟΛΙΖΕΙ ΜΙΑ ΧΗΜΙΚΗ ΕΞΙΣΩΣΗ-ΡΙΖΕΣ

ΕΦΑΡΜΟΓΕΣ

● **Παράδειγμα.** Θεωρούμε την αντίδραση όπου αέριο N_2 αντιδρά με αέριο H_2 και παράγεται αέριος άμμωνία (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 ἴσος ἀριθμὸς ἀτόμων ἀπὸ κάθε στοιχείο καὶ σὰ δύο της μέλη, τὴν διορθώνουμε βάζοντας κατάλληλους συντελεστές:



Στὴ μικροκλίμακα, ἡ πιὸ πάνω εξίσωση συμβολίζει ὅτι ἀντιδρῶν 3 μόρια H_2 με 1 μόριο N_2 καὶ παράγονται 2 μόρια NH_3 .

Στὴν συνηθισμένη κλίμακα συμβολίζει, ὅτι ἀντιδρῶν 1 Mole ἀζώτου με 3 Mole ὑδρογόνου καὶ παράγονται 2 Mole άμμωνίας. Ἐπίσης ὅτι ἀντιδρῶν 28 gr N_2 με 6 gr H_2 καὶ παράγονται 34 gr NH_3 .

Κι' ἀκόμη ἐπειδὴ θεωροῦμε, ὅτι τόσο τὰ ἀντιδρῶντα αέρια, ὅσο καὶ τὸ αέριο προϊόν τῆς ἀντιδράσεως εἶναι σέ Κ.Σ., σημαίνει ὅτι 22,4lit. N_2 ἀντιδρῶν με 67,2 lit H_2 καὶ δίνουν 44,8 lit NH_3 .

Ἔτσι, μιά χημικὴ εξίσωση παριστάνει:

1. Ἀναλογίες σέ μόρια.
2. Ἀναλογίες σέ Mole, ἄρα, καὶ σέ γραμμάρια γιὰ τὸ καθένα ἀπὸ τὰ ἀντιδρῶντα σώματα καὶ τὰ προϊόντα.
3. Ἀναλογίες σέ γραμμομοριακοὺς ὄγκους.

Με βάση τίς χημικές εξισώσεις μποροῦν νά λυθοῦν διάφορα προβλήματα χημείας, πού λέγονται **στοιχειομετρικά προβλήματα**. Γιὰ τὴ λύση τῶν προβλημάτων αὐτῶν χρησιμοποιοῦμε τὴ μέθοδο τῶν τριῶν.

● **Ἐφαρμογές. Πρόβλημα 1.** Πόσα Mol N_2 καὶ πόσα Mol H_2 χρειάζονται, γιὰ τὴν παρασκευὴ 20 Mol NH_3 ;



Λύση. $1 \text{ Mol N}_2 + 3 \text{ Mol H}_2 \rightarrow 2 \text{ Mol NH}_3$
 $X; \quad \quad \quad \Psi; \quad \quad \quad 20$

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

καί

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

Πρόβλημα 2ο. Πόσα γραμμάρια H_2 χρειάζονται και πόσα γραμμάρια NH_3 θα παραχθούν, όταν αντιδράσουν 2,8 γραμμάρια N_2 ;

Λύση. Από:

28 gr N_2 και από 6 gr H_2 παράγονται 34 gr NH_3

2,8 gr N_2 $X; \text{ gr H}_2$ $\Psi; \text{ gr NH}_3$

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

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

"Όταν για τη λύση προβλημάτων, πού βασίζονται σε υπολογισμούς πού γίνονται στις χημικές εξισώσεις, τά διάφορα ποσά δε δίδονται στις ίδιες μονάδες (gr, Mol, lit κτλ.), πρέπει πάντα νά έχομε στο νου μας τίς σχέσεις πού συνδέουν τά Mol μέ τά gr και τούς όγκους σέ Κ.Σ.

Πρόβλημα 3ο. Πόσα Mol N_2 και πόσα gr H_2 χρειάζονται για νά παραχθούν 4,48 lit αερίου άμμωνίας σέ Κ.Σ.;

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

1 Mol N_2 ζυγίζει 28 gr και έχει όγκο 22,4 lit
 3 Mol H_2 ζυγίζουν 6 gr και έχουν όγκο 67,2 lit
 2 Mol NH_3 ζυγίζουν 34 gr και έχουν όγκο 44,8 lit
 Τό πρόβλημα τώρα καταστρώνεται ως εξής:



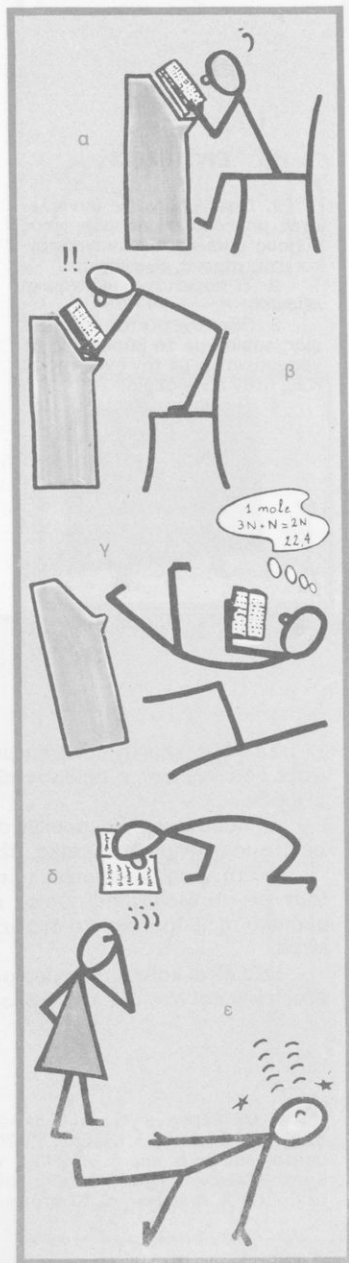
$$1 \text{ Mol} + 6 \text{ gr} \rightarrow 44,8 \text{ l}$$

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

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

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

● **Ρίξες.** Υποθέτουμε, ότι από τό μόριο H_2O του νερού άποσπάται ένα άτομο H (ύδρογόνου). Θα παραμείνει τότε τό υπόλοιπο του μορίου, πού άποτελείται από τό σύμπλεγμα -OH. Ή 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. Τί παριστάνει μία χημική εξίσωση;

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

4. Τί είναι οι ρίζες;

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

Ρίζα καλείται 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. 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 - NH₄

Νιτρική - NO₃

Χλωρική - ClO₃

Δισθενείς

Θειική = SO₄

Άνθρακική = CO₃

Τριθενείς

Φωσφορική ≡ PO₄

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 Μολε μιάς ουσίας εκφράζει τόσα γραμμάρια αυτής, όσο είναι τό μοριακό της βάρος και ότι στα άερα και σε Κ.Σ. τό Μολε 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 (CaCO₃) διασπάται και δίνει άεριο διοξειδίο του άνθρακα (CO₂) και στερεό όξειδίο του άσβεστιού (CaO). Δίνονται: α) Τά άτομικά βάρη:

Ca = 40, C = 12 και O = 16. β) Ή χημική εξίσωση: CaCO₃ → CaO + CO₂

Χρησιμοποιώντας τά πιό πάνω δεδομένα, να φτιάξετε 4 άπλές δικές σας άσκήσεις και να τίς λύσετε.

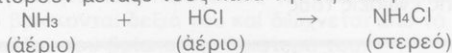
14^ο ΜΑΘΗΜΑ

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, αποσυνθέσεως, άπλης αντικαταστάσεως και διπλής αντικαταστάσεως.

● **Αντιδράσεις συνθέσεως. Πείραμα.** Τοποθετούμε τη μία κοντά στην άλλη δύο φιάλες, που περιέχουν πυκνά διαλύματα αέριας άμμωνίας (NH₃) και αερίου υδροχλωρίου (HCl) (Σχ. 1). Άνοιγμε τα πώματά τους και βλέπομε να σχηματίζεται άσπρος καπνός.

Εξήγηση. Από τα πυκνά διαλύματά τους τα δύο αέρια βγαίνουν και έρχόμενα σε έπαφή αντιδρούν μεταξύ τους κατά την εξίσωση:



Οι αντιδράσεις της μορφής αυτής λέγονται **αντιδράσεις συνθέσεως**. Άλλες αντιδράσεις συνθέσεως βλέπομε στον πίνακα του σχήματος 2.

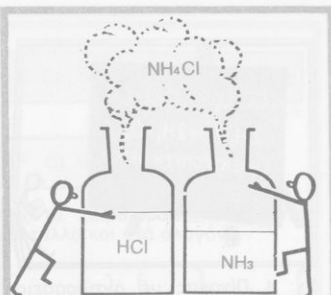
● **Αντιδράσεις αποσυνθέσεως. Πείραμα.** Σε δοκιμαστικό σωλήνα θερμαίνομε **οξειδίο του υδραργύρου** (HgO) (Σχ. 3).

Παράγεται αέριο O₂ και στα τοιχώματά του σωλήνα σχηματίζεται καθρέφτης από υδράργυρο. Τα δύο αυτά στοιχεία είναι προϊόντα της διασπάσεως του HgO:

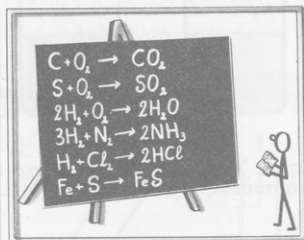


Η αντίδραση αυτή λέγεται, **αντίδραση αποσυνθέσεως** χημικής ένωσης.

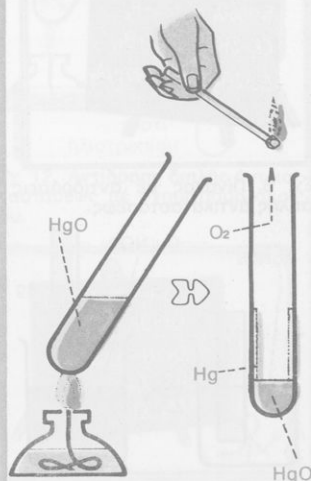
● **Αντίδραση άπλης αντικαταστάσεως. Πείραμα.** Σε διάλυμα θειϊκού χαλκού CuSO₄ (γαλαζόπετρας) ρίχνομε σκόνη από σίδηρο (Fe) (Σχ. 5). Ο θειϊκός χαλκός αντιδρά τότε με τον σίδηρο



Σχ. 1. Σύνθεση χλωριούχου άμμωνίου.



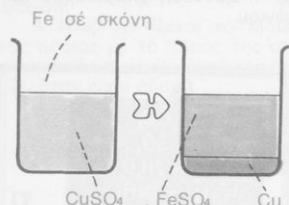
Σχ. 2. Πίνακας με αντιδράσεις συνθέσεως.



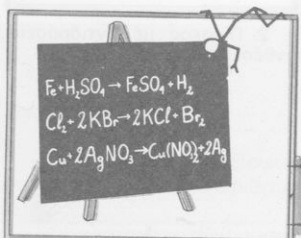
Σχ. 3. Αντίδραση αποσυνθέσεως.



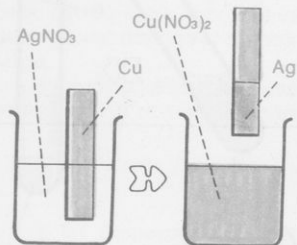
Σχ. 4. Πίνακας με αντιδράσεις αποσυνθέσεως.



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 θειϊκό οξύ (FeSO₄)



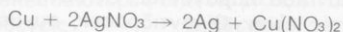
Το χρώμα του διαλύματος στην φιάλη από γαλάζιο γίνεται πρασινωπό, γιατί αυτό το χρώμα έχει το υδατικό διάλυμα του FeSO₄.

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 έξης:



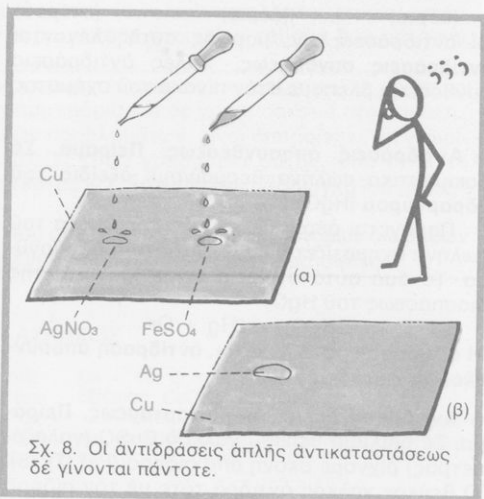
Πείραμα 2^ο. Κατά παρόμοιο τρόπο αντιδρά διάλυμα νιτρικού αργύρου (AgNO₃) με φύλλο μεταλλικού χαλκού (Cu). Η αντίδραση γράφεται:



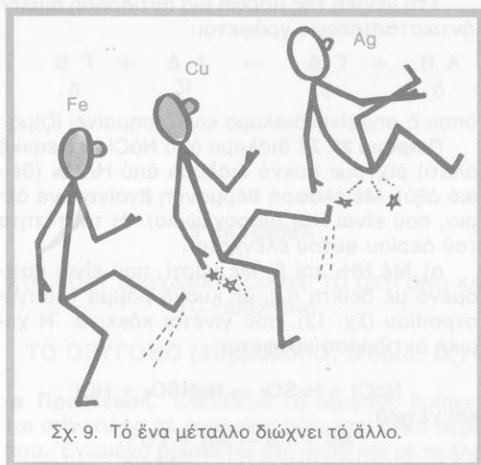
Πείραμα 3^ο. Σε φύλλο από χαλκό (Cu) ρίχνουμε σε δύο σημεία α) διάλυμα AgNO₃ και β) FeSO₄. Έπειτα από 2-3 λεπτά καθαρίζουμε με μαλακό χαρτί την επιφάνεια (Σχ. 8). Στο μέρος που έπεσε ή σταγόνα του AgNO₃ έχομε μιά κηλίδα από μεταλλικό Ag. Στο μέρος όπου έπεσε ή σταγόνα με τόν FeSO₄ δέν έγινε τίποτα (Σχ. 8,β).

Όλα τά πειράματα άπλης αντικαταστάσεως δείχνουν:

1) Ότι ο Fe διώχνει τόν χαλκό και τόν Ag από τις ενώσεις τους



Σχ. 8. Οι αντίδρασεις άπλης αντικαταστάσεως δέν γίνονται πάντοτε.



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

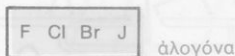
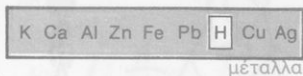
Άνάλογη σειρά ύπάρχει καί στά άμέταλλα στοιχειά. Ένα μέρος τής σειράς αυτής, πού άφορά τά άλογόνα, είναι στόν πίνακα 10β.

● **Άντιδραση διπλής άντικαταστάσεως. Πείραμα.** Σέ δοκιμαστικό σωλήνα βάζομε διάλυμα ιωδιούχου καλίου (KJ) καί σέ ένα δεύτερο βάζομε διάλυμα νιτρικού άργύρου (AgNO₃). Καί τά δυό αυτά διαλύματα είναι άχρωμα. Άνακατεύομε τά διαλύματα. Παρατηρούμε ότι σχηματίζεται κίτρινο ίζημα (Σχ. 11). (Ιωδιούχου άργύρου) (AgJ)

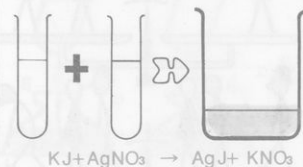


Άνάλογες αντιδράσεις έχομε σέ διαλύματα: α) AgNO₃ καί NaCl μέ σχηματισμό AgCl (άσπρο ίζημα) καί β) AgNO₃ καί KBr, μέ σχηματισμό AgBr (κίτρινο ίζημα).

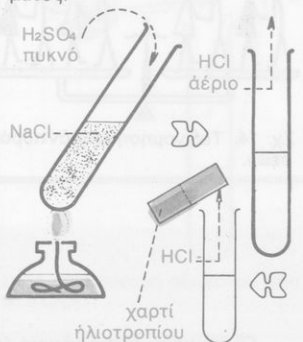
Όι αντιδράσεις αυτές λέγονται **άντιδράσεις διπλής άντικαταστάσεως**, γιατί οι δυό ουσίες πού αντιδρούν αλλάζουν άμοιβαία τά συστατικά τους.



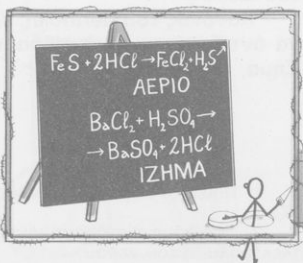
Σχ. 10. Σειρά δραστικότητας τά μέταλλα καί στά άλογόνα.



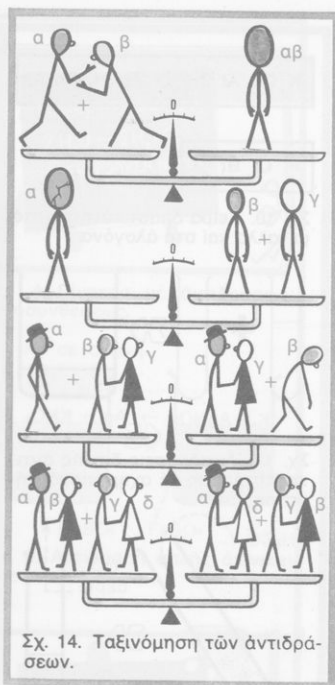
Σχ. 11. Άντιδράσεις διπλής άντικαταστάσεως μέ σχηματισμό ίζηματος.



Σχ. 12. Άντιδραση διπλής άντικαταστάσεως μέ σχηματισμό άερίου.

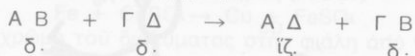


Σχ. 13. Πίνακας μέ αντιδράσεις διπλής άντικαταστάσεως.



Σχ. 14. Ταξινόμηση των αντιδράσεων.

Στη γενική της μορφή μιά αντίδραση διπλής αντικαταστάσεως γράφεται:



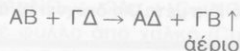
όπου δ σημαίνει διάλυμα και ιζ, σημαίνει ίζημα.

Πείραμα 2^ο. Σε διάλυμα από NaCl (μαγειρικό αλάτι) ρίχνουμε πυκνό διάλυμα από H₂SO₄ (θειικό όξύ). Με ελαφρή θέρμανση βγαίνει ένα αέριο, που είναι HCl (ύδροχλωριο). Η ταυτότητα του αερίου αυτού ελέγχεται:

α) Με NH₃ και β) Με χαρτί, που είναι ποτισμένο με δεικτή π.χ. με κυανό βάμμα του ήλιωτροπίου (Σχ. 12), που γίνεται κόκκινο. Η χημική αντίδραση γράφεται:



καί γενικά:



- Κανόνας του Bertholet.

"Όταν αναμιγνύονται δύο διαλύματα ουσιών, που μπορούν να αντιδράσουν μεταξύ τους, ή αντίδραση θα γίνει, αν από αυτή θα προκύψει είτε αδιάλυτο ίζημα, είτε αέριο.

ΠΕΡΙΛΗΨΗ

Οι χημικές αντιδράσεις ταξινομούνται σε διάφορες κατηγορίες. Οι συνηθέστερες από αυτές είναι: 1. Αντιδράσεις συνθέσεως. 2. Αντιδράσεις αποσυνθέσεως. 3. Αντιδράσεις άπλης αντικαταστάσεως και 4. Αντιδράσεις διπλής αντικαταστάσεως.

Κανόνας του Bertholet. Κατά την ανάμιξη διαλυμάτων ουσιών, που μπορούν να αντιδράσουν, ή αντίδραση θα γίνει, αν από αυτή προκύπτει είτε αδιάλυτο ίζημα, είτε αέριο.

ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ

1. Ποιές αντιδράσεις συνθέσεως γνωρίζετε;
2. Τι είδους αντίδραση γίνεται με την ηλεκτρόλυση του νερού;
3. Ποιές αντιδράσεις άπλης αντικαταστάσεως γνωρίζετε;
4. Γιατί παράγεται άσπρο ίζημα κατά την ανάμιξη διαλυμάτων AgNO₃ και NaCl;
5. Γιατί η προηγούμενη αντίδραση λέγεται αντίδραση διπλής αντικαταστάσεως;
6. Τι όριζει ο κανόνας του Bertholet;

15^ο ΜΑΘΗΜΑ

ΔΥΟ ΠΟΛΥ ΣΠΟΥΔΑΙΑ ΣΤΟΙΧΕΙΑ: ΤΟ ΟΞΥΓΟΝΟ ΚΑΙ ΤΟ ΥΔΡΟΓΟΝΟ

ΤΟ ΟΞΥΓΟΝΟ (Σύμβολο: O, Μόριο: O₂)

● **Προέλευση.** Έλεύθερο 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 της Γης.

● **Παρασκευές. Α'. Έργαστηριακές:**

α) Μέ ηλεκτρόλυση του νερού (6^ο μάθημα).

β) Μέ θερμική διάσπαση του HgO. (14^ο μάθημα).

γ) **Πείραμα.** Σε δύο δοκιμαστικούς σωληνες βάζομε από λίγο χλωρικό κάλιο (KClO₃) που είναι μία άσπρη σκόνη (Σχ. 1).

Στόν ένα βάζομε και λίγο πυρολουσίτη MnO₂ (διοξειδίο του μαγγανίου), που είναι μία μαύρη άσπρη σκόνη. Θερμαίνομε τούς δύο σωληνες σύγχρονα και μέ τίς ίδιες συνθήκες. Τό οξυγόνο βγαίνει γρηγορότερα από τόν σωληνα, που έχει μίγμα KClO₃ και MnO₂.

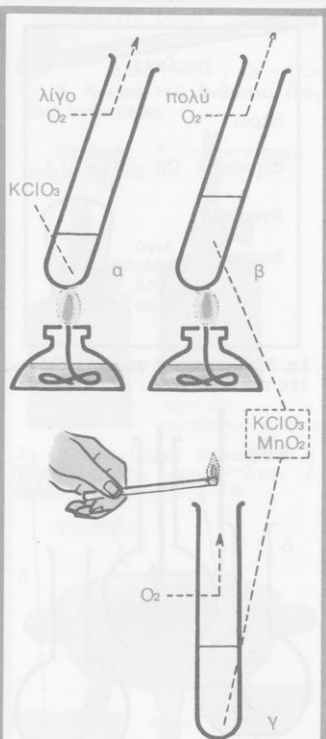


Ό έλεγχος της παρουσίας του οξυγόνου γίνεται μέ ένα αναμμένο σπίρτο, γιατί ή φλόγα του ζωηρεύει.

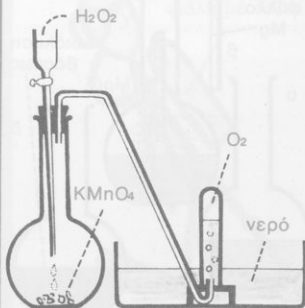
Ό έρευνα απέδειξε, ότι τό MnO₂ βρίσκεται άμετάβλητο στό τέλος της αντίδρασης. Τό MnO₂, που μέ τήν άπλή παρουσία του έπιταχύνει τήν αντίδραση, τό λέμε **καταλύτη** και τό φαινόμενο **κατάλυση**.

