

ΧΗΜΕΙΑ Β/Γ = 261

χημεία

Με απόφαση της Ελληνικής Κυβερνήσεως
τά διδακτικά βιβλία
του Δημοτικού, Γυμνασίου και Λυκείου
τυπώνονται από τόν
Όργανισμό Έκδόσεως Διδακτικῶν Βιβλίων
καί μοιράζονται ΔΩΡΕΑΝ



Καθημερινή

ΣΤ 89 ΣΧΡ

Θ. ΦΡΑΣΣΑΡΗ Π. ΔΡΟΥΚΑ-ΛΙΑΠΑΤΗ
ΧΗΜΙΚΟΥ ΧΗΜΙΚΟΥ

Φρασσάρη, Θ

χημεία

· Β' ΓΥΜΝΑΣΙΟΥ

ΟΡΓΑΝΙΣΜΟΣ ΕΚΔΟΣΕΩΣ ΔΙΔΑΚΤΙΚΩΝ ΒΙΒΛΙΩΝ - ΑΘΗΝΑ 1981

Ψηφιοποιήθηκε από το Ινστιτούτο Εκπαιδευτικής Πολιτικής



002
H1E
ET2B
1651

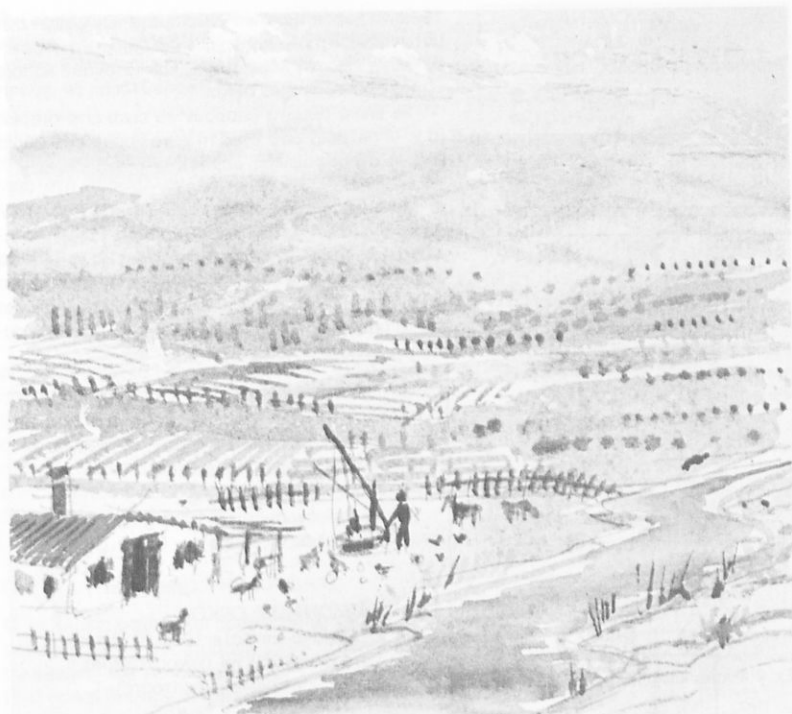
0134772

ΒΙΒΛΙΟΘΗΚΗ ΤΗΣ ΒΟΥΛΗΣ
ΕΔΩΡΗΣΑΤΟ

Οεφ. Ζω. Στ. Β. Βλ. Διω.

Αρ. Εισαγ. 2382 Έτος 1981

Ψηφιοποιήθηκε από το Ινστιτούτο Εκπαιδευτικής Πολιτικής



Σχ. 1 Μιά ματιά στο φυσικό κόσμο.

1^ο ΜΑΘΗΜΑ

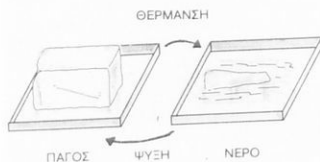
Η ΧΗΜΕΙΑ ΩΣ ΠΕΙΡΑΜΑΤΙΚΗ ΕΠΙΣΤΗΜΗ ΕΦΑΡΜΟΓΩΝ

Α) ΓΕΝΙΚΕΣ ΕΝΝΟΙΕΣ - ΟΡΙΣΜΟΙ

● **Υλη, μάζα, όγκος.** "Αν ρίξουμε μία ματιά στο φυσικό κόσμο που μᾶς περιβάλλει, θά διαπιστώσουμε ότι υπάρχουν σ' αυτόν πάρα πολλά διαφορετικά **ύλικά σώματα**, που τὰ ἀντιλαμβανόμαστε μὲ τὶς αἰσθήσεις μας. Τό χῶμα, τό νερό, ὁ ἀέρας, τὰ φυτά, τὰ ζῶα, τὰ σπῖτια, ὅλα γύρω μας ἀποτελοῦνται **ἀπὸ ὕλη**. (σχ. 1).

ΦΑΙΝΟΜΕΝΑ ΦΥΣΙΚΑ

Παροδικές μεταβολές των σωμάτων



ΧΗΜΙΚΑ

ΡΙΖΙΚΕΣ ΚΑΙ ΣΥΝΗΘΩΣ ΜΟΝΙΜΕΣ
ΜΕΤΑΒΟΛΕΣ



Σχ. 2 Φυσικά και χημικά φαινόμενα.



Σχ. 3 Αντικείμενα που αποτελούνται από την ουσία «σίδηρος».

Τά κοινά χαρακτηριστικά γνωρίσματα των υλικών σωμάτων είναι ότι όλα περιέχουν μία ορισμένη ποσότητα ύλης, που τη λέμε **μάζα**, και κατέχουν κάποιο χώρο, που τον λέμε **όγκο**.

Τά υλικά σώματα μπορούν να είναι είτε στερεά (π.χ. οί πέτρες) είτε υγρά (π.χ. τό νερό), είτε αέρια (π.χ. ό ατμοσφαιρικός αέρας).

● **Μονάδες μάζας και όγκου.** Ός μονάδα μετρήσεως τής μάζας παίρνουμε τό γραμμάριο (g) ή τό χιλιόγραμμο (Kg). Ός μονάδα μετρήσεως του όγκου παίρνουμε τό χιλιοστόλιτρο (ml) ή τό κυβικό μέτρο (m^3). Στόν πίνακα (1) αναφέρονται τά πολλαπλάσια και τά υποπολλαπλάσια των μονάδων αυτών που συνήθως χρησιμοποιούνται.

ΠΙΝΑΚΑΣ 1

α) ΜΟΝΑΔΕΣ ΜΑΖΑΣ

1 τόνος (tn) = 1000 Kg

1 Kg (χιλιόγραμμο) = 1000 g (γραμμάρια)

1 mg (χιλιοστόγραμμο) = 0,001 g (γραμμάριο)

β) ΜΟΝΑΔΕΣ ΟΓΚΟΥ

1 m^3 (κυβικό μέτρο) = 1000 (l) (λίτρα)

1 l (λίτρο) = 1000 ml (χιλιοστόλιτρο)

1 ml = 1 cm^3 (κυβικό εκατοστό) (χιλιοστόλιτρο)

Β) ΦΑΙΝΟΜΕΝΑ

● Κάθε μεταβολή που γίνεται στά υλικά σώματα αποτελεί ένα **φαινόμενο**.

Τά φαινόμενα τά διακρίνουμε βασικά σέ δύο κατηγορίες: Τά φυσικά και τά χημικά (σχ. 2).

Φυσικά φαινόμενα ονομάζονται οί παροδικές συνήθως μεταβολές των σωμάτων, κατά τίς όποιες δέ μεταβάλλεται ριζικά ή ύλη τους. Στήν κατηγορία αύτή ανήκουν π.χ. ή κίνηση των σωμάτων, τό λιώσιμο του πάγου, ό βρασμός του νερού κ.ά.

Χημικά φαινόμενα ονομάζονται οί ριζικές και συνήθως μόνιμες μεταβολές των σωμάτων, κατά τίς όποιες αλλάζει ή σύσταση τής ύλης. Τό σκούριασμα του σιδήρου, ή καύση του χαρτιού και ξύλου, ή μετατροπή του μούστου σέ κρασί κ.ά., είναι χημικά φαινόμενα ή **χημικές αντιδράσεις**. Η Χημεία ενδιέφεται γιά τά χημικά φαινόμενα.

● Για να γίνουν οι διάφορες μεταβολές (φαινόμενα), πρέπει να μεταβληθεί και ένα άλλο φυσικό μέγεθος, ή **ένέργεια**. Έτσι, π.χ. για να λιώσει ο πάγος πρέπει να πάρει θερμική ενέργεια (θερμότητα) από το περιβάλλον. Αντίθετα, όταν το νερό γίνεται πάγος, τότε δίνει θερμότητα στο περιβάλλον. Κατά τα χημικά φαινόμενα συνήθως ελευθερώνεται ενέργεια στο περιβάλλον. Οι διάφορες μορφές ενέργειας αναφέρονται στον πίνακα (II).

Ο άνθρωπος παρατηρεί τα φαινόμενα και προσπαθεί να τα μελετήσει και ερμηνεύσει καλύτερα, με τα διάφορα **πειράματα** που κάνει σε ειδικούς χώρους (εργαστήρια).

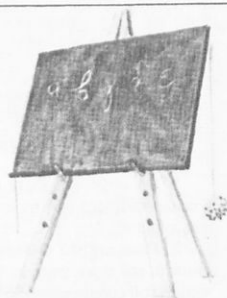
● **Ουσίες και μείγματα**. Τα διάφορα υλικά σώματα αποτελούνται από ένα ή περισσότερα συστατικά. Έτσι, π.χ. το νερό της θάλασσας είναι ένα σύνολο (ή όπως άλλωστε το λέμε, ένα **μείγμα**) από πολλά συστατικά: νερό, αλάτι κ.ά. Ο ατμοσφαιρικός αέρας είναι κι αυτός ένα μείγμα· περιέχει οξυγόνο, άζωτο, διοξείδιο του άνθρακα κτλ.

Γ) ΤΟ ΑΝΤΙΚΕΙΜΕΝΟ ΤΗΣ ΧΗΜΕΙΑΣ

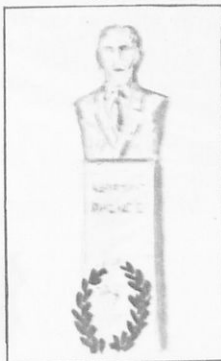
● Η Χημεία ασχολείται βασικά με τα χημικά φαινόμενα και με τη συστηματική μελέτη των καθαρών ουσιών και των μειγμάτων τους. Ψάχνει δηλαδή να βρει από τί αποτελούνται οι διάφορες ουσίες και τα μείγματα, ποιά είναι τα χαρακτηριστικά τους γνωρίσματα και πώς αντιδρούν με άλλες ουσίες. Ακόμη η Χημεία ενδιαφέρεται για τη χρησιμότητα κάθε ουσίας στην καθημερινή μας ζωή και προσπαθεί να παρασκευάσει σε μεγάλες ποσότητες διάφορα απαραίτητα αγαθά. Τα λιπάσματα, τα φάρμακα, τα πλαστικά, τα χρώματα, το τσιμέντο κ.ά., είναι μερικά από τα προϊόντα που έδωσε στην ανθρωπότητα η Χημεία.

ΠΙΝΑΚΑΣ II ΜΟΡΦΕΣ ΕΝΕΡΓΕΙΑΣ

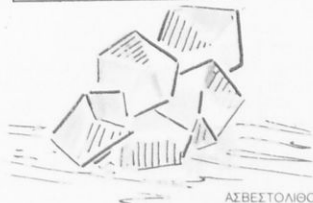
- ΘΕΡΜΙΚΗ
- ΠΥΡΗΝΙΚΗ
- ΗΛΕΚΤΡΙΚΗ
- ΜΗΧΑΝΙΚΗ
- ΧΗΜΙΚΗ
- ΦΩΤΕΙΝΗ



ΚΙΜΩΛΙΑ



ΜΑΡΜΑΡΙΝΟ
ΑΓΓΛΑΜΑ



ΑΣΒΕΣΤΟΛΙΘΟΣ

Σωστά λοιπόν η Χημεία θεωρείται ως μία **έπιστημη έρευνας και εφαρμογών**.

Σχ. 4 Αντικείμενα που αποτελούνται από την ουσία «άνθρακικό άσβεστο».

ΠΕΡΙΛΗΨΗ

● Τά υλικά σώματα (καθαρές ουσίες ή μείγματα) καταλαμβάνουν κάποιον όγκο και έχουν ορισμένη μάζα. Οι μεταβολές της ενέργειας προκαλούν τά φυσικά καί χημικά φαινόμενα. Η Χημεία μελετά τά χημικά φαινόμενα καί προσπαθεί νά φτιάξει ώφέλιμα προϊόντα γιά τήν ανθρωπότητα. Έπομένως ή Χημεία είναι μιά πειραματική επιστήμη εφαρμογών.

ΟΡΟΛΟΓΙΑ ΜΑΘΗΜΑΤΟΣ

● Στό μάθημα αυτό γνωρίσαμε κυρίως τούς έξης όρους: "Υλη, μάζα, όγκος, φαινόμενα, χημικές αντιδράσεις, ουσίες, μείγματα.

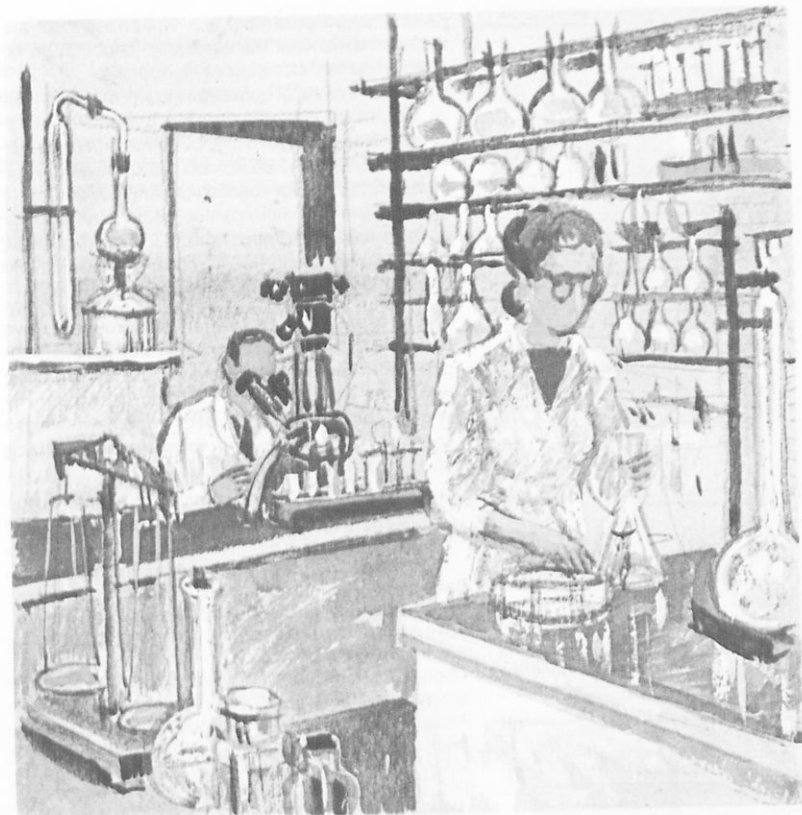
ΕΡΓΑΣΙΕΣ - ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ

1. Νά συγκεντρώσετε στοιχεία (π.χ. από έγκυκλοπαίδειες) γιά τήν ιστορία τής άλχημείας καί χημείας).
2. Ποιά από τά ακόλουθα φαινόμενα είναι φυσικά καί ποιά χημικά: σπάσιμο τού ξύλου, καύση τού ξύλου, κοπή σιδερόβεργας, σκούρισμα τού σιδήρου.
3. Νά αναφέρετε παραδείγματα σωμάτων πού είναι φτιαγμένα από τήν ουσία «χαλκός».

ΑΣΚΗΣΕΙΣ

1. Πόσα γραμμάρια (g) είναι: α) τά 2 χιλιόγραμμα (Kg) β) τά 4000-χιλιοστόγραμμα (mg) καί γ) οί 0,02 τόνοι (tn).
2. Πόσα χιλιοστόλιτρα (ml) είναι: α) τά 5 λίτρα (l) β) τά 0,06 m³ καί γ) τά 300 κυβικά έκατοστά (cm³).
3. Πόσα m³ είναι: είναι α) τά 50.000 l καί β) τά 100.000 ml.





Σχ. 1 Τό χημικό εργαστήριο.

2^ο ΜΑΘΗΜΑ

ΣΤΟΙΧΕΙΩΔΕΙΣ ΜΕΘΟΔΟΙ ΧΗΜΙΚΗΣ ΑΝΑΛΥΣΕΩΣ

Α) Η ΓΝΩΡΙΜΙΑ ΜΑΣ ΜΕ ΤΟ ΧΗΜΙΚΟ ΕΡΓΑΣΤΗΡΙΟ

● Η μελέτη των χημικών φαινομένων γίνεται μέσα σε οργανωμένα **χημικά εργαστήρια**. Τέτοια εργαστήρια στη χώρα μας υπάρχουν στα Πανεπιστήμια, και Πολυτεχνεία, στα κέντρα έρευνών, στα διάφορα υπουργεία, στα μεγάλα εργοστάσια, στα νοσοκομεία κτλ. Άλλα από αυτά είναι κρατικά και άλλα ιδιωτικά.

Για θέρμανση

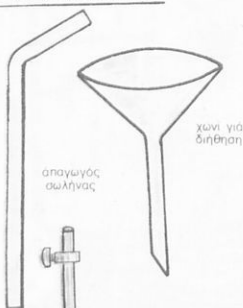


α) λυχχνος οισπνεύματος



λυχχνος υγροερίου

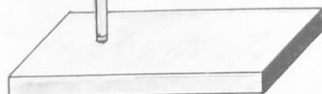
Για παραλαβή ούσιών:



χωνι για διήθηση

απαγωγός σωλήνας

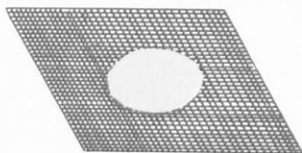
Για στήριξη όργάνων



β) βάση σιδερένια



γ) λαβίδα ξυλίνη



δ) πλέγμα άμιαντου



ε) λαβίδα σιδερένια

Σχ. 2 Όργανα χημικού εργαστηρίου

Κάθε χημικό έργαστήριο, για να λειτουργήσει σωστά, πρέπει να έχει την κατάλληλη ύποδομή σε τεχνικά μέσα και ειδικευμένο προσωπικό.

Τά όργανα και οι συσκευές για την εκτέλεση των χημικών πειραμάτων είναι κυρίως από γυαλί. Υπάρχουν ακόμη και όργανα από μέταλλα, από πορσελάνη κτλ. Έπάνω στα ράφια που πλαισιώνουν τό χημικό έργαστήριο είναι τοποθετημένα διάφορα δοχεία (φιάλες, φιαλίδια, κουτιά) που περιέχουν τά λεγόμενα **χημικά αντίδραστήρια**. Αύτά είναι χημικές ούσιες άπαραίτητες για τή χημική ανάλυση που θά δούμε πιο κάτω (σχ. 1).

○ Στο σχολικό μας έργαστήριο διαθέτουμε όργανα (σχ. 2) και χημικά αντίδραστήρια που μάς επιτρέπουν να κάνουμε αρκετά πειράματα. Πάντοτε όμως θά πρέπει να προσέχουμε ιδιαίτερα, τόσο κατά τήν έπαφή μας με τίς συσκευές, τά όργανα και τά χημικά αντίδραστήρια, όσο και κατά τήν εκτέλεση των πειραμάτων.

Β) Η ΧΗΜΙΚΗ ΑΝΑΛΥΣΗ

Όταν μελετούμε στο έργαστήριο μία ούσια και βρίσκουμε από ποιά συστατικά αποτελείται, τότε λέμε ότι κάνουμε **ποιοτική ανάλυση**. Έτσι, π.χ. τό μαγειρικό άλάτι βρέθηκε ότι έχει δύο συστατικά, που τά λέμε και **στοιχεία**: τό νάτριο και τό χλώριο. Όταν βρίσκουμε για κάθε συστατικό και τήν αναλογία του σε 100 g τής ούσιες που εξέτάσαμε, τότε λέμε ότι κάνουμε **ποσοτική ανάλυση**. Με τή διαδικασία αύτή προσδιορίζεται ή έκατοστοσία κατά βάρος (% κ.β.) ούσταση κάθε ούσιες. Ο πίνακας (I) μάς δίνει ένα παράδειγμα ποιοτικής και ποσοτικής ανάλυσεως.

ΠΙΝΑΚΑΣ I

Αποτελέσματα χημικής ανάλυσεως.

Έξεταζόμενη ούσια. Μαγειρικό άλάτι

ΠΟΙΟΤΙΚΑ

ΠΟΣΟΤΙΚΑ



ΤΟ ΑΛΑΤΙ
ΑΠΟΤΕΛΕΙΤΑΙ ΑΠΟ
ΝΑΤΡΙΟ
ΚΑΙ ΧΛΩΡΙΟ

100 g ΑΛΑΤΙ
ΠΕΡΙΕΧΟΥΝ
ΝΑΤΡΙΟ : 39,316 g
ΧΛΩΡΙΟ : 60,684 g
ΣΥΝΟΛΟ = 100,000g

Σημασία της χημικής ανάλυσεως. Η ποιοτική και ποσοτική ανάλυση των ουσιών και των μειγμάτων τους δεν έχει μόνο έρευνητικό ενδιαφέρον, αλλά βρίσκει και πολλές εφαρμογές. Η ανάλυση του πόσιμου νερού, των τροφίμων, του πετρελαίου, των όρυκτων, του αίματος, των ούρων κτλ., δίνει σπουδαίες πληροφορίες που ενδιαφέρουν το άτομο και την κοινωνία. Με τη χημική ανάλυση ακόμη βρέθηκε η σύσταση πολλών φυσικών ουσιών που υπάρχουν στο φυτικό και ζωικό κόσμο και έχουν μεγάλη σημασία για τη ζωή. Αυτό επέτρεψε στη συνέχεια τη συνθετική τους παρασκευή στο εργαστήριο και το έργοστάσιο.

Για θέρμανση ουσιών:



Σχ. 2 Όργανα Χημικού Εργαστηρίου.

Γ) ΠΑΡΑΔΕΙΓΜΑΤΑ ΠΟΙΟΤΙΚΗΣ ΑΝΑΛΥΣΕΩΣ. (Πειραματικό μέρος)

● Μία πρόχειρη εξέταση των σωμάτων και ιδίως των τροφίμων και ποτών μπορούμε να κάνουμε με τις αισθήσεις μας (γεύση, όσφρηση, όραση, αφή). Έτσι, π.χ. η δυσοσμία ενός τρόφιμου είναι αίγουρο κριτήριο για την αλλοίωσή του. Η ποιότητα ενός κρασιού κρίνεται κυρίως από τη γεύση και το άρωμά του.