Καταλύτης είναι μία ούσία, που έπιταχύνει μία χημική αντίδραση και βρίσκεται άμετάβλητος στό τέλος της αντίδρασης.

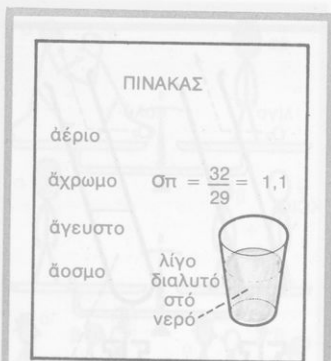
Πείραμα. Στη διάταξη του σχήματος 2 παρασκευάζομε οξυγόνο μέ έπίδραση στερεού υπερμαγγανικού καλίου σε όξιζενέ (H₂O₂).



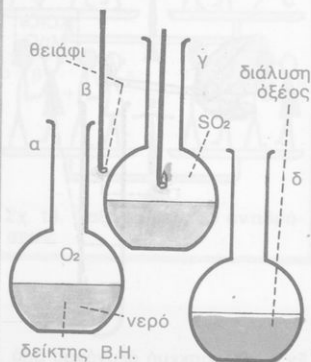
Σχ. 1. Παρασκευή οξυγόνου από τό KClO₃.



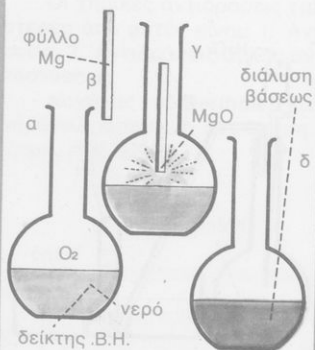
Σχ. 2. Παρασκευή οξυγόνου από όξιζενέ και υπερμαγγανικό κάλιο.



Σχ. 3. Πίνακας με φυσικές ιδιότητες του όξινογόνου.



Σχ. 4. Καύση θείου σε καθαρό όξινογόνο.



Σχ. 5. Καύση μαγνησίου σε καθαρό O₂.

Β'. Στη βιομηχανία: Το όξινογόνο παρασκευάζεται:

α) Μέ ηλεκτρόλυση του νερού στις χώρες που το ηλεκτρικό ρεύμα είναι φθινό.

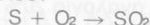


β) Από τον υγρό αέρα με κλασματική απόσταξη του. (μάθημα 4^ο).

● **Φυσικές ιδιότητες.** Αναγράφονται στον πίνακα του σχήματος 3.

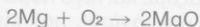
● **Χημικές ιδιότητες. Πείραμα.** Σε φιάλη με καθαρό όξινογόνο ρίχνουμε λίγο νερό και σταγόνες βάμματος ήλιοτροπίου (δείκτης). Άνάβομε στον αέρα μία θρυαλίδα με θειάφι και τη φέρνουμε στη φιάλη (Σχ. 4).

Τό θειάφι καίγεται ζωηρά και σχηματίζεται διοξειδίο του θείου:



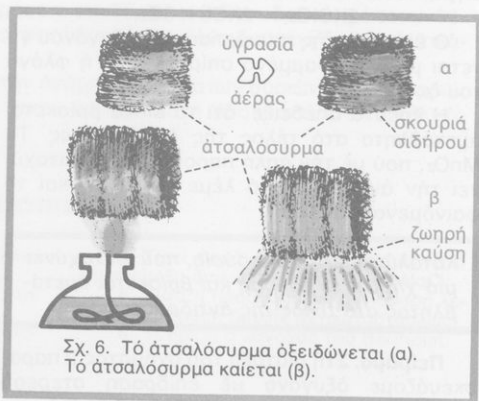
άνακινούμε τη φιάλη. Τό αέριο SO₂ διαλύεται στο νερό και ό δείκτης χρωματίζεται κόκκινος. Αυτό σημαίνει, ότι σχηματίσθηκε **διάλυμα οξέος** (α,β,γ,δ).

Πείραμα. Σε φιάλη με καθαρό O₂ (Σχ. 5) βάζομε λίγο νερό και σταγόνες βάμματος ήλιοτροπίου. Άνάβομε στον αέρα μία ταϊνία από μέταλλο μαγνήσιο και βυθίζομε γρήγορα τό άναμμένο άκρο της στη φιάλη. Τό Mg καίγεται μέ έκθαμβωτική λάμψη και σχηματίζεται οξείδιο του μαγνησίου:



Άνακινούμε τη φιάλη. Μέρος από τό οξείδιο διαλύεται στο νερό.

Τό διάλυμα παίρνει χρώμα γαλάζιο και αυτό



Σχ. 6. Τό άτσαλόσυρμα οξειδώνεται (α). Τό άτσαλόσυρμα καίεται (β).



ΚΟΚΚΙΝΟ

σημαίνει ότι σ' αυτό υπάρχει διαλυμένη μιά βάση.

● **Όξειδια μεταλλών και άμετάλλων.** Τίς χημικές ενώσεις κάθε στοιχείου με οξυγόνο τις λέμε οξείδια. Το SO_2 είναι οξείδιο άμετάλλου, γιατί τό S είναι στοιχείο άμέταλλο. Το MgO είναι οξείδιο μετάλλου, γιατί τό Mg είναι μέταλλο.

Πολλά οξείδια άμετάλλων, όπως τό SO_2 , τό P_2O_5 κ.ά., χαρακτηρίζονται σαν **οξείδια όξεογόνα, γιατί μέ τό νερό δίνουν όξέα.**

Από τά οξείδια των μετάλλων, όσα μέ τό νερό δίνουν βάσεις, τά λέμε **οξείδια βασεογόνα.** Τέτοιο π.χ. είναι τό MgO και τό CaO , και άρκετά άλλα.

● **Βραδεία όξειδωση και καύση. Πείραμα.** "Αν ένα κομμάτι λεπτό άτσαλόσυρμα τό βρέξομε μέ νερό και τό αφήνομε στον αέρα (Σχ. 6) αυτό άργότερα σκουριάζει. Σχηματίζεται δηλαδή στην επιφάνειά του οξείδιο του σιδήρου.

Πείραμα 2°. Ένα άλλο κομμάτι λεπτό άτσαλόσυρμα τό καίμε στον αέρα. Σχηματίζεται και πάλι οξείδιο του σιδήρου.

Η πρώτη αντίδραση πού τό άτσαλόσυρμα όξειδώθηκε, χωρίς νά αντιληφθοϋμε θερμότητα και φώς, χαρακτηρίζεται σαν άπλή **όξειδωση.**

Η δεύτερη αντίδραση, κατά την όποία αντιληφθήκαμε θερμότητα και φώς, χαρακτηρίζεται σαν **καύση.**



Σχ. 9. Στο λύχνο υγραερίου ή φλόγα βγάζει καπνό, όταν ό άέρας είναι λιγοστός.

ΠΡΟΣΟΧΗ

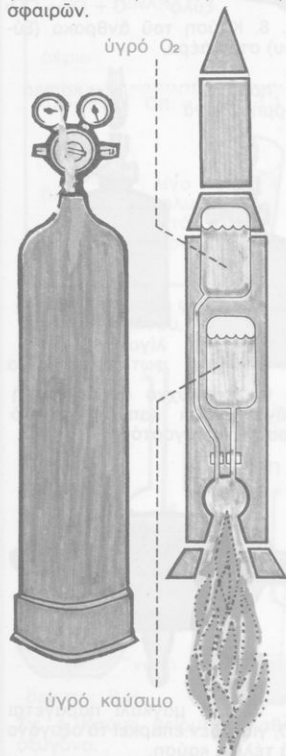


Σχ. 10. Στο μαγκάλι παράγεται CO, γιατί δέν έπαρκει τό όξυγόνο για τέλεια καύση.



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

Σχ. 12. Χαλύβδινη φιάλη με όξυγόνο σε πίεση 150 ως 200 ατμοσφαιρών.



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

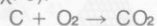
ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ

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 τήν όξειδωση;
6. Τί είναι ή άναπνοή; Ποιές είναι οι χρήσεις του όξυγόνου.

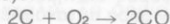
Καί στήν άπλή όξειδωση όπως καί στήν καύση, άναπτύσσεται θερμότητα. Έπειδή όμως ή όξειδωση γίνεται άργά, ή θερμότητα σκορπίζεται στό περιβάλλον καί δέν προφθαίνει νά θερμάνει τό σώμα πού όξειδώνεται.

- **Η άναπνοή** είναι ένα είδος βραδείας καύσεως διαφόρων ουσιών μέσα στόν οργανισμό ζώων καί φυτών. Κατά τήν άναπνοή άναπτύσσεται καί θερμότητα.

- **Τέλεια καί άτελής καύση.** Ο άνθρακας, όταν κατά τήν 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 ουσίας, πού περιέχει άνθρακα, μπορεί νά μείνει καί άκαυστος άνθρακας, όποτε παράγεται καί μαύρος καπνός (Σχ. 9).

- **Χαρακτήρας του όξυγόνου.** Από τίς αντίδρασεις, 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 τήν ένωση του μέ άλλα άτομα, παίρνει από αυτά 2 ήλεκτρονια.

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

- **Χρήσεις του όξυγόνου.** Τό όξυγόνο σάν συστατικό του άέρα χρησιμεύει γιά τήν άναπνοή των ζώων καί των φυτών. Τό καθαρό όξυγόνο, πού κυκλοφορεί σέ χαλύβδινες φιάλες, (Σχ. 12) χρησιμοποιείται γιά τήν ένίσχυση 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 οξυζενέ. Στη βιομηχανία παρασκευάζεται μέ ηλεκτρόλυση νερού ή μέ κλασματική απόσταξη του υγρού αέρα. Είναι αέριο άχρωμο, άγευστο, άοσμο, λίγο διαλυτό στό νερό καί υγροποιείται δύσκολα.

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

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

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

ΑΣΚΗΣΕΙΣ

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

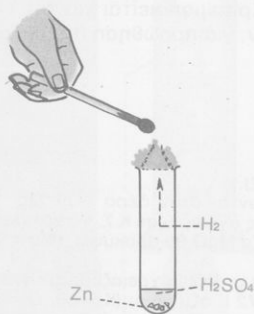
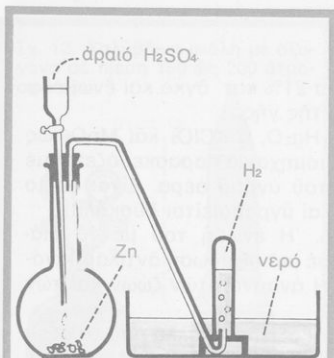
2. Ένα ξυλαράκι από σπίρτο έχει μάζα 0,5 gr καί τό μισό από τό βάρος του είναι άνθρακας (C). Νά βρεθεί πόσο διοξείδιο του άνθρακα παράγεται από 1.000.000 σπίρτα, πού μπορεί νά καίγονται κάθε μέρα σε μία

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 γιά νά φιάξουμε 6,72 l οξυγόνο; (K = 39, O = 16, Cl = 35,5)





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

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



Σχ. 2. Πίνακας με φυσικές ιδιότητες του υδρογόνου.

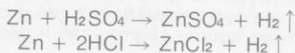
16° ΜΑΘΗΜΑ

ΤΟ ΥΔΡΟΓΟΝΟ

Άτομ. βάρος H = 1. Μορ. βάρος H₂ = 2.

● **Προέλευση.** Έλευθερο τό υδρογόνο βρίσκεται στα άνωτερα στρώματα της ατμόσφαιρας. 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 αραιό θειικό ή υδροχλωρικό όξύ (Σχ. 1)



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

β) Από μεθάνιο (CH₄) και υδρατμούς σε υψηλή θερμοκρασία:



Τό Η₂ αποχωρίζεται από τό μίγμα με κατάλληλα μέσα.

γ) Με επίδραση υδρατμών σε διάπυρο κάρβουνο:

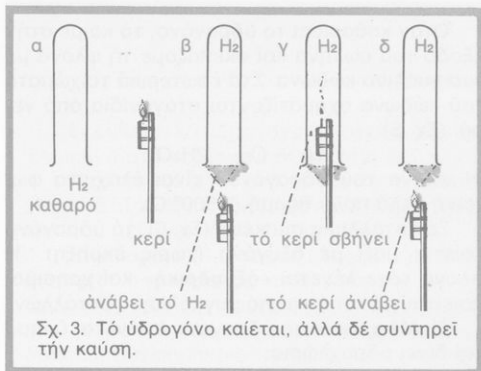


Τό μίγμα αυτό, πού παίρνομε (CO + H₂), λέγεται **υδραέριο**.

● **Φυσικές ιδιότητες.** Αναγράφονται στον πίνακα του σχήματος 2. Ύγροποιείται 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 αναποδογυρισμένο σωλήνα γεμάτο με καθαρό υδρογόνο πλησιάζομε φλόγα (Σχ. 3). Τό Η₂ καίεται στο

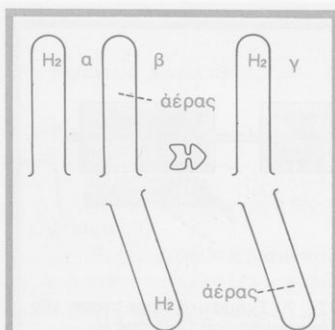


στόμιο του σωλήνα με φλόγα υποκύανη.

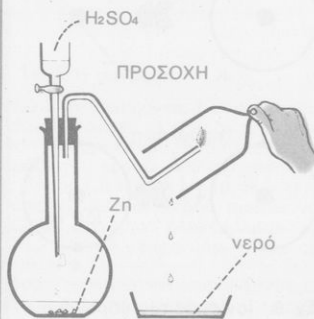
“Αν βυθίσουμε τη φλόγα μέσα στον σωλήνα με το υδρογόνο που καίεται, η φλόγα σβήνει.” Άρα το υδρογόνο καίεται, αλλά δε συντηρεί την καύση.

Προσοχή: “Αν στο σωλήνα με το υδρογόνο υπάρχει και αέρας, τότε γίνεται έκρηξη (= κροτούν αέριο).”

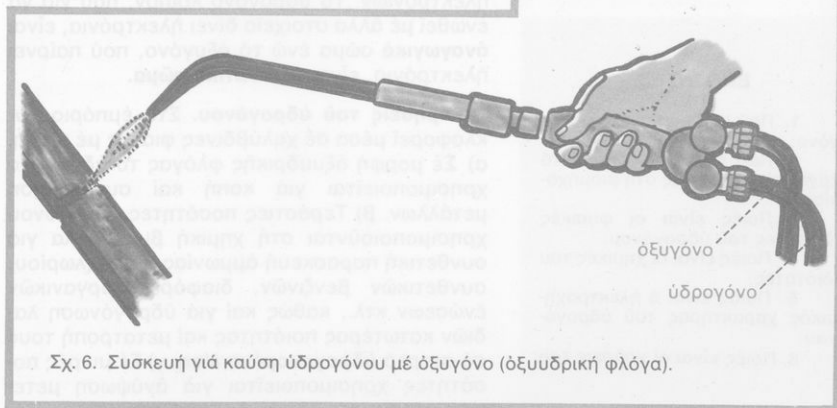
Πείραμα: (Προσοχή). Από τη συσκευή του σχήματος 1 αφήνουμε να φύγει αρκετό υδρογόνο, ώστε να φύγει μαζί και όλος ο αέρας της συσκευής. Αυτό το διαπιστώνουμε παίρνοντας δείγματα σε αναποδογυρισμένο δοκιμαστικό σωλήνα από το υδρογόνο, που βγαίνει. Πλησιάζοντας φλόγα στο άκρο του σωλήνα αυτού, όταν το υδρογόνο έχει αέρα, κάνει ελαφρό κρότο στην καύση του.

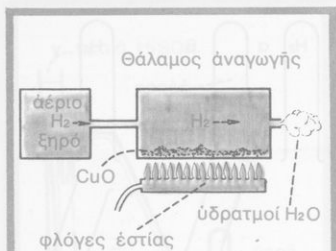


Σχ. 4. Σάν πολύ ελαφρό αέριο το υδρογόνο μεταγγίζεται προς τα πάνω.

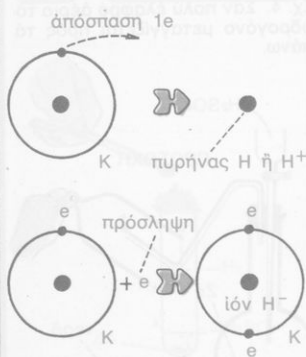


Σχ. 5. Το προϊόν της καύσεως του υδρογόνου είναι νερό.



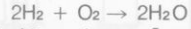


Σχ. 7. Σχηματική παράσταση της αναγωγής του CuO από H₂.



Σχ. 8. Ίονισμός του υδρογόνου.

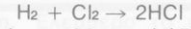
Όταν καθαρίσει το υδρογόνο, το καίμε στην έξοδο του σωλήνα και σκεπάζουμε τη φλόγα με ένα γυάλινο κώδωνα. Στά έσωτερικά τοιχώματα του κώδωνα σχηματίζονται σταγονίδια από νερό. (Σχ. 5):



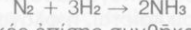
Η φλόγα του υδρογόνου είναι ελάχιστα φωτεινή αλλά πολύ θερμή (2.500° C).

Σέ κατάλληλη συσκευή (Σχ. 6), τό υδρογόνο καίεται μαζί μέ οξυγόνο (χωρίς έκρηξη). Η φλόγα τότε λέγεται «**όξυυδρική**» και χρησιμοποιείται για κοπή και συγκόλληση μετάλλων.

β) **Μέ χλωρίο** τό υδρογόνο ένώνεται ζωηρά και δίνει υδροχλωρίο:



γ) Σέ ειδικές συνθήκες τό υδρογόνο ένώνεται μέ άζωτο και σχηματίζει άμμωνία (NH₃)



δ) Σέ ειδικές έπίσης συνθήκες ένώνεται και μέ τόν άνθρακα και δίνει διάφορες οργανικές ένώσεις (βενζίνες) κ.ά., ή και μπαίνει μέσα σέ μόρια όρισμένων (άκορέστων) οργανικών ένώσεων.

ε) **Τό υδρογόνο άφαιρεί τό οξυγόνο από πολλά οξειδία.** Σέ ψηλή θερμοκρασία τό υδρογόνο άφαιρεί τό οξυγόνο από τά οξειδία του χαλκού, του σιδήρου κ.ά. (Σχ. 7):



Τήν απόσπαση οξυγόνου από μία ένωση τή λέμε **αναγωγή**. Τό υδρογόνο, για νά άποσπάσει τό οξυγόνο από τίς ένώσεις του, του προσφέρει ηλεκτρόνια.

Γενικότερα, αναγωγή λέμε τήν προσφορά ηλεκτρονίων. Τό υδρογόνο λοιπόν, πού για νά ένωθεί μέ άλλα στοιχεία δίνει ηλεκτρόνια, είναι **αναγωγικό** σώμα ένώ τό οξυγόνο, πού παίρνει ηλεκτρόνια, είναι **οξειδωτικό σώμα**.

● **Χρήσεις του υδρογόνου.** Στο έμπόριο κυκλοφορεί μέσα σέ χαλύβδινες φιάλες μέ πίεση.

α) Σέ μορφή οξυυδρικής 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 ένώσεων κτλ., καθώς και για υδρογόνωση λαδιών κατωτέρας ποιότητας και μετατροπή τους σέ στερεά **υδρογονομένα λίπη**. γ) Σέ μικρές ποσότητες χρησιμοποιείται για άνύψωση μετεωρολογικών και άλλων αεροστάτων.

ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ

1. Ποϋ βρίσκεται τό υδρογόνο;
2. Πώς παρασκευάζεται στο εργαστήριο και πως στη βιομηχανία;
3. Ποιές είναι οι φυσικές ιδιότητες του υδρογόνου;
4. Ποιές είναι οι χημικές του ιδιότητες;
5. Ποιές είναι οι ηλεκτροχημικές χαρακτήρας του υδρογόνου;
6. Ποιές είναι οι χρήσεις του;

ΠΕΡΙΛΗΨΗ

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

Παρασκευάζεται στο εργαστήριο με επίδραση Zn σε άραιο θειϊκό ή υδροχλωρικό οξύ και στη βιομηχανία: Με ηλεκτόλυση του νερού, ή με επίδραση υδρατμών σε μεθάνιο, ή σε διάλυρο άνθρακα.

Είναι άεριο 14,5 φορές ελαφρότερο από τον άέρα. Εΐναι άχρωμο, άοσμο και άγευστο. Ύγροποιείται πολύ δύσκολα. Άναφλεγόμενο καΐγεται με φλόγα πολύ θερμή. Προϊόν τής καύσεως του υδρογόνου εΐναι τό νερό.

Σε ύψηλή θερμοκρασία άφαιρεί τό όξυγόνο από πολλά όξειδια. Στις αντιδράσεις του συμπεριφέρεται άλλοτε μόν σαν στοιχείο ηλεκτροθετικό και άλλοτε σαν στοιχείο ηλεκτραρνητικό.

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

ΑΣΚΗΣΕΙΣ

1. Νά βρεθει ό όγκος του άέρα, πού άπαιτείται για νά καεί 1 κυβ. μέτρο υδρογόνου. Δεχόμεστε ότι ή περιεκτικότητα του άέρα σε όξυγόνο εΐναι 20% κατ' όγκο.

2. Σε εύδιόμετρο εισάγονται 30 κυβ. εκ. υδρογόνο και 100 κυβ. εκ. άέρα. Νά βρεθει ό όγκος του άερίου, πού θά άπομείνει εκεί μετά τόν ηλεκτρικό σπινθήρα και ψύξη. Δίδεται: Άναλογία του O_2 στον άέρα 20% σε όγκο. Τό N_2 δέν παίρνει μέρος στην αντίδραση.

3. Σε πείραμα άφαιρέσεως του όξυγό-

νου από CuO σχηματίζονται 12,8 gr καθαρού χαλκού. Νά βρεθει: α) Ή μάζα του CuO , β) ό όγκος του υδρογόνου, πού άντέδρασε και γ) Ή μάζα του νερού, πού σχηματίσθηκε. (άτομ. βάρος $Cu = 64$, $O = 16$, $H = 1$)

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

5. Πόσα γραμμάρια ψευδαργύρου άπαιτούνται 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), με στοιχεία που έχουν στην εξωτερική τους στοιβάδα 1 ηλεκτρόνιο, τήν **έβδομη** (VII), που έχουν επτά και τήν **τέταρτη** (IV) που έχουν στην εξωτερική 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 τρεις οικογένειες στο 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 —σε μία μονάδα—	5,3	5,1	4,3	;	3,8

Σχ. 2. Μερικά μεγέθη και φυσικές σταθερές των στοιχείων της 1 ομάδας.

17^ο 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 **ένα 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 διαφέρει ἀρκετὰ ἀπὸ τὰλλα στοιχεία 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 δέν εἶναι ἀνάγκη νά ἐξετάσουμε χωριστὰ τὸ καθένα. Ἔτσι:

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

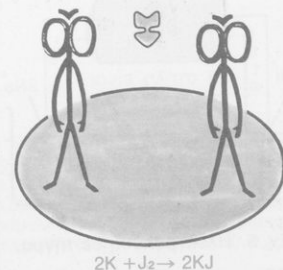
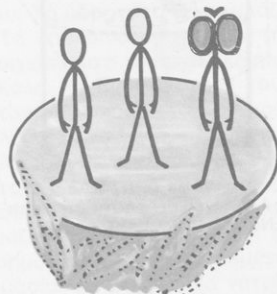
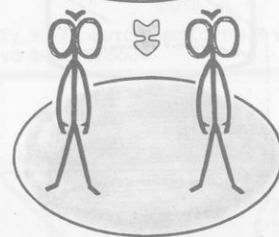
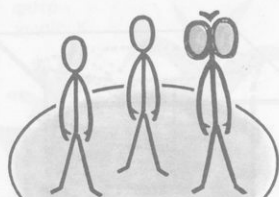
2) Ἐπειδὴ εὐκόλα ἀπομακρύνεται τὸ ἠλεκτρόνιο ἀπὸ τὸ ὑπόλοιπο ἄτομο, σχηματίζουν κυρίως ἐτεροπολικές ἐνώσεις.

3) Τόσο πῖο εὐκόλα ἐνώνονται μέ ἓνα ἄλλο στοιχεῖο, ὅσο περισσότερο ἠλεκτραρνητικό εἶναι τὸ στοιχεῖο αὐτό.

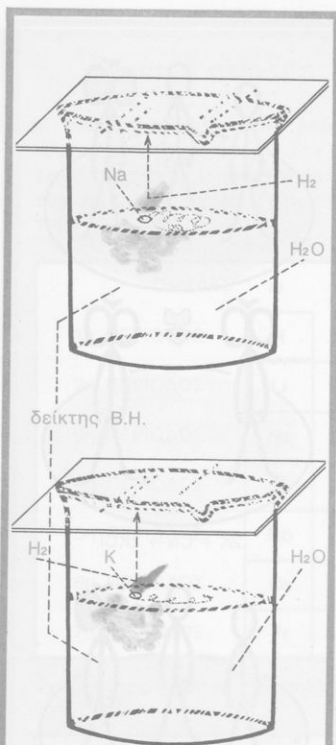
4) Ἐπειδὴ εἶναι δραστικά, δέν τὰ βρίσκουμε ἐλεύθερα στὴ Φύση. Εἶναι πάντοτε ἐνωμένα, κυρίως μέ στοιχεία τῆς ἑβδομῆς ομάδας (π.χ. χλωριούχο νάτριο (NaCl), ἰωδιούχο κάλιο (KJ) κτλ.).

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

● **Μερικές φυσικές ιδιότητες τοῦ Νατρίου καὶ τοῦ Καλίου.** Καὶ τὰ δύο εἶναι μέταλλα μαλακά, σχεδόν σάν τὸ κερί, κόβονται εὐκόλα μέ μαχαίρι καὶ σέ πολύ φρέσκια τομὴ ἔχουν χρῶμα ἀσημί καὶ μεταλλική λάμψη· ἀμέσως ὅμως τῆ



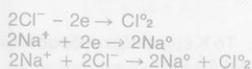
Σχ. 3. Τὸ K ἐμφανίζεται δραστικότερο μέ τὸ Cl₂.



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



Σχ. 5. Ήλεκτρόλυση σέ τήγμα.

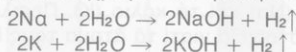


χάνουν γιατί ένώνονται μέ τό οξυγόνο του άέρα καί τήν ύγρασία. Γι' αυτό καί τά φυλάμε μέσα σέ πετρέλαιο. Είναι ελαφρότερα απ' τό νερό καί τήκονται σέ θερμοκρασίες κάτω από 100° C.

● **Χημικές ιδιότητες του νατρίου καί του καλίου στο νερό.** Σέ δυό ποτήρια μέ νερό καί λίγες σταγόνες βάμμα ήλιοτροπίου, ρίχνουμε από ένα κομματάκι (σέ μέγεθος φακής) Να στο ένα καί Κ στο άλλο ποτήρι.

Όμοιότητες. 1) Καί τά δυό επιπλέουν, γιατί είναι ελαφρότερα απ' τό νερό.

2) Καί τά δυό διασπούν τό νερό καί σχηματίζουν ύδρογόνο καί μία άλλη χημική ένωση (καυστικό νάτριο καί καυστικό κάλιο), πού αυτές αλλάζουν τό χρώμα του ήλιοτροπίου.



3) Καί τά δυό λώνουν καί σχηματίζουν μεταλλικές σταγόνες, γιατί είναι εύηκτα άρα στίς πιό πάνω αντίδράσεις παράγεται άρκετή θερμότητα.

4) Καί τά δυό «τρέχουν» πάνω στο νερό εξ αιτίας του ύδρογόνου πού παράγεται, εκεί πού εφάπτεται τό Να ή τό Κ μέ τό νερό.

Διαφορές. Στο Κ, πού είναι δραστικότερο, τό ποσό της θερμότητας πού παράγεται μέ τήν αντίδραση είναι μεγαλύτερο καί τό ύδρογόνο άναφλέγεται. Ή φλόγα παίρνει χρώμα βιολετί από τούς άτμούς του καλίου. Μέ τό Να πού είναι λιγότερο δραστικό, δέν άνάβει τό ύδρογόνο. Άν τό άνάψουμε έμεις, ή φλόγα θά είναι κίτρινη, από τούς άτμούς του Να.

● **Παρασκευές των άλκαλίων.** Πρώτη ύλη γιά νά παρασκευάσουμε άλκάλια π.χ. Να, μπορεί νά είναι οι χλωριούχες ένώσεις π.χ. ΝαCl, πού είναι άφθονες στή Φύση. Στόχος μας, είναι νά επαναφέρομε στά κατιόντα Να τά ήλεκτρόνια τους πού έχουν μετακινηθεί στά άνιόντα Cl. Ήπειδή τά ίόντα Να⁺ καί Cl⁻, είναι άρκετά πιό σταθερά απ' τά αντίστοιχα άτομα, καταφεύγουμε σέ ήλεκτρόλυση. Ή ήλεκτρική πηγή λειτουργεί σαν ένα είδος άντλίας πού άπορροφά ήλεκτρόνια απ' τά ίόντα Cl⁻ καί τά δίνει στα ίόντα Να⁺. Ή ήλεκτρόλυση γίνεται σέ ύγρές ούσιες (διαλύματα ή τήγματα).

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

● **Χρήσεις.** Τά μέταλλα Na και K έχουν ελάχιστες εφαρμογές. Οί ενώσεις τους όμως παρουσιάζουν μεγάλο ενδιαφέρον. Τό NaCl είναι όχι μονάχα σπουδαίο για τή διατροφή (περιέχεται και στό αίμα), αλλά είναι και πρώτη ύλη για πολλές και μεγάλες βιομηχανίες τών ενώσεων νατρίου και του χλωρίου. Τό καυστικό νάτριο (NaOH) και τό άνθρακικό νάτριο (Na₂CO₃) χρησιμοποιούνται στίς βιομηχανίες σαπουνιών, χαρτιού, γυαλιού, χρωμάτων, αλουμινίου, τεχνητής μέταξας, φαρμάκων, πετρελαίων κ.ά.

Ανάλογα ισχύουν και για τό K. Ύδατοδιαλυτές ενώσεις του K έχουν ιδιαίτερη σημασία για τήν ανάπτυξη τών φυτών.



ΠΕΡΙΛΗΨΗ

Η πρώτη ομάδα του περιοδικού συστήματος περιλαμβάνει επτά στοιχεία, που τά άτομά τους έχουν ένα ηλεκτρόνιο στήν εξωτερική τους στιβάδα. Σπουδαιότερα είναι τό υδρογόνο, τό Νάτριο και τό Κάλιο. Τό υδρογόνο παρουσιάζει σημαντικές διαφορές και τό εξέτάσαμε χωριστά. Τά υπόλοιπα αποτελούν τήν ομάδα τών αλκαλίων. Τά αλκάλια είναι δραστήκια στοιχεία, γιατί τό μοναδικό ηλεκτρόνιο τής εξωτερικής στιβάδας αποβάλεται εύκολα. Η δραστηκότητά τους είναι τόσο μεγαλύτερη, όσο μεγαλύτερη είναι ή άκτίνα του ατόμου τους. Έχουν όλα σθένος Ι θετικό. Σχηματίζουν κυρίως έτεροπολικές ενώσεις. Αντιδρούν εύκολα με ήλεκτραρνητικά στοιχεία (χλώριο, βρώμιο, ιώδιο, όξυγόνο κτλ.). Με νερό σχηματίζουν υδρογόνο και καυστικό νάτριο, τό νάτριο ή καυστικό κάλιο, τό κάλιο. Έπειδή είναι πολύ δραστήκια, δέν υπάρχουν ελεύθερα στή φύση. Οί πιό πολλές ενώσεις τους είναι ύδατοδιαλυτές. Παρασκευάζονται με ήλεκτρόλυση τηγμένων ενώσεών τους. Είναι μέταλλα μαλακά, άσημόλευκα με περιορισμένες χρήσεις. Οί ενώσεις τους όμως έχουν μεγάλη σημασία. Τό χλωριούχο νάτριο, άπαραίτητο για τή διατροφή είναι και πρώτη ύλη για πολλές βιομηχανίες.

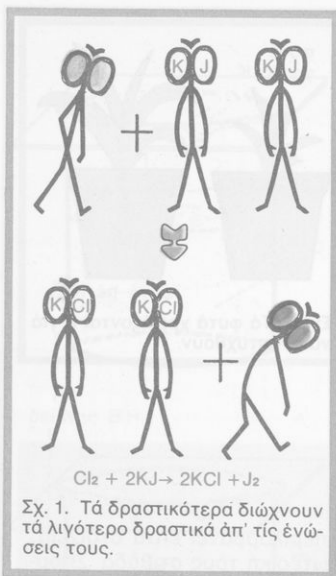
ΑΣΚΗΣΕΙΣ

1) Ύπολογίστε τήν ποσότητα του υδρογόνου που θά σχηματιστεί (σε λίτρα και σε γραμμάρια), αν ρίξουμε σε νερό 2,3 γραμμάρια νάτριο. (Na = 23, O = 16, H = 1).

2. Προσέξτε στόν πίνακα 2 τήν κανονικότητα που αύξάνονται ή που ελαττώνονται οί αριθμητικές τιμές. Στόν πίνακα αυτό δέν αναγράφονται τιμές για τίς ιδιότητες του Ρουβιδίου (Rb). Πιό κάτω δίνονται δύο τιμές, ή μιá σωστή και ή άλλη λάθος. Βρέστε

ποιές είναι οί σωστές τιμές. Άτομικός άριθμός 37 ή 65. Άτομικό βάρος 35 ή 85. Άτομική άκτίνα 2,2 ή 2,5 Å. Άκτίνα ιόντος 1,5 ή 1,8. Θερμοκρασία τήξεως 80 ή 40° C. Θερμοκρασία βρασμού 700 ή 650° C. Ένέργεια για τήν άπομάκρυνση ενός ηλεκτρονίου 4,1 ή 3,5 eV.

3. Τί προβλέπεται πώς θά γίνει αν ρίξουμε ένα κομματάκι ρουβίδιο στό νερό και τί αν τό φέρουμε σε έπαφή με χλώριο;



18^ο ΜΑΘΗΜΑ

Η ΕΒΔΟΜΗ ΟΜΑΔΑ – ΤΑ ΑΛΟΓΟΝΑ

- **Γενικά.** Η έβδομη ομάδα του Περιοδικού συστήματος έχει 5 στοιχεία, τα λέμε αλογόνα. Σπουδαιότερα είναι τα: φθόριο (F), χλώριο (Cl), βρώμιο (Br) και ιώδιο (J).
- **Γενικοί χαρακτήρες:** Το μόριό τους είναι διάτομο. Τα αλογόνα είναι δραστικά ηλεκτραρνητικά στοιχεία, γιατί τα άτομα τους, έχοντας 7 ηλεκτρόνια στην εξωτερική τους στιβάδα, τείνουν να πάρουν **ένα** μόνο ακόμη ηλεκτρόνιο.
- Η δραστικότητα των αλογόνων μικραίνει,
 αμι κλο κ

ΑΤΟΜΟ ΣΤΟΙΧΕΙΟΥ	F	Cl	Br	J
ΜΟΡΙΟ ΤΟΥ ΣΤΟΙΧΕΙΟΥ	F ₂	Cl ₂	Br ₂	J ₂
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 για την πρόσληψη 1 e - -σε μία μονάδα-	4	3		2,1

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

όσο μεγαλώνει ή άτομική τους άκτινα. Δραστικότερο είναι τό φθόριο καί λιγότερο δραστικό τό ιώδιο (Σχ. 2).

Τά δραστικότερα στοιχεία διώχνουν τά λιγότερο δραστικά άπό τίς ενώσεις τους (Σχ. 1).

Πείραμα. Διαβρέχουμε μέ ύδατικό διάλυμα ιωδιούχου καλίου μιά λωρίδα διηθητικό χαρτί καί τό βάζουμε σέ κύλινδρο μέ άέριο χλώριο. Άμεση άποβολή ιωδίου:



Άνάλογα γίνεται καί μέ διάλυμα βρωμιούχου καλίου.

Η όμοια ήλεκτρονική δομή στήν έξωτερική στιβάδα των άλογόνων τούς δίνει παρόμοιες ιδιότητες. Έτσι: 1) Έπειδή όλα παίρνουν ένα ήλεκτρόνιο, έχουν σθένος ένα άρνητικό (-1).

2) Έπειδή τό ήλεκτρόνιο αυτό προσδένεται γερά στό άτομό τους, σχηματίζουν **πολλές** έτεροπολικές ενώσεις.

3) Πιο εύκολα ένώνονται μέ τά δραστικότερα ήλεκτροθετικά στοιχεία. Π.χ. τό J_2 ένώνεται εύκολότερα μέ τό K παρά μέ τό Na (Σχ. 3).

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

5) Έπειδή οι ενώσεις τους αυτές είναι ύδατοδιαλυτές, τίς βρίσκουμε καί στή Θάλασσα.

● Μερικές εφαρμογές. Ένώσεις μέ ύδρογόνο.

Τό H_2 ένώνεται μέ τό φθόριο βίαία, άκόμη καί σέ θερμοκρασία -200° . Μέ τό χλώριο ένώνεται δυσκολότερα, άκόμη πιο δύσκολα μέ τό βρώμιο καί για νά ένωθεί μέ τό ιώδιο, χρειάζεται καί καταλύτης. Οι ενώσεις πού σχηματίζονται: τό ύδροφθόριο (HF), ύδροχλώριο (HCl), ύδροβρώμιο (Br) καί ύδροϊώδιο (HJ) λέγονται ύδραλογόνα καί έχουν συγγενικές ιδιότητες. Διαλύονται π.χ. στό νερό καί σχηματίζουν τότε τά αντίστοιχα ύδραλογονικά όξέα κτλ.

● Ένώσεις μέ μέταλλα.

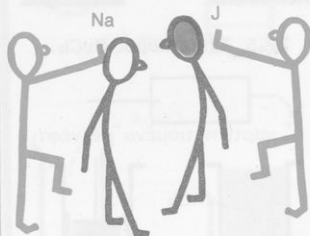
Τά μέταλλα είναι στοιχεία πού δίνουν ήλεκτρόνια. Έτσι ένώνονται τά άλογόνα μέ όλα τά μέταλλα, μέ διάφορες συνθήκες, άνάλογα μέ τή δραστικότητα καί του άλογόνου καί του μετάλλου.

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

Πείραμα. Σέ ένα γουδί άναμγνύομε λεπτή σκόνη ιωδίου μέ λεπτή σκόνη άργιλίου (άλουμινίου). Ρίχνουμε μιά σταγόνα νερό. Έχομε βίαία

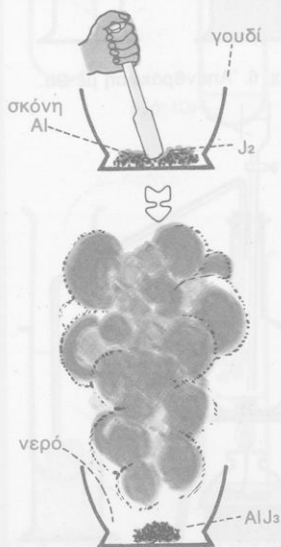


εύκολα

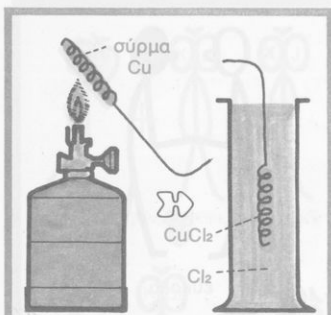


δύσκολα

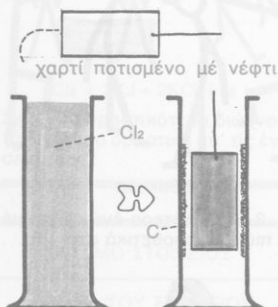
Σχ. 3. Εύκολότερα ένώνονται μέ τά πιο ήλεκτροθετικά στοιχεία.



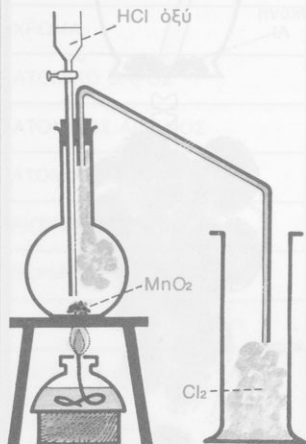
Σχ. 4. Σχηματισμός AlI_3 .



Σχ. 5. Σχηματισμός CuCl_2 .



Σχ. 6. Άπανθράκωση με Cl_2 .



Σχ. 7. Παρασκευή Cl_2 .

ένωση με σχηματισμό ιωδιούχου άργιλιου.

Πείραμα. Θερμαίνουμε έντονα σπείρα χαλκού και τή βυθίζουμε σε κύλινδρο με άεριο χλώριο. Σχηματίζεται χλωριούχος χαλκός (CuCl_2). (Σχ. 5).

● **Τά άλογόνα και κυρίως τό F_2 και τό Cl_2 μπορούν νά άποσπάσουν τό ύδρογόνο από ύδρογονούχες ένώσεις.**

Πείραμα. Ταινία διηθητικού χαρτιού βρεγμένη με νέφτι ($\text{C}_{10}\text{H}_{16}$), όταν τή βυθίσουμε σε κύλινδρο με χλώριο, μαυρίζει, γιατί τό Cl_2 άποσπά τό H άπ' τήν ένωση αυτή και άποβάλλεται άνθρακας. (Σχ. 6).

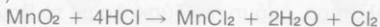
Άνάλογα γίνεται και με τό νερό, πού τό Cl_2 άντιδρά μαζί του και τελικά έλευθερώνεται όξυγόνο.



Η αντίδραση αυτή χρησιμοποιείται για άπολύμανση του νερού, γιατί τό O_2 πού παράγεται καταστρέφει τούς μικροοργανισμούς, πού περιέχονται στό νερό.

● **Παρασκευές.** Άλογόνα μπορούμε νά παρασκευάσουμε έργαστηριακά χρησιμοποιώντας πυρολουσίτη (MnO_2) και ύδροχλωρικό όξύ, για τό χλώριο, ή πυρολουσίτη, πυκνό θειικό όξύ και τό άντίστοιχο άλας, για τό βρώμιο και τό ιώδιο.

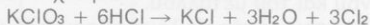
Πείραμα. Σε σφαιρική φιάλη ρίχνω λίγο πυρολουσίτη και λίγα ml πυκνό ύδροχλωρικό όξύ. Θερμαίνω έλαφρά. Σχηματίζεται χλώριο (έπικίνδυνο):



(έδω ό MnO_2 δέ δρā σάν καταλύτης, άφού μετατρέπεται σε άλλη ουσία) (Σχ. 7).

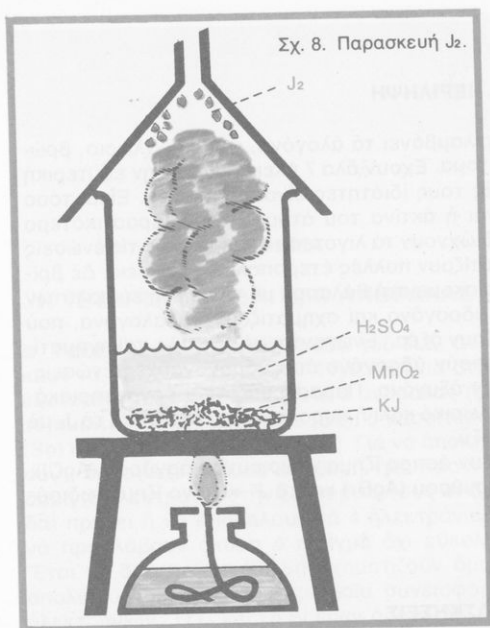
Πείραμα. Σε μικρό ποτήρι βρασμού θερμαίνω 1-2 γραμ. μίγματος ιωδιούχου καλίου και πυρολουσίτη και λίγα ml πυκνού θειικού όξέος. Τό ιώδιο συλλέγεται σε γυάλινο χωνί με βαμβάκι. (Σχ. 8).

Παρασκευή χλωρίου χωρίς θέρμανση. Σε κύλινδρο συλλογής άερίων ρίχνουμε 1-2 γραμ. χλωρικού καλίου (KClO_3) λίγα ml πυκνό ύδροχλωρικό όξύ και σκεπάζουμε με γυάλινο δίσκο. Έκλύεται χλώριο.

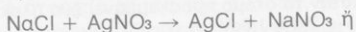


Χλωρικό κάλιο → χλωριούχο κάλιο

● **Άνίχνευση ίόντων Cl^- , Br^- και J^- .** Σε τρείς δοκιμαστικούς σωλήνες πού περιέχουν ύδατικά διαλύματα χλωριούχου, βρωμιούχου και ιωδιούχου νατρίου (ή καλίου) ρίχνουμε μερικές στα-

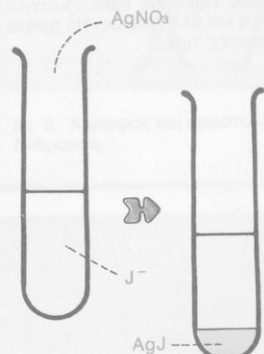
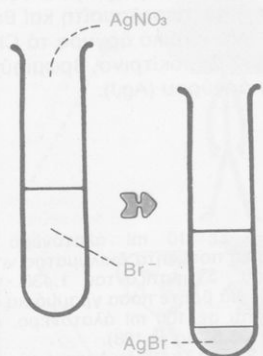
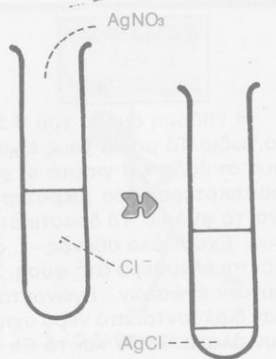


γόνες διαλύματος νιτρικού άργυρου (AgNO₃). Σχηματίζονται ιζήματα, άσπρο με τό Cl⁻, ώχρο-κίτρινο με τό Br⁻ και κίτρινο με τό J⁻ (Σχ. 9).



Με τίς αντίδράσεις αυτές άνιχνεύομε τά άνιόντα τών άλογόνων. Σχηματισμός AgCl γίνεται καί με NaCl καί με KCl, καί με διάλυμα HCl, γιατί σέ όλες αυτές τίς ουσίες περιέχεται Cl⁻. Με χλωροφόρμιο όμως (CCl₃H) ό νιτρικός άργυρος δέν αντίδρα, γιατί στό χλωροφόρμιο τό Cl δέ βρίσκεται με τή μορφή ιόντος.