Η εξέταση αυτή με τα αισθητήρια όργανα ονομάζεται **όργανοληπτική εξέταση**.

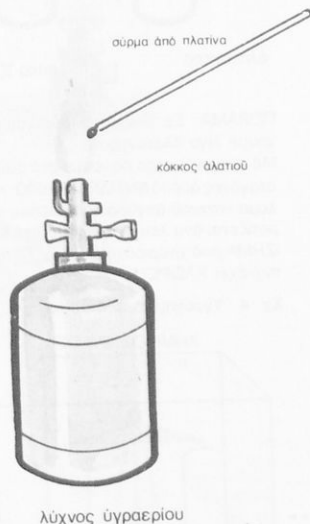
● Στη συνέχεια θα δούμε μερικά παραδείγματα ποιοτικής ανάλυσεως που γίνονται στο χημικό εργαστήριο. Στα πειράματα που θα κάνουμε θα χρησιμοποιήσουμε ορισμένα χημικά αντιδραστήρια και όργανα που θα μάς βοηθήσουν να βρούμε από τι αποτελείται ή εξεταζόμενη ουσία. Τα συμπεράσματα που θα βγάζουμε κάθε φορά για την παρουσία (ή απουσία) ενός συστατικού στην ουσία του πειράματος θα στηρίζονται σε ορισμένες (οπτικές) παρατηρήσεις μας.

1^ο Πείραμα. Πυροχημική ανίχνευση νατρίου στο μαγειρικό αλάτι (σχ. 3).

Με το πείραμα αυτό διαπιστώνουμε ότι το αλάτι περιέχει νάτριο, αφού το κίτρινο χρώμα που θα δούμε στη φλόγα οφείλεται στους ατμούς του νατρίου. Η ανάλυση αυτή ονομάζεται **πυροχημική ανίχνευση των στοιχείων**.

2^ο Πείραμα. Υγροχημική ανίχνευση χλωρίου στο μαγειρικό αλάτι (σχ. 4)

Με το πείραμα αυτό διαπιστώνουμε ότι το αλάτι περιέχει και χλώριο. Κάθε τέτοια ανάλυση που



ΠΕΙΡΑΜΑ: Με την άκρη ενός σύρματος από πλατίνα παίρνουμε έναν κόκκο αλάτι μαγειρικό και τον φέρνουμε στη φλόγα του λύχνου.

Αμέσως η γαλάζια φλόγα χρωματίζεται έντονα κίτρινη.

Το μαγειρικό αλάτι περιέχει ΝΑΤΡΙΟ.

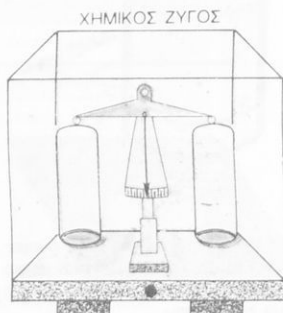
Σχ. 3 Πυροχημική εξέταση ουσίας.



ΠΕΙΡΑΜΑ: Σέ δοκιμαστικό σωλήνα έχουμε λίγο αλατόνερο.

Με σταγονόμετρο ρίχνουμε στο σωλήνα σταγόνες από το ΑΝΤΙΔΡΑΣΤΗΡΙΟ: «διάλυμα νιτρικού αργύρου». Άμέσως σχηματίζεται ένα λευκό αδιάλυτο στο νερό ΙΖΗΜΑ από χλωριούχο άργυρο. Το αλάτι περιέχει ΧΛΩΡΙΟ.

Σχ. 4 Υγροχημική εξέταση.



Οι συνηθισμένοι ζυγοί του χημικού εργαστηρίου μετρούν μάζες με ακρίβεια 0,0001 g.

Σχ. 6 Ο χημικός ζυγός

γίνεται με υγρά σώματα στη συνηθισμένη θερμοκρασία περιβάλλοντος (ή με λίγη θέρμανση), λέγεται **υγροχημική ανίχνευση των στοιχείων**.

Δ) ΠΟΣΟΤΙΚΗ ΑΝΑΛΥΣΗ

Απαραίτητα όργανα για την ποσοτική ανάλυση είναι α) ο χημικός ζυγός (σχ. 5) για τη μέτρηση της μάζας των σωμάτων και β) τα διάφορα όγκομετρικά όργανα για τη μέτρηση του όγκου των υγρών και αερίων (σιφώνια, όγκομετρικές φιάλες, προχοίδες, εϋδιόμετρα). Η ποσοτική ανάλυση των ουσιών γενικά είναι μία δύσκολη εργασία που γίνεται από ειδικούς επιστήμονες (χημικούς, μικροβιολόγους κτλ).

Τά τελευταία 20 χρόνια έχουν κατασκευαστεί πολλές αυτόματες συσκευές που κάνουν αναλύσεις άπλων ή πολύπλοκων ουσιών σε ελάχιστο χρονικό διάστημα.

ΠΕΡΙΛΗΨΗ

Η χημική ανάλυση διακρίνεται σε ποιοτική και ποσοτική. Η ποιοτική ανάλυση (ή ανίχνευση) βρίσκει από ποιά συστατικά αποτελείται μία ουσία, ενώ η ποσοτική ανάλυση προσδιορίζει την εκατοστιαία κατά βάρος (% κ.β) σύσταση της. Οι εργασίες αυτές γίνονται σε οργανωμένα χημικά εργαστήρια από ειδικευμένους επιστήμονες και με τη βοήθεια χημικών οργάνων και αντιδραστηρίων. Τα πορίσματα της χημικής ανάλυσεως έχουν επιστημονικό, ιατρικό, εκπαιδευτικό και βιομηχανικό ενδιαφέρον.

ΟΡΟΛΟΓΙΑ ΜΑΘΗΜΑΤΟΣ

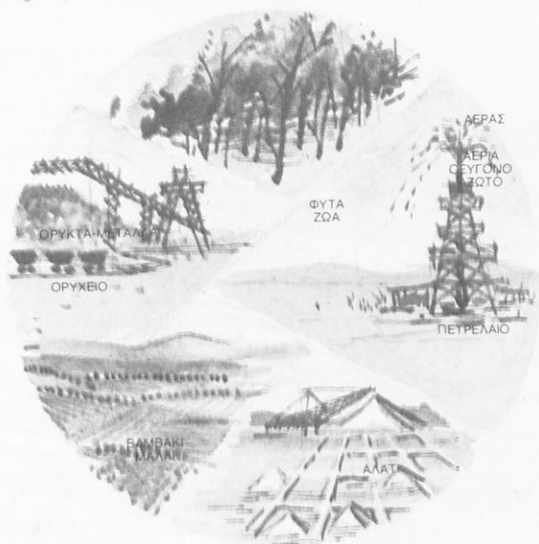
Στο μάθημα αυτό γνωρίσαμε κυρίως τους εξής όρους: χημικό εργαστήριο, χημικά όργανα και αντιδραστήρια, ποιοτική ανάλυση, ποσοτική ανάλυση, οργανοληπτική εξέταση, πυροχημική και υγροχημική εξέταση.

ΕΡΓΑΣΙΕΣ - ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ

1. Φροντίστε να επισκεφθείτε ένα χημικό εργαστήριο που βρίσκεται κοντά σας και ρωτήστε να σας εξηγήσουν πώς γίνεται μία ανάλυση στην πράξη.

2. Γιατί, κατά τη γνώμη σας, τα περισσότερα χημικά όργανα είναι κατασκευασμένα από γυαλί;

3. Να υπολογίσετε την εκατοστιαία κατά βάρος σύσταση του μαγειρικού αλατιού (με άπλη μέθοδο των τριών) από τα ακόλουθα δεδομένα της χημικής ανάλυσεως: 1,17 g αλατιού αποτελούνται από 0,46 g νατρίου και 0,71 g χλωρίου.



Σχ. 1 Το φυσικό περιβάλλον είναι η πηγή των πρώτων υλών.

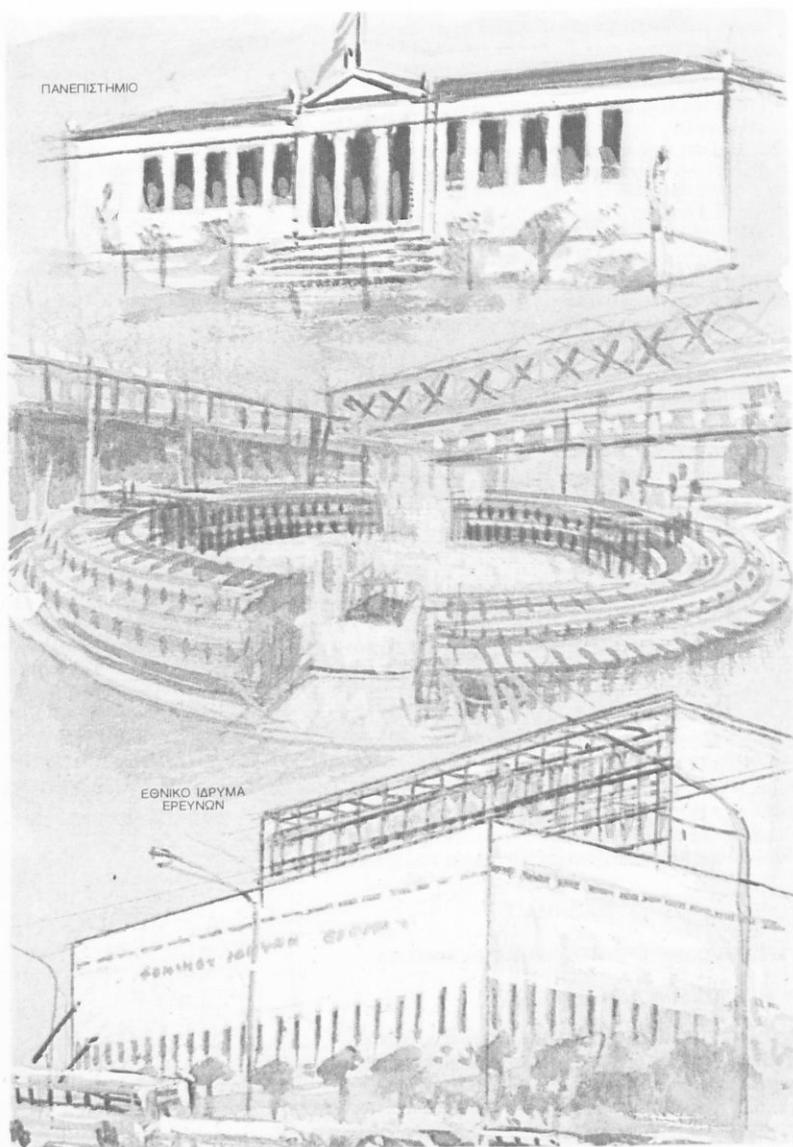
3^ο ΜΑΘΗΜΑ

ΕΠΙΣΤΗΜΟΝΙΚΗ ΕΡΕΥΝΑ - ΧΗΜΙΚΗ ΒΙΟΜΗΧΑΝΙΑ

Α) Η ΕΠΙΣΤΗΜΟΝΙΚΗ ΕΡΕΥΝΑ

● Ο εικοστός αιώνας είναι ο αιώνας του έντονου προβληματισμού και της συστηματικής μελέτης όλων των σοβαρών θεμάτων που απασχολούν τον άνθρωπο.

Η έρευνα που γίνεται στους διάφορους τομείς της επιστήμης και της τεχνολογίας απασχολεί σήμερα πολλές χιλιάδες επιστήμονες σε όλα τα κράτη.



Σχ. 2 Στη χώρα μας η έρευνα γίνεται σε ειδικά κέντρα έρευνών, στα Πανεπιστήμια και Πολυτεχνεία, στα Νοσοκομεία, στα διάφορα Ίνστιτούτα και στις μεγάλες Χημικές βιομηχανίες.

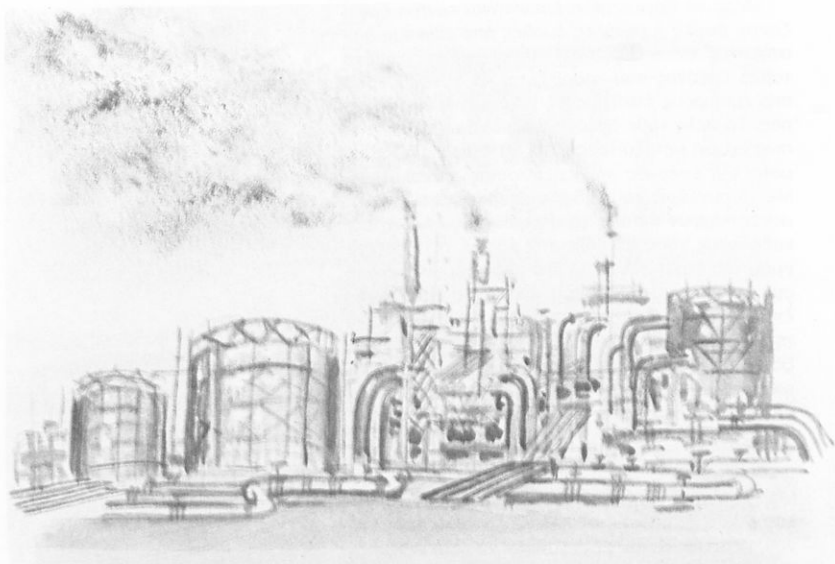
Μέσα σέ οργανωμένα έρευνητικά κέντρα εργάζονται μικρές ή μεγάλες ομάδες από ειδικούς έπιστήμονες. Κάθε ομάδα ασχολείται με ένα ορισμένο τομέα έρευνας πού καθορίζεται και κατευθύνεται από έμπειρους έπιστήμονες με άναγνωρισμένο κύρος. Τά μέλη κάθε ομάδας βρίσκονται σέ άδιάκοπη συνεργασία μεταξύ τους ώστε τά διάφορα προβλήματα τής έρευνας νά ξεπερνιούνται εύκολότερα. Με τά συνέδρια και τά διεθνή σεμινάρια οι έπιστήμονες κάνουν άνταλλαγή άπόψεων με άλλους συναδέλφους τους άπ' όλο τόν κόσμο. 'Ο συντονισμός τής έρευνας γιά τό ίδιο πρόβλημα σέ παγκόσμια κλίμακα είναι σήμερα άναγκαίος, γιατί μόνο έτσι θά κερδίσουμε πολύτιμο χρόνο. 'Η θεραπεία τού καρκίνου, ή ρύπανση τού περιβάλλοντος, ή έξάντληση τών φυσικών πρώτων ύλων κ.ά., είναι μερικά άπό τά κυριότερα προβλήματα πού ζητούν τήν έπείγουσα λύση τους. (σχ. 2).

● **Η χημική έρευνα**, όπως είδαμε και στό 2^ο μάθημα, γίνεται στά οργανωμένα χημικά εργαστήρια. Μέσα σ' αυτά οι χημικοί και άλλοι έπιστήμονες μελετούν τίς ιδιότητες τών ούσιών, άνακαλύπτουν καινούρια προϊόντα και προσπαθούν νά έξακριβώσουν τίς σημερινές ή αύριανές εφαρμογές τους σέ όλους τούς τομείς: στή βιομηχανία, στή γεωργία, στήν ιατρική κτλ. Στά χημικά έρευνητικά κέντρα γίνεται ακόμη και ή άπαραίτητη έρευνα γύρω άπό τίς συνθήκες παραγωγής όλων τών ωφέλιμων προϊόντων. Τά σχετικά πορίσματα τών έρευνών αύτών υλοποιούνται κατόπιν στά αντίστοιχα χημικά εργοστάσια κι έτσι δημιουργείται ή χημική βιομηχανία.

B) Η ΧΗΜΙΚΗ ΒΙΟΜΗΧΑΝΙΑ

Οι διάφορες χημικές βιομηχανικές μονάδες (έργοστάσια) παράγουν μεγάλη ποικιλία αγαθών: ταιμέντα, λιπάσματα, πλαστικά, φάρμακα, χρώματα, γυαλί κ.ά. Γιά τήν παρασκευή αύτών τών προϊόντων χρειάζονται άφθονες πρώτες ύλες και μεγάλες ποσότητες ενέργειας. Οι **φυσικές πρώτες ύλες** (σχ. 1) βρίσκονται στό φυσικό περιβάλλον. 'Ο άτμοσφαιρικός άέρας, τό νερό, τό πετρέλαιο, τά όρυκτά, τά φυτά, τά ζώα κτλ, είναι οι πρώτες ύλες τής χημικής βιομηχανίας. 'Από τά σώματα αύτά, με κατάλληλη έπεξεργασία, γίνονται όλα τά πολύτιμα προϊόντα πού άναφέραμε πιό πάνω. 'Ετσι, π.χ., άπό τόν άέρα παίρνουμε όξυγόνο και άζωτο. 'Από τό νερό φτιάχνουμε ύδρογόνο και όξυγόνο. Με βάση τά τρία αύτά σώματα (άζωτο, ύδρογόνο, όξυγόνο) παρασκευά-





Σχ. 3 Ρύπανση του φυσικού περιβάλλοντος.

Σχ. 4 Τά εργοστάσια πρέπει να βρίσκονται μακριά από τις πόλεις.



ζεται, π.χ. ένα από τα κυριότερα λιπάσματα: τό νιτρικό άμμώνιο. Από τό άλάτι της θάλασσας παρασκευάζουμε νάτριο, χλώριο, σόδα, κ.ά. Η χημική τεχνολογία άκόμη βρίσκει τρόπους γιά τή συντήρηση τών τροφίμων και χυμών («χημικά συντηρητικά») και έπινόει τά κατάλληλα ύλικά γιά τή συσκευασία τους (γυαλί, άλουμινόχαρτο, σελλοφάν κτλ).

Η χημική βιομηχανία λοιπόν προσφέρει στην ανθρωπότητα άνεκτίμητα άγαθά και συντελεί άποφασιστικά στην καλύτερευση τής ζωής.

● **Οι άρνητικές πλευρές τής χημικής βιομηχανίας.** Η μεγάλη βιομηχανική ανάπτυξη τών τελευταίων 50 έτών έχει δημιουργήσει σέ πολλές άναπτυγμένες χώρες σοβαρά προβλήματα. Τά καυσαέρια και τά άπόβλητα («λύματα») τών έργοστασίων και κατοικιών συνέχεια ρυπαίνουν και μολύνουν τό φυσικό περιβάλλον (σχ. 3). Ο άέρας, τά ποτάμια, οί λίμνες, οί θάλασσες και τό έδαφος ρυπαίνονται και μολύνονται σέ μεγάλο βαθμό. Οί κίνδυνοι πού προκύπτουν από τή ρύπανση και μόλυνση είναι πολλοί. Θά πρέπει έπομένως νά βρεθοϋν όλοι εκείνοι οί τρόποι πού τούς άπομακρύνουν και έξουδετερώνουν. Προς αύτή τήν κατεύθυνση έχουν στραφεί σήμερα οί ειδικοί έπιστήμονες όλων τών χωρών. Η άποψη πού επικρατεί τελικά είναι: «Βιομηχανία ναι, αλλά χωρίς τίς άρνητικές της έπιπτώσεις».

Ένα άλλο πρόβλημα πού δημιουργεί ή άλματώδης ανάπτυξη τής χημικής βιομηχανίας είναι ή **έξαντληση τών φυσικών πρώτων ύλών**. Προϊόντα, όπως τό πετρέλαιο και οί γαιάνθρακες πού ή φύση έφτιαξε σέ έκατομμύρια χρόνια, ύπάρχει φόβος νά έξαντληθοϋν μέσα στά έπόμενα 50-100 χρόνια.

Η άξιοποίηση όμως τής ήλιακής και τής πυρηνικής ενέργειας γιά εірηνικούς σκοπούς, πιστεύεται ότι θά δώσει λύση και στό πρόβλημα αυτό.

● **Η άποκέντρωση τής χημικής βιομηχανίας.** Οί σύγχρονες άντιλήψεις γιά τό μέλλον τής χημικής βιομηχανίας στηρίζονται στην άποκέντρωση. Τά εργοστάσια χημικών προϊόντων πρέπει νά χτίζονται κοντά στις πρώτες ύλες και έξω από τίς πόλεις (σχ. 4). Μέ τόν τρόπο αυτό άξιοποιείται καλύτερα ό φυσικός πλούτος μιάς χώρας και δέν έρμώνεται ή ύπαιθρος από τούς κατοίκους της (καταπολέμηση άστυφιλίας).

ΠΕΡΙΛΗΨΗ

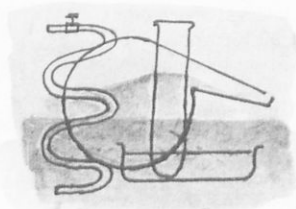
Η επιστημονική έρευνα γίνεται στα διάφορα έρευνητικά κέντρα από ειδικευμένους επιστήμονες και τεχνικούς. Η συνεργασία των ερευνητών σε κάθε τομέα είναι απαραίτητη. Τα πορίσματα της έρευνας γύρω από τα χημικά και φυσικά φαινόμενα αξιοποιούνται από τις βιομηχανίες που παράγουν υλικά αγαθά. Η ανάπτυξη της χημικής βιομηχανίας σε μία χώρα μπορεί να έχει και αρνητικές επιπτώσεις (ρύπανση και μόλυνση του περιβάλλοντος, εξάντληση φυσικών πόρων, αστυφιλία).

ΟΡΟΛΟΓΙΑ ΜΑΘΗΜΑΤΟΣ

Στό μάθημα αυτό συναντήσαμε κυρίως τούς εξής όρους: *Επιστημονική έρευνα, χημική βιομηχανία, φυσικές πρώτες ύλες, ρύπανση και μόλυνση του περιβάλλοντος.*

ΕΡΓΑΣΙΕΣ - ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ

1. Να επισκεφθείτε ένα κέντρο έρευνών ή ένα χημικό εργοστάσιο που βρίσκεται στην περιοχή σας και να ενδιαφερθείτε γιατί τις έρευνες που κάνει ή για τα προϊόντα που φτιάχνει.
2. Ποιές φυσικές πρώτες ύλες υπάρχουν στην περιοχή σας που ίσως ενδιαφέρουν τη χημική βιομηχανία;
3. Ποιές είναι οι αρνητικές συνέπειες από την άπρογραμματίστη ανάπτυξη της χημικής βιομηχανίας;



4^ο ΜΑΘΗΜΑ

Η ΧΗΜΕΙΑ ΚΑΙ ΤΟ ΦΥΣΙΚΟ ΠΕΡΙΒΑΛΛΟΝ

(Ι) ΤΟ ΕΔΑΦΟΣ

ΜΕΙΓΜΑΤΑ - ΔΙΑΧΩΡΙΣΜΟΣ ΣΥΣΤΑΤΙΚΩΝ ΜΕΙΓΜΑΤΟΣ

Τό φυσικό περιβάλλον του ανθρώπου είναι τό **ἔδαφος**, τό **ὑπέδαφος**, ἡ **ἀτμόσφαιρα**, καί ἡ **ὑδρόσφαιρα** (λίμνες, ποτάμια, θάλασσες).