● **Χρήσεις.** Περισσότερο χρήσιμα είναι τό Cl₂ καί τό J₂. Τό χλώριο χρησιμοποιείται σάν λευκαντικό καί απολυμαντικό καθώς καί στίς βιομηχανίες τεχνητού λάστιχου, πλαστικών, φαρμάκων, έντομοκτόνων κ.ά. τό J₂ στήν φαρμακευτική. "Άλατα τών άλογόνων (κυρίως τού βρωμίου καί τού ιωδίου) χρησιμοποιούνται στή φωτογραφία καί κινηματογραφία.



Σχ. 9. Άνιχνευση ιόντων τών άλογόνων.

ΠΕΡΙΛΗΨΗ

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

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

ΑΣΚΗΣΕΙΣ

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

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

Ατομικός αριθμός 35 ή 70. Ατομικό βάρος 80 ή 135. Ατομική άκτίνα 1,1 ή 1,5Å. Ακτίνα ίόντος 2 ή 2,5 Å. 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 καί πώς ή δραστικότητα των άλκαλιών όταν αύξάνεται ή άκτίνα των άτόμων τους; Γιατί;

19^ο ΜΑΘΗΜΑ

Η ΤΕΤΑΡΤΗ ΟΜΑΔΑ: α) Ο ΑΝΘΡΑΚΑΣ

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

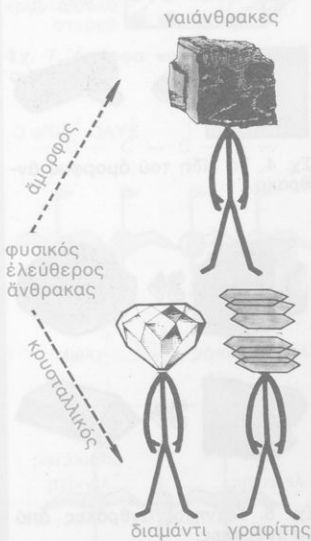
Τά στοιχεία αυτής τής ομάδας, γενικά, δέν είναι δραστικά, ιδιαίτερα ό άνθρακας, πού γι' αυτό καί τόν συναντάμε στή φύση ελεύθερο σε μεγάλες ποσότητες.

ΑΝΘΡΑΚΑΣ

Ό άνθρακας είναι λιγότερος άπό 1% στό φλοιό τής Γής. Χωρίς άνθρακα όμως δέ θά ύπήρχαν φυτά, ζώα ούτε κι ό άνθρωπος. (Σχ. 2).



Σχ. 2. Ό άνθρακας.



Σχ. 3. Άμορφος καί 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 τής IV ομάδας.



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

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

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

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

● **Γιατί τό διαμάντι είναι αλoιώτικο απ' τό γραφίτη.** Καί τά δυό αυτά σώματα αποτελούνται από όμοια άτομα. Τό διαμάντι όμως είναι άχρωμο, διάφανο, σκληρό, σχετικά βαρύ και κακός άγωγός του ηλεκτρισμού, ενώ ό γραφίτης είναι μαύρος, μαλακός, γλυστερός, σχετικά ελαφρός και καλός άγωγός του ηλεκτρισμού.

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

* Άμορφες - σέ διάκριση απ' τίς κρυσταλλικές - λέμε τίς ουσίες, πού τά σωματίδια πού τίς αποτελούν, δέ σχηματίζουν «κρυστάλλους», άλλα βρίσκονται άτακτα σκορπισμένα μέσα τήν ουσία. (Σχ. 7).

νά περάσει ηλεκτρικό ρεύμα πρέπει νά υπάρχουν ἐλεύθερα ηλεκτρόνια.

Στό γραφίτη, κάθε άτομο τοῦ C ἐνώνεται μέ ἄλλα τρία άτομα ὁμοιοπολικά· τό 4ο ηλεκτρόνιο μένει ἐλεύθερο. Στή συνέχεια, σχηματίζονται κανονικά ἐξάγωνα (Σχ. 11) ἐνωμένα σέ στρώματα πού μπαίνουν παράλληλα.

Αὐτά τά παράλληλα στρώματα συγκρατιοῦνται μεταξὺ τους μέ δυνάμεις πολύ μικρότερες ἀπ' αὐτές τῶν ὁμοιοπολικῶν δεσμῶν, γι' αὐτό καί ὁ γραφίτης εἶναι μαλακός, γλιστερός, ἀποβάφει, εἶναι ἐλαφρότερος ἀπ' τό διαμάντι καί εἶναι καλός ἀγωγός τοῦ ηλεκτρισμοῦ, ἀφοῦ ἔχει καί ἐλεύθερα ηλεκτρόνια.

● **Ἄλλοτροπικά στοιχεῖα.** Τά στοιχεῖα πού, ὅπως τό διαμάντι καί ὁ γραφίτης, ἀποτελοῦνται ἀπό ὅμοια άτομα, ἔχουν ὅμως διαφορετική ἐξωτερική μορφή, διαφορετικές φυσικές ιδιότητες καί διαφορετικές φυσικές σταθερές, σχεδόν ὅμως ἴδιες χημικές ιδιότητες, τά λέμε ἀλλοτροπικά.

● **Μιά σπουδαία χημική ιδιότητα τοῦ ἄνθρακα.** Ὁ ἄνθρακας καίγεται (ἐνώνεται μέ ὀξυγόνο) καί σχηματίζει διοξειδίο τοῦ ἄνθρακα καί θερμότητα. Τή θερμότητα τή μετράμε σέ θερμίδες (καλορί). Σάν θερμίδα ὀρίζομε τό ποσό τῆς θερμότητας πού χρειάζεται γιά νά ἀνέβει ἡ θερμοκρασία ἐνός γραμμαρίου νεροῦ κατά ἕνα βαθμό. (1 Μεγάλη θερμίδα ἢ Kcal 1.000 cal).



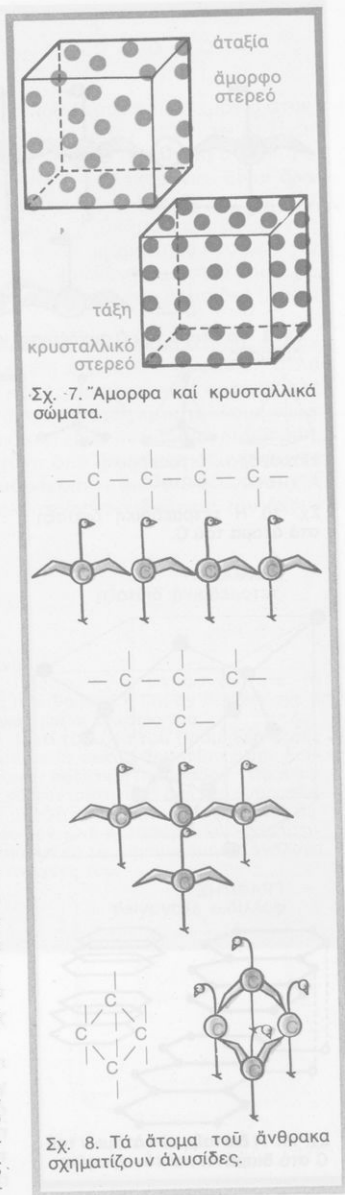
Τίς ἀντιδράσεις πού ὅταν γίνονται παράγεται καί θερμότητα τίς λέμε **ἐξώθερμες** ἀντιδράσεις.

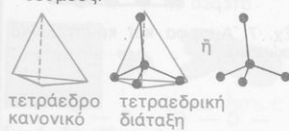
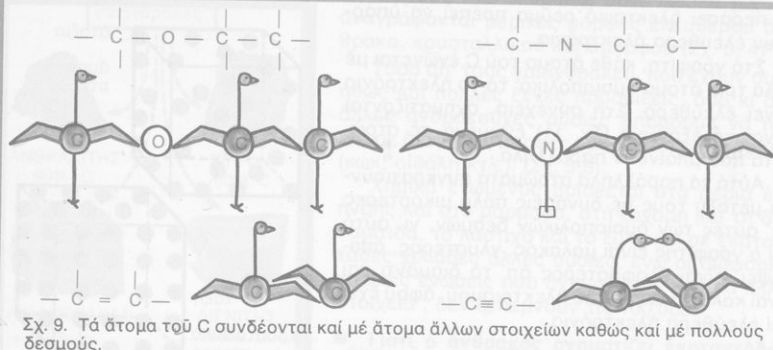
● **Δυό ἐφαρμογές τῆς τάσεως τοῦ ἄνθρακα νά ἐνώνεται μέ ὀξυγόνο.** Ὁ ἄνθρακας εἶναι ἀναγωγικό σῶμα μπορεῖ καί ἀποσπᾶ δηλαδή ὀξυγόνο ἀπό διάφορες ὀξυγονοῦχες ἐνώσεις:

1) **Ἄπ' τό νερό.** Διαβιβάζομε ὑδρατμούς πάνω ἀπό διάπυρους ἄνθρακες. Σχηματίζεται μίγμα ἀπό μονοξειδίο τοῦ ἄνθρακα καί ὑδρογόνο, τό ὑδραέριο, πού τό χρησιμοποιοῦμε γιά νά φτιάχνομε τεχνητές βενζίνες καί γιά πολλές ἄλλες βιομηχανικές χρήσεις.



2) **Ἄπό ὀξειδία μετάλλων:** Πολλά μέταλλα βρίσκονται στή φύση ἐνωμένα μέ ὀξυγόνο (Fe₂O₃ κτλ.). Γιά νά τά πάρομε καθαρά (ἀπαλλαγμένα ἀπό τό ὀξυγόνο) θερμαίνομε συνήθως, τίς ὀξυγονοῦχες ἐνώσεις τῶν μετάλλων μέ ἄν-



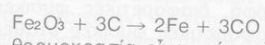


Σχ. 10. Η τετραπεδρική διάταξη στα άτομα του C.

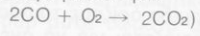


Σχ. 11. Η διάταξη των ατόμων του C στο διαμάντι και τον γραφίτη.

θρακα.



(Αν η θερμοκρασία είναι κάτω από 400°C σχηματίζεται CO₂, αν είναι άνω από 400°C και τούς 1000°C, σχηματίζεται μίγμα από CO₂ και CO. Το CO είναι δηλητηριώδες αέριο, πού μπορεί όμως να χρησιμοποιηθεί και σαν καύσιμο και σαν αναγωγικό σώμα.



● **Χρησιμότητα του άνθρακα.** Ο άνθρακας είναι απαραίτητο στοιχείο για τα φυτά και τα ζώα, όχι μόνο γιατί είναι κύριο συστατικό τους, αλλά και γιατί η θερμότητα πού ελευθερώνεται από καύσεις του (μέ την άναπνοή) συντηρεί τό φαινόμενο της ζωής.

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

Χρησιμοποιείται επίσης ο άνθρακας γιά την παρασκευή ύδραέριου και στή μεταλλουργία γιά τήν άπομάκρυνση του οξυγόνου άπό τά οξειδία τών μετάλλων. Ειδικά στό σίδηρο μικρή ποσότητα άνθρακα μέσα σαυτόν (μέχρι 1,5%) τού καλύτερεύει τίς ιδιότητες και τόν μετατρέπει σε χάλυβα (άτσάλι).

ΠΕΡΙΛΗΨΗ

Η IV ομάδα του Π.Σ. περιλαμβάνει τὰ στοιχεία πού έχουν 4 ηλεκτρόνια στήν εξωτερική τους στιβάδα (C, Si, Ge, Sn, Pb). Τά δυό πρώτα ό C καί τό Si είναι άμέταλλα καί σχηματίζουν όμοιοπολικούς δεσμούς. Τά δυό τελευταία ό Sn καί ό Pb είναι μέταλλα καί στίς ένώσεις τους δίνουν άπό 2-4 ηλεκτρόνια. Είναι όλα στοιχεία όχι πολύ δραστικά. Ό άνθρακας βρίσκεται στή φύση έλεύθερος καί σάν κρυσταλλικός (διαμάντι, γραφίτης) καί σάν άμορφος (γαϊάνθρακες). Ένωμένος βρίσκεται σέ πάνω άπό 1.000.000 χημικές ένώσεις. Είναι άπαραίτητο στοιχείο γιά νά γίνει ή ζωντανή ύλη. Πολλά άτομα C μπορούν καί ένώνονται μεταξύ τους, μέ έναν ή περισσότερους όμοιοπολικούς δεσμούς καί σχηματίζουν άλυσίδες (μόρια διαφόρων ένώσεων).

Άλλοτροπικά λέμε τά στοιχεία πού άποτελούνται άπό όμοια άτομα, έχουν όμως διαφορετικές φυσικές σταθερές, διαφορετική εξωτερική εμφάνιση άλλα παρόμοιες χημικές ιδιότητες. Π. χ. τό διαμάντι καί ό γραφίτης, πού οι διαφορές τους όφειλονται σέ διαφορετική διάταξη τών ατόμων C σούς κρυστάλλους τους.

Ό άνθρακας καίγεται. Η αντίδραση καύσεως του είναι αντίδραση εξώθερμη.
 $C + O_2 \rightarrow CO_2 + 94Kcal$. Επίσης άποσπά όξυγόνο άπό διάφορες όξυγονούχες ένώσεις όπως άπ' τό νερό καί σχηματίζεται ύδραέριο ή άπ' τίς όξυγονούχες ένώσεις μετάλλων (Fe, Zn, Cu, κτλ.). Οι δυό τελευταίες αντίδράσεις του έχουν μεγάλη βιομηχανική σημασία.

ΑΣΚΗΣΕΙΣ

1. Θέλουμε νά άνεβάσουμε τή θερμοκρασία 100 κιλών νερού άπό τούς 6°C σούς 100°C. Πόσα κιλά καθάρός άνθρακα πρέπει νά καεί, άν ύποθέσουμε ότι θά χραιστούμε 20% παραπάνω άνθρακα, γιατί δέν μπορούμε νά αξιοποιήσουμε τελείως όλη τή θερμότητα πού παράγεται μέ τήν καύση του; (C = 12).

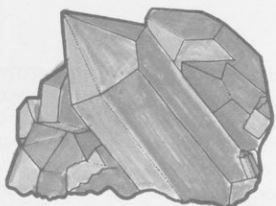
2. Βρέστε περιπτώσεις πού ή θερμότητα πού παράγεται άπ' τήν καύση άνθρακα ή χημικών ένώσεων που περιέχουν άνθρακα έχει σημασία α) στά φαινόμενα τής ζωής, β) στήν καθημερινή ζωή, γ) στή βιομηχανία.

3. Προσπαθήστε νά φανταστήτε τή μορφή πού θά είχε ή Γη, άν δέν ύπήρχε ό άνθρακας καί οι ένώσεις του.

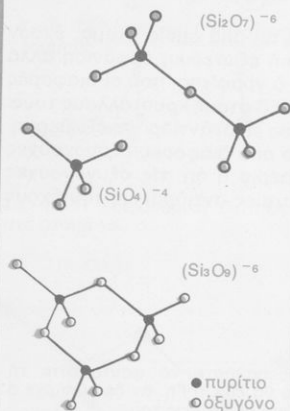
4. Γιατί τό δώρο του Προμηθέα σούς ανθρώπους (ή φωτιά) θεωρήθηκε σάν άνυπολόγιστα πολύτιμη προσφορά; Προσπαθήστε νά φανταστήτε τή ζωή του ανθρώπου καί τή μορφή του πολιτισμού μας άν ό άνθρωπος δέν είχε καταφέρει νά «δαμάσει» τή φωτιά καί νά τή χρησιμοποιήσει ανάλογα μέ τίς άνάγκες του.

«...και...»





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



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



Σχ. 3. Είδος από γυαλί Πυρέξ.

20° ΜΑΘΗΜΑ

Η ΤΕΤΑΡΤΗ ΟΜΑΔΑ: β) ΤΟ ΠΥΡΙΤΙΟ

● **Γενικά.** Τό πυρίτιο, μετά τό όξυγόνο είναι τό πίο διαδομένο στοιχείο στό φλοιό τής Γής (30%). Δέν ύπάρχει έλεύτερο. Ένώσεις του είναι ό χαλαζίας, ή άμμος, οί γρανίτες, ό άμίαντος, ή μίκα, οί σχιστόλιθοι, ή άργιλλος και άλλα όρυκτά. Μερικά άπ' αυτά είναι πέτρες πολύτιμες (άμεθυστος, όπάλιος, άχάτης κ.ά) (Σχ. 1). Μικρές ποσότητες χρησιμεύουν σαν στερεωτική ύλη διαφόρων ιστών (καλάμι σιτηρών, φτερά, νύχια κτλ.).

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

● **Και τό πυρίτιο σχηματίζει άλουσίδες,** όπως ό άνθρακας, μόνο πού οί δεσμοί ανάμεσα στά άτομα του πυρίτιου είναι χαλαρότεροι. Όταν όμως μεταξύ των ατόμων του πυρίτιου μπουνε και άτομα όξυγόνου τότε δένονται σε γερές ομάδες. Τό άτομο του πυρίτιου μπαίνει στό κέντρο τετράεδρου και γύρω του πιάνουν θέσεις 4 άτομα όξυγόνο. 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 άνθρακοπυρίτιο. Άν προστεθει σε σίδηρο τόν κάνει άπρόσβλητο από όξέα. Μεγάλη όμως σημασία έχουν τρεις βιομηχανικοί κλάδοι πού βασίζονται σε ενώσεις του πυρίτιου. Τά τσιμέντα, τό γυαλί και τά κεραμικά.

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

οποιοῦνται σέ ειδικούς μύλους καί συντηκόνται σέ ἐπικλινείεσ περιστρεφόμενουσ κλιβάνουσ, πού μπορεί νά ἔχουσ μήκουσ μέχρη καί 250 μέτρα, ὕφουσ μέχρη 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 ἀλέθουμ καί ἀνακατεμένο μέ λίγο γύψο ἀποτελεῖ τό τσιμέντο (Σχ. 4).

Τό τσιμέντο ἀνήκει στά «ὑδραυλικά κονιάματα». Τά κονιάματα εἶναι μίγματα χρήσιμα στήν οἰκοδομική. Τά ὑδραυλικά κονιάματα ὅταν ἀναμειχθοῦν μέ νερό σκληραίνουσ. Μέ τήν προσθήκη στό τσιμέντο καί χαλκικῶν παίρνομε τό σκυροκονίαμα (μπετόν) κι ἂν ἐνισχύσομε τήν κατασκευή μέ σιδερένιεσ ράβδουσ πέρνομε τό ὀπλισμένο σκυροκονίαμα (μπετόν ἀρμέ). Ὑπάρχουσ διάφοροι τύποι τσιμέντων λευκά, σκούρα, ταχείασ πήξεωσ κτλ. Ἡ Ἑλληνική βιομηχανία τσιμέντου ἔχει μεγάλη ἀνάπτυξη καί κάνει μεγάλεσ ἐξαγωγέσ.

- **Γυαλί.** Πρώτεσ ὕλεσ γιά τό γυαλί εἶναι κυρίωσ ἡ ἄμμοσ (SiO_2), ὁ ἀββεστόλιθουσ (CaCO_3) καί τό ἀνθρακικό νάτριο (Na_2CO_3), πού τό φτιάχομε ἀπό ἀλάτι. Τά ὑλικά αὐτά ἀλέθονται, θερμαίνονται σέ κλιβάνουσ, ἀντιδροῦν μεταξύ τουσ καί σχηματίζουσ παχύρευστο μίγμα. Στή συνέχεια τό ζεστό τήγμα μορφοποιεῖται μέ μηχανήματα καί παίρνομε ποτήρια, φιάλεσ, ὑαλοπίνακεσ κτλ.

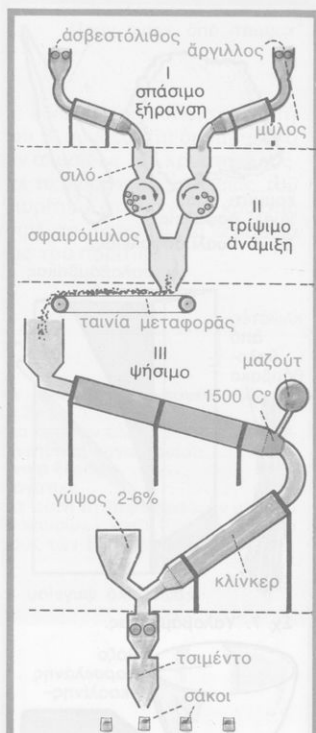
- **Διάφοροι τύποι γυαλιῶν.** Μέ διάφορεσ προσθήκεσ δίνουμ στό γυαλί διάφορα χρώματα (π.χ. μέ προσθήκη ὀξειδίου τοῦ χρωμίου γίνεταί πράσινο κτλ.). Μέ διάφορεσ ἐπίτισ προσθήκεσ ἡ κατεργασίεσ δημιουργοῦμ πολλούσ τύπουσ γυαλιῶν ὁπωσ:

- **Γυαλί Pyrex καί Γιένασ.** Εἶναι γυαλιά πού ἀντέχουσ σέ μηχανικέσ, θερμικέσ καί χημικέσ ἐπιδράσειεσ. Γίνονται μέ αὐξημένη ποσότητα ἄμμου καί προσθήκη ὀξειδίου τοῦ βορίου (Σχ. 3).

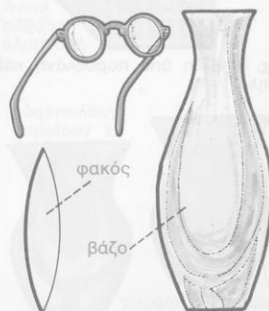
- **Μολυβδοκρύσταλλο.** (κρύσταλλο). Εἶναι γυαλί ὁμορφο, λαμπερό, βαρú, εὐήχο, κατάλληλο γιά πολυτελή εἶδη καί ὀπτικά ὄργανα. Γίνεταί ἂν ἀντί γιά ἀνθρακικό νάτριο, βάλομε ἀνθρακικό κάλιο κι ἀντί γιά ἀββεστόιο, μίνιο (ὀξείδιο μολύβδου) (Σχ. 5).

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

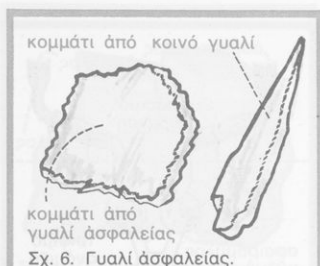
- **Ἄορατο γυαλί.** Γίνεταί μέ ἐπικάλυψη τῆσ



Σχ. 4. Σχηματική παράσταση βιομηχανίασ τσιμέντου.



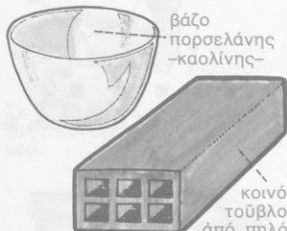
Σχ. 5. Εἶδη ἀπό κρύσταλλο.



Σχ. 6. Γυαλί ασφαλείας.