Α) ΤΟ ΕΔΑΦΟΣ

Ἀρχίζουμε τή μελέτη τῆς Χημείας μέ τό **ἔδαφος**, γιατί πάνω σ' αὐτό ζεῖ καί δημιουργεῖ τόν πολιτισμό του ὁ ἄνθρωπος. Στό ἔδαφος ἀναπτύσσονται τά φυτά καί ἐκεῖ ζοῦν τά περισσότερα ζῶα. Ἀπό τό ἔδαφος καί ὑπέδαφος παίρνουμε ἀκόμη τίς πρῶτες ὕλες γιά τίς οἰκοδομικές, ἐνεργειακές καί βιομηχανικές μας ἀνάγκες.

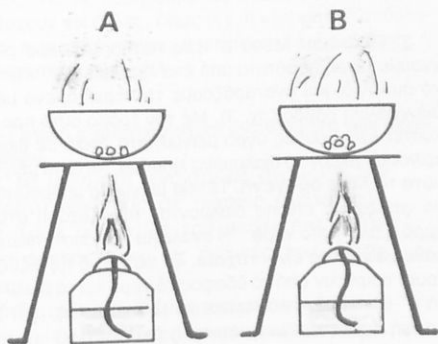
Τό ἔδαφος εἶναι ἓνα εἶδος «ἐπιδερμίδας» τῆς γῆς πού φτάνει μέχρι 1-1,5 m βάθος. Ἀποτελεῖται κυρίως ἀπό χῶμα, πέτρες, νερό, φύλλα δέντρων κ.ἄ.

Κάτω ἀπό τό ἔδαφος βρίσκεται τό **ὑπέδαφος** πού ἀποτελεῖται ἀπό διάφορα ὑλικά, ἄλλα σκληρά κι ἄλλα μαλακά, πού τά λέμε **πετρώματα**.

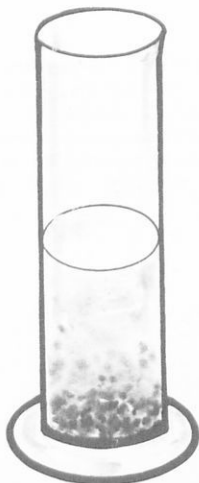
Ἕνα σημαντικό τμήμα τοῦ ἐδάφους εἶναι καλλιεργήσιμο. Σ' αὐτό οἱ ἄνθρωποι καλλιεργοῦν ὅλα τά ἀγροτικά εἶδη πού εἶναι ἀπαραίτητα εἴτε γιά τή διατροφή καί ἐνδυμασία τους, εἴτε ὡς ζωτροφές.

Ἡ μελέτη τοῦ ἐδάφους (ἡ ἀλλιῶς ἡ «**ἐδαφολογική μελέτη**») ἀρχίζει ἀπό τήν μακροσκοπική παρατήρησή του καί ὁλοκληρώνεται μέ τήν ποιοτική καί ποσοτική ἀνάλυση.

1^ο Πείραμα. Παίρνουμε δείγματα χῶματος ἀπό



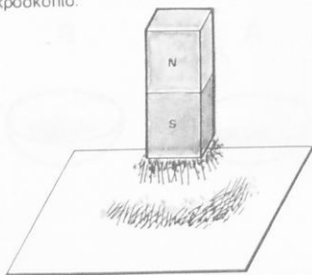
Σχ. 1 Τό χῶμα εἶναι ἓνα ΜΕΙΓΜΑ πού περιέχει νερό καί ἄλλα συστατικά.



Σχ. 2 Τό χῶμα είναι ένα ΕΤΕΡΟΓΕΝΕΣ ΜΕΙΓΜΑ. Τά συστατικά ἑνὸς ἑτερογενούς μείγματος φαίνονται ἀκόμη καί μέ γυμνό ὄφθαλμό - χωρίς μικροσκόπιο.



Σχ. 3 ΟΜΟΓΕΝΕΣ ΜΕΙΓΜΑ.
Τό λίπασμα (νιτρικό ἁμμώνιο) διαλύεται στό νερό καί ἔτσι δέ διακρίνεται πιά οὔτε μέ γυμνό ὄφθαλμό, οὔτε μέ τό μικροσκόπιο.



Σχ. 4 Διαχωρισμός μείγματος σιδήρου καί θείου. Ὁ μαγνήτης ἔλκει μόνο τό σίδηρο, ἐνῶ τό θείο μένει.

διάφορα ἑδάφη καί τά θερμαίνουμε χωριστά μέσα σέ κάμρες ἀπό πορσελάνη (σχ. 1). Μέ τή θέρμανση φεύγει τό νερό (ἡ ὑγρασία) καί τό χῶμα ξεραίνεται. Βλέπουμε τότε ὅτι τό χῶμα κάθε δείγματος δέν εἶναι τό ἴδιο. Ἄλλο εἶναι καφέ, ἄλλο εἶναι κοκκινωπό, ἄλλο σταχτί, ἄλλο κιτρινωπό κτλ. Αὐτό σημαίνει ὅτι κάθε χῶμα δέν ἔχει τά ἴδια ἀκριβῶς συστατικά μέ τά ἄλλα δείγματα. Ἐπομένως τό χῶμα δέν ἀποτελεῖται ἀπό μία μόνο οὐσία, ἀλλά περιέχει νερό καί πολλά ἄλλα συστατικά, δηλαδή εἶναι **μείγμα**.

Ἡ καταλληλότητα ἑνὸς χῶματος γιά τή γεωργία, τήν κεραμευτική καί ἀγγειοπλαστική ἐξαρτᾶται ἀπό τό εἶδος καί τήν ποσότητα ὀρισμένων συστατικῶν πού περιέχει. Ἄν ἀπό τό ἑδαφος μιᾶς περιοχῆς λείπουν ὀρισμένα θρεπτικά συστατικά γιά τήν ἀνάπτυξη τῶν φυτῶν, τότε οἱ ἀγρότες προσθέτουν τά κατάλληλα λιπάσματα πού αὐξάνουν τήν παραγωγή.

2^ο Πείραμα. Σέ ἕναν κύλινδρο τοῦ 1 λίτρου προσέτουμε νερό καί λίγο χῶμα. Μέ μία γυάλινη ράβδο ἀναταράζουμε γιά λίγο τό μείγμα αὐτό καί ὕστερα τό ἀφήνουμε νά ἡρεμήσει (σχ. 2). Βλέπουμε τότε ὅτι τά βαρύτερα συστατικά κατακαθίζουν ἀμέσως στὸν πυθμένα, ἐνῶ τά ἐλαφρύτερα πέφτουν σιγά - σιγά. Μέ τὸν τρόπο αὐτό διαπιστώνουμε ὅτι τό χῶμα εἶναι ἕνα **ετερογενές μείγμα**.

Τέτοια μείγματα προκύπτουν ἐπίσης ὅταν, π.χ. ἀνακατέψουμε ἄμμο καί νερό ἢ κιμῶλια καί νερό. Ἐνα ἄλλο ἑτερογενές μείγμα προκύπτει ὅταν ἀνακατέψουμε σκόνη ἀπὸ θείο (θειάφι) καί ρινίσματα ἀπὸ σίδηρο.

3^ο Πείραμα. Μέσα σ' ἕνα ποτήρι μέ νερό ρίχνουμε μικρὴ ποσότητα ἀπὸ ἕνα λίπασμα (π.χ. νιτρικό ἁμμώνιο) καί ἀναταράζουμε τό περιεχόμενο μέ μία γυάλινη ράβδο (σχ. 3). Μέ τὸν τρόπο αὐτό προκύπτει ἕνα διαυγές ὑγρὸ μείγμα, στό ὁποῖο δέ διακρίνουμε πλέον τό διαλυμένο λίπασμα. Αὐτά τά μείγματα τά λέμε **ὁμογενή**. Τέτοια μείγματα μπορούμε νά φτιάξουμε ἐπίσης διαλύοντας π.χ. ζάχαρη στό νερό ἢ ἄλατι στό νερό. Ἡ ἀναλογία τῶν συστατικῶν κάθε μείγματος εἶναι **τυχαία**. Τά φυτά (μέ τίς ρίζες τους) παίρνουν ἀπὸ τό ἑδαφος τό νερό καί τά διαλυτά σ' αὐτό θρεπτικά συστατικά τοῦ χῶματος, μέ τή μορφή ὁμογενῶν μειγμάτων (ἢ διαλυμάτων).

Β) ΔΙΑΧΩΡΙΣΜΟΣ ΜΕΙΓΜΑΤΩΝ ΣΤΑ ΣΥΣΤΑΤΙΚΑ ΤΟΥΣ

Πολύ συχνά στη Χημεία είμαστε αναγκασμένοι να διαχωρίσουμε τα συστατικά ενός μείγματος και να τα παραλάβουμε σε καθαρή κατάσταση το καθένα. Αυτό συνήθως γίνεται με φυσικές μεθόδους που βασίζονται στις διαφορετικές ιδιότητες των συστατικών κάθε μείγματος. Έτσι, π.χ., άλλα σώματα έλκονται από μαγνήτη και άλλα όχι. Άλλα είναι εύδιάλυτα στο νερό και άλλα όχι.

4^ο Πείραμα. Διαχωρισμός μείγματος σιδήρου και θείου. (Έτερογενές μείγμα).

Γίνεται με μαγνήτη (σχ. 4). Με τό πείραμα αυτό βλέπουμε ότι κάθε συστατικό του μείγματος διατηρεί τις αρχικές του ιδιότητες, γιατί μόνο ο σίδηρος μαγνητίζεται.

5^ο Πείραμα. Διαχωρισμός μείγματος κιμωλίας και νερού. (Έτερογενές μείγμα).

Η κιμωλία είναι πρακτικά αδιάλυτη στο νερό. Τα μείγματα στερεών και υγρών διαχωρίζονται στα συστατικά τους με διήθηση (σχ. 5).

6^ο Πείραμα. Διαχωρισμός μείγματος νερού και αλατιού. (Ομογενές μείγμα).

Στό ομογενές αυτό μείγμα (ή διάλυμα) τό ένα συστατικό του (τό νερό) με θέρμανση εξατμίζεται, ενώ τό άλλο (τό αλάτι) παραμένει. Τά ομογενή μείγματα αυτής τής κατηγορίας τά διαχωρίζουμε με απλή απόσταξη (σχ. 6).

Με τόν ίδιο τρόπο μπορεί νά διαχωριστεί στα συστατικά του και τό ομογενές μείγμα (διάλυμα) που αποτελείται από ζάχαρη και νερό.

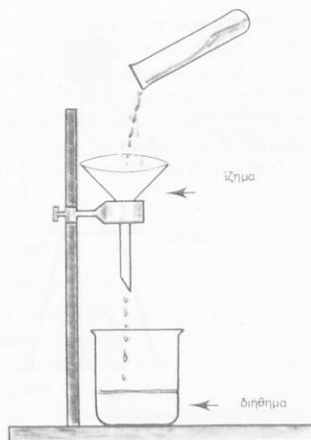
Άλλοι τρόποι διαχωρισμού μειγμάτων. Εκτός από τίς προηγούμενες φυσικές μεθόδους, υπάρχουν και άλλες, όπως π.χ. ή κλασματική απόσταξη, ή φυγοκέντρωση, ή έκχύλιση, ή επίπλευση, ή χρωματογραφία κ.τ.λ.

● Γενικά χαρακτηριστικά γνωρίσματα των μειγμάτων.

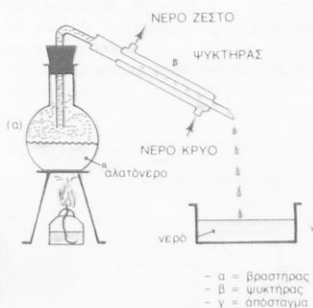
α) Τά μείγματα γίνονται με ανάμειξη των συστατικών τους σε τυχαίες αναλογίες.

β) Κάθε συστατικό του μείγματος διατηρεί αμετάβλητες τίς αρχικές του ιδιότητες.

γ) Τά συστατικά ενός μείγματος διαχωρίζονται με διάφορες φυσικές ιδιότητες.



Σχ. 5 ΔΙΗΘΗΣΗ - φιλτράρισμα - Η κιμωλία μένει στόν ΗΘΜΟ (φίλτρο) και αποτελεί τό ΙΖΗΜΑ (κατακάθι). Τό νερό συλλέγεται στό ποτήρι και λέγεται ΔΙΗΘΗΜΑ.



Σχ. 6 ΑΠΟΣΤΑΚΤΙΚΗ ΣΥΣΚΕΥΗ.

Τό νερό εξατμίζεται και στή συνέχεια έρχεται στόν ψυκτήρα, όπου ψύχεται και υγροποιείται πάλι. Τό υγρό νερό (απόσταγμα) συλλέγεται στό ποτήρι, (γ) ενώ τό στερεό αλάτι μένει τελικά στό βραστήρα (α).

ΠΕΡΙΛΗΨΗ

Τό έδαφος είναι ένα έτερογενές μείγμα. Αποτελείται από χώμα, άμμο, πέτρες, νερό, φύλλα δέντρων κ.α.

Τά φυτά παίρνουν από τό έδαφος μέ τίς ρίζες τους τό νερό και τά διαλυτά σ' αυτό θρεπτικά συστατικά (λιπάσματα). Τά μείγματα προκύπτουν μέ τυχαίες αναλογίες. Τά συστατικά τους διατηρούν αμετάβλητες τίς άρχικές τους ιδιότητες. Ο διαχωρισμός μείγματος στά συστατικά του μπορεί νά γίνει μέ διάφορες φυσικές μεθόδους, όπως π.χ. ή διήθηση, ή μαγνήτιση, ή απόσταξη, ή φυγοκέντρωση κτλ.

ΟΡΟΛΟΓΙΑ ΜΑΘΗΜΑΤΟΣ

Στό μάθημα αυτό συναντήσαμε κυρίως τούς εξής όρους: έδαφος, υπέδαφος, χώμα, έδαφολογική μελέτη έτερογενές και όμογενές μείγμα, διήθηση, απόσταξη κτλ.

ΕΡΓΑΣΙΕΣ - ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ

1. Πώς θά διαχωρίσετε στά συστατικά του ένα μείγμα πού αποτελείται από άμμο και νερό;
2. Νά διαλύσετε διαφορετική ποσότητα ζάχαρης σέ τρία ποτήρια μέ νερό. Τί μείγματα σχηματίστηκαν; Ποιό διάλυμα θά έχει εντονότερη γλυκιά γεύση και γιατί;
3. Πού οφείλεται τό γεγονός ότι άλλα έδάφη είναι κατάλληλα γιά τη γεωργία και άλλα όχι;
4. Πώς θά διαχωρίσετε στά συστατικά του ένα μείγμα πού αποτελείται από νερό, κιμωλία και ζάχαρη;

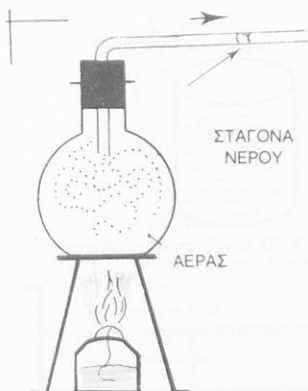


5^ο ΜΑΘΗΜΑ

Η ΧΗΜΕΙΑ ΚΑΙ ΤΟ ΦΥΣΙΚΟ ΠΕΡΙΒΑΛΛΟΝ

(II) Ο ΑΤΜΟΣΦΑΙΡΙΚΟΣ ΑΕΡΑΣ

● Ο ατμοσφαιρικός αέρας (ή ατμόσφαιρα) είναι ένα αέριο στρώμα που περιβάλλει τη γη και την ακολουθεί συνέχεια στην κίνησή της. Η ατμόσφαιρα έχει ύψος (ή πάχος) μερικές δεκάδες χιλιόμετρα. Τα στρώματα που βρίσκονται κοντά στη γη είναι πυκνότερα, ενώ τα πιο απομακρυσμένα είναι πιο αραιά. Για το λόγο αυτό δεν είναι εύστοχα καθορισμένο που ακριβώς τελειώνει η ατμόσφαιρα της γης.

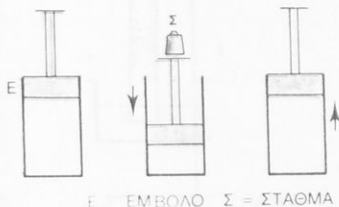


Σχ. 1 Ο αέρας θερμαίνοντας διαστέλλεται.

Α) ΙΔΙΟΤΗΤΕΣ ΤΟΥ ΑΤΜΟΣΦΑΙΡΙΚΟΥ ΑΕΡΑ

Ο αέρας, όπως όλα τα υλικά σώματα, έχει όγκο, μάζα και βάρος. Ο όγκος του αυξάνεται κατά τη θέρμανση και ελαττώνεται κατά την ψύξη (σχ. 1).

Με το πείραμα του σχήματος 2 διαπιστώνουμε ακόμη ότι ο αέρας είναι **συμπιεστός** και **ελαστικός**.

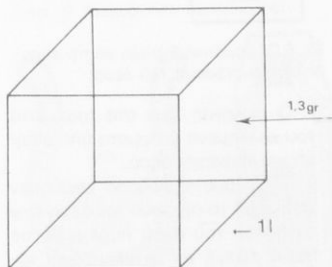


Σχ. 2 Ο αέρας είναι συμπιεστός και ελαστικός.

● **Ατμοσφαιρική πίεση - Κανονικές συνθήκες αερίων.** Η πίεση που ασκεί η ατμόσφαιρα λέγεται ατμοσφαιρική (ή βαρομετρική) και οφείλεται στο βάρος των στρωμάτων της. Ως μονάδα μετρήσεως της πίεσεως στη Χημεία παίρνουμε συνήθως τη «**φυσική ατμόσφαιρα**» (Atm) που ορίζεται ως εξής: 1 Atm είναι η πίεση που εξασκεί μία στήλη της ατμόσφαιρας σε 1 cm^2 επιφάνειας και μάλιστα κοντά στην επιφάνεια της θάλασσας. Η ατμοσφαιρική πίεση δεν είναι σταθερή σε όλα τα σημεία της ατμόσφαιρας, αλλά μεταβάλλεται με το ύψος. Τα ψηλότερα στρώματα της ατμόσφαιρας έχουν μικρότερη ατμοσφαιρική πίεση.

Η μέτρηση της ατμοσφαιρικής πίεσεως γίνεται με τα βαρόμετρα. (Ένα ιστορικό πείραμα που έγινε για τη μέτρηση της, ήταν το πείραμα του **TORRICELLI**).

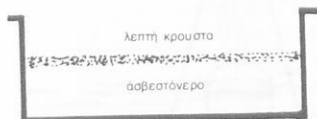
● Για τη μέτρηση της θερμοκρασίας χρησιμοποιούμε την εκατονταβάθμια κλίμακα του Κελσίου (CELSIUS). Το μηδέν της κλίμακας αυτής (0°C) αντιστοιχεί στη θερμοκρασία που πήζει το καθαρό νερό, ενώ το εκατό (100°C) στη θερμοκρασία που βράζει, όταν η εξωτερική πίεση είναι 1 Atm.



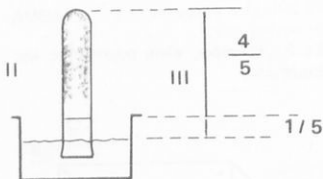
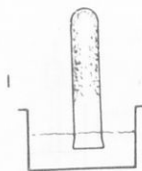
Σχ. 3 Η πυκνότητα του αέρα στις κανονικές συνθήκες πίεσεως και θερμοκρασίας είναι 1.3 g/l .



Σχ. 4 'Ο αέρας περιέχει υδρατμούς.



Σχ. 5 'Ο αέρας περιέχει διοξείδιο του άνθρακα.



Σχ. 6 Πειραματική διάταξη για την εύρεση της συστάσεως του αέρα:

I 'Ο σωλήνας έχει στα τοιχώματά του κολλημένα ρινίσματα από σίδερο και περιέχει αέρα.

II Τα ρινίσματα σιδήρου ενώθηκαν χημικά με το οξυγόνο του αέρα ενώ το άζωτο του αέρα παρέμεινε σε αέρια μορφή και καταλαμβάνει τώρα τα 4/5 του αρχικού όγκου του αέρα του σωλήνα.

III Το νερό στο σωλήνα ανεβαίνει (1/5).

Ως «κανονικές συνθήκες αερίων» (Κ.Σ.) καθορίστηκαν ή θερμοκρασία 0°C και ή πίεση 1 Atm (ή 76 cm στήλης υδραργύρου)

Αν πάρουμε 1 λίτρο (l) ατμοσφαιρικού αέρα που μετρήθηκε στις συνθήκες αυτές (δηλαδή στις Κ.Σ.), θά βρούμε με το ζυγό ότι έχει μάζα 1,3 g περίπου. Αυτό το λέμε πυκνότητα του αέρα (d) και τό εκφράζουμε ως εξής: $d = 1,3 \text{ g/l}$ (σχ. 3).

Β) ΣΥΣΤΑΣΗ ΤΟΥ ΑΤΜΟΣΦΑΙΡΙΚΟΥ ΑΕΡΑ

α) 'Ο αέρας περιέχει **υδρατμούς**. Γι' αυτό σχηματίζονται σταγονίδια νερού σε ψυχρές επιφάνειες (σχ. 4) ή στα τζάμια κατά τό χειμώνα.

β) 'Ο αέρας περιέχει **διοξείδιο του άνθρακα**. Η παρουσία της ουσίας αυτής διαπιστώνεται με ασβεστόνερο (σχ. 5). Αφήνουμε μιά λεκάνη με ασβεστόνερο άνοιχτή στον αέρα για 1-2 ήμέρες. Θά παρατηρήσουμε τότε ότι στην επιφάνεια του διαλύματος σχηματίζεται μιά λεπτή κρούστα από άνθρακικό ασβέστιο. Αυτό στή Χημεία σημαίνει ότι στον αέρα περιέχεται όπωοδήποτε διοξείδιο του άνθρακα. Τό άέριο αυτό σχηματίζεται γενικά κατά τίς διάφορες καύσεις των ουσιών που έχουν άνθρακα (άναπνοή ανθρώπων και ζώων, καύση ξύλων, πετρελαίου κτλ).

γ) 'Ο αέρας περιέχει **όξυγόνο** και **άζωτο**. Αυτό εξακριβώθηκε εδώ και διακόσια περίπου χρόνια με τά περίφημα πειράματα καύσεως του Γάλλου χημικού Λαβουαζιέ (LAVOISIER). Έτσι λοιπόν βρέθηκε ότι τό 1/5 (περίπου) του όγκου του αέρα είναι όξυγόνο και τά 4/5 (περίπου) είναι άζωτο. Μιά πρόχειρη πειραματική διάταξη για την εύρεση της συστάσεως του αέρα φαίνεται στο σχ. 6.

Α) **Άλλα συστατικά του ατμοσφαιρικού αέρα**. Εκτός από τά τέσσερα αέρια που αναφέραμε πιο πάνω, ό αέρας έχει και όρισμένα άλλα συστατικά, σε πολύ μικρές όμως ποσότητες. Τά αέρια αυτά είναι τό **υδρογόνο** (κυρίως στα άνωτερα στρώματα της ατμόσφαιρας) και τά λεγόμενα **εύγενή αέρια** (ήλιο, νέο, άργό, κρυπτό και ξένο). Σε 100 λίτρα αέρα υπάρχουν: 78 l άζώτου, 21 l όξυγόνου και 1 l από όλα τ' άλλα αέρια. Η εκατοστιαία σύσταση του αέρα σε όγκους και σε μάζα φαίνεται στο σχ. 7.

'Ο αέρας των πόλεων και των βιομηχανικών περιοχών περιέχει ακόμη καυσαέρια, σκόνη και καπνιά και άλλα βλαβερά για την υγεία μας συστατικά.

Τέλος, στὸν ἀέρα περιέχονται καὶ διάφοροι μικρο-οργανισμοί, ἄλλοι παθογόνοι (μικρόβια) κι ἄλλοι ὠφέλιμοι. Σὲ μεγάλο ὕψος ἀπὸ τὴν ἐπιφάνεια τῆς γῆς ὑπάρχει ἓνα στρώμα **ὄζοντος** ποὺ ἀποτελεῖ τὴν **ὀζονόσφαιρα**. Τὸ ὄζο σχηματίζεται ἀπὸ τὸ ὀξυγόνο μὲ τὴν ἐπίδραση τῆς υπεριώδους ἀκτινοβολίας. Ἡ ὀζονόσφαιρα ἔχει μεγάλη βιολογικὴ σημασία, γιατί συγκρατεῖ τὸ μεγαλύτερο μέρος ἀπὸ τὶς βλαβερές γιὰ τοὺς ὀργανισμοὺς υπεριώδεις ἀκτίνες.

Σὲ ὄγκο
ΑΖΩΤΟ : 78%
ΟΞΥΓΟΝΟ : 21%
ΑΛΛΑ ΑΕΡΙΑ: 1%

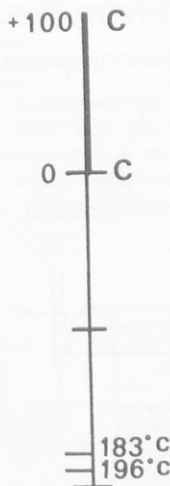
Σὲ μάζα (κατὰ βάρος)
ΑΖΩΤΟ : 76%
ΟΞΥΓΟΝΟ : 23%
ΑΛΛΑ ΑΕΡΙΑ: 1%

Συμπέρασμα: Ὁ ἀέρας εἶναι ἓνα μείγμα ἀπὸ πολλὰ ἀέρια

Σχ. 7 Ἑκατοστιαία σύσταση ξεροῦ ἀέρα.

● **Ύγροποίηση τοῦ ἀέρα.** Ὅπως ὅλα τὰ ἀέρια σώματα, ἔτσι καὶ ὁ ἀτμοσφαιρικός ἀέρας μπορεῖ νὰ ὑγροποιηθεῖ. Αὐτὸ γίνεται σὲ βιομηχανικὴ κλίμακα μὲ εἰδικές ἐγκαταστάσεις καὶ ἀποσκοπεῖ στὴν παραλαβὴ τῶν ὠφέλιμων συστατικῶν του. Ὁ ὑγροποιημένος ἀέρας ὑποβάλλεται στὴ συνέχεια σὲ **κλασματικὴ ἀπόσταξη**, ὁπότε ἀποστάζει πρῶτα τὸ ἄζωτο καὶ ὕστερα τὸ ὀξυγόνο (σχ. 8). Ἀπὸ τὸν ἀέρα ἐπίσης παίρνουμε τὸ ἀργό, τὸ νέο, τὸ κρυπτό καὶ τὸ ξένο (εὐγενὴ ἀέρια).

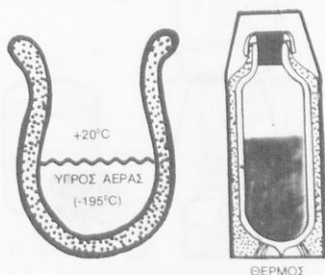
Ὁ ὑγροποιημένος ἀέρας διατηρεῖται μέσα σὲ εἰδικὰ δοχεῖα μὲ διπλὰ γυάλινα τοιχώματα καὶ ἐπαργυρωμένες ἐπιφάνειες (δοχεῖα DEWAR). Τὰ δοχεῖα αὐτὰ εἶναι ἀνάλογα μὲ τὰ «θερμός» («thermos») μέσα στὰ ὁποῖα διατηροῦνται ζεστά ἢ κρύα τὰ ποτὰ καὶ τὰ φαγητὰ (σχ. 9). Ὁ ὑγρὸς ἀέρας ἔχει πολὺ χαμηλὴ θερμοκρασία καὶ γι' αὐτὸ ἐμφανίζει ὀρισμένες περίεργες ιδιότητες. Ἔτσι, π.χ. τὰ λουλούδια, τὸ κρέας, τὸ καουτσούκ κ.ἄ., ὅταν βυθιστοῦν στὸν ὑγρὸ ἀέρα γίνονται σκληρὰ καὶ τρίβονται εὐκόλα. Χρησιμοποιώντας τὸν ὑγρὸ ἀέρα μπορούμε νὰ ἐλαττώσουμε τὴ θερμοκρασία ἄλλων σωμάτων.



Σχ. 8 Τὰ συστατικά τοῦ ὑγροῦ ἀέρα βράζουν σὲ διαφορετικὴ θερμοκρασία.

Γ) ΧΡΗΣΙΜΟΤΗΤΑ ΤΟΥ ΑΤΜΟΣΦΑΙΡΙΚΟΥ ΑΕΡΑ

Χωρὶς τὸ ὀξυγόνο τοῦ ἀέρα εἶναι ἀδύνατη ἡ ζωὴ. Μὲ τὸ ὀξυγόνο ἀκόμη γίνονται οἱ διάφορες καύσεις ποὺ ἐλευθερώνουν θερμικὴ ἐνέργεια. Τὸ ἄζωτο τοῦ ἀέρα χρησιμοποιεῖται γιὰ τὴν παρασκευὴ ἄζωτοχων λιπασμάτων, χρωμάτων, ἐκρηκτικῶν κτλ. Τὸ ἀργὸ χρησιμοποιεῖται στοὺς ἠλεκτρικοὺς λαμπτήρες, ἐνῶ



Σχ. 9 Δοχεῖα DEWAR - Ντιούαρ -

τά υπόλοιπα εύγενή αέρια (π.χ. τό νέο) χρησιμοποιούνται κυρίως στούς σωλήνες τών φωτεινών διαφημίσεων. Έξάλλου, ό άέρας είναι ή κινητήρια δύναμη στά ιστιοφόρα και τούς άνεμόμυλους. Στούς αεροσυμπιεστές (κομπρεαέρ) χρησιμοποιείται άέρας μέ μεγάλη πίεση.

ΠΕΡΙΛΗΨΗ

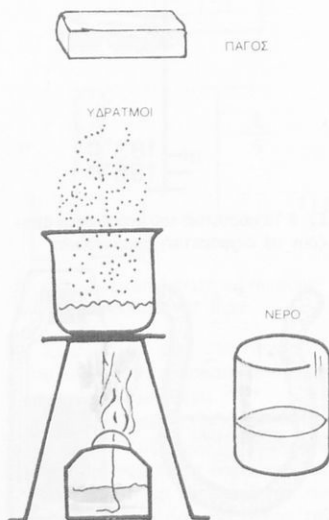
Ο άτμοσφαιρικός άέρας είναι μείγμα από πολλά άέρια. Περιέχει κυρίως άζωτο και όξυγόνο καθώς και μικρά ποσά από διοξείδιο τοῦ άνθρακα, από ύδρατμούς, ύδρογόνο και εύγενή άέρια. Από τόν άέρα, μέ ύγροποίηση και κλασματική απόσταση, παίρνουμε όλα τά ώφέλιμα συστατικά του.

ΟΡΟΛΟΓΙΑ ΜΑΘΗΜΑΤΟΣ

Στό μάθημα αυτό συναντήσαμε κυρίως τούς έξής όρους: άτμοσφαιρική πίεση, φυσική άτμόσφαιρα, κανονικές συνθήκες άερίων, εύγενή άέρια, κλασματική απόσταση, όζονόσφαιρα.

ΕΡΓΑΣΙΕΣ - ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ

1. Ποιές είναι οι έστιες ρυπάνσεως και μόλυνσεως τοῦ άτμοσφαιρικού άέρα τής περιοχής σας;
2. Ποιά είναι τά συστατικά τοῦ άέρα και πού χρησιμοποιούνται;
3. Πόσα λίτρα όξυγόνου και άζώτου περιέχονται σε 2m³ άτμοσφαιρικού άέρα. (Σύσταση άέρα σε όγκους: 21% όξυγόνο και 78% άζωτο).



Σχ. 1 Οι τρεις φυσικές καταστάσεις τοῦ νεροῦ.

6^ο ΜΑΘΗΜΑ

Η ΧΗΜΕΙΑ ΚΑΙ ΤΟ ΦΥΣΙΚΟ ΠΕΡΙΒΑΛΛΟΝ

(III) ΤΟ ΝΕΡΟ - ΚΑΘΑΡΑ ΣΩΜΑΤΑ

Α) ΤΟ ΦΥΣΙΚΟ ΝΕΡΟ

Τό νερό ύπάρχει άφθονο στόν πλανήτη μας και στις τρεις φυσικές καταστάσεις:

- Ως **ύγρό** νερό (λίμνες, ποτάμια, θάλασσες, ύπογειες δεξαμενές)
- Ως **στερεό** νερό (πάγος, χιόνι)
- Ως **άέριο** νερό (ύδρατμοί στην άτμόσφαιρα). (σχ. 1).

Τό νερό αποτελεί ακόμη ένα από τὰ κυριότερα συστατικά τῶν ζώικῶν καί φυτικῶν ὀργανισμῶν. Ἐτσι, π.χ., τὸ ἀνθρώπινον σῶμα περιέχει 60% νερό.

1^ο Πείραμα. Παίρνουμε ἓνα ποτήρι νερό ἀπὸ μιά λίμνη ἢ ἓνα ποτάμι καί τὸ ἐξετάζουμε μὲ τὸ μάτι μας. Θά παρατηρήσουμε ὅτι περιέχει πολλὰ μικρὰ αἰωρούμενα σωματίδια (σχ. 2). Αὐτὸ σημαίνει ὅτι τὸ φυσικὸ νερὸ εἶναι ἓνα **ἑτερογενὲς μείγμα**.

Ἄν διηθήσουμε (φιλτράρουμε) τὸ φυσικὸ νερό, θά πάρουμε φιλτραρισμένο νερὸ ποὺ δὲν περιέχει αἰωρούμενα σωματίδια (σχ. 3). Τὸ νερὸ αὐτὸ εἶναι διαυγές (διάφανο) καί φαίνεται ὅςν νά εἶναι ἐντελῶς καθαρό.

2^ο Πείραμα. Σ' ἓνα γυάλινο πιάτο (πυρέξ) θερμαίνουμε λίγο φιλτραρισμένο φυσικὸ νερὸ (σχ. 4(α)). Ὄταν ἐξατμιστεῖ ὅλο τὸ νερὸ, θά δοῦμε ὅτι στὸ πιάτο ἔχει ἀπομείνει ἓνα λευκὸ στερεὸ ὑπόλειμμα (σχ. 4(β)). Τὸ ὑπόλειμμα αὐτὸ ἀποτελεῖται ἀπὸ **ἄλατα** ποὺ ἦταν διαλυμένα στὸ φυσικὸ νερὸ καί γι' αὐτὸ δὲν τὰ βλέπαμε. Κάτι ἀνάλογο παρατηροῦμε καί στὴν ἐσωτερικὴ ἐπιφάνεια τῶν ποτηριῶν μὲ τὰ ὅποια πίνουμε νερὸ. Τὸ νερὸ περιέχει καί ἀτμοσφαιρικὸ ἀέρα (σχ. 5). Τὸ φιλτραρισμένο φυσικὸ νερὸ ἐπομένως εἶναι ἓνα **ὁμογενὲς μείγμα**. Περιέχει διαλυμένα ἄλατα καθὼς καί μικρὰ ποσότητα ἀτμοσφαιρικοῦ ἀέρα.

Τὸ νερὸ τῆς θάλασσας περιέχει τίς μεγαλύτερες ποσότητες ἀλάτων ἀπὸ ὅλα τ' ἄλλα φυσικὰ νερά. Τὸ κυριότερο ἅλας τοῦ θαλασσινοῦ νεροῦ εἶναι τὸ **χλωριούχο νάτριο** (μαγειρικὸ ἄλατι).

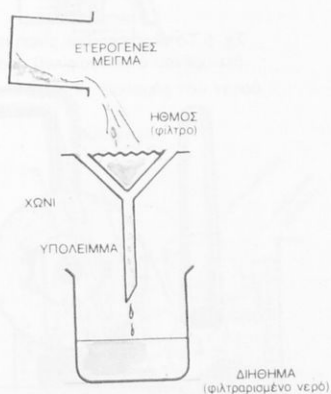
● **Σκληρὸ νερὸ** ὀνομάζεται τὸ νερὸ ποὺ ἔχει ἀρκετὰ μεγάλες ποσότητες ἀλάτων ἀβεστίου καί μαγνησίου. Τὸ νερὸ αὐτὸ εἶναι ἀκατάλληλο γιὰ πλύσιμο τῶν ρούχων, ἐπειδὴ «κόβει ἢ σαπουνάδα», γιὰ βράσιμο τῶν ὀσπρίων καί γιὰ πόση, ἐπειδὴ γλυφίζει καί φτιάχνει πέτρες στὰ νεφρά. Τὸ σκληρὸ νερὸ εἶναι ἐπίσης ἀκατάλληλο γιὰ οἰκιακὴ καί βιομηχανικὴ χρῆση, γιατί ἀφήνει στερεὸ ὑπόλειμμα (πουρί) στοὺς λέβητες καί στις σωληνώσεις (σχ. 6).

Ἐπάρχουν ἀρκετοὶ τρόποι γιὰ τὴν ἀπομάκρυνση τῶν ἀλάτων ἀβεστίου καί μαγνησίου ἀπὸ τὸ σκληρὸ νερὸ. Ἡ ἐργασία αὕτη λέγεται **ἀποσκλήρυνση** τοῦ φυσικοῦ νεροῦ.

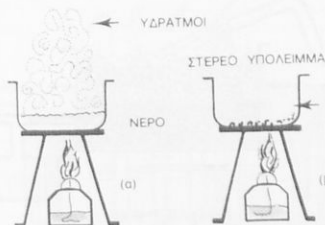
● **Πόσιμο νερὸ** ὀνομάζεται τὸ φυσικὸ νερὸ ποὺ πίνουμε. Γιὰ νά εἶναι κατὰλληλο (ὑγιεινὸ) τὸ πόσιμο νερὸ, θά πρέπει ὅπωςδήποτε νά εἶναι ἀχρωμο.



Σχ. 2 Τὸ φυσικὸ νερὸ εἶναι ἓνα ἑτερογενὲς μείγμα



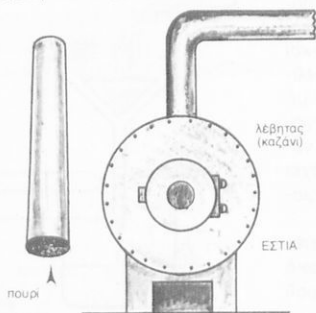
Σχ. 3 Διήθηση φυσικοῦ νεροῦ. Ὁ HOMOS - φίλτρο - κρατᾷ τὰ αἰωρούμενα στὸ νερὸ σωματίδια.



Σχ. 4 Τὸ φιλτραρισμένο φυσικὸ νερὸ εἶναι ἓνα ὁμογενὲς μείγμα ποὺ περιέχει διαλυμένα ἄλατα.



Σχ. 5 Το νερό περιέχει μικρή ποσότητα διαλυμένου ατμοσφαιρικού αέρα.



Σχ. 6 Τα άλατα του σκληρού νερού μαζεύονται σιγά-σιγά στις εσωτερικές επιφάνειες των καζανιών (λεβήτων) και των σωλήνων και σχηματίζει λεβητόλιθους (πουρί).



Σχ. 7 ΔΙΥΛΙΣΤΗΡΙΟ.

Τό νερό περνάει σιγά-σιγά μέσα από παχιά στρώματα άμμου και χαλικιών και διυλίζεται. Τό διυλισμένο νερό χλωριώνεται γιά τήν καταστροφή τών μικροβίων.

άοσμο, διαυγές, δροσερό καί νά μήν έχει δυσάρεστη γεύση (πικρή ή άλμυρή). Θά πρέπει άκόμη νά μήν είναι σκληρό καί νά μήν περιέχει μικρόβια, άμ- μωνία, νιτρώδη άλατα καί έπικίνδυνα στοιχεία (άρ- σενικό, μόλυβδο μαγγάνιο κτλ). Ή ύδρευση τών χωριών καί τών κωμοπόλεων γίνεται συνήθως από πηγές μέ κατάλληλο νερό. Οί μεγάλες όμως πόλεις παίρνουν νερό από λίμνες καί ποτάμια. Τό νερό αύ- τό περνάει όπωςόδήποτε από ειδικές εγκαταστάσεις (**διυλιστήρια**), όπου διυλίζεται καί χλωριώνεται (σχ. 7). Ή χλωρίωση γίνεται γιά τήν καταστροφή τών μι- κροβίων. Σέ μερικές χώρες, τελευταία καί στήν Έλ- λάδα, άποφασίστηκε νά φθοριώνεται τό πόσιμο νε- ρό, γιά τήν καταπολέμηση τής τερηδόνας τών δον- τιών.

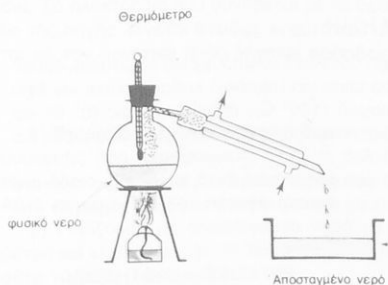
● **Τά ιαματικά νερά** είναι φυσικά νερά πού πηγά- ζουν μέσα από τή γή καί περιέχουν διάφορες διαλυ- μένες ουσίες μέ θεραπευτική δράση στόν άνθρωπι- νο όργανισμό. Όρισμένα άπ' αυτά πίνονται (**ποσι- θεραπεία**), ενώ τά περισσότερα χρησιμοποιούνται γιά θεραπευτικά λουτρά (**λουτροθεραπεία**). Στή χώρα μας υπάρχουν πολλές ιαματικές πηγές: Στά Μέθανα, στήν Αϊδηψό, στήν Ίκαρία, στήν Ύπάτη, στό Λουτράκι κτλ.

● **Τά κινούμενα φυσικά νερά** προκαλούν διάφο- ρες γεωλογικές μεταβολές (διάβρωση καί μεταφο- ρά υλικών). Τό νερό τών ποταμών χρησιμοποιείται άκόμη γιά τήν παραγωγή ήλεκτρικής ενέργειας. Στή χώρα μας υπάρχουν άρκετά μεγάλα φράγματα καί ύδροηλεκτρικά έργοστάσια στους ποταμούς Άχε- λω, Λάδωνα, Λούρο, Άραχβο κτλ).

Β) ΤΟ ΑΠΟΣΤΑΓΜΕΝΟ ΝΕΡΟ

Μέ άπόσταξη του φυσικού νερού παίρνουμε τό άποσταγμένο νερό (σχ. 8). Τό νερό αύτό είναι άγευστο καί δέν πίνεται. Χρησιμοποιείται κυρίως στις μπαταρίες αυτοκινήτων καί γιά χημικούς καί ιαματικούς σκοπούς.

Τό άποσταγμένο νερό δέν περιέχει καθόλου ά- λατα καί άλλα στερεά σώματα. Περιέχει μόνο μικρή ποσότητα διαλυμένου αέρα. Άν άφαιρέσουμε κα- τάλληλα καί τό άέρα αυτόν, τότε άπομένει ένα μό- νο σώμα: τό **καθαρό νερό**. Τό έντελώς καθαρό νε- ρό χρησιμοποιείται άποκλειστικά γιά έρευνητικούς σκοπούς.



Σχ. 8 Παρασκευή αποσταγμένου νερού.

Γ) ΚΡΙΤΗΡΙΑ ΚΑΘΑΡΟΤΗΤΑΣ - ΦΥΣΙΚΕΣ ΣΤΑΘΕΡΕΣ

Τό αποσταγμένο νερό βράζει στους 100 βαθμούς Κελσίου (100°C) όταν η ατμοσφαιρική πίεση είναι 1 Atm. Η θερμοκρασία αυτή λέγεται **κανονικό σημείο βρασμού του νερού** (σχ. 9).

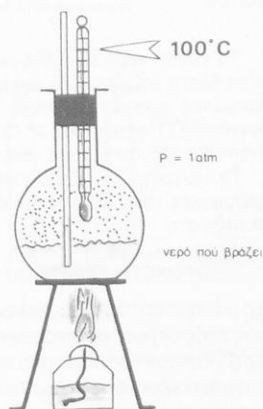
Επίσης τό αποσταγμένο νερό πήζει (παγώνει) στους 0°C , όταν η ατμοσφαιρική πίεση είναι 1 Atm. Η θερμοκρασία αυτή λέγεται **κανονικό σημείο πήξεως του νερού** (σχ. 10).

Αν πάρουμε 1 cm^3 (1 ml) αποσταγμένου νερού θερμοκρασίας 4°C θά βρούμε (μέ τό ζυγό) ότι έχει μάζα ακριβώς 1 g . Αυτό τό λέμε πυκνότητα του νερού (d) καί τό εκφράζουμε ως εξής:

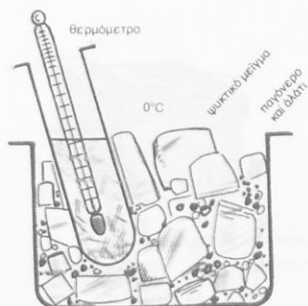
$$d = 1\text{ g/cm}^3\text{ (1 g/ml)}.$$

Τό κανονικό σημείο βρασμού, τό κανονικό σημείο πήξεως καί ή πυκνότητα του νερού ονομάζονται **φυσικές σταθερές του νερού**. Κάθε καθαρό σώμα, όπως τό νερό, θά έχει καί τίς αντίστοιχες φυσικές σταθερές του. Οί αριθμητικές τιμές τών σταθερών αυτών αποτελούν κριτήρια καθαρότητας τών καθαρών ουσιών. Τά μείγματα, αντίθετα, δέν έχουν φυσικές σταθερές μέ τίς ίδιες πάντοτε αριθμητικές τιμές, πράγμα πού οφείλεται στή μεταβλητή τους σύσταση. Έτσι, π.χ., σέ άλλη θερμοκρασία βράζει τό αλατόνερο 5% καί σέ άλλη τό αλατόνερο 10%. Επίσης άλλη πυκνότητα έχει τό πρώτο αλατόνερο ($1,0355\text{ g/ml}$) καί άλλη τό δεύτερο ($1,0726\text{ g/ml}$).