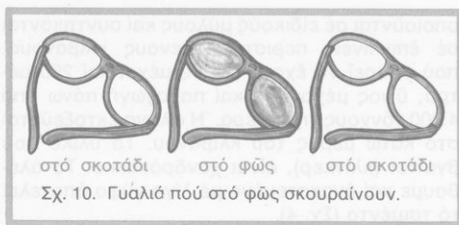
Σχ. 7. Υαλοβάμβακας.



Σχ. 8. Είδη από πορσελάνη και πηλό.



Σχ. 9. Τό γυάλωμα.



Σχ. 10. Γυαλιά που στο φώς σκουραίνουν.

έπιφάνειας γυαλιού με αδιάλυτα άλατα λιπαρών όξέων.

● **Φωτοχρωμικό γυαλί.** Προσθέτοντας στη μάζα του γυαλιού βρωμιοϋχο και ιωδιοϋχο άργυρο, που με τό φώς διασπώνται, παίρνουμε γυαλί που όσο περισσότερο φώς πέφτει επάνω του τόσο σκουραίνει, ενώ όταν πάψει νά φωτίζεται έντονα, ξαναγίνεται άχρωμο και διάφανο (Σχ. 10).

● **Υαλοβάμβακας.** Ο ύαλοβάμβακας είναι πολύ λεπτές ίνες γυαλιού, σάν βαμβάκι, που χρησιμοποιείται κυρίως σάν μονωτικό ύλικό. Ένσωματωμένος σέ διάφορα πλαστικά ύλικά χρησιμοποιείται για νά φτιάχνουμε βάρκες, δεξαμενές κτλ.

● **Κεραμεική.** Λέμε τήν τέχνη τής κατασκευής «κεραμικών» μέ πρώτη ύλη 1) καολίνη (που είναι καθαρή άργιλλος) για τίς πορσελάνες και 2) πηλό (που είναι άργιλλος μέ προσμίξεις) για τά κοινά είδη (τούβλα, κεραμίδια, πήλινα σωλήνες κτλ.). "Όταν άναμειχθεί ή άργιλλος μέ νερό γίνεται «πλαστική» και μπορούμε νά φτιάξουμε αντικείμενα μέ όποιο σχήμα θέλουμε. Αυτά μέ «ψήσιμο» γίνονται στερεά.

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

● **Σιλικόνες.** Οί σιλικόνες είναι σχετικά νέο ύλικό. Είναι ένώσεις του πυριτίου φτιαγμένες από άμμο και άλλες πρώτες ύλες. Υπάρχουν στερεές, ύγρες και άερρες 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

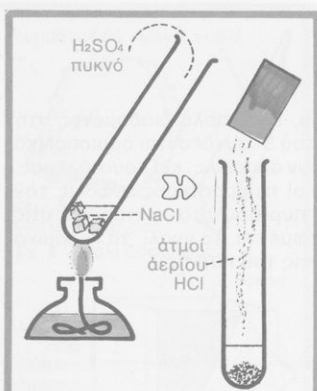
Οι ενώσεις του πυριτίου, κυρίως με όξυγόνο, είναι πολύ διαδομένες στη φύση (χαλαζίας, άμμος, γρανίτες κτλ.). Τά άτομα του Si συνδέονται ομοιοπολικά μεταξύ τους και με άτομα όξυγόνου και σχηματίζουν άλυσιδες, και κρυστάλλους. Ή συνηθισμένη μονάδα που άπ' αυτήν γίνονται οι περισσότερες ενώσεις του πυριτίου είναι ένα τετράεδρο με τό άτομο του πυριτίου στό κέντρο και στίς κορυφές του τετράεδρου 4 άτομα όξυγόνου. Τά τοιμέντα, τό γυαλί, τά κεραμικά και οι σιλικόνες είναι υλικά που γίνονται με ενώσεις του πυριτίου.

ΑΣΚΗΣΕΙΣ

- 1) Σε τί μοιάζουν οι ενώσεις του άνθρακα και του πυριτίου; Πού όφείλονται οι όμοιότητες που παρουσιάζουν;
- 2) Ποιές δυσκολίες θά αντιμετώπιζαμε στην καθημερινή μας ζωή, αλλά και γενικότερα, άν δεν είχαν ανακαλυφθεί τό γυαλί και τό τοιμέντο;
- 3) Τά έξοδα σε μία βιομηχανία τοιμέντου είναι συνήθως τά εξής περίπου:
 - α) Γιά καύσιμα (μαζούτ) 30%

- β) Γιά ηλεκτρική ενέργεια (άλεση πρώτων ύλων κτλ.) 20%
 - γ) Άξία πρώτων ύλων 20%
 - δ) Συντήρηση εργοστασίου 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 επίδραση H₂SO₄ σέ NaCl.

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

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

ύγρο άπ' τό νερό	
άχρωμο ύγρο	
γεύση όξινη	
άτμίζει	άτμοι πνιγηροί

Σχ. 3. Πίνακας, με φυσικές ιδιότητες του ύδροχλωρικού όξέος.

21^ο ΜΑΘΗΜΑ

ΟΞΕΑ-ΒΑΣΕΙΣ-ΕΞΟΥΔΕΤΕΡΩΣΗ-ΑΛΑΤΑ

ΥΔΡΟΧΛΩΡΙΚΟ ΟΞΥ-ΘΕΙΙΚΟ ΟΞΥ-ΟΞΕΑ

1. Ύδροχλωρικό όξύ: HCl

● **Προέλευση.** Σάν άέριο τό ύδροχλώριο βρísκεται στό άέριο, πού βγαίνουνο στό ήφαιστεια. Διαλυμένο 1:1000 περίπου βρísκεται στό άγρú τόú στομάχου μας.

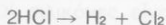
● **Παρασκευές. Πείραμα.** Σέ δοκιμαστικό σωλήνα πού βάλουμε χλωριούχο νάτριο, ρίχουμε λίγο πυκνό θειικό όξύ (H₂SO₄). Με λίγη θέρμανση, βγαίνει άέριο HCl (Σχ. 1).
 $\text{NaCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{HCl} \uparrow + \text{NaHSO}_4$ (όξινο θειικό νάτριο).

Στή βιομηχανία επίδρα με θέρμανση πυκνό H₂SO₄ σέ στερεό NaCl, όπότε με την ίδια ποσότητα θειικού όξέος παράγεται διπλάσια ποσότητα HCl:

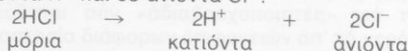


Τό παραγόμενο άέριο HCl διαλύεται σέ νερό. Τό ύδατικό αυτό διάλυμα του HCl λέγεται **ύδροχλωρικό όξύ**, ή **σπίρτο του άλατος**.

● **Ύδροχλώριο και ύδροχλωρικό όξύ.** Τό άέριο HCl είναι όμοιοπολική ένωση δέν έχει στό μόριό του ίοντα. Τό **ύδατικό του όμως διάλυμα, σχηματίζει κατιόντα H⁺ και άνιόντα Cl⁻**. Έτσι, με ένα βολτάμετρο τό ύδροχλωρικό όξύ ήλεκτρολύεται και παίρνομε H₂ στην κάθοδο και Cl₂ στην άνοδο:



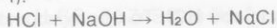
Αυτό γιατί στό ύδατικό του διάλυμα γίνεται **ήλεκτρολυτική διάσπαση** των μορίων του σέ κατιόντα H⁺ και σέ άνιόντα Cl⁻:



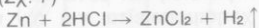
Άρα, τό HCl σέ ύδατικό διάλυμά του είναι **ήλεκτρολύτης**.

● **Δράση του υδροχλωρικού οξέος. Πείραμα 1^ο.**
Στή γεύση άραιο διάλυμα υδροχλωρικού οξέος είναι ξινό. Μπορεί όμως να μας κάνει εγκαυμα. γι αυτό ελέγχουμε την παρουσία του με ένα δείκτη. Τό βάμμα του ήλιотροπίου π.χ. με υδροχλωρικό οξύ γίνεται κόκκινο (Σχ. 3,5,6).

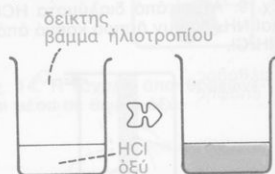
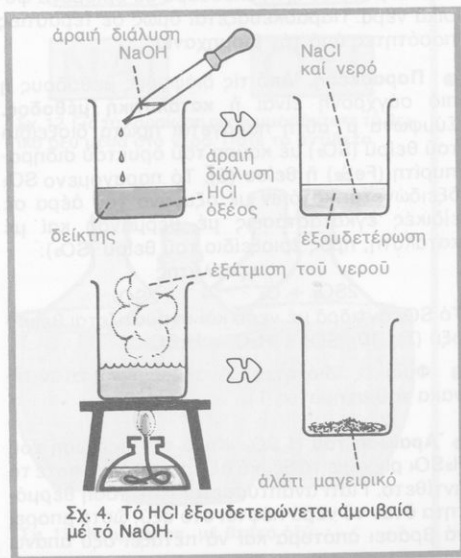
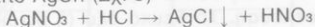
Πείραμα 2^ο. Σε διάλυμα HCl, που έγινε κόκκινο με σταγόνες βάμματος ήλιотροπίου, ρίχνουμε λίγο-λίγο διάλυμα καυστικού νατρίου (NaOH). Σε κάποια στιγμή τό χρώμα του γίνεται από κόκκινο κυανό. Λέμε, ότι τό HCl καί τό NaOH **έξουδετερώθηκαν άμοιβαία**. Ή γεύση τώρα του διαλύματος είναι άλμυρή, γιατί από την αντίδραση του υδροχλωρικού οξέος με τό καυστικό νάτριο σχηματίζεται χλωριούχο νάτριο (Σχ. 4).



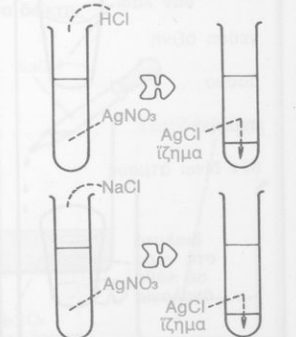
Πείραμα 3^ο. Σε υδροχλωρικό οξύ ρίχνουμε λίγο ψευδάργυρο, ή καί σίδηρο. Γίνεται αντίδραση άπλης άντικαταστάσεως καί έλευθερώνεται H₂: (Σχ. 7)



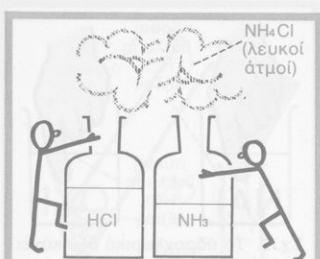
Πείραμα 4^ο. Σε διάλυμα AgNO₃ ρίχνουμε σταγόνες υδροχλωρικού οξέος. Παράγεται άσπρο ίζημα από AgCl: (Σχ. 8)



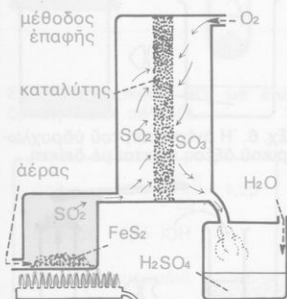
Σχ. 6. Ή άνίχνευση του υδροχλωρικού οξέος γίνεται με δείκτη.



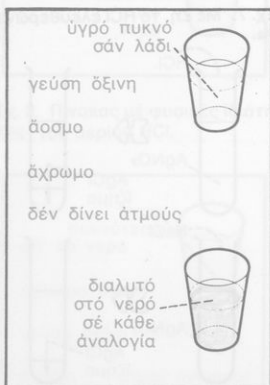
Σχ. 8. Μέ διάλυμα AgNO₃, τό διάλυμα του HCl καί τό διάλυμα του NaCl δίνουν τό ίδιο άσπρο ίζημα.



Σχ. 9. Άτμοι από διαλύματα HCl και NH₃ δίνουν άσπρο καπνό από NH₄Cl.



Σχ. 10. Σχεδιάγραμμα από εγκατάσταση βιομηχανικής παρασκευής του H₂SO₄.



Σχ. 11. Πίνακας με τις φυσικές ιδιότητες του H₂SO₄.

● **Πείραμα 5°.** Άτμοι HCl και NH₃ παράγουν λευκό καπνό από NH₄Cl (Σχ. 9). Έτσι, ελέγχεται η παρουσία είτε του HCl, είτε της NH₃.

● **Χαρακτήρας του ύδροχλωρικού οξέος.** Τό υδατικό διάλυμα του ύδροχλωρίου τό χαρακτηρίσαμε σαν όξύ. Ό όξινο χαρακτήρας του, πού όφείλεται στό κατίον H⁺, συνοψίζεται στις πύό κάτω ιδιότητες: Τό ύδροχλωρικό όξύ:

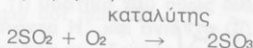
1. Έχει γεύση ξινή.
2. Κάνει κόκκινο τό βάμμα του ήλιοτροπίου.
3. Έξουδετερώνεται μέ καυστικό νάτριο.
4. Άντιδρά μέ διάφορα μέταλλα καί παράγει τότε ύδρογόνο.
5. Είναι ήλεκτρολύτης.

● **Χρήσεις του HCl.** Τό ύδροχλωρικό όξύ είναι ένα από τά σπουδαιότερα όξέα. Στη βιομηχανία τό χρησιμοποιούν για εξαγωγή της κόλλας από τά όστα, για παρασκευή χρωμάτων, για καθαρισμό της επιφανείας των μετάλλων κτλ. Στά εργοστάσια χρησιμοποιείται για την παρασκευή διαφόρων αερίων (H₂, CO₂, κ.ά.), καθώς καί σαν αντίδραστήριο.

2. Θεϊκό όξύ H₂SO₄

● **Προέλευση.** Τό θεϊκό 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 πύό σύγχρονη είναι ή **καταλυτική μέθοδος**. Σύμφωνα μ' αυτή παράγεται πρώτα διοξειδίο του θείου (SO₂) μέ καύση του όρυκτου σιδηροπυρίτη (FeS₂) ή θείου (S). Τό παραγόμενο SO₂ όξειδώνεται κατόπιν μέ όξυγόνο του αέρα σε ειδικές εγκαταστάσεις μέ θέρμανση καί μέ καταλύτη, πρός τριοξειδίο του θείου (SO₃):



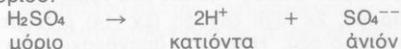
Τό SO₃ αντίδρα μέ νερό καί σχηματίζεται θεϊκό όξύ (Σχ. 10) $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$

● **Φυσικές ιδιότητες.** Αναγράφονται στον πίνακα του σχήματος 11.

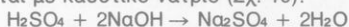
● **Άραίωση του H₂SO₄.** Κατά την άραίωση του H₂SO₄ ρίχνουμε τό θεϊκό όξύ σε νερό καί ποτέ τό αντίθετο. Γιατί αναπτύσσεται τότε τόση θερμότητα όταν τό νερό πέφτει στό όξύ, ώστε μπορεί νά βράσει άπότομα καί νά πετάξει όξύ άπάνω μας, (Σχ. 12, 13).

I. ΟΞΙΝΟΣ ΧΑΡΑΚΤΗΡΑΣ

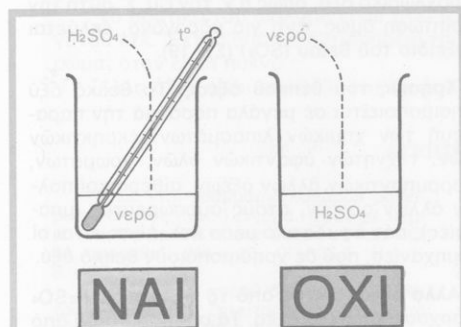
● **Χημικές ιδιότητες.** Το θειικό όξύ (όπως και το υδροχλωρικό όξύ) οφείλει τον όξινο χαρακτήρα του σε κατιόντα υδρογόνου (H^+). Στα υδατικά του δηλαδή διαλύματα το μόριο του διασπάται σε κατιόντα H^+ και σε άνιόν τό υπόλοιπο του μορίου:



Έτσι: 1) Έχει γεύση ξινή. 2) Κάνει κόκκινο τό βάμμα του ήλιωτροπίου (Σχ. 15). 3) Έξουδετερώνεται μέ καυστικό νάτριο (Σχ. 16):



4) Αντιδρά μέ διάφορα μέταλλα, όποτε εκλύεται υδρογόνο:



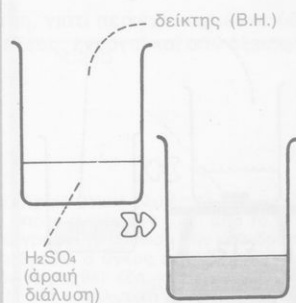
Σχ. 12. Γιά τήν άραίωση ρίχνουμε πάντοτε τό θειικό όξύ μέσα στό νερό. Ποτέ τό αντίθετο.



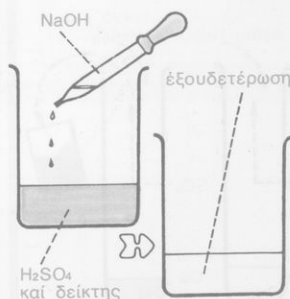
Σχ. 13. Νταμιζάνες μέ θειικό όξύ.



Σχ. 14. Η ζάχαρη άπανθρακώνεται μέσα σε θειικό όξύ.



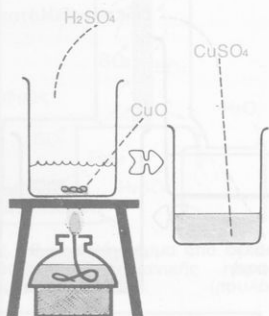
Σχ. 15. Τό H_2SO_4 άνιχνεύεται μέ ένα δείκτη.



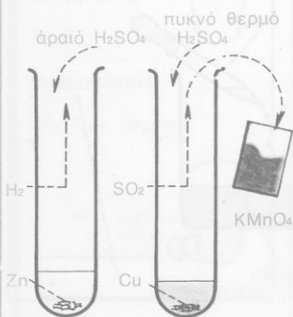
Σχ. 16. Τό H_2SO_4 εξουδετερώνεται άμοιβαία μέ τό NaOH.



Σχ. 17. Ἡ δοκιμή τῆς γέυσεως γίνεται μόνο σέ πολύ ἀραιό διάλυμα.



Σχ. 18. Τό H_2SO_4 ἀντιδρά μέ CuO .



Σχ. 19. Τό πυκνό καί θερμό H_2SO_4 εἶναι σῶμα ὀξειδωτικό.

5) Εἶναι ἠλεκτρολύτης.

II. ΔΥΟ ΑΚΟΜΗ ΙΔΙΟΤΗΤΕΣ ΤΟΥ H_2SO_4

6) Εἶναι σῶμα ἐντονα **ὕδροφιλο**. Ἀπορροφᾷ δηλαδή νερό ἀκόμη καί ἀπό διάφορες ἐνώσεις, πού περιέχουν ὕδρογόνο καί ὀξυγόνο σέ ἀναλογίες ἀτόμων 2 πρὸς 1 (ὅπως στό νερό).

Πείραμα. Σέ λίγη ζάχαρη (Σχ. 14) ρίχνουμε πυκνόθεικό ὄξύ. Ἡ ζάχαρη ἀπανθρακώνεται:
 $C_{12}H_{22}O_{11} \rightarrow 12C + 11H_2O$

Γιά τόν ἴδιο λόγο ἀπανθρακώνει τό χαρτί, ὑφάσματα καί ζωικούς ἰστούς (κάνει σοβαρά ἐγκαύματα).

7) Τό πυκνόθεικό ὄξύ εἶναι σῶμα **ὀξειδωτικό**. Ἔτσι, πυκνό καί θερμό H_2SO_4 προσβάλλει διάφορα μέταλλα, πού δέν ἀντιδρῶν μέ τό ὕδροχλωρικό ὄξύ, ὅπως π.χ. τόν Cu . Σ' αὐτή τήν περίπτωση ὁμως, ἀντί γιά ὕδρογόνο, ἐκλύεται διοξειδίο τοῦ θείου (SO_2) (Σχ. 19).

● **Χρήσεις τοῦ θεικοῦ ὀξέος.** Τό θεικό ὄξύ χρησιμοποιεῖται σέ μεγάλα ποσά γιά τήν παρασκευή τῶν χημικῶν λιπασμάτων, ἐκρηκτικῶν ὑλών, τεχνητῶν ὑφαντικῶν ὑλών, χρωμάτων, ἀπορρυπαντικῶν, ἄλλων ὀξέων, αἰθέρα καί πολλῶν ἄλλων οὐσιῶν, στούς συσσωρευτές (μπαταρίες), σάν ἀφυδατικό μέσο κτλ. Λίγες εἶναι οἱ βιομηχανίες, πού δέ χρησιμοποιοῦν θεικό ὄξύ.

● **Ἄλλα ὀξέα.** Ἐκτός ἀπό τό HCl καί τό H_2SO_4 ὑπάρχουν καί ἄλλα ὀξέα. Τά σπουδαιότερα ἀπό αὐτά εἶναι τό νιτρικό ὄξύ (HNO_3) τό φωσφορικό (H_3PO_4).

Ἄλλα τὰ ὀξέα παρέχουν κατιόν H^+ στά ὕδατικά τους διαλύματα. Ἔτσι, εἶναι ὅλα ἠλεκτρολύτες. Τά ὀξέα ἐξουδετερώνονται μέ καυστικό νάτριο κτλ.

ΟΞΕΑ	
HCl	ΥΔΡΟΧΛΩΡΙΚΟ ΟΞΥ
H_2SO_4	ΘΕΙΙΚΟ ΟΞΥ
HNO_3	ΝΙΤΡΙΚΟ ΟΞΥ
H_3PO_4	ΦΩΣΦΟΡΙΚΟ ΟΞΥ
Σχ. 20. Πίνακα μέ διάφορα ὀξέα.	

ΠΕΡΙΛΗΨΗ

Τό HCl παρασκευάζεται με επίδραση H_2SO_4 σέ NaCl. Τό άέριο HCl είνai ένωση όμοιοπολική, στό ύδατικό του διάλυμα πού λέγεται ύδροχλωρικό όξύ, ή σπύρτο του άλατος, σχηματίζονται κατιόντα H^+ . Έτσι τό διάλυμα αυτό είνai ήλεκτρολύτης. Άντιδρά με τό NaOH, με τό όποιο γίνεται άμοιβαία έξουδετέρωση. Άντιδρά με Zn και με Fe, όποτε εκκλύεται ύδρογόνο. Με διάλυμα $AgNO_3$ δίνει άσπρο ίζημα χλωριούχου άργύρου και με τήν άμμωνία δίνει χλωριούχο άμμώνιο. Χρησιμοποιείται για έξαγωγή τής όστεόκολλας, στη βιομηχανία τών χρωμάτων, για παρασκευή άερίων π.χ. H_2S , CO_2 κτλ.

Τόθειικό όξύ παρασκευάζεται με καταλυτική όξειδωση του SO_2 σέ SO_3 , πού διαλύεται κατόπιν σέ νερό. Είνai ύγρό πολύ ύδρόφιλο. Έτσι, άπανθρακώνει τή ζάχαρη, καταστρέφει τούς ιστούς του δέρματος κτλ. Για τήν άραιώση του ριχνομε τό όξύ σέ νερό και ποτέ τό αντίθετο.

Τό ύδατικό του διάλυμα είνai ήλεκτρολύτης, γιατί περιέχει κατιόντα ύδρονου κτλ. Έκτός από τίς αντιδράσεις του ως όξέος, ένεργεί και σάν όξειδωτικό σώμα, όταν είνai πικνό.

Άλλα όξέα είνai τά HNO_3 , H_3PO_4 κτλ.

ΑΣΚΗΣΕΙΣ

1. Σέ 11,7 γραμμάρια καθαρού μαγειρικού άλατος (NaCl) επίδρα H_2SO_4 με θερμωση. 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 άέριου HCl. Ζητείται πόσο ζυγίζει τό ύδατικό αυτό διάλυμα. (H = 1, Cl = 35,5).


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

4. Άραιόθειικό όξύ επίδρα σέ ψευδάργυρο, όποτε αντιδρούν 13 gr από τό μέταλλο. Νά γραφεί ή έξίσωση τής αντιδράσεως και νά βρεθεί ό όγκος σέ Κ.Σ. του άερίου, πού θά παραχθεί. (Zn = 65).

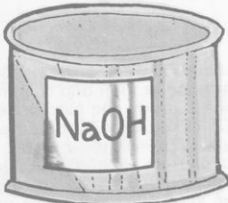
5. Με καταλυτική μέθοδο όξειδώνονται 4,48 λίτρα άερίου SO_2 σέ Κ.Σ. και γίνονται SO_3 πού με νερό δίνει H_2SO_4 . Νά γραφούν οι έξισώσεις τών αντιδράσεων και νά βρεθεί τό βάρος του H_2SO_4 , πού θά προκύψει. (S = 32, O = 16, H = 1).

στερεό
 λευκό
 κρυσταλλικό
 υγροσκοπικό
 τήκεται στους
 318° C°


πολύ
 διαλυτό
 στο
 νερό



Σχ. 1. Πίνακας με φυσικές ιδιότητες του NaOH.




20° C°



νερό

45° C°

το νερό ζεσταίνεται



NaOH

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

22° ΜΑΘΗΜΑ

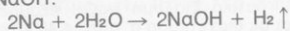
ΤΟ ΚΑΥΣΤΙΚΟ ΝΑΤΡΙΟ - ΟΙ ΒΑΣΕΙΣ

1. Τό καυστικό νάτριο: NaOH

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

1. Με επίδραση καυστικής ασβέστου Ca(OH)_2 σέ άνθρακικό νάτριο, Na_2CO_3 :
 $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \downarrow + 2\text{NaOH}$
 Τό άνθρακικό ασβέστιο (CaCO_3) είναι αδιάλυτο καί πέφτει σάν ίζημα.

2. Με ηλεκτρόλυση διαλύματος χλωριούχου νατρίου NaCl. Στην κάθοδο της συσκευής ηλεκτρολύσεως συγκεντρώνονται τά κατιόντα Na^+ , πού 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 Cl^- , πού συγκεντρώνονται στήν άνοδο, αφήνουν έκει από ένα ηλεκτρόνιο καί γίνονται άτομα Cl. Αύτά τότε συνδυάζονται σέ ζεύγη καί αποτελούν μόρια του αερίου Cl_2 , πού τό μαζεύουν ξεχωριστά. (Βιομηχανική μέθοδος παρασκευής χλωρίου).

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

Πείραμα. Σέ ποτήρι μέ νερό ρίχνουμε λίγο NaOH. Άνακατεύοντας μέ ένα θερμόμετρο, παρατηρούμε, ότι κατά τήν διάλυση ή θερμοκρασία του υγρού ανεβαίνει. Άρα, κατά τή διάλυση του NaOH στο νερό αναπτύσσεται θερμότητα (Σχ. 2). Πυκνό τό διάλυμα κάνει έγκαύματα. Άραιό έχει γεύση καυστική.

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

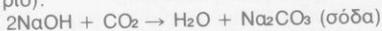
οτροπίου. Τό χρώμα του διαλύματος γίνεται κυανό (Σχ. 3).

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



(ή ίδια αντίδραση στά όξέα)

● **Αντιδράσεις του NaOH με βιομηχανική σημασία.** α) Τό NaOH αντιδρά με διοξείδιο του άνθρακα CO₂ και δίνει τή σόδα Na₂CO₃ (άνθρακικό νάτριο):



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

Λιπαρή ουσία + Καυστικό νάτριο → Σαπούνι + Γλυκερίνη.

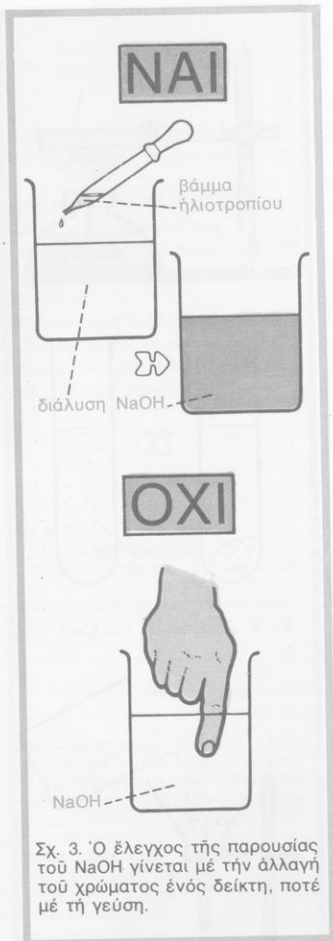
● **Τό NaOH είναι μιά βάση.** Χαρακτηριστική ιδιότητα του καυστικού νατρίου είναι, ότι αντιδρά με τά όξέα με άποτέλεσμα νά γίνεται τότε άμοιβαία έξουδετέρωση τους.

Η ιδιότητά του αυτή χαρακτηρίζει τό NaOH σάν μιά βάση.

● **Χρήσεις.** Έκτός από τήν παρασκευή σαπουνιών, τό NaOH χρησιμοποιείται και για βιομηχανική παρασκευή ουσιών για νήματα **ραγιόν**, για **ταινίες κινηματογράφου** κ.ά. Στά έργαστήρια χρησιμοποιείται σάν ισχυρή βάση.

2. Οι βάσεις

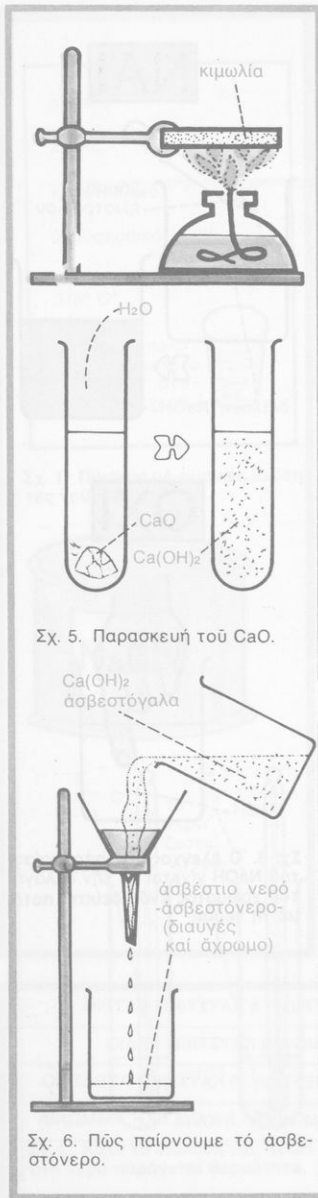
● **Τί είναι οι βάσεις και ό βασικός χαρακτήρας.** Τό μόριο NaOH (του καυστικού νατρίου) αποτελείται από 1 άτομο μετάλλου (Na) και τήν ομάδα OH (ρίζα), πού λέγεται **ύδροξύλιο**. Στά τήγματα και στά ύδατικά του διαλύματα τό NaOH βρίσκεται σέ **ήλεκτρολυτική διάσταση**. Είναι δηλαδή διασπασμένο σέ **κατιόντα Na⁺** και σέ **άνιόντα (OH)⁻**:



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

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

Σχ. 4. Πίνακας με τίς σπουδαιότερες βάσεις.



Σχ. 5. Παρασκευή του CaO.



Σχ. 6. Πώς παίρνουμε το άσβεστόνερο.

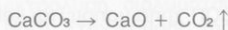


Λέμε, ότι το NaOH είναι **ηλεκτρολύτης**.

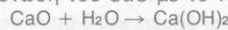
- Υπάρχουν και άλλες ουσίες, που έχουν ανάλογη δομή στα μόριά τους και ιδιότητες παρόμοιες με εκείνες του καυστικού νατρίου (NaOH). Οι ουσίες αυτές λέγονται **βάσεις**. Το σύνολο δέ των κοινών ιδιοτήτων τους λέγεται **βασικός**, ή **«άλκαλικός»** χαρακτήρας.
- Οι σπουδαιότερες από τις βάσεις αναγράφονται στον πίνακα (Σχ. 4). Οι κοινές δέ ιδιότητες των βάσεων είναι:
 1. Έχουν γεύση καυστική.
 2. Χρωματίζουν κυανό τό βάμμα του ηλιότροπιού.
 3. Αντιδρούν με όξέα (έξουδετέρωση).
 4. Είναι ηλεκτρολύτες.

Οι κοινές αυτές ιδιότητες των βάσεων όφείλονται στο άνιον ύδροξύλιο, που όλες τό έχουν σάν μοναδικό άνιον.

● **Καυστική άσβεστος**. Ca(OH)₂. **Παρασκευή**. Αρχικά πυρώνεται σέ ύψηλή θερμοκρασία **άσβεστόλίθος** (CaCO₃), που τότε διασπάται σέ άέριο CO₂ και σέ στερεό όξειδιο του άσβεστίου CaO, που τό κοινό του όνομα είναι **άσβέστης** (Σχ. 5).



- "Αν σέ ένα κομμάτι άσβέστη (CaO) ρίξομε νερό λίγο-λίγο, τότε αυτό διογκώνεται (φουσκώνει), ζεσταίνεται και τελικά τρίβεται σέ μία άσπρη σκόνη, που είναι ή **καυστική άσβεστος**. Αυτή είναι ένωση του CaO μέ τό νερό:



- "Η σκόνη αυτή τής καυστικής άσβέστου είναι δυσδιάλυτη στό νερό. "Αν τήν ρίξομε σέ λίγο νερό, δίνει ένα άσπρο πολτό (πολτός άσβέστου), που ανακατευόμενος μέ άμμο δίνει τή «λάσπη» των οικοδόμων, ή **«κονίαμα»**. Αυτή χρησιμοποιείται για κτίσιμο τοίχων, για σοβάδες κτλ. Μέ περισσότερο νερό δίνει ένα άσπρο ύγρο, που λέγεται «γάλα άσβέστου» και χρησιμοποιείται για ύδροχρωματισμούς, για άσβεστομα κορμών δένδρων κτλ. "Αν ή ποσότητα του νερού είναι πολύ μεγάλη, τότε από τό άραιωμένο γάλα άσβέστου πέφτει σάν ίζημα όσο Ca(OH)₂ δέ διαλύθηκε στό νερό και πάνω από τό ίζημα ύπάρχει διαυγές άραιό διάλυμα καυστικής άσβέστου, που λέγεται «άσβεστόνερο».

"Άσβεστόνερο μπορούμε νά πάρομε, αν διηθήσομε γάλα άσβέστου (Σχ. 6).

ΠΕΡΙΛΗΨΗ

Τό καυστικό νάτριο παρασκευάζεται βιομηχανικά α) με επίδραση Ca(OH)_2 σε σόδα Na_2CO_3 και β) Με ηλεκτρόλυση υδατικού διαλύματος χλωριούχου νατρίου.

Είναι στερεό, λευκό. Διαλύεται πολύ στο νερό και κατά τη διάλυσή του αναπτύσσεται θερμότητα. Χρωματίζει κυανό τό βάμμα του ήλιotropίου. Τηγμένο, ή στά υδατικά του διαλύματα παρέχει ανιόντα OH^- (υδροξυλίου). Με τά όξεα εξουδετερώνεται. Αντιδρά με CO_2 και δίνει Na_2CO_3 (σόδα) καθώς και με λιπαρές ουσίες και δίνει σαπούνι. Τό NaOH είναι μία βάση.

Οί βάσεις στά τήγματα τους, καθώς και στά υδατικά τους διαλύματα, δίνουν ανιόν υδροξύλιο OH^- , σάν μοναδικό ανιόν. Άλλες βάσεις είναι τό καυστικό κάλι KOH , τό καυστικό ασβέστιο Ca(OH)_2 , τό καυστικό άμμώνιο κ.ά. Η βάση Ca(OH)_2 είναι δυσδιάλυτη στό νερό και ανάλογα με τήν ποσότητα του νερού δίνει πολύ, γάλα ασβέστου, ή άσβεστόνερο.

ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ

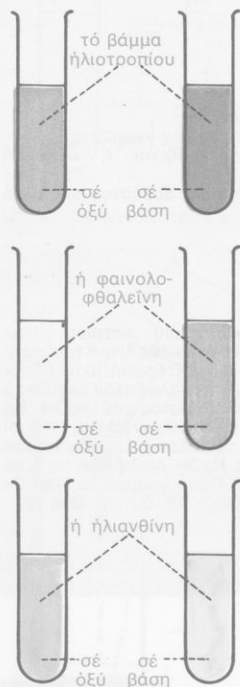
1. Πώς παρασκευάζεται τό καυστικό νάτριο;
2. Ποιές είναι οι φυσικές του ιδιότητες;
3. Ποιές είναι οι σπουδαιότερες αντιδράσεις του;
4. Ποιά είναι ή αντίδρασή του με HCl ;
5. Τί είναι οι βάσεις;
6. Ποιές άλλες βάσεις γνωρίζετε;
7. Πώς παρασκευάζεται ή καυστική άσβεστος;
8. Τί είναι τό γάλα ασβέστου και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

ΑΣΚΗΣΕΙΣ

1. Νά βρεθεί πόσο Na_2CO_3 και πόσο καυστικό ασβέστιο χρειάζονται για να παρασκευασθεί ένας τόννος NaOH ; ($\text{Na} = 23$, $\text{C} = 12$, $\text{O} = 16$, $\text{Ca} = 40$, και $\text{H} = 1$).
2. 0,4 gr NaOH είναι διαλυμένα σε αποσταγμένο νερό. Νά βρεθεί πόσα ml υδροχλωρικού όξέως απαιτούνται για τήν πλήρη εξουδετέρωση του διαλύματος τής βάσεως αν στό διάλυμα του όξέως περιέχονται 3,65 gr 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 NaOH σε κάθε λίτρο του, χρησιμοποιείται για εξουδετέρωση 10 ml υδροχλωρικού όξέως. Καταναλώθηκαν ακριβώς 5 κυβ. εκατ. του διαλύματος του NaOH . Νά βρεθεί πόσα gr HCl περιέχονται στά 1000 ml του διαλύματος του όξέως.
4. Σε διάλυμα NaOH διαβιβάζονται 2,24 λίτρα CO_2 (Κ.Σ.). Πόσα γραμμάρια Na_2CO_3 θά 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

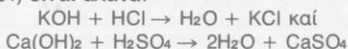
- **Η εξουδετέρωση.** Στο προηγούμενο μάθημα είδαμε την άμοιβαία εξουδετέρωση του NaOH με το HCl (Σχ. 1).



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

- **“Αλατα.** Τό υπόλοιπο τμήμα του όξeos (τό ανιόν του), καθώς και τό υπόλοιπο τμήμα της βάσεως (τό κατιόν της), **συνδέονται** μεταξύ τους και σχηματίζουν ενώσεις, πού τίς λέμε **άλατα**.

Στίς πιό κάτω αντιδράσεις εξουδετερώσεως τό **χλωριούχο κάλιο** (KCl) και τό **θειικό άσβέστιο** (CaSO_4) είναι άλατα:



- **Πλήρης εξουδετέρωση.** Για νά γίνει πλήρης μιá εξουδετέρωση, πρέπει νά προστεθει τόση ποσότητα βάσεως σε ένα όξύ (ή τό αντίστροφο), ώστε όλα τά H^+ του όξeos νά ενωθούν με ίσο αριθμό OH^- βάσεως και νά μη περισσέψουν ούτε H^+ , ούτε OH^- . “Αν δηλαδή σε ένα διάλυμα όξeos περιέχονται vH^+ , πρέπει νά προστεθούν σ’ αυτό άκριβώς vOH^- , ώστε νά σχηματισθούν ν μόρια νερού: $\text{vH}^+ + \text{vOH}^- \rightarrow \text{vH}_2\text{O}$.

- Τό πότε άκριβώς έπέρχεται πλήρης εξουδετέρωση, όταν ρίχνουμε όξύ σε βάση (ή τό αντίστροφο), γίνεται αντίληπτό 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) Τό **βάμμα του ήλιотροπίου**, που στά όξέα έχει χρώμα **κόκκινο** και σε βάσεις **κυανό**.

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

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

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

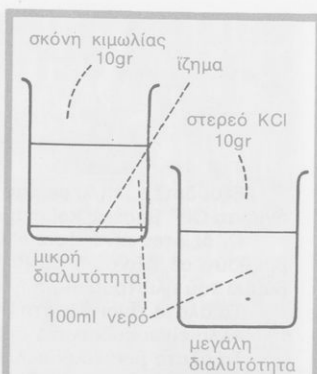
● **Ίδιότητες αλάτων.** Τά άλατα είναι σώματα στερεά, κρυσταλλικά. Πολλά, όπως ή γαλαζόπετρα (θειικός χαλκός) και ή γύψος (θειικό ασβέστιο) δίνουν ωραίους μεγάλους κρυστάλλους.

"Άλλα είναι εύδιάλυτα 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 ένωσησ. Στά τήγματά τους και στά ύδατικά τους διαλύματα παρέχουν **κατίοντα** (συνήθως μέταλλα) και **άνιόντα** (συνήθως άμέταλλα). Γι' αυτό είναι **ήλεκτρολύτες**.

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

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



Σχ. 3. Πείραμα διαλυτότητας.

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

Σχ. 4. Παραδείγματα σχηματισμού αλάτων μέ άλλους τρόπους.

ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ

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

ΠΕΡΙΛΗΨΗ

Ἐξουδετέρωση λέμε τὴν ἀντίδραση, πού κατιόντα H^+ ὀξέος ἐνώνονται μέ ἀνιόντα OH^- βάσεως καί σχηματίζουν οὐδέτερα μόρια νεροῦ: $H^+ + OH^- \rightarrow H_2O$.

Οἱ δείκτες εἶναι ὀρισμένες χρωστικές οὐσίες, πού ἀλλάζουν χρῶμα, ὅταν βρεθοῦν σέ ὄξινο, ἢ σέ βασικό (ἀλκαλικό) διάλυμα. Σπουδαιότεροι εἶναι τὸ βάμμα τοῦ ἡλιοτροπίου, ἡ ἡλιανθίνη καί ἡ φαινολοφθαλεΐνη.

Τά ἄλατα εἶναι σώματα στερεά κρυσταλλικά.

Ἄλλα εἶναι εὐδιάλυτα στό νερό καί ἄλλα δυσδιάλυτα.

Τά ἄλατα βρῖσκουν πολλές ἐφαρμογές στήν πράξη.

Τά ἄλατα εἶναι ἐνώσεις ἑτεροπολικές καί γι' αὐτό εἶναι καί ἠλεκτρολύτες.

ΑΣΚΗΣΕΙΣ

1. Πόσα gr $Ca(OH)_2$ χρειάζονται γιά τέλεια ἐξουδετέρωση 49 gr καθαροῦ H_2SO_4 , ($Ca = 40$, $O = 16$, $H = 1$).

2. 7,4 gr καυστικοῦ ἄσβεστιοῦ ἐξουδετερώνονται μέ 100 ml διαλύματος H_2SO_4 . Νά βρεθεῖ πόσο H_2SO_4 περιέχεται στά 1000 ml τοῦ ὀξέος αὐτοῦ. ($Ca = 40$, $O = 16$,

$H = 1$, $S = 32$).

3. Σέ 1 λίτρο ὕδατικοῦ διαλύματος HCl περιέχονται 3,65 gr HCl . Μέ 10 ml τοῦ διαλύματος αὐτοῦ ἐξουδετερώνονται 5 ml ὕδατικοῦ διαλύματος KOH . Νά βρεθεῖ πόσο KOH περιέχεται στό λίτρο τοῦ διαλύματος τοῦ KOH . ($H = 1$, $Cl = 35,5$, $K = 39$, $O = 16$).

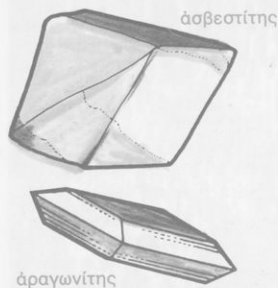


Σχ. 1. Σπήλαιο Δηρού Λακωνίας.

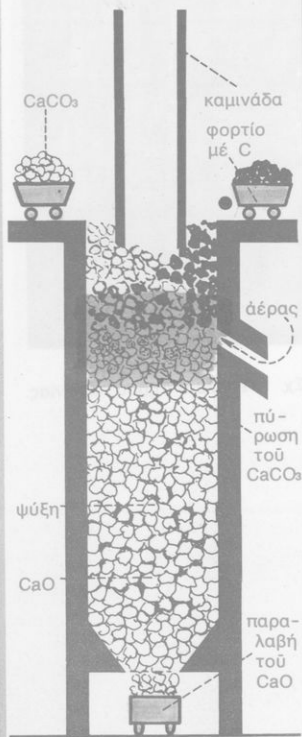
24° ΜΑΘΗΜΑ

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 CaCO_3 , ή **ασβεστόλιθος**, καί τό θειικό ασβέστιο CaSO_4 , ή **γύψος**.
- **Τό άνθρακικό ασβέστιο CaCO_3 .** Βρίσκεται άφθονώτατο στή Φύση. Όλόκληρα βουνά στή χώρα μας, όπως ό Ύμηττός ή Πεντέλη κ.ά. αποτελούνται σχεδόν από ασβεστόλιθο.



Σχ. 2. Κρύσταλλοι άσβεστίτης και άραγωνίτης.



Σχ. 3. Άσβεστοκάμινος.

Είναι σώμα **πολύμορφο**, τό βρίσκομε δηλαδή με διάφορες μορφές: **κρυσταλλικό, μικροκρυσταλλικό και άμορφο.**

● Τό **κρυσταλλικό άνθρακικό άσβέστιο, βρίσκεται σε δύο μορφές, πού είναι: 'Ο άσβεστίτης και ό άραγωνίτης (Σχ. 2.)** Στή συνηθισμένη του μορφή ό άσβεστίτης είναι άσπρο στερεό σώμα. Μιά καθαρή του μορφή, ή '**Ισλανδική κρύσταλλος**, άποτελείται από μεγάλους διαφανείς κρυστάλλους πού έχουν μία σπουδαία οπτική ιδιότητα. Προκαλούν **διπλή διάθλαση του φωτός.** Χρησιμοποιούνται έτσι σε όρισμένα οπτικά όργανα. 'Ο άραγωνίτης δέν έχει ιδιαίτερη σημασία.

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

Τά μάρμαρα σχηματίσθηκαν στά βάθη του φλοιού της Γης. Έκεϊ 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 και 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 ύλικά. Δέχονται διάφορες έπεξεργασίες και ή έπιφάνειά τους λειάνεται (γυαλίζεται) καλά. Χρησιμοποιούνται για κατασκευή αγαλμάτων, πλακών για πατώματα και επενδύσεις τοίχων κτλ.