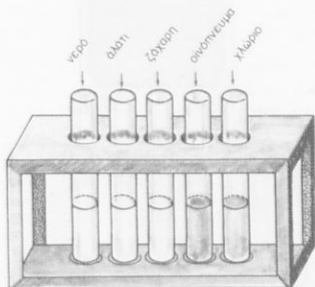
● **Διαλυτική ικανότητα του νερού.** Τό νερό είναι άριστο διαλυτικό μέσο. Διαλύει πάρα πολλά στερεά, υγρά καί αέρια σώματα. (σχ. 11)



Σχ. 9 Βρασμός του νερού.



Σχ. 10 ΠΗΞΗ του νερού.



Σχ. 11 Στο νερό διαλύονται πολλές ουσίες

ΠΕΡΙΛΗΨΗ

Τό φυσικό νερό είναι ένα μείγμα. Περιέχει αδιάλυτα (αίωρούμενα) σωματίδια, διαλυμένα άλατα και αέρα. Τό αποσταγμένο νερό είναι μία (σχεδόν) καθαρή ουσία και έχει όρισμένες φυσικές σταθερές: σημείο βρασμού (100°C), σημείο πήξεως (0°C) και πυκνότητα (1 g/ml στους 4°C). Τό νερό είναι έντελώς απαραίτητο γιά την ύπαρξη και ανάπτυξη της ζωής στον πλανήτη μας.

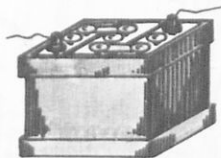
Τά μείγματα δέν έχουν καθορισμένες φυσικές σταθερές, μέ τίς ίδιες πάντοτε άριθμητικές τιμές. Στο γεγονός αυτό στηρίζεται ή διάκριση τών καθαρών σωμάτων από τά μείγματα.

ΟΡΟΛΟΓΙΑ ΜΑΘΗΜΑΤΟΣ

Στό μάθημα αυτό συναντήσαμε κυρίως τούς έξης όρους: φυσικό νερό, σκληρό νερό, πόσιμο νερό, ιαματικό νερό, αποσταγμένο νερό, αποσκληρυνση νερού, φυσικές σταθερές καθαρών σωμάτων (ή καθαρών ουσιών).

ΕΡΓΑΣΙΕΣ - ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ

1. Πώς ρυπαίνονται και μολύνονται τά ποτάμια και οι λίμνες της περιοχής σας;
2. Πώς ανακυκλώνεται τό νερό στη φύση;
3. Μέ ποιά φυσικά κριτήρια ελέγχουμε την καθαρότητα ενός σώματος;



ΜΠΑΤΑΡΙΑ ΑΥΤΟΚΙΝΗΤΟΥ

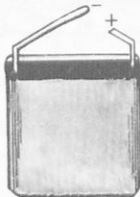
7^ο ΜΑΘΗΜΑ

ΑΝΑΛΥΣΗ ΚΑΙ ΣΥΝΘΕΣΗ ΤΟΥ ΝΕΡΟΥ ΣΥΝΘΕΤΑ ΚΑΙ ΑΠΛΑ ΣΩΜΑΤΑ

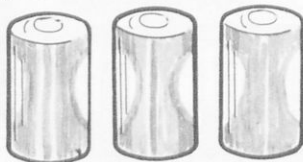
Α) ΑΝΑΛΥΣΗ ΤΟΥ ΝΕΡΟΥ

Είδαμε στό προηγούμενο μάθημα ότι τό αποσταγμένο νερό είναι ένα καθαρό σώμα. Στο μάθημα αυτό θά δοϋμε ακόμη ότι τό νερό δέν αποτελείται από ένα μόνο συστατικό, αλλά από δύο: από υδρογόνο και όξυγόνο. 'Η διαπίστωση αυτή βασίζεται στη χημική ανάλυση του νερού πού γίνεται μέ **ηλεκρόλυση**.

Ως πηγές ηλεκτρικού ρεύματος γιά την έργασία αυτή χρησιμοποιούμε τίς ηλεκτρικές στήλες ή τίς μπαταρίες τών αυτοκινήτων, στίς όποιες υπάρχουν δύο πόλοι: ό θετικός (+) και ό άρνητικός (-) πόλος (σχ. 1). 'Η ηλεκτρόλυση του νερού γίνεται μέσα σέ ειδική συσκευή πού λέγεται **βολτάμετρο**. Τό βολτάμετρο συνδέεται κατάλληλα μέ την ηλεκτρική πηγή, ώστε νά προκύψει ένα ηλεκτρικό κύκλωμα. Στο κύκλωμα αυτό παρεμβάλλεται ένας λαμπτήρας κι ένας διακόπτης (σχ. 2). Στη βάση τών σωλήνων Σ1 και Σ2 του βολταμέτρου υπάρχουν προσαρμοσμένα δύο σύρματα από πλατίνα πού λέγονται **ηλεκτρό-**



ΕΠΡΗ ΣΤΗΛΗ



Σχ. 1 'Ηλεκτρικές πηγές.

δια. Τό ηλεκτρόδιο πού συνδέεται μέ τό θετικό πόλο τής πηγής λέγεται **άνοδος** κι αυτό πού συνδέεται μέ τόν άρνητικό πόλο λέγεται **κάθοδος**.

1^ο Πείραμα: α) Κλείνοντας τό διακόπτη (Δ) τής συσκευής πού περιγράψαμε, όταν τό βολτάμετρο είναι άδειο, θά δούμε ότι ό λαμπτήρας δέν ανάβει. Αυτό σημαίνει ότι δέν περνάει ρεύμα.

β) Γεμίζουμε μέ άποσταγμένο νερό τό βολτάμετρο καί κλείνουμε πάλι τό διακόπτη. Βλέπουμε ότι ούτε τώρα περνάει ρεύμα.

Συμπέρασμα: Ό άέρας καί τό άποσταγμένο νερό είναι κακοί άγωγοί του ηλεκτρικού ρεύματος.

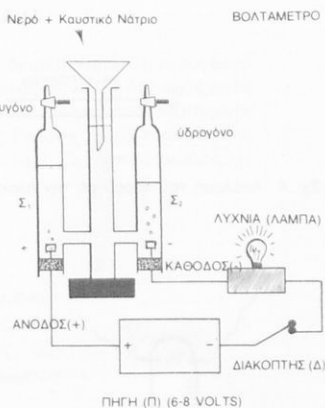
2^ο Πείραμα: Στο άδειο βολτάμετρο βάζουμε ένα διάλυμα πού τό φτιάχνουμε ως εξής: Μέσα σέ άποσταγμένο νερό διαλύουμε μερικούς κόκκους από ένα λευκό στερεό σώμα πού λέγεται **υδροξειδιο του νατρίου** (ή καυστικό νάτριο). Κλείνουμε τό διακόπτη καί βλέπουμε τότε ότι ανάβει ό λαμπτήρας, δηλαδή περνάει ρεύμα. Έπομένως τό διάλυμα του υδροξειδίου του νατρίου είναι καλός άγωγός του ηλεκτρικού ρεύματος. Ταυτόχρονα μέ τή φωτοβολία του λαμπτήρα, βλέπουμε άκόμη καί τό έξής φαινόμενο: Στην επιφάνεια των δύο ηλεκτροδίων σχηματίζονται φυσαλίδες άερίων πού άμέσως αρχίζουν ν' άνεβαίνουν προς τό πάνω μέρος των σωλήνων Σ1 καί Σ2. Ύστερα από λίγο χρονικό διάστημα, θά δούμε ότι συγκεντρώνονται δύο άέρια σώματα μέσα στους σωλήνες. Ό όγκος του άερίου πού βρίσκεται στο σωλήνα Σ2 είναι διπλάσιος από τόν όγκο του άερίου πού βρίσκεται στο σωλήνα Σ1 (σχ. 3).

Αν άνοιξουμε τή στρόφιγγα του σωλήνα Σ2 καί πλησιάσουμε ένα άναμμένο σπέρτο, θά γίνει άνάφλεξη μέ μικρό κρότο. Τό άέριο του σωλήνα Σ2 είναι τό **υδρογόνο** πού έλευθερώθηκε στην κάθοδο του βολταμέτρου. Τό άέριο του σωλήνα Σ1 δέν καίγεται αλλά συντελεί στην καύση άλλων σωμάτων. Τό άέριο αυτό είναι τό **όξυγόνο** πού έλευθερώθηκε στην άνοδο του βολταμέτρου.

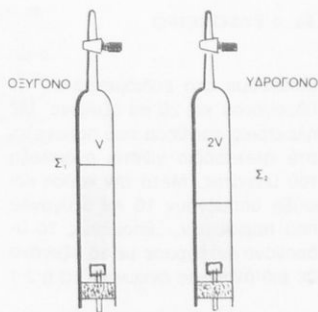
Συμπέρασμα: Τό νερό κατά τήν ηλεκτρόλυση του διασπάται σέ υδρογόνο καί όξυγόνο. Αυτό λέγεται άνάλυση του νερού στά συστατικά του (σχ. 4).

Β) ΣΥΝΘΕΣΗ ΤΟΥ ΝΕΡΟΥ

Η παρασκευή νερού από τά συστατικά του υδρογόνο καί όξυγόνο ονομάζεται **σύνθεση του νερού**. Αυτή μπορεί νά γίνει μέσα σέ γυάλινους βαθμολο-

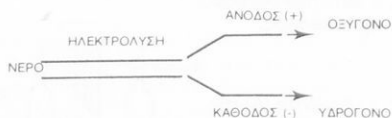


ΣΧ. 2 Ήλεκτρόλυση του νερού.



ΣΧ. 3 Τό υδρογόνο πού συγκεντρώθηκε στον σωλήνα Σ2 έχει διπλάσιο όγκο (2V) από τόν όγκο του όξυγόνου (V) στο σωλήνα Σ1.

ΑΝΑΛΥΣΗ ΤΟΥ ΝΕΡΟΥ



Σχ. 4 Ανάλυση του νερού με την ηλεκτρόλυση.



Σχ. 5 ΕΥΔΙΟΜΕΤΡΟ

Εισάγουμε στο ευδιόμετρο 20 ml υδρογόνου και 20 ml οξυγόνου. Με ηλεκτρικό σπινθήρα που παράγεται στα ηλεκτρόδια γίνεται ανάφλεξη του μίγματος. Μετά την καύση και ψύξη απομένουν 10 ml οξυγόνου που περίσεψαν. Επομένως το υδρογόνο αντέδρασε με το οξυγόνο σε μία αναλογία όγκων 20:10 ή 2:1

γνημένους σωληνες που λέγονται **ευδιόμετρα** (σχ. 5). Με τον τρόπο αυτό διαπιστώνουμε πάλι ότι τα αέρια υδρογόνο και οξυγόνο σχηματίζουν νερό με αναλογία όγκων 2:1 αντίστοιχα.

Με άλλο πείραμα βρίσκουμε ακόμη ότι η αναλογία βαρών υδρογόνου/οξυγόνου στο νερό είναι 1/8.

Γ) ΣΥΝΘΕΤΑ ΚΑΙ ΑΠΛΑ ΣΩΜΑΤΑ

Τά καθαρά σώματα, όπως τό νερό, που αποτελούνται από δύο (ή περισσότερα) συστατικά λέγονται **σύνθετα σώματα** ή **χημικές ενώσεις**. Οι χημικές ενώσεις έχουν ορισμένη και σταθερή κατά βάρος σύσταση, ενώ τά μείγματα έχουν μεταβλητή σύσταση. Έτσι, π.χ., όπωσδήποτε κι αν παρασκευάσουμε νερό, ή αναλογία όγκων υδρογόνου/οξυγόνου θά είναι πάντοτε 2/1 και ή αναλογία βαρών 1/8 αντίστοιχα. Τό υδρογόνο και τό οξυγόνο λέγονται άπλά **σώματα** ή **στοιχεία**. Τό νάτριο, τό χλώριο, ό σίδηρος, τό θείο, τό άζωτο, τά ευγενή άέρια, κτλ., είναι κι αυτά στοιχεία. Τά σώματα αυτά δέν ύποδιαιρούνται σε άλλα απλούστερα σώματα. Όπως οι χημικές ενώσεις, έτσι και τά στοιχεία έχουν ορισμένες φυσικές σταθερές. Κάθε όμως χημική ένωση δέν έχει τις ίδιες φυσικές σταθερές με τά στοιχεία από τά όποία προέρχεται. Γενικότερα μπορούμε νά πούμε ότι τά στοιχεία και οι χημικές ενώσεις τους διαφέρουν και στις φυσικές και στις χημικές τους ιδιότητες. Τά στοιχεία, οι χημικές ενώσεις και τά μείγματα αποτελούν τις μορφές της ύλης (σχ. 6).



Σχ. 6 Ταξινόμηση των υλικών σωμάτων (μορφές της ύλης).

ΠΕΡΙΛΗΨΗ

Η ανάλυση του νερού γίνεται με ηλεκτρόλυσή του. Έτσι διαπιστώνεται ότι το σύνθετο αυτό σώμα αποτελείται από δύο στοιχεία το υδρογόνο και το οξυγόνο. Τα δύο αυτά απλά σώματα (ή στοιχεία) για να δώσουν νερό ενώνονται με αναλογία όγκων υδρογόνου/οξυγόνου = 2/1 και με αναλογία βαρών 1/8 αντίστοιχα. Οι χημικές ενώσεις έχουν καθορισμένη και σταθερή σύσταση, ενώ τα μείγματα έχουν μεταβλητή σύσταση. Οι χημικές ενώσεις και τα στοιχεία λέγονται και καθαρά σώματα.

ΟΡΟΛΟΓΙΑ ΜΑΘΗΜΑΤΟΣ

Στό μάθημα αυτό συναντήσαμε κυρίως τούς έξης όρους: ηλεκτρόλυση του νερού, βολτάμετρο, άνοδος, κάθοδος, σύνθετα σώματα, απλά σώματα (ή στοιχεία), μορφές της ύλης.

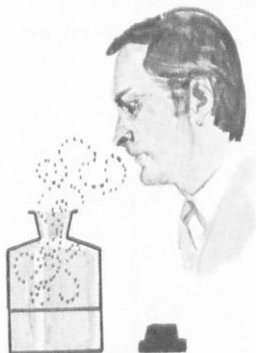
ΕΡΓΑΣΙΕΣ - ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ

1. Μετά την ηλεκτρόλυση του νερού, άνοιγουμε τη στρόφιγγα του σωλήνα S2 και πλησιάζουμε στο επάνω άκρο του ένα αναμμένο σπίρτο. Παρατηρούμε ότι παράγεται μικρός κρότος. Γιατί;

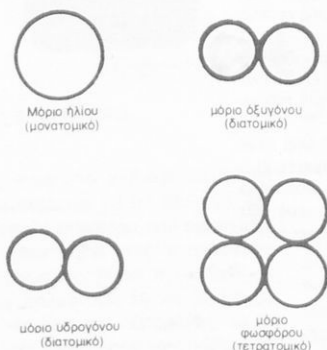
2. Για να φτιάξουμε 9 g νερού χρειάζονται 8 g οξυγόνου και 1 g υδρογόνου. Ποιά είναι η εκατοστιαία κατά βάρος (% κ.β.) σύσταση του νερού;

3. Να βρείτε ποιά από τα ακόλουθα υλικά σώματα είναι μείγματα ποιά είναι χημικές ενώσεις και ποιά είναι στοιχεία: άερας, υδρογόνο, αποσταγμένο (καθαρό) νερό, φυσικό νερό, οξυγόνο, χλωριούχο νάτριο, χλώριο, νάτριο, αλάτι-νερο, σιδηρός, θείο.

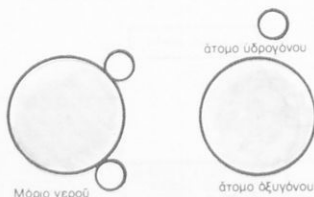




Σχ. 1 Τά μόρια είναι άοράτα.



Σχ. 2 Τά μόρια μερικών στοιχείων.



Σχ. 3 Τό μόριο του νερού.

Α) Μόρια και άτομα

Σύσταση της ύλης. Στα προηγούμενα μαθήματα γνωρίσαμε τις μορφές της ύλης, δηλαδή τα μείγματα, τις χημικές ενώσεις και τα στοιχεία. Στο σημερινό μάθημα θα ασχοληθούμε με τη σύσταση και δομή της ύλης.

● **Τά μόρια.** Έστω, π.χ., ότι διαλύουμε μία μικρή ποσότητα ζάχαρης στο νερό. Στο διάλυμα που προκύπτει δεν βλέπουμε πιά τη ζάχαρη, γιατί έχει διασκορπιστεί μέσα στο νερό με τη μορφή πολύ μικρών σωματιδίων. Τα σωματίδια αυτά είναι τα **μόρια** της ζάχαρης. Το ζαχαρόνερο έχει γλυκιά γεύση, όπως και η (κρυσταλλική) ζάχαρη. Αν ανοίξουμε ένα μπουκάλι με αιθέρα, θα νιώσουμε τη μυρωδιά των ατμών του (σχ. 1). Τα μόρια του αιθέρα διασκορπίζονται στον αέρα και δεν τα βλέπουμε.

Συμπέρασμα. Τα υλικά σώματα αποτελούνται από πολύ μικρά και άοράτα σωματίδια που λέγονται μόρια.

Μόριο λέμε τό **ελάχιστο σωματίδιο ενός στοιχείου ή μιάς χημικής ένωσης** που μπορεί να υπάρχει **ελεύθερο** και να διατηρεί τις **ιδιότητες του σώματος** στο οποίο ανήκει.

Ο πρώτος που μίλησε για μόρια ήταν ο Ιταλός χημικός Ανοσάντσο (Αβονγκάντρο) στις αρχές του περασμένου αιώνα.

Τά μόρια ενός στοιχείου ή μιάς χημικής ένωσης είναι όλα όμοια μεταξύ τους. Αντίθετα τα μείγματα αποτελούνται από διαφορετικά μόρια.

● Στις συνηθισμένες συνθήκες του περιβάλλοντος (20-25° C) τά διάφορα υλικά σώματα μπορούν να είναι στερεά, υγρά ή αέρια, ανάλογα με την ένταση των **ελκτικών δυνάμεων** που αναπτύσσονται μεταξύ των μορίων τους. Στα στερεά οι δυνάμεις αυτές γενικά είναι πολύ ισχυρές, στά υγρά ασθενέστερες και στά αέρια πολύ ασθενείς.

Τά άτομα. Στις αρχές του αιώνα μας διαπιστώθηκε πειραματικά ότι τά μόρια των καθαρών σωμάτων αποτελούνται από μικρότερα σωματίδια που

λέγονται **άτομα***. Για τη δημιουργία ενός μορίου κάποιοι στοιχείου ενώνονται δύο ή περισσότερα άτομα του ίδιου στοιχείου. Έτσι, π.χ., το μόριο του υδρογόνου αποτελείται από δύο άτομα υδρογόνου, το μόριο του οξυγόνου, από δύο άτομα οξυγόνου, το μόριο του φωσφόρου από τέσσερα άτομα φωσφόρου κτλ. (σχ. 2).

Ο αριθμός των ατόμων που αποτελούν το μόριο ενός στοιχείου λέγεται **ατομικότητα** του στοιχείου. Τα μόρια των ευγενών αερίων, (ήλιο, νέο, άργό κτλ.) είναι μονατομικά. Το ίδιο συμβαίνει και με τα μόρια των μετάλλων στην κατάσταση των ατμών τους.

Τα μόρια των χημικών ενώσεων αποτελούνται από άτομα διαφορετικών στοιχείων. Έτσι π.χ. το μόριο του νερού αποτελείται από δύο άτομα υδρογόνου και ένα άτομο οξυγόνου (σχ. 3).

Συμπέρασμα. Υπάρχουν μόρια μονατομικά και μόρια πολυατομικά.

Β) Αριθμός, σύμβολα και ονόματα των στοιχείων

Τα γνωστά μέχρι σήμερα χημικά στοιχεία είναι 105. Από αυτά τα 88 βρέθηκαν στη φύση, ενώ τα λοιπά 17 είναι τεχνητά. Κάθε στοιχείο έχει το δικό του σύμβολο, ώστε να το διακρίνουμε από τα άλλα στοιχεία. Ο διεθνής συμβολισμός των στοιχείων γίνεται με ένα ή δύο γράμματα του λατινικού αλφάβητου. Έτσι π.χ. το σύμβολο του οξυγόνου είναι Ο, του άζωτου Ν, του νατρίου Να, του νικελίου Νι κτλ. Στον πίνακα (I) αναγράφονται τα σύμβολα των κυριότερων στοιχείων.

Όταν θέλουμε να συμβολίσουμε τα μόρια των στοιχείων θα πρέπει να σημειώνουμε και την ατομικότητά τους. Αυτό γίνεται ως εξής: Π.χ. He, Fe, Ni (μονατομικά στοιχεία), H₂, O₂, N₂ (διατομικά στοιχεία) κτλ.

Γ) Δομή των ατόμων

Σήμερα γνωρίζουμε ότι και τα άτομα αποτελούνται από μικρότερα σωματίδια που λέγονται **πρωτόνια, νετρόνια και ηλεκτρόνια**.

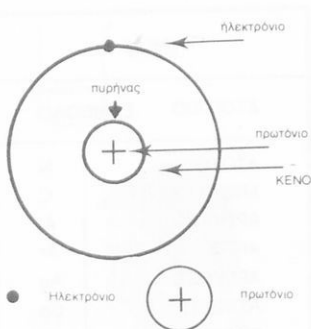
Τα πρωτόνια και τα νετρόνια αποτελούν τον **πυρήνα** του ατόμου, ενώ τα ηλεκτρόνια περιφέρονται συνέχεια γύρω από αυτόν (σχ. 4).

* Έτσι επιβεβαιώθηκε η άποψη του αρχαίου Έλληνα φιλόσοφου **Δημόκριτου** (460-360 π.Χ.) ότι η ύλη αποτελείται από άτομα.