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

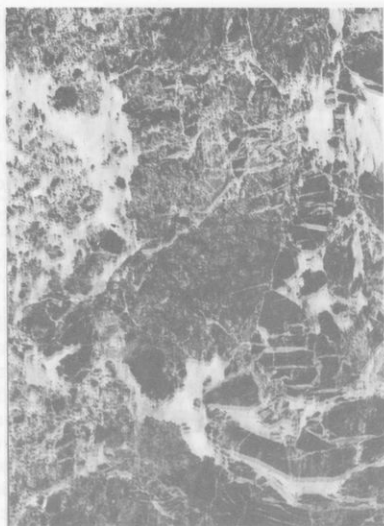
● **Τά Έλληνικά μάρμαρα,** είναι όνομαστά ιδιαίτερα από τά αρχαία μνημεία μας. (Παρθενώνας κτλ.)

Ή χώρα μας έχει μάρμαρα σε μεγάλες ποσότητες και ποικιλίες και σε όλες σχεδόν τις περιοχές της, όπως π.χ. στην Άττική (Κόκκιναράς, Λαύριο, Πεντέλη, Ύμηττός), Βυτία, Θάσο, Ίωάννινα, Μάνη, Νάξο, Πάρο, Τήνο, Τρίπολη, Ύδρα κ.ά.

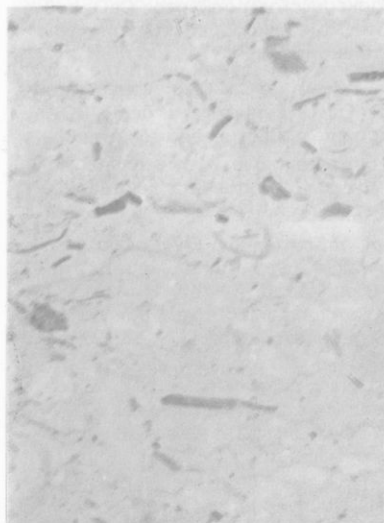
● **Γενικές ιδιότητες του άνθρακικού άσβεστίου.** Οί άσβεστόλιθοι είναι σώματα στερεά έλά-



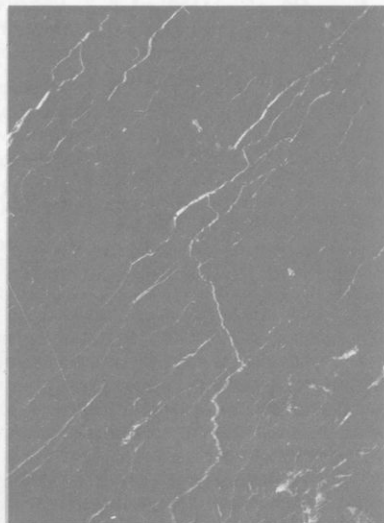
τριανταφυλλί άπό τά Γιάννενα



πράσινο Τήνου

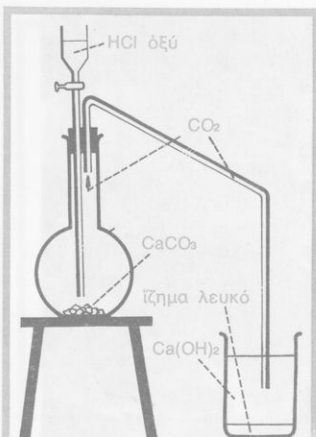


κιτρινωπό Βοιωτίας

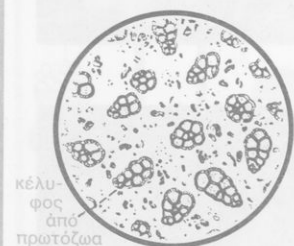


μαύρο Πεντέλης

Σχ. 4. Φωτογραφίες διαφόρων μαρμάρων.



Σχ. 5. Τό CO₂ θολώνει τό ασβεστόνερο.



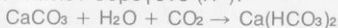
Σχ. 6. Σκόνη κιμωλίας στό μικροσκόπιο.



Σχ. 7. Πώς σχηματίζονται οί σταλακτίτες καί οί σταλαγμίτες.

χιστα διαλυτά στό νερό.

Από χημική άποψη αντίδρουν μέ τό νερό, πού περιέχει διαλυμένο CO₂. Μετατρέπονται τότε σέ ένα είδος άλατος, πού στό μόριό του έχει καί κατιόν ύδρογόνο (H⁺):



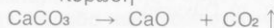
Τό άλας Ca(HCO₃)₂ λέγεται **όξινο άνθρακικό άσβέστιο** καί είναι αρκετά διαλυτό στό νερό. Άν από τό Ca(HCO₃)₂ φύγει CO₂ καί H₂O, ξηρασχηματίζεται άδιάλυτο στερεό CaCO₃. Τέτοιες αντίδράσεις, πού ανάλογα μέ τίς συνθήκες, μπορούν νά γίνονται καί πρós τίς δύο διευθύνσεις, τίς λέμε **άμφίδρομες** καί τίς συμβολίζουμε μέ δύο βέλη αντίθετης φοράς:



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

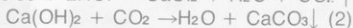
Μέ πύρωση σέ ειδικές καμίνους τό άνθρακικό άσβέστιο των άσβεστολίθων διασπάται καί δίνει όξειδιο CaO καί διοξειδιο του άνθρακα:

πύρωση



Έτσι παρασκευάζεται ή άσβεστος CaO, πού χρησιμοποιείται στις οικοδομές κτλ. από τον κοινό άσβεστόλιθο (Σχ. 3).

Πείραμα. Σέ φιάλη μέ CaCO₃ ρίχνουμε άραιό ύδροχλωρικό όξύ (1). Σχηματίζεται άέριο CO₂, πού περνώντας από άσβέστιο νερό τό κάνει θολό (2) (Σχ. 5).



● **Ό άμορφος άσβεστόλιθος.** Είναι σωμα στερεό, μέ διάφορες άποχρώσεις ανάλογα μέ την προέλευση καί τίς προσμίξεις του. Η καλύτερη ποικιλία του χρησιμοποιείται στή λιθογραφεία (**λιθογραφικός άσβεστόλιθος**). Άλλες μορφές του είναι ό κοινός άσβεστόλιθος, οί σταλακτίτες καί σταλαγμίτες σέ σπηλιές, καθώς καί μία μορφή του, πού τρίβεται εύκολα, ή **κιμωλία** (Σχ. 6). Αυτή έχει γίνει από τά άσβεστολιθικά κελύφη μικροσκοπικών ύδρόβιων ζώων.

Οί σταλακτίτες καί οί σταλαγμίτες έγιναν μέσα σέ σπηλιές από νερό, πού στάζει. Τό νερό αυτό μέ διοξειδιο του άνθρακα CO₂ πού περιείχε διάλυσε καί αρκετό άσβεστόλιθο από τά πετρώματα του έδάφους. Στάζοντας από την όροφή της σπηλιάς χάνει CO₂. Τό Ca(HCO₃)₂

μετατρέπεται σε στερεό CaCO_3 αδιάλυτο και κολλάει σαν μικρός κόκκος στην όροφή. Με την πάροδο χιλιάδων ετών οι κόκκοι αυτοί δίνουν μία στήλη από ασβεστόλιθο, 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 ασβεστολιθικές στήλες, που ανεβαίνουν προς την όροφή και λέγονται **σταλαγμίτες** (Σχ. 7). Στη χώρα μας υπάρχουν πολλά σπηλαια με σταλακτίτες και σταλαγμίτες. (Δηρός, Ίωάννινα κ.ά. Σχ. 1).

● **Η γύψος CaSO_4** . Η γύψος είναι θειικό ασβέστιο και βρίσκεται άφθονη στη φύση σε δύο μορφές, που είναι:

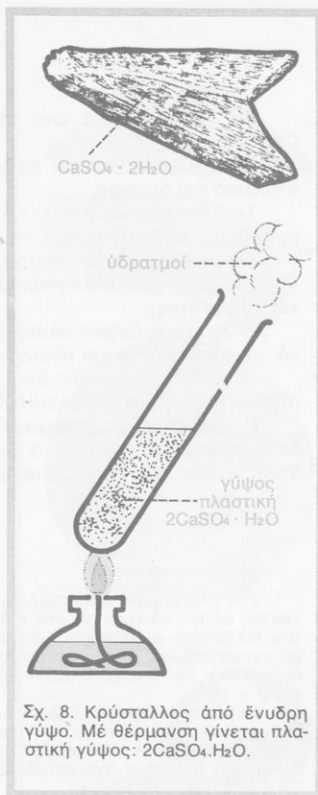
α) Η **άνυδρη γύψος**, που είναι σώμα άμορφο, λευκό.

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 το κρυσταλλικό της νερό και γίνεται μία άσπρη σκόνη, που λέγεται **πλαστική γύψος**.

β) Η πλαστική γύψος, αν ανάμιχθει με νερό, δίνει πολύ, που μπορεί να πάρει οποιοδήποτε σχήμα. Σε λίγο στερεοποιείται στο σχήμα που της δώσαμε, γιατί ξαναπαίρνει το νερό, που είχε χάσει κατά την θέρμανσή της. (Σχ. 8). Με πλαστική γύψο γίνονται διακοσμητικές κορνίζες για οικοδομές, επίδεσμοι για κατάγματα χειριών κτλ.



ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ

1. Ποιές είναι οι μορφές του CaCO_3 στη φύση;
2. Ποιά κρυσταλλική μορφή του CaCO_3 είναι διάφανη; Τι óπτική ιδιότητα έχει και πού χρησιμοποιείται;
3. Πώς σχηματίσθηκε τό μάρμαρο;
4. Πού χρησιμοποιείται τό μάρμαρο;
5. Ποιές είναι οι γενικές ιδιότητες του ασβεστολίθου;
6. Πώς εξηγείται ό σχηματισμός των σταλακτιτών και των σταλαγμιτών;
7. Ποιές είναι οι μορφές της γύψου;
8. Τι είναι ή πλαστική γύψος και πού χρησιμοποιείται;

ΠΕΡΙΛΗΨΗ

Τά σπουδαιότερα από τά άλατα του άσβεστίου είναι τό CaCO_3 καί τό CaSO_4 .

Τό CaCO_3 βρίσκεται άφθονώτατο στή Φύση σάν κρυσταλλικό μικροκρυσταλλικό καί άμορφο.

Τό κρυσταλλικό βρίσκεται σάν άσβεστίτης καί σάν άραγωνίτης. Διαφανής μορφή του άσβεστίτη λέγεται Ίσλανδική κρύσταλλος.

Ός μικροκρυσταλλικό τό CaCO_3 άποτελεί τά διάφορα είδη του μαρμάρου. Ή χώρα μας έχει πολλές ποικιλίες μαρμάρων, σέ πολλές περιοχές καί σέ μεγάλες ποσότητες.

Ό άμορφος άσβεστόλιθος διακρίνεται σέ λιθογραφικό άσβεστόλιθο, σέ κοινό, σέ σταλακτίτες καί σταλαγμίτες καί σέ κιμωλία.

Οί άσβεστόλιθοι άντιδρούν χημικά μέ τό νερό, πού έχει διαλυμένο CO_2 . Δίνουν τότε όξινο άλας $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, πού είναι διαλυτό στό νερό.

Ή γύψος CaSO_4 βρίσκεται είτε σάν άνυδρη, είτε σάν ένυδρη $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$. Αύτή μέ θέρμανση χάνει τά 3/4 από τό κρυσταλλικό της νερό καί γίνεται πλαστική γύψος, πού χρησιμοποιείται γιά διακοσμήσεις, επίδεςμους κτλ.

ΑΣΚΗΣΕΙΣ

1. 200 gr καθαρού άσβεστολίθου πυρώνονται, ώσπου νά γίνει πλήρης ή διάσπασή του. Νά βρεθεί: α) Πόσα gr άσβεστού (CaO) θά σχηματισθούν. β) Πόσος όγκος σέ Κ.Σ. αερίου CO_2 θά παραχθεί. ($\text{Ca} = 40$, $\text{C} = 12$ καί $\text{O} = 16$).

2. Νερό, πού περιέχει CO_2 διαλύει 10gr άσβεστόλιθο. Νά βρεθεί: α) Πόσο νερό πήρε μέρος στήν άντίδραση. β) Πόσο όξινο άνθρακικό άσβέστιο σχηματίστηκε ($\text{Ca} = 40$, $\text{C} = 12$, $\text{O} = 16$, $\text{H} = 1$).

3. Ένα κομμάτι σταλακτίτη ζυγίζει 200 γραμμάρια. Νά βρεθεί πόσος όγκος αερίου CO_2 σέ Κ.Σ. έλευθερώθηκε από τό αντίστοιχο $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ γιά νά γίνει τό κομμάτι αυτό του σταλακτίτη. ($\text{Ca} = 40$, $\text{O} = 16$, $\text{C} = 12$, $\text{H} = 1$).

4. Σέ άσβεστόλιθο έπιδρά ύδροχλωρικό όξύ καί εκλύονται 5,6 λίτρα CO_2 σέ Κ.Σ. Ζητείται: α) Πόσα gr CaCO_3 καί β) Πόσα gr HCl πήραν μέρος στήν άντίδραση. ($\text{Ca} = 40$, $\text{C} = 12$, $\text{O} = 16$, $\text{H} = 1$ καί $\text{Cl} = 35,5$).

25° ΜΑΘΗΜΑ

ΣΤΟΙΧΕΙΑ ΟΡΥΚΤΟΛΟΓΙΑΣ

ΠΕΤΡΩΜΑΤΑ – ΟΡΥΚΤΑ – ΜΕΤΑΛΛΕΥΜΑΤΑ

● **Γενικά.** Το έδαφος είναι ένα λεπτό στρώμα από, χώμα και φυτική γη. Κάτω από το έδαφος υπάρχει το **υπέδαφος**. Έκεί βρίσκονται διάφορα υλικά, που μπορεί να έχουν τα ίδια χαρακτηριστικά σε μεγάλη έκταση και όγκο. Αυτά τα λέμε **πετρώματα** (Σχ. 1).

Ένα πέτρωμα μπορεί να είναι είτε μαλακό, όπως η άργιλλος, είτε σκληρό, όπως ο γρανίτης.

Ανάλογα με τον τρόπο, που έχουν σχηματισθεί, τα πετρώματα διακρίνονται σε:

α) **Μαγματογενή.** Αυτά προήλθαν από το διάπυρο και τηγμένο ρευστό υλικό του έσωτερικού της Γης, που λέγεται **μάγμα**.

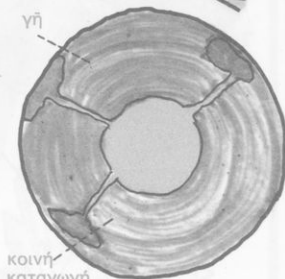
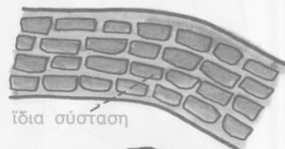
Όταν το μάγμα ανέβηκε σε κάποια κοιλάτητα του στερεού φλοιού της και στερεοποιήθηκε εκεί, το λέμε **πλουτώνιο πέτρωμα**. Αν η στερεοποίηση έγινε έξω στην επιφάνεια της Γης, όπου χύθηκε από κάποιο ήφαιστειο, το λέμε **ήφαιστειογενές** (Σχ. 3).

Το πιο γνωστό μαγματογενές πέτρωμα είναι ο **γρανίτης**. Αυτός αποτελείται από 3 υλικά, τον άστρο, τον χαλαζία και τον μαρμαρυγία (Σχ. 2).

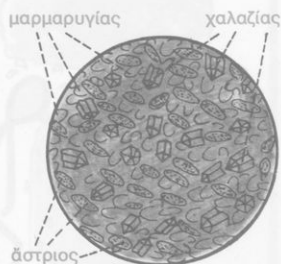
β) **Ίζηματογενή πετρώματα.** Αυτά έγιναν από ούσιες, που κατακάθησαν σαν ιζήματα κάτω από νερό, ή από κατάθρυψη άλλων πετρωμάτων. Τα σπουδαιότερα ίζηματογενή πετρώματα είναι: Η άμμος, οι ψαμμίτες, ο άσβεστόλιθος.

γ) **Μεταμορφωσιγενή πετρώματα.** Αυτά έγιναν από ίζηματογενή πετρώματα, που ήρθαν σε επαφή με διάπυρο μάγμα στο έσωτερικό της Γης και μεταμορφώθηκαν από τη μεγάλη θερμοκρασία και πίεση. Τέτοια πετρώματα είναι ο μαρμαρυγιακός σχιστόλιθος, οι γνεύσιοι κ.ά.

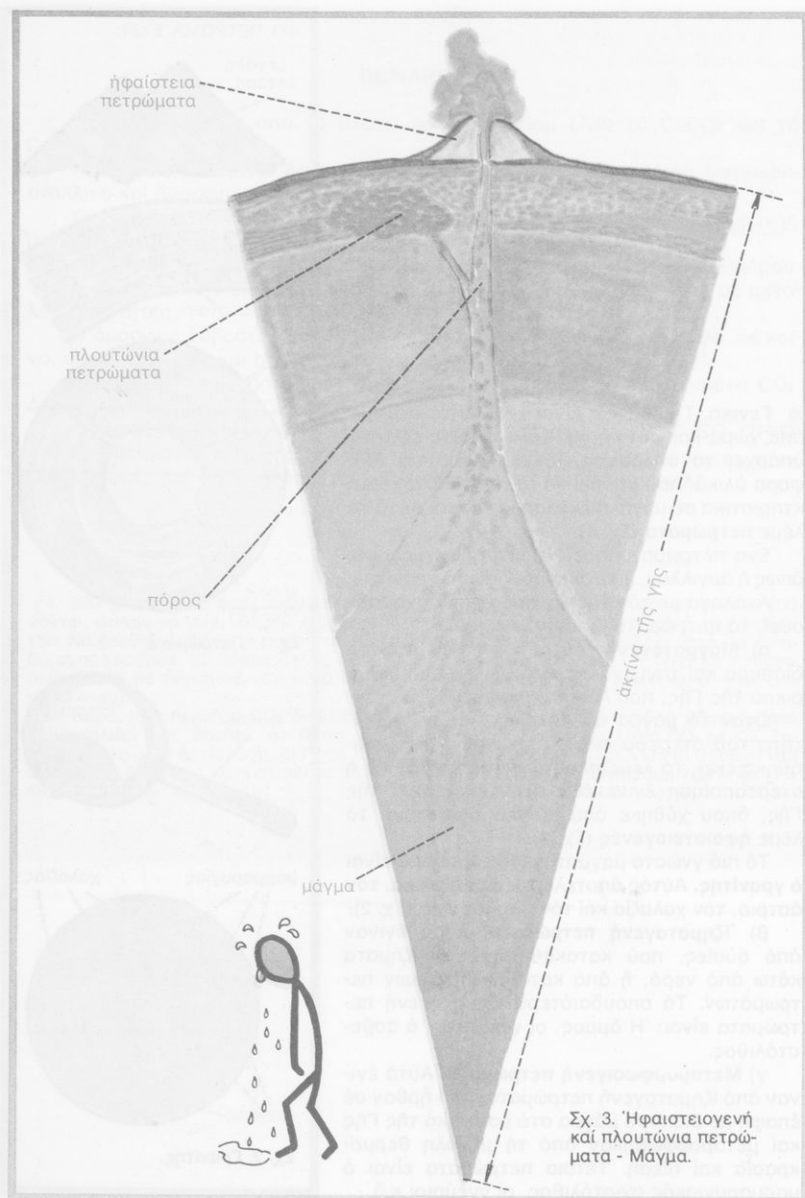
ΤΟ ΠΕΤΡΩΜΑ ΕΧΕΙ:



Σχ. 1. Πετρώματα.



Σχ. 2. Γρανίτης.



● **Όρυκτά** λέμε τὰ όμοιογενή φυσικά συστατικά του στερεού φλοιού τής Γής. Όρυκτά π.χ. είναι ό άσβεστόλιθος (CaCO_3), ό χαλαζίας (SiO_2), ό αύτοφυής χαλκός (Cu), ή γύψος ($\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$), τό όρυκτό άλάτι (NaCl), ό σιδηροπυρίτης (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 έκμεταλλεύσιμα.

Μερικά από τά μεταλλεύματα, πού έχει άφθονα ή χώρα μας, είναι: Ό βωξίτης (όρυκτό του άλουμινίου), ό γαληνίτης (PbS), ό σμισθωνίτης (ZnCO_3), ό αίματίτης (Fe_2O_3) κ.ά.

● **Ταξινόμηση τών όρυκτών**. Άνάλογα μέ τή χημική τους σύσταση τά όρυκτά ταξινομούνται σέ:

ΑΥΤΟΦΥΗ: όπως π.χ. Cu , Au , Pt

ΘΕΙΟΥΧΑ: όπως π.χ. PbS , ZnS

ΟΞΕΙΔΙΑ: όπως π.χ. Fe_2O_3 , Al_2O_3

ΑΝΘΡΑΚΙΚΑ: όπως π.χ. CaCO_3 (Σχ. 4).

Άλλες κατηγορίες όρυκτών είναι: Τά φωσφορικά, τά φθοριούχα, τά πυριτικά άλατα και τέλος τά βιογενή όρυκτά (άνθρακίτης, λιθάνθρακας, λιγνίτης, τύρφη, ήλεκτρο και τό πετρέλαιο).

Τά όρυκτά διακρίνονται και σέ **κρυσταλλικά, όμορφα**, και **μικροκρυσταλλικά** (όπως είδαμε γιά τό μάρμαρο).

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 του ύπεδάφους πού έχουν τά ίδια χαρακτηριστικά σέ μεγάλη συνήθως έκταση καί όγκο.

Τά πετρώματα διακρίνονται σέ μαγματογενή (πλουτώνια, ή ήφαιστειογενή) σέ ιζηματογενή καί σέ μεταμορφωσιγενή.

Όρυκτά λέμε τά όμογενή φυσικά συστατικά του στερου φλοιου τής Γής. Κάθε όρυκτό έχει καθορισμένη χημική σύσταση, καθώς καί όρισμένες φυσικές καί χημικές ιδιότητες.

Μετάλλευμα λέγεται κάθε όρυκτό, πού περιέχει κάποιο μέταλλο καί είναι οικονομικά έκμεταλλεύσιμο. Τά όρυκτά ταξινομούνται σέ αύτοφυη, θειοϋχα, όξειδια, άνθρακικά. κ.ά.

Τά όρυκτά διακρίνονται σέ κρυσταλλικά, άμορφα καί μικροκρυσταλλικά.

26° ΜΑΘΗΜΑ

ΣΤΟΙΧΕΙΩΔΕΙΣ ΓΝΩΣΕΙΣ ΟΡΥΚΤΟΔΙΑΓΝΩΣΤΙΚΗΣ

● **Γενικά.** Όρυκτοδιαγνωστική λέμε τον κλάδο της Όρυκτολογίας, που ασχολείται με την αναγνώριση του είδους των διαφόρων όρυκτων. Βασίζεται στην εξέταση της δομής του όρυκτου, στις όρυκτοφυσικές του ιδιότητες, και στις όρυκτοχημικές του ιδιότητες.

● **Δομή των όρυκτων.** Οι δομικές μονάδες των όρυκτων είναι τα άτομα, τα μόρια, ή τα ιόντα, συνδυάζονται δε μεταξύ τους σύμφωνα με όρισμένη διάταξη σε κάθε περίπτωση. Μπαίνουν δηλαδή τό ένα δίπλα στο άλλο σε όρισμένες θέσεις και σε όρισμένες αποστάσεις σύμφωνα με όρισμένους νόμους. Αποτέλεσμα αυτής της «λεπτής» διατάξεως είναι τό ό,τι «μακροσκοπικά» (έξωτερικά) παρουσιάζονται με μορφή πολυεδρικών σχημάτων, που τά λέμε «**κρυστάλλους**», όπως είναι π.χ. ό χαλαζίας. Οι κρύσταλλοι αυτοί, που άλλοι έχουν σχήμα κύβου, άλλοι σχήμα ρόμβου κτλ., κατατάσσονται σε 7 **κρυσταλλικά συστήματα**.

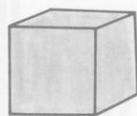
Τά όρυκτά, που όι κρύσταλλοί τους διακρίνονται εύκολα, τά λέμε **κρυσταλλικά**.

Τά όρυκτά, στά όποια έξωτερικά γεωλογικά αίτια (μεγάλες θερμοκρασίες, πιέσεις κτλ.) έμπόδισαν την ανάπτυξη ευδιάκριτων κρυστάλλων, αλλά βαθύτερη εξέταση δείχνει ότι όι δομικές τους μονάδες έχουν όρισμένη τάξη, τά λέμε **μικροκρυσταλλικά** (π.χ. τό μάρμαρο).

Υπάρχουν και όρυκτά, που όι δομικές τους μονάδες βρίσκονται σε άταξία. Αυτά τά λέμε **άμορφα** (π.χ. ό όπάλιος).

● **Όρυκτοφυσικές ιδιότητες.** Όι σπουδαιότερες από αυτές είναι:

Α'. **Ό σχισμός.** "Αν μπορεί δηλαδή τό όρυκτό



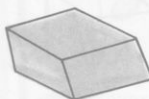
σαν τό
μαγειρικό
άλατι

ΚΥΒΙΚΟ



σαν τό
γραφίτη

ΕΞΑΓΩΝΙΚΟ



σαν CaCO_3

ΤΡΙΓΩΝΙΚΟ
(ΡΟΜΒΟΕΔΡΑ)



σαν τό
χαλκοπυρίτη

ΤΕΤΡΑΓΩΝΙΚΟ



σαν τό θειάφι

ΡΟΜΒΙΚΟ



σαν τό KClO_3

ΜΟΝΟΚΛΙΝΕΣ



σαν τη
γαλαζόπετρα

ΤΡΙΚΛΙΝΕΣ

Σχ. 1. Κρυσταλλικά συστήματα και τυπικοί αντιπρόσωποι όρυκτων.



Σχ. 2. "Ό,τι λάμπει δέν είναι χρυσός."

Σχ. 3. Δοκιμή χρώματος γραμμής ορυκτού.

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. στά αύτοφυή μέταλλα και στις θθειούχες ένώσεις (FeS₂).

2) **Άδαμαντοειδή.** Τέτοια έχουν διάφορα διαφανή όρυκτά.

3) **Ύαλώδη,** ή και **στεατώδη λάμψη** (σάν τά λίπη) κτλ.

Γ'. **Φυσικό χρώμα.** Είναι αυτό, πού δείχνει τό όρυκτό, όταν φωτίζεται από τό ήλιακό 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 αύτης μπορεί νά είναι τό ίδιο, ή και διάφορο από τό χρώμα του όρυκτου. (Σχ. 3).

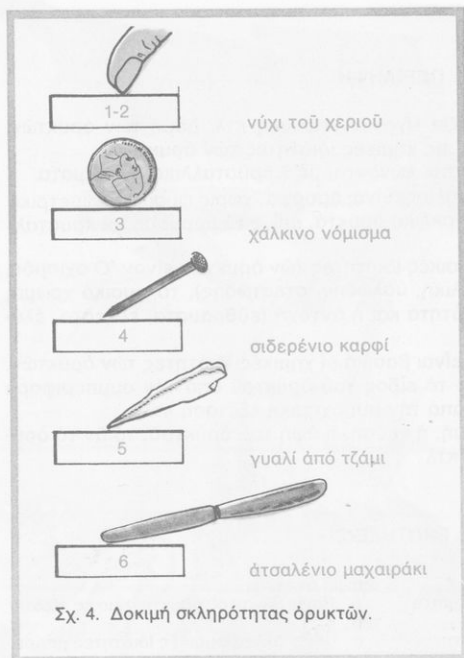
Ε'. **Σκληρότητα.** "Ένα όρυκτό χαράζει ένα άλλο και τό ίδιο μπορεί νά χαραχθεί από ένα άλλο. "Η **σκληρότητα,** δείχνει τή συνοχή πού έχουν μεταξύ τους τά μόρια του όρυκτου. "Ο Mohs διάλεξε 10 όρυκτά και τά κατέταξε σέ μία κλίμακα (κλίμακα του Mohs) μέ βαθμούς από 1 μέχρι 10. Τά όρυκτά στήν κλίμακα αύτή 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 και τόν άσβεστίτη μέ σκληρότητες 1,2 και 3, χαράζεται όμως από τά όρυκτά μέ σκληρότητα 5, 6, 7, 8, 9 και 10.

● **Πρακτικός έλεγχος σκληρότητας.** Τά όρυκτά μέ σκληρότητα 1 και 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 και 10 χαράζουν και τό γυαλί και 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), σέ **έλαστικά** (μοσχοβίτης) σέ **ύγρά** (αυτοφυής ύδραργυρος).

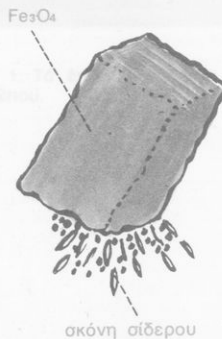
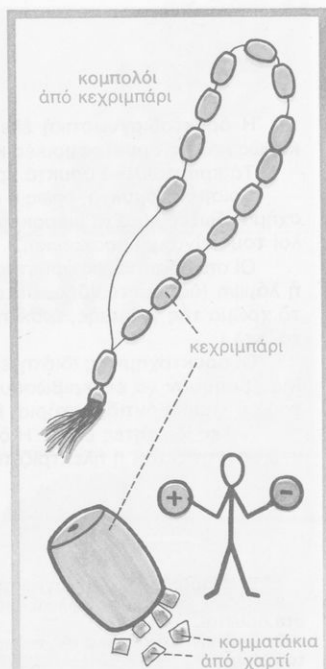
Ή άντοχή τών όρυκτών παίζει σπουδαίο ρόλο στίς οίκοδομικές έργασίες, όπου γιά τόν λόγο αυτό γίνονται μελέτες άντοχής ύλικών και έδάφους.

● **Όρυκτοχημικές ιδιότητες.** Μέ τόν όρο αυτόν ένοοούμε:

Ποιά συμπεριφορά δείχνει τό όρυκτό σέ χημικά άντιδραστήρια, στήν πυροχημική εξέταση και γενικά στή διερεύνηση του χημικού χαρακτήρα του.

● **Λοιπές ιδιότητες**

Έξετάζεται επίσης τό άν έχει χαρακτηριστική όσμή (π.χ. πετρέλαιο), γεύση (π.χ. άλάτι), χαρακτηριστική άφή (π.χ. κιμωλία) ή έκδηλες μαγνητικές ή ηλεκτρικές ιδιότητες (π.χ. μαγνητίτης, ήλεκτρο).



ΠΕΡΙΛΗΨΗ

Η όρυκτοδιαγνωστική εξετάζει τήν κρυσταλλική κτλ. δομή τών όρυκτών, καθώς και τίς όρυκτοφυσιικές και τίς χημικές ιδιότητες τών όρυκτών.

Τά κρυσταλλικά όρυκτά κρυσταλλώνονται σέ 7 κρυσταλλικά συστήματα.

Όρισμένα όρυκτά, όπως ο όπάλιος, είναι άμορφα, χωρίς φυσικό γεωμετρικό σχήμα έξωτερικά. Στά μικροκρυσταλλικά όρυκτά, όπως τό μάρμαρο, οί κρύσταλλοί τους είναι μικροσκοπικοί.

Οί σπουδαιότερες όρυκτοφυσιικές ιδιότητες τών όρυκτών είναι: Ό σχισμός, ή λάμψη (άδαμαντοειδής, μεταλλική, ύαλώδης, 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 βοηθούν νά εξακριβώσουμε τό είδος του όρυκτου από τήν συμπεριφορά του σέ χημικά άντιδραστήρια, ή από τήν πυροχημική εξέταση κτλ.

Άλλες ιδιότητες είναι: Η όσμή, ή γεύση, ή αφή του όρυκτου, τό άν τό όρυκτό μαγνητίζεται, ή ηλεκτρίζεται κτλ.

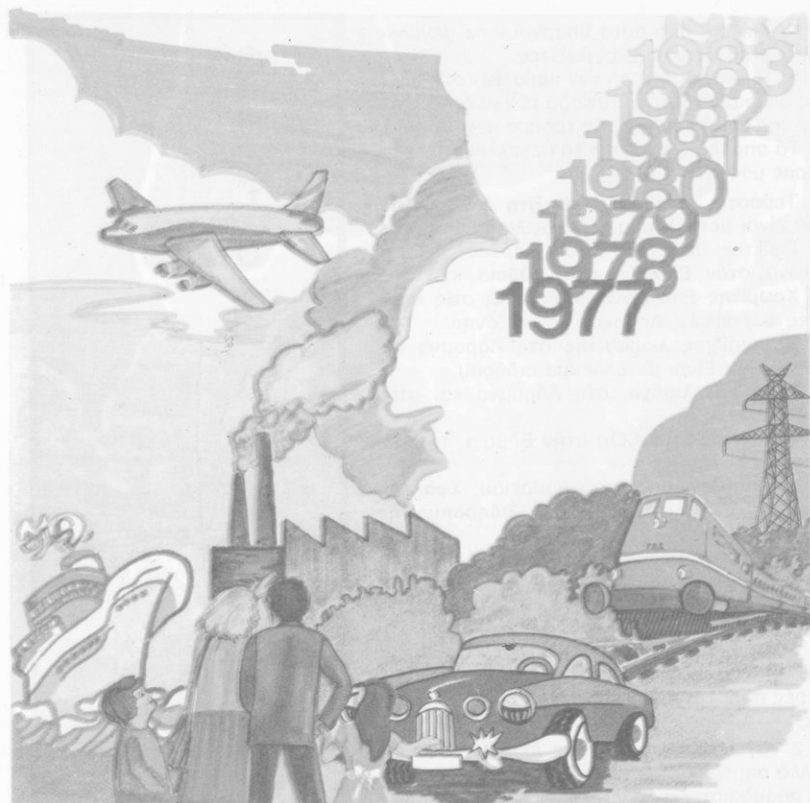
ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ

1. Τί εξέτάζει ή όρυκτοδιαγνωστική;
2. Πόσα είναι τά κρυσταλλικά συστήματα στά όρυκτά;
3. Ποιά είναι ή κλίμακα τής σκληρότητας του 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 και σέ μεταλλεύματα. Από οικονομική άποψη τά μεταλλεύματα τής Ελλάδας 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:

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.

Χρωμίτης $FeO \cdot Cr_2O_3$. Βρίσκεται στις περιοχές Φαρσάλων, Δομοκού και Κοζάνης.

Χρωμιούχος λειμωνίτης στη Λάρυμνα και στη Σκύρο. Είναι μέταλλευμα σιδήρου.

Σιδηρονικελιούχα, στη Λάρυμνα και στην Εύβοια.

Λευκόλιθος ($MgCO_3$) στην Εύβοια, τη Χαλκιδική κ.ά.

Τά μεταλλεύματα του Λαυρείου: **Σφαλερίτης** (ZnS), **Γαληνίτης** (PbS), **Σιδηροπυρίτης** (FeS_2).

Η **βαριτίνη** ($BaSO_4$) στη Μήλο, στην Κίμωλο και στη Μύκονο.

● **Όρυκτοι άνθρακες και υδρογονάνθρακες.**

1. **Λιθάνθρακες**. Στο υπέδαφος της Ελλάδας λιθάνθρακες υπάρχουν μόνο στη Χίο και σε μικρές ποσότητες που δεν είναι εκμεταλλεύσιμες.

2. **Λιγνίτες**. Η χώρα μας έχει λιγνίτες σε πολλά σημεία και σε πολύ μεγάλες ποσότητες. Τά σπουδαιότερα λιγνιτωρυχεία, που λειτουργούν σήμερα, είναι: Στο **Άλιβέρι** της Εύβοιας, στην **Πτολεμαίδα** Κοζάνης και στη **Μεγαλόπολη** της Πελοποννήσου.


3. **Τύρφη**. Αυτή βρίσκεται σε μεγάλη έκταση στους **Φιλίππους** της Καβάλας. Προς τό παρόν όμως δέ γίνεται εκμετάλλευσή της.


4. **Όρυκτοι υδρογονάνθρακες** (πετρέλαια-γαιαέρια) έχουν διαπιστωθεί σε πολλές περιοχές της Χώρας μας, που είναι:

α) Στην δυτική περιοχή από Άλβανίας μέχρι Μεσσηνίας όπως π.χ. στη Δραγοψά Ήπειρου, στη Ζάκυνθο, στο Μάραθο Μεσσηνίας κτλ.

β) Στην πεδιάδα της Καρδίτσας (χωριό Άλμαντάρ), όπου από μερικές δεκαετίες βγαίνει μικρή ποσότητα γαιαερίου.

γ) Κατά τά τελευταία έτη βρέθηκαν εκμε-

 ΒΑΡΥΤΙΝΗ

 ΒΩΞΙΤΗΣ

Γ ΓΥΨΟΣ

 ΘΕΙΟΥΧΑ

 ΘΗΡΑΪΚΗ ΓΗ

Λ ΛΕΥΚΟΛΙΘΟΣ

 ΛΙΓΝΙΤΗΣ

Μ ΜΑΡΜΑΡΑ

Ν ΝΙΚΕΛΙΟ

Π ΠΕΤΡΕΛΑΙΟ

 (ΑΣΦΑΛΤΟΥΧΑ)

 ΠΥΡΟΛΟΥΣΙΤΗΣ

▲ ΣΙΔΗΡΟΣ

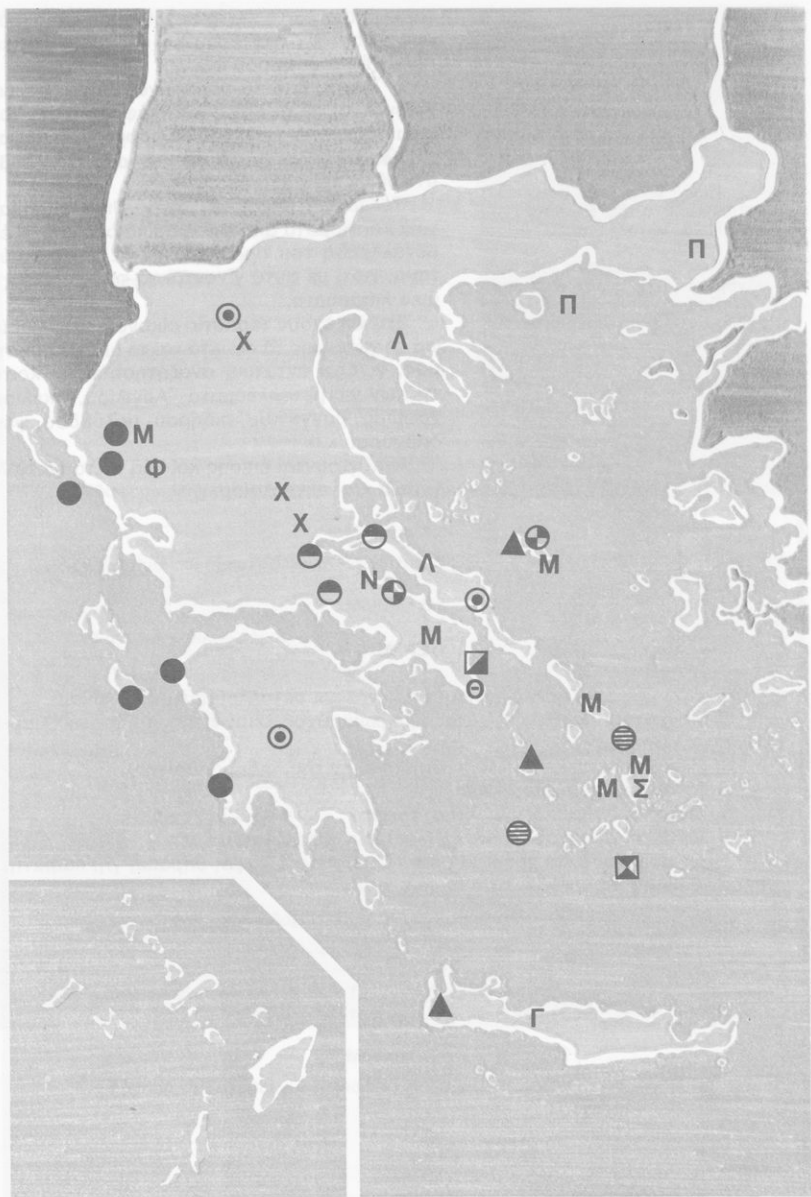
Σ ΣΜΥΡΙΔΑ

 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 στό Λαύρειο;
3. Ποιούς ὀρυκτούς ὑδρογονάνθρακες διαθέτει ἡ χώρα μας;
4. Ποιά ἄλλα χρήσιμα ὀρυκτά βγαίνουν ἀπό τό ὑπέδαφος τῆς χώρας μας;

ταλλεύσιμα κοιτάσματα πετρελαίου στή Θάσο, συνεχίζονται δέ οἱ ἔρευνες καί σέ γειτονικές περιοχές τοῦ Ἐβρου κτλ.

5. Ἐκτός ἀπό τὰ παραπάνω, στή χώρα μας βρίσκονται σέ ἀφθονία καί διάφορα ἄλλα χρήσιμα ὀρυκτά, ὅπως εἶναι: **Τά μάρμαρα, ἡ γύψος, ἡ θηραϊκή γῆ, ὁ καολίνη, διάφορα εἶδη ἄβυστολίθων καί σμύριδα.**

Τελευταῖα βρέθηκαν στήν Ἠπειρο σημαντικά κοιτάσματα ἀπό φωσφορικό ὀρυκτό. Ἡ ἐκμετάλλευσή του προβλέπεται νά ἀρχίσει σύντομα, γιατί μέ αὐτό γίνονται τὰ φωσφορικά χημικά λιπάσματα.

Ἐπειδῆ ἔχουν τεράστια οἰκονομική σημασία, γιά τή χώρα μας τά ὀρυκτά καί τὰ μεταλλεύματά μας, γίνεται ἐντατική ἀναζήτηση νέων κοιτασμάτων γιά μεταλλεύματα: Ἀργιλίου, νικελίου, χρωμίου, μαγγανίου, σιδήρου, μολύβδου, ψευδαργύρου κ.ἄ.

Ἀναζητοῦνται ἐπίσης καί νέα κοιτάσματα λιγνιτῶν, καί πετρελαίου.

ΠΕΡΙΛΗΨΗ

- Ἡ χώρα μας ἔχει πολλά χρήσιμα ὀρυκτά καί μεταλλεύματα, πού εἶναι:
- α) Μαγματικά (Βωξιτίης, χρωμίτης, χρωμιούχος λειμωνίτης, σιδηρονικελίουχα, λευκόλιθος κ.ἄ.)
 - β) Μεταμορφωσιγενῆ (σφαλερίτης, γαληνίτης, σιδηροπυρίτης).
 - γ) Ἡφαιστειογενῆ (βαριτίνη).
 - δ) Ὄρυκτοί ἄνθρακες (λιγνίτες, τύρφη).
 - ε) Ὄρυκτοί ὑδρογονάνθρακες (γαιάερια, πετρέλαια).
- Διαθέτει ἐπίσης καί χρήσιμα ὀρυκτά (μάρμαρα, γύψο, θηραϊκή γῆ, καολίνη, ἄβυστολίθους, σμύριδα κ.ἄ.).

ΠΕΡΙΕΧΟΜΕΝΑ

Η ΧΗΜΕΙΑ ΜΙΑ ΕΠΙΣΤΗΜΗ ΕΡΕΥΝΑΣ ΚΑΙ ΕΦΑΡΜΟΓΩΝ

	Μάθημα 1ο	Σελ.
Γενικές έννοιες		5
	Μάθημα 2ο	
Στοιχειώδεις γνώσεις χημικής ανάλυσεως		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 των μορίων – Χημικοί τύποι – Χημικές εξισώσεις	56

Μάθημα 13ο	
Τί συμβολίζει μιά χημική εξίσωση – Ρίζες – Έφαρμογές	60

Μάθημα 14ο	
Κατηγορίες χημικών αντιδράσεων	63

ΔΥΟ ΠΟΛΥ ΣΠΟΥΔΑΙΑ ΣΤΟΙΧΕΙΑ: ΤΟ ΟΞΥΓΟΝΟ ΚΑΙ ΤΟ ΥΔΡΟΓΟΝΟ

Μάθημα 15ο	
Τό όξυγόνο	67

Μάθημα 16ο	
Τό ύδρογόνο	72

ΤΡΕΙΣ ΟΜΑΔΕΣ ΤΟΥ ΠΕΡΙΟΔΙΚΟΥ ΣΥΣΤΗΜΑΤΟΣ

Μάθημα 17ο	
Ή πρώτη ομάδα: Τά άλκάλια	77

Μάθημα 18ο	
Ή έβδομη ομάδα: Τά άλογόνα	80

Μάθημα 19ο	
Ή τέταρτη ομάδα: α) Ό άνθρακας	85

Μάθημα 20ο	
Ή τέταρτη ομάδα: β) Τό πυρίτιο	90

ΟΞΕΑ – ΒΑΣΕΙΣ – ΕΞΟΥΔΕΤΕΡΩΣΗ – ΑΛΑΤΑ

Μάθημα 21ο	
Ύδροχλωρικό όξύ – θειικό όξύ – όξέα	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: ΛΕΝΑ ΠΑΠΑΪΩΑΝΝΟΥ

Τά αντίτυπα του βιβλίου φέρουν τό κάτωθι βιβλιόσημο γιά απόδειξη τής γνησιότητος αὐτῶν.

Ἄντίτυπο στερούμενο τοῦ βιβλιοσήμου τούτου θεωρεῖται κλεψίτυπο. Ὁ διαθέτων, πωλῶν ἢ χρησιμοποιοῦν αὐτό δῶκεται κατά τίς διατάξεις τοῦ ἀρθροῦ 7 τοῦ Νόμου 1129 τῆς 15/21 Μαρτίου 1946 (Ἐφ. Κυβ. 1946, Α' 108).



024000020041

Ἐκδοσι Γ', 1979 (I) – Ἀντίτυπα 140.000, Σύμβασι 3132/14-12-78

Ἐκτύπωση – Βιβλιοδοσι: «Γραφικαί Τέχναι» Χρῦσανθος Παπαχρῦσανθου Α.Ε.