ΠΙΝΑΚΑΣ I

ΣΤΟΙΧΕΙΟ	ΣΥΜΒΟΛΟ
AZΩΤΟ	N
ΑΝΘΡΑΚΑΣ	C
ΑΡΓΙΛΛΙΟ	Al
ΑΡΓΟ	Ar
ΑΡΓΥΡΟΣ	Ag
AΣΒΕΣΤΙΟ	Ca
ΒΟΡΙΟ	B
ΒΡΩΜΙΟ	Br
ΗΛΙΟ	He
ΘΕΙΟ	S
ΙΩΔΙΟ	I
ΚΑΛΙΟ	K
ΚΑΣΣΙΤΕΡΟΣ	Sn
ΛΕΥΚΟΧΡΥΣΟΣ	Pt
ΜΑΓΓΑΝΙΟ	Mn
ΜΑΓΝΗΣΙΟ	Mg
ΜΟΛΥΒΔΟΣ	Pb
ΝΑΤΡΙΟ	Na
ΝΕΟ	Ne
ΝΙΚΕΛΙΟ	Ni
ΟΞΥΓΟΝΟ	O
ΟΥΡΑΝΙΟ	U
ΠΥΡΙΤΙΟ	Si
ΡΑΔΙΟ	Ra
ΣΙΔΗΡΟΣ	Fe
ΥΔΡΑΡΓΥΡΟΣ	Hg
ΥΔΡΟΓΟΝΟ	H
ΦΘΟΡΙΟ	F
ΦΩΣΦΟΡΟΣ	P
ΧΑΛΚΟΣ	Cu
ΧΛΩΡΙΟ	Cl
ΧΡΥΣΟΣ	Au
ΧΡΩΜΙΟ	Cr
ΨΕΥΔΑΡΓΥΡΟΣ	Zn

Τα σύμβολα των κυριότερων στοιχείων.



Σχ. 4 Τό άτομο του υδρογόνου.

ΟΝΟΜΑ	ΣΥΜΒΟΛΟ	ΦΟΡΤΙΟ
ΠΡΩΤΟΝΙΟ	p	+ 1
ΝΕΤΡΟΝΙΟ	n	0
ΗΛΕΚΤΡΟΝΙΟ	e	- 1

Σχ. 5 Τά θεμελιώδη συστατικά των ατόμων.



Σχ. 6 Οι ηλεκτρονικές στιβάδες γύρω από τον πυρήνα (Π).

Τά πρωτόνια (σύμβολο p) φέρουν τό στοιχειώδες θετικό φορτίο (+1). Τά νετρόνια (σύμβολο n) έχουν τήν ίδια περίπου μάζα μέ τά πρωτόνια, αλλά δέν έχουν ηλεκτρικό φορτίο (ουδέτερα σωματίδια). Τά ηλεκτρόνια (σύμβολο e ή e^-) φέρουν τό στοιχειώδες αρνητικό φορτίο (-1) και ή μάζα τους είναι 1836 φορές μικρότερη από ή μάζα του πρωτονίου (σχ. 5). Βλέπουμε λοιπόν ότι στόν πυρήνα του ατόμου είναι συγκεντρωμένη όλη σχεδόν ή μάζα του. Η διάμετρος του πυρήνα είναι 10.000 έως 100.000 φορές μικρότερη από ή διάμετρο του ατόμου. Αυτό σημαίνει ότι ανάμεσα στόν πυρήνα και τά ηλεκτρόνια υπάρχει κενό (σχ. 4).

Κάθε άτομο έχει δύο χαρακτηριστικούς αριθμούς: τόν ατομικό και τό μαζικό αριθμό.

Ατομικός αριθμός (Z) ενός στοιχείου ονομάζεται ό αριθμός που δείχνει πόσα πρωτόνια υπάρχουν στόν πυρήνα του ατόμου του.

Μαζικός αριθμός (A) ενός ατόμου ονομάζεται ό αριθμός των πρωτονίων και νετρονίων του πυρήνα του.

Αν μέ τό γράμμα N συμβολίσουμε τόν αριθμό των νετρονίων του πυρήνα, θά έχουμε ή σχέση:

$$A = Z + N$$

Ο συμβολισμός των ατόμων ενός στοιχείου Σ γίνεται ως εξής: ${}_Z^A \Sigma$ π.χ. ${}_1^1\text{H}$, ${}_{11}^{23}\text{Na}$ κτλ. Τό άτομο, π.χ. του Na, έχει $A = 23$, $Z = 11$ και $N = A - Z = 23 - 11 = 12$. Δηλαδή στόν πυρήνα του ατόμου του Na υπάρχουν 11p, και 12n. Γύρω από τόν πυρήνα του κινούνται 11e, όσα ακριβώς είναι και τά πρωτόνια. Τό άτομο του ${}_{17}^{35}\text{Cl}$ έχει 17p, 18n 17e.

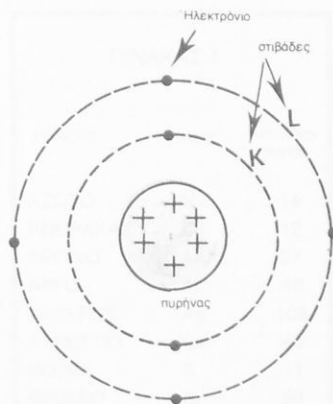
Τά άτομα των στοιχείων είναι **ηλεκτρικά ουδέτερα**, γιατί ό αριθμός των πρωτονίων (Z) είναι ίσος μέ τόν αριθμό των ηλεκτρονίων.

Ηλεκτρονικές στιβάδες. Τά ηλεκτρόνια περιφέρονται συνέχεια γύρω από τόν πυρήνα και διαγράφουν διάφορες τροχιές. Τά ηλεκτρόνια εκείνα που έχουν τήν ίδια (ή περίπου τήν ίδια) ακτίνα τροχιάς, λέμε ότι ανήκουν στήν ίδια **ηλεκτρονική στιβάδα**. Οι στιβάδες χαρακτηρίζονται, από τόν πυρήνα πρός τά έξω, μέ τά γράμματα K, L, M, N, O, P, Q, (σχ. 6). Κάθε στιβάδα μπορεί νά έχει ένα μέγιστο αριθμό ηλεκτρονίων. Η στιβάδα K μπορεί νά έχει μέχρι 2e, ή L μέχρι 8e ή M μέχρι 18e, ή N μέχρι 32e. Η **έξωτερική** στιβάδα (M, N κτλ.) έχει τό πολύ 8e.

Στό σχ. 7 φαίνεται ή ηλεκτρονική δομή του ατόμου του άνθρακα (${}_{6}^{12}\text{C}$).

Όρισμός στοιχείου. Στοιχείο ονομάζεται τό απλό εκείνο σώμα πού όλα τά άτομα του έχουν τόν ίδιο ατομικό αριθμό (Z).

Ο μικρόκοσμος. Στό μάθημα αυτό φύγαμε από τό φυσικό κόσμο) καί ασχοληθήκαμε μέ τά άόρατα σωματίδια πού λέγονται μόρια, άτομα, πρωτόνια, νετρόνια, καί ηλεκτρόνια. Τά σωματίδια αυτά, καθώς καί άλλα πού δέν γνωρίσαμε ακόμη, αποτελούν τό μικρόκοσμο.



Σχ. 7 Τό άτομο του άνθρακα ^{12}C έχει στόν πυρήνα τά 6 p καί 6 n. Τά 6 e κατανέμονται 2 στή στιβάδα K καί 4 στή στιβάδα L.

ΠΕΡΙΛΗΨΗ

Τά στοιχεία καί οι χημικές ενώσεις αποτελούνται από μόρια. Τά μόρια τών στοιχείων αποτελούνται από άτομα του ίδιου στοιχείου, ενώ τά μόρια, τών χημικών ενώσεων αποτελούνται από άτομα διαφορετικών στοιχείων. Κάθε άτομο έχει δύο χαρακτηριστικούς αριθμούς, τόν ατομικό καί τό μαζικό αριθμό. Τά θεμελιώδη συστατικά τών ατόμων είναι τά πρωτόνια, τά νετρόνια καί τά ηλεκτρόνια. Τά ηλεκτρόνια κινούνται συνέχεια γύρω από τόν πυρήνα καί κατανέμονται σέ διάφορες ηλεκτρονικές στιβάδες.

ΟΡΟΛΟΓΙΑ ΜΑΘΗΜΑΤΟΣ

Στό μάθημα αυτό συναντήσαμε κυρίως τούς εξής όρους. Μόρια, άτομα, ατομικότητα στοιχείων, πρωτόνια, νετρόνια, ηλεκτρόνια, ατομικός καί μαζικός αριθμός, ηλεκτρονικές στιβάδες, μικρόκοσμος.

ΕΡΓΑΣΙΕΣ - ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ

1. Νά βρείτε πόσα πρωτόνια, νετρόνια καί ηλεκτρόνια υπάρχουν στά άτομα τών εξής στοιχείων: ^1H , ^4He , ^{40}Ca , ^{16}O , καί ^{238}U .
2. Πώς ορίζεται ό ατομικός καί μαζικός αριθμός ενός στοιχείου;
3. Γιατί τό άτομο είναι ηλεκτρικά ουδέτερο;
4. Πόσα άτομα υπάρχουν στό μόριο του ήλιου, του υδρογόνου, του οξυγόνου, του φωσφόρου καί του νερού;

9^ο ΜΑΘΗΜΑ

ΑΤΟΜΙΚΟ ΚΑΙ ΜΟΡΙΑΚΟ ΒΑΡΟΣ - ΑΡΙΘΜΟΣ
ΑΒΟΓΑΔΡΟ

ΓΡΑΜΜΟΑΤΟΜΟ - ΓΡΑΜΜΟΜΟΡΙΟ -
ΓΡΑΜΜΟΜΟΡΙΑΚΟΣ ΟΓΚΟΣ

Α) Ατομικό και μοριακό βάρος

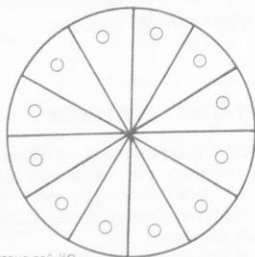
Ένας συνηθισμένος χημικός ζυγός μπορεί να προσδιορίσει ποσότητα μάζας με ακρίβεια 0,0001 g. Τά άτομα και τά μόρια όμως είναι τόσο πολύ μικρά σωματίδια, ώστε ή μάζα τους νά είναι άπειροελάχιστη*. Έπομένως δέν μπορούμε νά προσδιορίσουμε τήν **άπόλυτη** (ή πραγματική) μάζα τών σωματιδίων αὐτών μέ τή βοήθεια τοῦ ζυγοῦ.

Γι' αὐτό τό λόγο καθιερώθηκε ἀπό τόν περασμένο αἰώνα μία κλίμακα **σχετικῶν** ατομικῶν καί μοριακῶν μαζῶν, μέ βάση κάποια μονάδα συγκρίσεως.

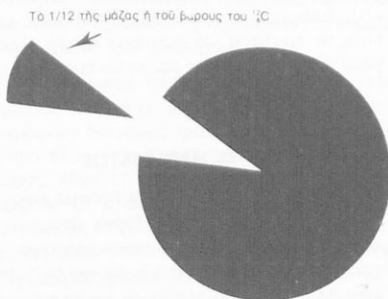
Μετά τό 1961, ὡς μονάδα συγκρίσεως ὁρίστηκε τό 1/12 τῆς μάζας (ή τοῦ βάρους) τοῦ ατόμου τοῦ ἀνθράκα 12, δηλαδή τοῦ C πού ἔχει στόν πυρήνα του 6p καί 6n ($^{12}_6\text{C}$) (σχ. 1). Ἔτσι δημιουργήθηκε μία καινούργια κλίμακα σχετικῶν ατομικῶν καί μοριακῶν μαζῶν (ή βαρῶν) πού ἰσχύει καί σήμερα. Οἱ ὁρισμοί τοῦ ατομικοῦ καί τοῦ μοριακοῦ βάρους εἶναι οἱ ἀκόλουθοι:

Ἀτομικό βάρος (A.B.) στοιχείου ὀνομάζεται ὁ ἀριθμός πού δείχνει πόσες φορές βαρύτερο εἶναι τό ἄτομο τοῦ στοιχείου ἀπό τό 1/12 τοῦ βάρους τοῦ ατόμου τοῦ ἀνθράκα 12 ($^{12}_6\text{C}$).

Μοριακό βάρος (M.B.) στοιχείου ή χημικῆς ἐνώσεως ὀνομάζεται ὁ ἀριθμός πού δείχνει πόσες



Τό ἄτομο τοῦ $^{12}_6\text{C}$



Σχ. 1 Ἡ μονάδα γιά τή μέτρηση τών σχετικῶν ατομικῶν καί μοριακῶν μαζῶν

* Ἡ μάζα τών ατόμων εἶναι τῆς τάξεως τοῦ $10^{-24} - 10^{-22}$ g

φορές βαρύτερο είναι το μόριό τους από το 1/12 του βάρους του ατόμου του άνθρακα 12 (^{12}C).

Τό ατομικό και τό μοριακό βάρος είναι καθαροί αριθμοί (χωρίς μονάδες).

Τά ατομικά βάρη τών στοιχείων προσδιορίστηκαν μέ μεγάλη ακρίβεια κυρίως μέ τή βοήθεια ενός πολυπλοκού όργανου τής Φυσικής πού λέγεται **φασματογράφος μαζών****.

Στούς χημικούς ύπολογισμούς όμως χρησιμοποιούνται συνήθως τά κατά προσέγγιση ατομικά βάρη πού αναγράφονται στόν πίνακα (I). Π.χ. $\text{AB}_n = 1 \text{ AB}_n = 14$ κτλ. Τό Μ.Β ενός στοιχείου τό βρίσκουμε πολλαπλασιάζοντας τήν ατομικότητα του στοιχείου επί τό αντίστοιχο Α.Β. Π.χ. $\text{MB}_{\text{H}_2} = 2.1 = 2$, $\text{MB}_{\text{O}_2} = 2.16 = 32$, $\text{MB}_{\text{H}_2\text{O}} = 1.4 = 4$ κτλ. Για τό Μ.Β τών χημικών ενώσεων θά μιλήσουμε σέ άλλο μάθημα.

B) Αριθμός του Avogadro (N)

● **Αριθμός του Avogadro (N)** ονομάζεται ό αριθμός τών ατόμων πού περιέχονται σέ 12 g του άνθρακα 12. Ό αριθμός αυτός προσδιορίστηκε πειραματικά κατά πολλούς τρόπους και βρέθηκε ότι έχει τιμή:

$$N = 6,023 \cdot 10^{23}$$

Η μάζα (ή τό βάρος) ενός ατόμου του ^{12}C υπολογίζεται ως έξης:

Τά $6,023 \cdot 10^{23}$ άτομα του ^{12}C ζυγίζουν 12 g
Τό 1 άτομο του » ζυγίζει X;

$$X = 12 \times \frac{1}{6,023 \cdot 10^{23}} \text{ g} = 1,99 \cdot 10^{-23} \text{ g}$$

Γ) Γραμμοάτομο - Γραμμομόριο

Αν πολλαπλασιάσουμε τή μάζα ενός ατόμου κάποιου στοιχείου επί τόν αριθμό Avogadro ($6,023 \cdot 10^{23}$), θά βρούμε μία ποσότητα μάζας τώσων γραμμαρίων, όσο είναι τό ΑΒ του στοιχείου. Τήν ποσότητα αυτή τή λέμε «γραμμοάτομο» του στοιχείου.

● **Γραμμοάτομο (gr.at)** στοιχείου ονομάζεται μία ποσότητα μάζας του στοιχείου τώσων γραμμαρίων, όσο είναι τό ατομικό του βάρος.

Π.χ. 1 gr.at H_2 είναι 1 g H_2 , 1 gr.at O_2 είναι 16 g O_2 , 1 gr.at Fe είναι 56 g Fe κτλ.

Ανάλογα όρίζεται και τό «γραμμομόριο».

ΠΙΝΑΚΑΣ I

ΣΥΜΒΟΛΟ	ΣΤΟΙΧΕΙΟ	ΑΤΟΜΙΚΟ ΒΑΡΟΣ
ΑΖΩΤΟ	N	14
ΑΝΘΡΑΚΑΣ	C	12
ΑΡΓΙΛΙΟ	Al	27
ΑΡΓΟ	Ar	40
ΑΡΓΥΡΟΣ	Ag	108
ΑΣΒΕΣΤΙΟ	Ca	40
ΒΟΡΙΟ	B	11
ΒΡΩΜΙΟ	Br	80
ΗΛΙΟ	He	4
ΘΕΙΟ	S	32
ΙΩΔΙΟ	I	127
ΚΑΛΙΟ	K	39
ΚΑΣΣΙΤΕΡΟΣ	Sn	119
ΛΕΥΚΟΧΡΥΣΟΣ	Pt	195
ΜΑΓΓΑΝΙΟ	Mn	55
ΜΑΓΝΗΣΙΟ	Mg	27
ΜΟΛΥΒΔΟΣ	Pb	207
ΝΑΤΡΙΟ	Na	23
ΝΕΟ	Ne	20
ΝΙΚΕΛΙΟ	Ni	59
ΟΞΥΓΟΝΟ	O	16
ΟΥΡΑΝΙΟ	U	238
ΠΥΡΙΤΙΟ	Si	28
ΡΑΔΙΟ	Ra	226
ΣΙΔΗΡΟΣ	Fe	56
ΥΔΡΑΡΓΥΡΟΣ	Hg	200
ΥΔΡΟΓΟΝΟ	H	1
ΦΘΟΡΙΟ	F	19
ΦΩΣΦΟΡΟΣ	P	31
ΧΑΛΚΟΣ	Cu	64
ΧΛΩΡΙΟ	Cl	35,5
ΧΡΥΣΟΣ	Au	197
ΧΡΩΜΙΟ	Cr	82
ΨΕΥΔΑΡΓΥΡΟΣ	Zn	65

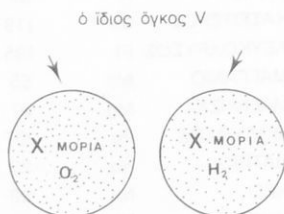
** Τό άκρβές ΑΒ του Η είναι 1,008, του Ν 14,01, του Cl 35,45 κτλ.

ΓΡΑΜΜΟΑΤΟΜΟ		
Συμβολίζεται	Είναι	Περιέχει:
gr-at	Τό AB σέ g	N άτομα

Σχ. 2 Τό γραμμοάτομο (grat)

Γραμμομόριο		
Συμβολίζεται	Είναι	Περιέχει:
mol	Τό MB σέ g	N μόρια

Σχ. 3 Τό γραμμομόριο - mol



στις ίδιες συνθήκες πίεσης και θερμοκρασίας.

Σχ. 4 Υπόθεση ή νόμος του Avogadro

Γραμμομοριακός όγκος αερίων		
Συμβολίζεται	Είναι	Περιέχει:
V mol	22,4 l ή 22.400 ml	N μόρια

Σχ. 5 Ο γραμμομοριακός όγκος (Vmol)

● **Γραμμομόριο (Mol)** στοιχείου ή χημικής ενώσεως ονομάζεται μία ποσότητα μάζας τόσων γραμμαρίων όσο είναι το μοριακό τους βάρος.

Π.χ. 1 mol H_2 είναι 2 g H_2 , 1 mol O_2 είναι 32 g O_2 κτλ. Βρέθηκε πειραματικά ότι στο γραμμοάτομο κάθε στοιχείου περιέχονται N άτομα του στοιχείου, όπου $N = 6,023 \cdot 10^{23}$ (σχ. 2). Επίσης στο γραμμομόριο κάθε στοιχείου ή χημικής ενώσεως περιέχονται N μόρια (σχ. 3).

Τό γραμμομόριο και τό γραμμοάτομο λέγονται **χημικές μονάδες μάζας**.

Δ) Υπόθεση Avogadro - Γραμμομοριακός όγκος

Ο Avogadro διατύπωσε (τό 1811) την **υπόθεση** ότι: «ίσοι όγκοι αερίων, μετρημένοι στις ίδιες συνθήκες πίεσης και θερμοκρασίας, περιέχουν τον ίδιο αριθμό μορίων». (σχ. 4). Αργότερα η «υπόθεση» αυτή έπιβεβαιώθηκε πειραματικά και αποτελεί πιά νόμο της Χημείας (**νόμος του Avogadro**). Φυσικά ισχύει και τό αντίστροφο στά αέρια: «Ισοί αριθμοί μορίων θά κατέχουν τον ίδιο όγκο, στις ίδιες συνθήκες πίεσης και θερμοκρασίας». Όπως είδαμε πιά πάνω, τό mol οποιουδήποτε αερίου περιέχει τόν ίδιο αριθμό μορίων (N) και επομένως θά κατέχει τόν ίδιο όγκο, στις ίδιες συνθήκες πίεσης και θερμοκρασίας. Τόν όγκο 1 mol αερίου τόν λέμε **γραμμομοριακό όγκο** (V_{mol}). Στις κανονικές συνθήκες (Κ.Σ) πίεσεως και θερμοκρασίας ($0^\circ C$, 1 Atm ή 76 cm Hg) ό γραμμομοριακός όγκος τών αερίων είναι 22,4 l ή 22400 ml (σχ. 5). Έτσι π.χ. τό 1 mol H_2 (ή 2g H_2) κατέχει όγκο 22,4 lt στις κανονικές συνθήκες (Κ.Σ).

Παράδειγμα. Δίνονται 64 g O_2 . α) Πόσα mol είναι; β) Πόσον όγκο κατέχουν στις Κ.Σ; (Α.Β. O = 16)

Λύση. Τό μοριακό βάρος του O_2 είναι: $MB_{O_2} = 32$
Τά 32 g O_2 είναι 1 mol και κατέχουν όγκο 22,4 l (στις Κ.Σ)

$$\begin{array}{ccccccc}
 & 64 \text{ g } O_2 & & X_1 & & & X_2 \\
 X_1 = & \frac{1,64}{32} & \text{mol} = & 2 \text{ mol}, & & & \\
 X_2 = & \frac{22,4 \cdot 64}{32} & \text{l} = & 44,8 \text{ l} & & &
 \end{array}$$

ΠΕΡΙΛΗΨΗ

Η κλίμακα των ατομικών και μοριακών βαρών δημιουργήθηκε με βάση συγκρίσεως το 1/12 της μάζας (ή του βάρους) του ατόμου του άνθρακα 12. Στο gr.at και στο mol περιέχεται σταθερός αριθμός ατόμων και μορίων αντίστοιχα (αριθμός του Avogadro). Το 1 mol κάθε αερίου (στοιχείου ή χημικής ενώσεως) κατέχει όγκο 22,4 l στις Κ.Σ. (γραμμομοριακός όγκος).

ΟΡΟΛΟΓΙΑ ΜΑΘΗΜΑΤΟΣ

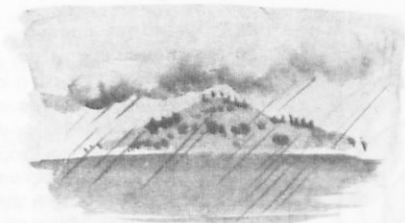
Στο μάθημα αυτό συναντήσαμε κυρίως τούς εξής όρους: Ατομικό και μοριακό βάρος, αριθμός του Avogadro, γραμμοάτομο, γραμμομόριο, υπόθεση του Avogadro, γραμμομοριακός όγκος.

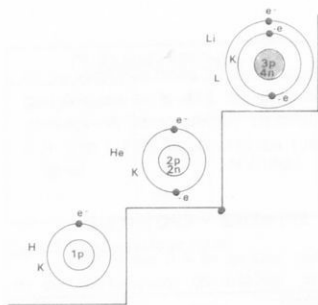
ΕΡΓΑΣΙΕΣ - ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ

1. Πώς ορίζεται το A.B και το M.B.
2. Πώς ορίζεται το γραμμοάτομο και το γραμμομόριο;
3. Τι λέει η «υπόθεση Avogadro» και τι εκφράζει ο αριθμός N_A.
4. Πόσος είναι ο V_{mol} των αερίων στις κανονικές συνθήκες;

ΑΣΚΗΣΕΙΣ

1. Πόσα γραμμοάτομα είναι αντίστοιχα τα 10 g H₂ και τα 64 g O₂ και τα 0,56 g Fe (A.B. H = 1, O = 16, Fe = 56)
2. Πόσα γραμμομόρια είναι α) τα 16 g O₂ και β) τα 20 g H₂; (A.B. O=16, H=1)
3. Πόσον όγκο κατέχουν τα 5 mol H₂ στις Κ.Σ.
4. Πόσα μόρια περιέχονται σε 2 mol H₂.



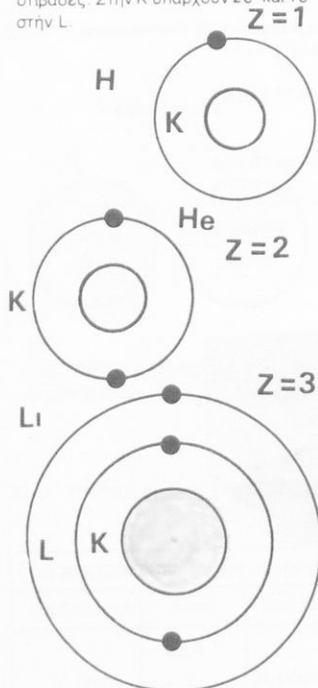
ΑΝΟΙΚΟΔΟΜΗΣΗ ΑΤΟΜΩΝ - ΠΕΡΙΟΔΙΚΟ ΣΥΣΤΗΜΑ
ΤΩΝ ΣΤΟΙΧΕΙΩΝ

Σχ. 1 Άνοικοδόμηση στοιχείων

Ατομο H 1 p και 1e-

Ατομο He 2 p και 2e. Στόν πυρήνα και 2n. Η K στιβάδα είναι συμπληρωμένη.

Ατομο Li: 3p και 3e-. Στόν πυρήνα του και 4n. Τα 3 e- κατανέμονται σε δύο στιβάδες. Στην K υπάρχουν 2e- και 1e- στην L.

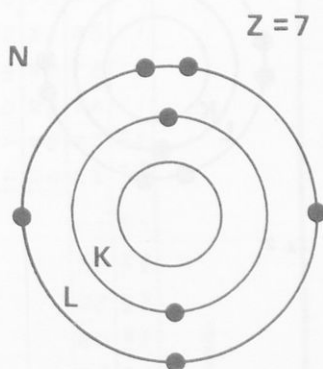
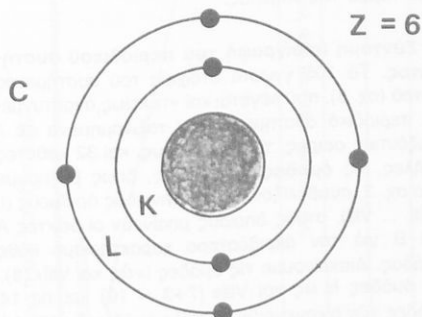
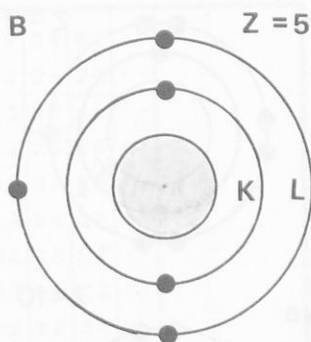
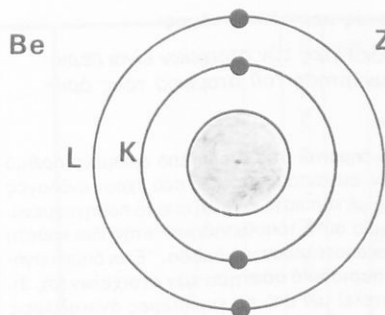


Α) ΑΝΟΙΚΟΔΟΜΗΣΗ ΑΤΟΜΩΝ

Είδαμε στο 8^ο μάθημα ότι ο πυρήνας των ατόμων αποτελείται από πρωτόνια (p) και νετρόνια (n). Ο αριθμός των πρωτονίων του πυρήνα, δηλαδή ο ατομικός αριθμός (Z) του στοιχείου, έχει καθοριστική σημασία για κάθε στοιχείο. Αν μεταβληθεί ο Z, τότε φεύγουμε από ένα στοιχείο και περνάμε σ' άλλο. Αυτό λέγεται μεταστοιχείωση. Έτσι, π.χ., το άτομο του υδρογόνου (¹H) έχει στόν πυρήνα του ένα πρωτόνιο. Γύρω από τον πυρήνα του περιφέρεται ένα ηλεκτρόνιο στη στιβάδα K. Ο πυρήνας πού έχει 2 πρωτόνια δεν είναι πιά πυρήνας υδρογόνου, αλλά ανήκει σ' ένα άλλο στοιχείο πού λέγεται ήλιο (He). Όμοιως, ο πυρήνας πού έχει 3 πρωτόνια ανήκει στο στοιχείο λίθιο (Li), κτλ. Προσθέτοντας λοιπόν διαδοχικά ένα πρωτόνιο στόν πυρήνα, βρίσκουμε τούς πυρήνες όλων των γνωστών (105) στοιχείων. Κάθε πυρήνας θά έχει και έναν ορισμένο αριθμό νετρονίων (N) πού είναι ίσος ή συνήθως μεγαλύτερος από τον ατομικό αριθμό (Z). Το ⁴He έχει δύο νετρόνια, το ⁷Li έχει 4 νετρόνια κτλ. Μέ τον τρόπο αυτό γίνεται ή άνοικοδόμηση (ή δόμηση) των ατόμων (σχ. 1).

● **Σταθερότητα πυρήνων.** Οι πυρήνες των πίο πολλών ατόμων εμφανίζουν μεγάλη σταθερότητα, τήν όποία μάλιστα εύνοει ή ισότητα των αριθμών Z και N. Ανάμεσα στό 2 νετρόνια και πρωτόνια πού μέ κοινή όνομασία λέγονται και **νουκλεόνια**, αναπτύσσονται πολύ ισχυρές και ιδιόμορφες πυρηνικές δυνάμεις. Εκτός από τούς σταθερούς πυρήνες, υπάρχουν και **άσταθεis ή ραδιενεργόι πυρήνες**. Τέτοιοι είναι, π.χ., όλοι οι πυρήνες των **τεχνητών στοιχείων** μέ ατομικούς αριθμούς 93 ως 105. Τά στοιχεία αυτά βρίσκονται μετά τό φυσικό στοιχείο-οὐράνιο (Z = 92) και γι' αυτό λέγονται **υπερουράνια** (ή τρανσουράνια) στοιχεία.

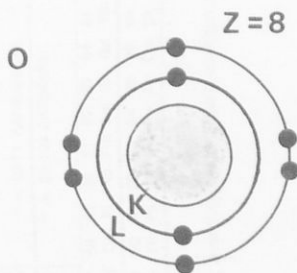
● **Η έξωτερική στιβάδα ηλεκτρονίων.** Η πίο άπομακρυσμένη από τον πυρήνα ηλεκτρονική στιβάδα λέγεται **έξωτερική στιβάδα**. Αύτή μπορεί νά έχει από 1 μέχρι 8 ηλεκτρόνια (σχ. 2)



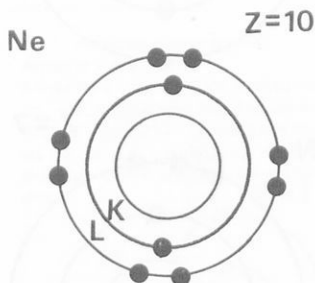
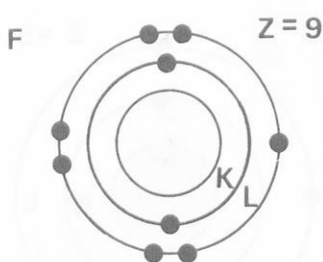
Ο αριθμός των ηλεκτρονίων της εξωτερικής στιβάδας έχει καθοριστική σημασία για τη χημική συμπεριφορά ενός στοιχείου. Έτσι, π.χ. η στιβάδα αυτή καθορίζει το **σθένος** των στοιχείων - πού θα γνωρίσουμε σε επόμενα μαθήματα - και γι' αυτό λέγεται και «**στιβάδα σθένους**». Η στιβάδα σθένους θεωρείται συμπληρωμένη, όταν έχει 8e. Ειδικά η στιβάδα K, όταν είναι εξωτερική, μπορεί να έχει το πολύ 2e.

Β) ΠΕΡΙΟΔΙΚΟ ΣΥΣΤΗΜΑ ΤΩΝ ΣΤΟΙΧΕΙΩΝ

Μέχρι τα τέλη τ. 19ου αιώνα είχαν γίνει αρκετές προσπάθειες για την καταταξη των στοιχείων σε ομάδες, με βάση κάποια κοινά χαρακτηριστικά τους γνωρίσματα. Η ουστότερη αντιμετώπιση του θέματος αυτού έγινε από τον Ρώσο χημικό ΜΕΝΔΕΛΕΥΕΥ (Μεντελέγιεφ) πού κατέταξε τα τότε 63 γνωστά στοιχεία με βάση το ατομικό τους βάρος. Αργότερα έγινε μιά άλλη, ακριβέστερη ταξινόμηση των στοιχείων, με βάση τον ατομικό τους αριθμό (Z). Τοποθέτησαν δηλαδή τα στοιχεία στη σειρά, όπως αυξάνεται ο Z (1,2,3,4,...), και διαπίστωσαν τον ακόλουθο «περιοδικό νόμο»:



Σχ. 2 Η δόμηση των 10 πρώτων στοιχείων και τα e- της εξωτερικής στιβάδας τους



Σχ. 2

Σύγχρονος περιοδικός νόμος:

Οι ιδιότητες των στοιχείων είναι περιοδική συνάρτηση του ατομικού τους αριθμού.

Αυτό σημαίνει ότι ύστερα από όρισμένο αριθμό στοιχείων, συναντάμε στοιχεία που έχουν ανάλογες ιδιότητες με κάποιο (ή κάποια) από τα προηγούμενα. Τα στοιχεία αυτά τοποθετήθηκαν στην ίδια κάθετη στήλη και αποτέλεσαν μία **ομάδα**. Έτσι δημιουργήθηκε το **περιοδικό σύστημα των στοιχείων** (σχ. 3), που αποτελεί μία από τις κυριότερες ανακαλύψεις στον τομέα της Χημείας.

● **Σύντομη περιγραφή του περιοδικού συστήματος.** Τα 105 γνωστά στοιχεία του συστήματος αυτού (σχ. 3), που λέγεται και «τελείως αναπτυγμένο περιοδικό σύστημα», είναι ταξινομημένα σε 7 οριζόντιες σειρές, τις **περιόδους**, και 32 κάθετες στήλες, τις **ομάδες**. Οι ομάδες, όπως βλέπουμε στο σχ. 3, συμβολίζονται με λατινικούς αριθμούς (I, II, III, ... VIII), στους οποίους μπαίνουν οι δείκτες A και B για τον ακριβέστερο χαρακτηρισμό κάθε ομάδας. Διακρίνουμε τις ομάδες Ia ως και VIIA (8), τις ομάδες Ib ως και VIIB (7+3 = 10) και τις 14 ομάδες των οικογενειών. Σύνολο ομάδων 8+10+14 = 32. Η ομάδα VIIA λέγεται και «μηδενική ομάδα» (ή ομάδα O). Τα στοιχεία των ομάδων Ia, IIa, IIIa κτλ, έχουν τόσα ηλεκτρόνια στην εξωτερική τους στιβάδα, όση είναι και η τάξη της ομάδας τους. Έτσι π.χ. τα στοιχεία της Ia ομάδας έχουν 1e, της IIa έχουν 2e κτλ. Τα στοιχεία της ομάδας Ia, εκτός από το H (δηλαδή το Li, το Na, το K κτλ.) λέγονται **αλκάλια**, της IIa ομάδας (Be, Mg, Ca κτλ.) λέγονται **αλκαλικές γαίες**. Τα στοιχεία της ομάδας VIIa (F, Cl, Br, I) λέγονται **αλογόνα** και της VIIIa (ή ομάδα O) **εύγενή αέρια** (He, Ne, Ar κτλ.). Τα εύγενή αέρια είναι αδρανή στοιχεία, δηλαδή δεν αντιδρούν με άλλα στοιχεία και χημικές ενώσεις. Αντίθετα τα αλκάλια, και τα αλογόνα είναι πολύ δραστήρια στοιχεία. Εύκολα αντιδρούν και μεταξύ τους και με άλλες ουσίες. Η τεθλασμένη γραμμή (σχ. 3), που αρχίζει από το βόριο (B) και καταλήγει στο άστατιο (At), χωρίζει το περιοδικό σύστημα σε δύο μέρη: Στο αριστερό μέρος που περιλαμβάνει τα **μέταλλα** και στο δεξιό που περιλαμβάνει τα **αμέταλλα** στοιχεία. Οι 14 ομάδες (ή **οικογένειες**) περιλαμβάνουν στοιχεία που ανήκουν στην 6η και 7η περίοδο. Τα στοιχεία με ατομικούς αριθμούς 57 ως 71 (La...

ΟΜΑΔΕΣ ΣΤΟΙΧΕΙΩΝ

Ομάδες			Ομάδες															
IA IIA IIIB			IVB VB VIB VIIB VIIIIB VIIIIB IB IIB IIIA IVA VA VIA VIIA VIIIA															
1	1	H																
2	3 4	Li Be																
3	11 12	Na Mg	Οικογένειες															
4	19 20 21	K Ca Sc																
5	37 38 39	Rb Sr Y																
6	55 56 57 58 59 60 61 62 63 64 65 66 67 68 69 70 71	Cs Ba La Ce Pr Nd Pm Sm Eu Gd Tb Dy Ho Er Tu Yb Lu	22 23 24 25 26 27 28 29 30 31	32 33 34 35 36														
7	87 88 89 90 91 92 93 94 95 96 97 98 99 100 101 102 103	Fr Ra Ac Th Pa U Np Pu Am Cm Bk Cf Es Fm Nd No Lr	40 41 42 43 44 45 46 47 48 49 50	51 52 53 54														
			Zr Nb Mo Tc Ru Rh Rb Ag Cd In Sn Sb Te I Xe															
			72 73 74 75 76 77 78 79 80 81 82 83 84 85 86															
			Hf Ta W Re Os Ir Pt Au Hg Tl Rb Bi Po At Rn															
			4 105															
			u Xa															

Συν 3 Τό τέλειωσ ἀνεπτυγμένο περιοδικό σύστημα τῶν στοιχείων.

ΠΕΡΙΟΔΙΚΟΣ ΠΙΝΑΚΑΣ (ΣΥΣΤΗΜΑ) ΤΩΝ ΣΤΟΙΧΕΙΩΝ

ΟΜΑΔΕΣ ΣΤΟΙΧΕΙΩΝ

Περίοδος		Ομάδες															
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	H																He
2	Li	Be															
3	Na	Mg															
4	K	Ca	Sc														
5	Rb	Sr	Y														
6	Cs	Ba	La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tu	Yb	Lu
7	Fr	Ra	Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Nd	No	Lr

Σχ. 3 Το τελείως ανεπτυγμένο περιοδικό σύστημα των στοιχείων.

Lu) λέγονται **λανθανίδες** και τα στοιχεία με ατομικούς αριθμούς 89 ως 103 (Ac... Lw) λέγονται **ακτινίδες**. Πολλές ομάδες στοιχείων παίρνουν την ονομασία τους από το πρώτο στοιχείο. Έτσι, π.χ. η ομάδα IV A λέγεται ομάδα του άνθρακα (C), η VI A λέγεται ομάδα του οξυγόνου (O) κτλ.

● **Σημασία του περιοδικού συστήματος.** Με την ομαδοποίηση των στοιχείων που γίνεται στο περιοδικό σύστημα διευκολύνεται πάρα πολύ η μελέτη τους. Τα στοιχεία της ίδιας ομάδας έχουν ανάλογες ιδιότητες κι έτσι αν μελετήσουμε ορισμένα απ' αυτά μπορούμε να συμπεράνουμε και για τη χημική συμπεριφορά των υπολοίπων. Το περιοδικό σύστημα των στοιχείων έχει και μιά άλλη χρησιμότητα: Όδηγησε και οδηγεί τους επιστήμονες στην ανακάλυψη νέων στοιχείων.

ΠΕΡΙΛΗΨΗ

Η άνοιχοδόμηση (ή δόμηση) των ατόμων των στοιχείων γίνεται με προσθήκη ενός πρωτονίου στον πυρήνα και ενός ηλεκτρονίου σε κάποια ηλεκτρονική στιβάδα. Παράλληλα αυξάνεται και ο αριθμός των νετρονίων (N). Η εξωτερική στιβάδα ηλεκτρονίων (στιβάδα σθένους) καθορίζει τη χημική συμπεριφορά των στοιχείων. Τα στοιχεία που έχουν τα ίδια ηλεκτρόνια σθένους, έχουν και ανάλογες χημικές ιδιότητες.

Στο περιοδικό σύστημα γίνεται ταξινόμηση των στοιχείων με βάση τον ατομικό τους αριθμό (Z). Τα 105 γνωστά στοιχεία κατανέμονται σε 7 περιόδους και 32 ομάδες. Τα στοιχεία της ίδιας ομάδας έχουν ανάλογες χημικές ιδιότητες.

Η ομαδοποίηση των στοιχείων στο περιοδικό σύστημα διευκολύνει τη μελέτη τους.

ΟΡΟΛΟΓΙΑ ΜΑΘΗΜΑΤΟΣ

Στο μάθημα αυτό συναντήσαμε κυρίως τους εξής όρους: Άνοιχοδόμηση ή δόμηση ατόμων, νουκλεόνια, ραδιενεργοί πυρήνες, στιβάδα σθένους, περιοδικό σύστημα στοιχείων, ομάδες, περίοδοι, αλκάλια, αλογόνα, εύγενή αέρια.

ΕΡΓΑΣΙΕΣ - ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ

1. Με ποιά διαδικασία περνάμε από το άτομο ενός στοιχείου στο άτομο του επόμενου στοιχείου;
2. Ποιά είναι η σημασία της εξωτερικής στιβάδας ηλεκτρονίων στα άτομα των στοιχείων;
3. Ποιός είναι ο «περιοδικός νόμος» των στοιχείων;
4. Πόσες περίοδοι και ομάδες έχει το σύγχρονο περιοδικό σύστημα; Ποιά στοιχεία λέγονται αλκάλια, αλογόνα και εύγενή αέρια και πόσα ηλεκτρόνια έχουν στην εξωτερική τους στιβάδα;

ΠΥΡΗΝΑΣ			
Z Na = 11	11 p		11 e
Z Cl = 17	17 p		17 e
ΣΤΟΙΧΕΙΟ	ΗΛΕΚΤΡΟΝΙΚΗ ΔΟΜΗ		
Νάτριο Na ⁰ Cl ⁰ χλώριο	K	L	M
	2 e-	8 e-	1 e-
	2 e-	8 e-	7 e-

Σχ. 1 Ηλεκτρονική δομή των ατόμων Na και Cl. Η εξωτερική στιβάδα έχει 1 και 7 ηλεκτρόνια αντίστοιχα και είναι άσυμπληρωτη.

Na ⁺ 1 e - Na ⁺	K	L	M
	2 e	8 e	- e
Cl + 1 e - Cl ⁻	K	L	M
	2 e	8 e	8 e

Σχ. 2 Σχηματισμοί του NaCl. Τα ιόντα Na⁺ και Cl⁻ έχουν τώρα 8e στην εξωτερική τους στιβάδα.

11^ο ΜΑΘΗΜΑ

ΣΧΗΜΑΤΙΣΜΟΣ ΧΗΜΙΚΩΝ ΕΝΩΣΕΩΝ - ΔΕΣΜΟΙ
ΣΘΕΝΟΣ ΣΤΟΙΧΕΙΩΝ

A) Σχηματισμός χημικών ενώσεων

Υπάρχουν πολλά στοιχεία, που όταν έρχονται σε άμεση επαφή μεταξύ τους, αντιδρούν πολύ εύκολα και σχηματίζουν χημικές ενώσεις. Τα στοιχεία αυτά λέγονται **δραστικά**, γιατί παρουσιάζουν μεγάλη τάση να ενώνονται με άλλα στοιχεία. Έτσι, π.χ., πολύ εύκολα ενώνεται το υδρογόνο με το φθόριο, το νάτριο με το χλώριο, το ασβέστιο με το οξυγόνο κτλ.

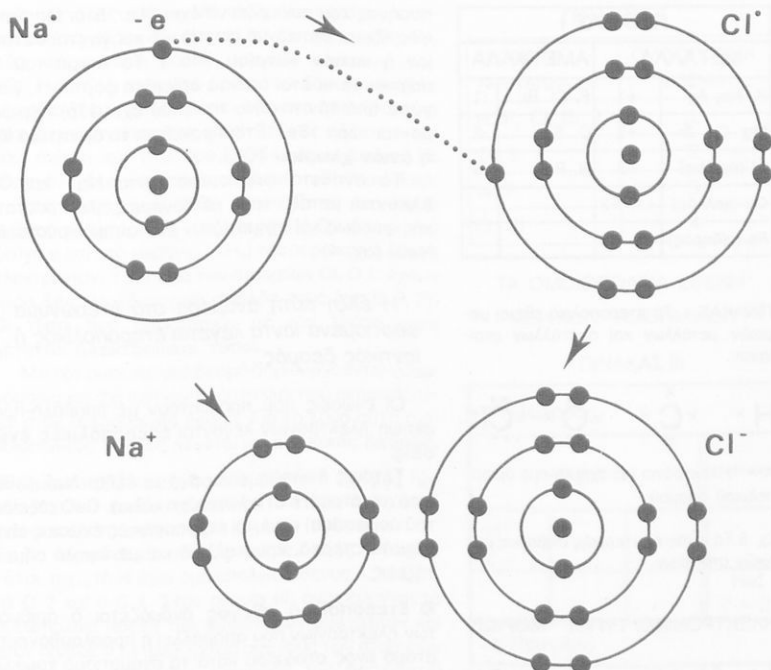
Οι τρόποι με τους οποίους συνδέονται μεταξύ τους τα άτομα των στοιχείων στα μόρια των χημικών ενώσεων λέγονται **δεσμοί** και καθορίζονται κυρίως από τον αριθμό ηλεκτρονίων της στιβάδας σθένους.

Από τα σχετικά πειράματα διαπιστώθηκε ότι τα ευγενή αέρια (He, Ne, Ar κτλ.) εμφανίζουν μία χαρακτηριστική χημική αδράνεια, δηλαδή δεν αντιδρούν με άλλα στοιχεία*. Όλα τα στοιχεία αυτά, εκτός από το ήλιο, έχουν 8e στην εξωτερική τους στιβάδα. Το He έχει μία μόνο στιβάδα, την K, με 2e. Οι διαπιστώσεις αυτές σε συνδυασμό μας οδηγούν στο συμπέρασμα ότι η παρουσία 8e σε οποιαδήποτε εξωτερική στιβάδα (L, M, N...) ή 2e στη μοναδική στιβάδα K, θα προσφέρει στο άτομο μεγάλη σταθερότητα και χημική αδράνεια. Τα διάφορα στοιχεία εμφανίζουν την τάση ν' αποκτήσουν δομή εύγενών αερίων, δηλαδή σταθερότερη ηλεκτρονική δομή απ' αυτή που έχουν τ' άτομά τους. Αυτό γίνεται με διάφορους τρόπους και κυρίως με τον έτεροπολικό και ομοιοπολικό δεσμό που θα δούμε στη συνέχεια.

B) Έτεροπολικός (ή ιοντικός) δεσμός - Έτεροπολικό σθένος.

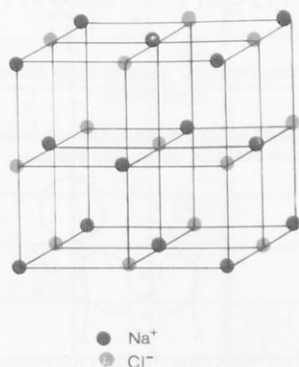
Όσα στοιχεία έχουν 1 έως 3e στην εξωτερική τους στιβάδα εμφανίζουν τάση ν' αποβάλλουν 1 έως 3 ηλεκτρόνια, για ν' αποκτήσουν έτσι τη σταθερότερη ηλεκτρονική δομή κάποιου ευγενούς αερίου. Τέτοια στοιχεία είναι τα **δραστικά μέταλλα** (π.χ. K, Na, Ca κ.ά.) που λέγονται **δότες** ηλεκτρονίων.

* Μόνο το ξένο (Xe) σχηματίζει μερικές ενώσεις με το φθόριο.



Σχ. 3 Σχηματισμός $\text{Na}^+ \text{Cl}^-$

Αντίθετα, όσα στοιχεία έχουν 5 έως 7e στην εξωτερική τους στιβάδα εμφανίζουν την τάση να προσλαμβάνουν ηλεκτρόνια και λέγονται **δέκτες**, ηλεκτρονίων. Τέτοια στοιχεία είναι τα **δραστικά αμέταλλα** (π.χ. F, Cl, Br, I, O, S, κ.ά.). "Ας πάρουμε για παράδειγμα ένα δραστικό μέταλλο, το νάτριο, και ένα δραστικό αμέταλλο, το χλώριο. Τα στοιχεία αυτά αντιδρούν πολύ εύκολα μεταξύ τους και σχηματίζουν την ένωση **χλωριούχο νάτριο** (NaCl). Η ηλεκτρονική δομή των ουδέτερων ατόμων νατρίου και χλωρίου (Na^0 , Cl^0) φαίνεται στο σχ. 1. Κατά την αντίδραση του Na με το Cl, απομακρύνεται οριστικά ένα ηλεκτρόνιο από την εξωτερική στιβάδα του νατρίου και πηγαίνει στην εξωτερική στιβάδα του χλωρίου (σχήματα 2 και 3). Με τον τρόπο αυτό και τα δύο άτομα αποκτούν δομή εύγενών αερίων, δηλαδή η εξωτερική τους στιβάδα έχει 8e. "Υστερα όμως από τις μεταβολές αυτές, τα άτομα αποκτούν κάποιο ηλεκτρικό φορτίο και γίνονται **ιόντα**. Το άτομο του Na αποβάλλοντας 1e μένει με 10e, ενώ ο



Σχ. 4 "Ιοντικοί κρύσταλλοι: $\text{Na}^+ \text{Cl}^-$ ". Τα ιόντα Na^+ και Cl^- έλκονται αμοιβαία.

ΠΙΝΑΚΑΣ Ι			
ΜΕΤΑΛΛΑ		ΑΜΕΤΑΛΛΑ	
K, Na, Ag	+1	F, Cl, Br, I	-1
Mg, Ca, Zn	+2	O, S	-2
Al (άργυλιο)	+3	N, P	-3
Cu (χαλκός)	+1, +2		
Fe (σίδηρος)	+2, +3		

ΠΙΝΑΚΑΣ 1 Τά έτεροπολικά σθένη μερικῶν μετάλλων καί αμετάλλων στοιχείων.



X = 'Ηλεκτρόνιο γιά σχηματισμό όμοιοπολικού δεσμού

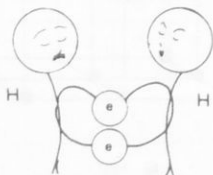
Σχ. 5 Τά ε της έξωτερικής στιβάδας μερικῶν στοιχείων.

ΗΛΕΚΤΡΟΝΙΚΟΙ ΤΥΠΟΙ ΜΟΡΙΩΝ



Υπόμνημα: $\times \times$ σημαίνει κοινό ζεύγος ηλεκτρονίων.

Σχ. 6 Οι ηλεκτρονικοί τύποι μερικῶν μορίων στοιχείων καί χημικῶν ενώσεων



Σχ. 7 Κάθε άτομο H δίνει 1 ηλεκτρόνιο καί σχηματίζεται κοινό ζεύγος μέ 2 ηλεκτρόνια (άπλος όμοιοπολικός δεσμός).

πυρήνας του συνεχίζει νά έχει 11p. "Ετσι τό νάτριο φορτίζεται θετικά μέ φορτίο +1 καί γίνεται **θετικό** **ión** ή **κατιόν νατρίου** (Na^+). Τό άτομο τοῦ Cl παίρνει 1e κι έτσι αποκτά άρνητικό φορτίο -1, γιατί γύρω από τόν πυρήνα του (πού έχει 17p) περιφέρονται τώρα 18e. "Ετσι προκύπτει τό **άρνητικό** **ión** ή **άνιόν χλωρίου** (Cl^-).

Τά αντίθετα φορτισμένα ίόντα Na^+ καί Cl^- **έλκονται** μεταξύ τους μέ δυνάμεις ηλεκτροστατικής φύσεως καί σχηματίζουν ένα ιοντικό κρύσταλλο NaCl (σχ. 4).

‘Η έλξη αὐτή ανάμεσα στά έτερώνωμα φορτισμένα ίόντα λέγεται έτεροπολικός ή ιοντικός δεσμός.

Οι ενώσεις πού προκύπτουν μέ απόβολή-πρόσληψη ηλεκτρονίων λέγονται **ετεροπολικές ενώσεις**.

Τέτοιες ενώσεις είναι π.χ. οι έξης: NaF (φθουριούχο νάτριο), KCl (χλωριούχο κάλιο), CaO (όξειδιο τοῦ ασβεστίου) κ.τ.λ. Οι έτεροπολικές ενώσεις είναι σώματα στερεά, κρυσταλλικά καί μέ ύψηλό σημείο τήξεως.

● **Ετεροπολικό σθένος** ονομάζεται ό αριθμός τῶν ηλεκτρονίων πού αποβάλλει ή προσλαμβάνει τό άτομο ενός στοιχείου κατά τό σχηματισμό χημικῶν ενώσεων.

Τό έτεροπολικό σθένος τῶν στοιχείων συμπίπτει μέ τό ηλεκτρικό φορτίο τῶν ίόντων τους. "Ετσι τό νάτριο έχει έτεροπολικό σθένος +1 καί τό χλώριο -1. Στόν πίνακα (I) αναφέρονται τά έτεροπολικά σθένη τῶν κυριότερων μετάλλων καί αμετάλλων. Τά στοιχεία πού έχουν σθένος +1 ή -1, λέγονται **μονοσθενή** στοιχεία. Αὐτά πού έχουν σθένος +2 ή -2 λέγονται **δισθενή** στοιχεία κτλ. "Ορισμένα μέταλλα, όπως ό χαλκός (Cu) καί ό σίδηρος (Fe), έχουν δύο σθένη.

Γ) Όμοιοπολικός (ή μοριακός) δεσμός - Όμοιοπολικό σθένος.

Εκτός από τίς έτεροπολικές ενώσεις, πού ό αριθμός τους είναι σχετικά μικρός, υπάρχουν πάρα πολλές άλλες ενώσεις πού σχηματίζονται όχι μέ απόβολή - πρόσληψη, αλλά μέ **άμοιβαία συνεισφορά ηλεκτρονίων**. Τά συνδεδεμένα άτομα, δηλαδή, **συνεισφέρουν** 1 έως 4e καί σχηματίζουν **κοινά**

Ζεύγη (ζ) ηλεκτρονίων. Με τόν τρόπο αυτό δημιουργούνται τὰ μόρια τῶν ἀμετάλλων στοιχείων (H_2 , Cl_2 κ.ά.) καί τὰ μόρια πολλῶν χημικῶν ἐνώσεων (π.χ. HCl , H_2O , CH_4 κτλ). Στό μόριο τοῦ ὑδρογόνου (H_2) τό κάθε ἄτομο συνεισφέρει ἀπό ἓνα ηλεκτρόνιο κι ἔτσι δημιουργεῖται ἓνα κοινό ζεύγος ηλεκτρονίων πού ἀνήκει καί στά δύο συνδεόμενα ἄτομα. Τό ὑδρογόνο ἔχει ἀποκτήσει τή δομή τοῦ ἥλιου (He).

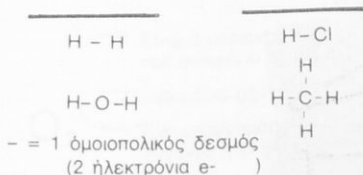
Στό ὕδροχλώριο (HCl) σχηματίζεται ἓνα κοινό ζεύγος ηλεκτρονίων, στό νερό (H_2O) δύο κοινά ζεύγη καί στό μεθάνιο (CH_4) τέσσερα κοινά ζεύγη ηλεκτρονίων. Τά ἄτομα τῶν στοιχείων Cl , O , C ἔχουν τώρα 8ε στήν ἐξωτερική στιβάδα τους (σχ. 5, 6, 7). Οἱ τύποι πού προκύπτουν μέ τόν τρόπο αὐτό λέγονται **ηλεκτρονικοί τύποι**.

Μέ τόν ὁμοιοπολικό δεσμό δημιουργοῦνται γραμμομόρια καί ὄχι ἰοντικοί κρύσταλλοι πού σχηματίζονται στόν ἐτεροπολικό δεσμό. Γιά τό λόγο αὐτό ὁ ὁμοιοπολικός δεσμός λέγεται καί **μοριακός δεσμός**.

● **Ομοιοπολικό σθένος** ὀνομάζεται ὁ ἀριθμός τῶν ηλεκτρονίων πού συνεισφέρει τό ἄτομο ἑνός στοιχείου κατά τό σχηματισμό χημικῶν ἐνώσεων.

Τό ὁμοιοπολικό σθένος παίρνει τιμές 1 ἕως 4. Ἔτσι, π.χ., τό H ἔχει ὁμοιοπολικό σθένος 1, τό Cl 1, τό O 2 καί ὁ C 4. Στόν πίνακα (II) ἀναφέρονται τὰ ὁμοιοπολικά σθένη τῶν κυριότερων ἀμετάλλων καί στόν πίνακα III τὰ ηλεκτρόνια σθένους τῶν στοιχείων τῆς 1ης καί τῆς 2ας περιόδου τοῦ περιοδικοῦ συστήματος.

● Ἄν παραστήσουμε κάθε ὁμοιοπολικό δεσμό 2ε⁻ μέ μιά παύλα (—), τότε οἱ ηλεκτρονικοί τύποι γράφονται μέ ἀπλούστερο τρόπο ὅπως στό σχ. 8. Οἱ τύποι αὐτοί εἶναι γνωστοί καί ὡς **συντακτικοί τύποι**. Κάθε παύλα (—) ἀντιστοιχεῖ σ' ἓνα κοινό ζεύγος ηλεκτρονίων, δηλαδή παριστάνει μιά μονάδα σθένους.



Σχ. 8 Ἀπλούστερη γραφή τῶν ηλεκτρονικῶν τύπων. Τά H^+ καί Cl^- εἶναι στοιχεῖα μονοσθενή. Τό ὀξυγόνο εἶναι δισθενές, ὁ ἀνθράκας τετρασθενής.

ΠΙΝΑΚΑΣ II

ΣΤΟΙΧΕΙΑ ΑΜΕΤΑΛΛΑ	ΟΜΟΙΟΠΟΛΙΚΑ ΣΘΕΝΗ
H, F, Cl, Br, I	1
O, S	2
N, P	3
C, Si	4

ΤΑ ΟΜΟΙΟΠΟΛΙΚΑ ΣΘΕΝΗ
ΜΕΡΙΚΩΝ ΑΜΕΤΑΛΛΩΝ

ΠΙΝΑΚΑΣ III

1η Περίοδος			
ΔΡΑΣΤΙΚΑ			ΑΔΡΑΝΗ
H [•] Z = 1			
			He ^{••} Z = 2
2η Περίοδος			
ΔΡΑΣΤΙΚΑ			ΑΔΡΑΝΗ
Li [•] Z = 3			
	Be ^{••} Z = 4		
		B ^{•••} Z = 5	
C ^{••••} Z = 6			
	N ^{•••••} Z = 7		
		O ^{••••••} Z = 8	
F ^{•••••••} Z = 9			
			Ne ^{••••••••} Z = 10

Τά e⁻ ἐξωτερικής στιβάδας στά ἄτομα τῶν 10 πρώτων στοιχείων

ΠΕΡΙΛΗΨΗ

Οι χημικές ενώσεις σχηματίζονται κυρίως με έτεροπολικό ή ομοιοπολικό δεσμό. Στις έτεροπολικές ενώσεις τα μέταλλα έχουν έτεροπολικό σθένος +1, +2, ή +3 και τα άμεταλλα -1, -2, ή -3, ανάλογα με τον αριθμό ηλεκτρονίων που δίνουν ή παίρνουν αντίστοιχα. Κατά το σχηματισμό ομοιοπολικών ενώσεων, τα στοιχεία εμφανίζουν ομοιοπολικό σθένος 1 έως 4, ανάλογα με τον αριθμό ηλεκτρονίων που συνεισφέρουν.

Οι ομοιοπολικές ενώσεις αποτελούνται από μόρια και όχι από ιόντα, όπως οι έτεροπολικές.

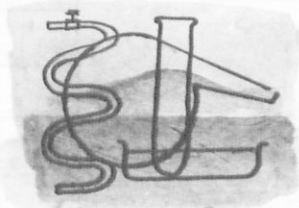
Τα μόρια των άμεταλλων στοιχείων και των ομοιοπολικών ενώσεων περιγράφονται με τους ηλεκτρονικούς και συντακτικούς τύπους.

ΟΡΟΛΟΓΙΑ ΜΑΘΗΜΑΤΟΣ

Στό μάθημα αυτό συναντήσαμε κυρίως τους εξής όρους: Έτεροπολικός (ή ιοντικός) δεσμός, ομοιοπολικός (ή μοριακός) δεσμός, έτεροπολικό σθένος, ομοιοπολικό σθένος, ανιόν, κατιόν, ηλεκτρονικοί και συντακτικοί τύποι.

ΕΡΓΑΣΙΕΣ - ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ

1. Ανάμεσα σε ποια στοιχεία αναπτύσσεται έτεροπολικός δεσμός; Να αναφέρεται ένα παράδειγμα.
2. Ποιά ιόντα λέγονται κατιόντα και ποιά ανιόντα;
3. Ποιες τιμές παίρνει το έτεροπολικό και το ομοιοπολικό σθένος των στοιχείων;
4. Να σχεδιάσετε τους ηλεκτρονικούς τύπους των ενώσεων HF & NH₃.



ΧΗΜΙΚΟΙ ΤΥΠΟΙ - ΓΡΑΦΗ ΚΑΙ ΟΝΟΜΑΤΟΛΟΓΙΑ
ΤΩΝ ΑΝΟΡΓΑΝΩΝ ΧΗΜΙΚΩΝ ΕΝΩΣΕΩΝ

Α) Χημικοί τύποι

Είδαμε στο 8^ο μάθημα ότι κάθε στοιχείο συμβολίζεται διεθνώς με ένα ή δύο γράμματα του λατινικού αλφάβητου. Έτσι π.χ. το σύμβολο του οξυγόνου είναι O, του νατρίου Na κτλ. Όταν θέλουμε να πούμε ότι μία χημική ένωση περιέχει π.χ. 40% κατά βάρος οξυγόνο, το γράφουμε ως εξής: 40% κ.β. O. Όταν όμως θέλουμε να πούμε ότι ένα αέριο μείγμα (π.χ. ο αέρας) περιέχει ελεύθερο (αδέσμευτο) οξυγόνο σε ποσοστό 23% κ.β., το γράφουμε 23% κ.β. O₂ (και όχι 23% κ.β. O). Δηλαδή αλλιώς συμβολίζουμε το ενωμένο και αλλιώς το ελεύθερο (αδέσμευτο) οξυγόνο.

Το σύμβολο O₂ λέγεται **μοριακός τύπος (Μ.Τ.)** του στοιχείου οξυγόνου. Το σύμβολο του οξυγόνου (O) και ο μοριακός του τύπος (O₂) εκφράζουν τά εξής:

- | | |
|----------------|---|
| | → Είναι το σύμβολο του στοιχείου οξυγόνου |
| O | → Ένα άτομο οξυγόνου |
| | → Ένα γραμμοάτομο (gr.at) οξυγόνου ή 16 gr οξυγόνου |
| | → N άτομα οξυγόνου (N = 6,023.10 ²³)
A.Bo = 16 |
| | → Είναι ο μοριακός τύπος του στοιχείου οξυγόνου |
| | → Ένα μόριο οξυγόνου |
| O ₂ | → Ένα γραμμολόριο (mol) οξυγόνου ή 32 gr οξυγόνου |
| | → N μόρια οξυγόνου (ή 2N άτομα οξυγόνου) |
| | → 22,4 l οξυγόνου (στις Κ.Σ.)
MBo ₂ = 32 |

Στό σχ. 1 αναφέρονται τα σύμβολα και οι μοριακοί τύποι (Μ.Τ.) μερικών στοιχείων.

ΣΥΜΒΟΛΟ	ΜΟΡΙΑΚΟΣ ΤΥΠΟΣ	ΣΥΜΒΟΛΟ	ΜΟΡΙΑΚΟΣ ΤΥΠΟΣ
H	H ₂	He	He
O	O ₂	Ne	Ne
N	N ₂	Ar	Ar
F	F ₂	K	K
Cl	Cl ₂	Na	Na
Br	Br ₂	Ca	Ca
I	I ₂	Fe	Fe

Σχ. 1 Οι μοριακοί τύποι μερικών στοιχείων.

● **Μοριακοί τύποι χημικών ενώσεων.** Για να γράψουμε το μοριακό τύπο μιάς ενώσεως ακολουθούμε την εξής διαδικασία:

Γράφουμε με όρισμένη σειρά, το ένα δίπλα στο άλλο, τα σύμβολα των στοιχείων από τα οποία αποτελείται η χημική ένωση. Στο δεξιό και κάτω μέρος κάθε συμβόλου βάζουμε ένα δείκτη που εκφράζει τον αριθμό ατόμων του στοιχείου στο μόριο της ένωσης. Έτσι, π.χ., το μόριο του νερού, που αποτελείται από δύο άτομα υδρογόνου και ένα άτομο οξυγόνου, συμβολίζεται με τον εξής μοριακό τύπο: H₂O. Αν τώρα μας δώσουν το μοριακό τύπο, π.χ. του θειικού οξέος, H₂SO₄ θα τον «μεταφράσουμε» ως εξής:

2 άτομα H
Ένα μόριο H₂SO₄ περιέχει 1 άτομο S
4 άτομα O

Ο Μ.Τ. μιάς χημικής ενώσεως εκφράζει ακόμη 1 γραμμομόριο (mol) ή Ν μόρια της ένωσης.

Για να υπολογίσουμε το μοριακό βάρος (Μ.Β) μιάς ενώσεως πρέπει να γνωρίζουμε το μοριακό της τύπο και τα ατομικά βάρη (ΑΒ) των στοιχείων που περιέχει. Ύστερα πολλαπλασιάζουμε τον αριθμό ατόμων κάθε στοιχείου επί το αντίστοιχο ΑΒ και προσθέτουμε τα γινόμενα που προκύπτουν.

1^ο Παράδειγμα. Ποιό είναι το Μ.Β του H₂O;
(Δίνονται τα ΑΒ: H = 1, O = 16)

Απάντηση: 2 άτομα H X 1 = 2
1 άτομο O X 16 = 16

Αθροισμα = 18

Άρα το Μ.Β. του H₂O είναι 18

2^ο Παράδειγμα: Ποιό είναι τό Μ.Β του H_2SO_4 ;
(Α.Β: H = 1, S = 32, O = 16)

Απάντηση: 2 άτομα H X 1 = 2
1 άτομο S X 32 = 32
4 άτομα O X 16 = 64

Αθροισμα = 98

Αρα τό Μ.Β. του H_2SO_4 είναι 98

Τό mol του H_2O είναι 18 g νερού καί τό mol του H_2SO_4 είναι 98 g θειικού όξεος. Για νά βρούμε τόν αριθμό τών γραμμομορίων μιās ένώσεως πού δίνεται ή μάζα της (σε g), κάνουμε «άπλή μέθοδο τών τριών».

Παράδειγμα: Πόσα mol είναι τά 180g H_2O ; (ΜΒ_{H₂O} = 18)

Λύση: Τά 18g H_2O είναι 1 mol H_2O ;
τά 180g " " X;

$$X = 1 \cdot \frac{180}{18} \text{ mol} = 10 \text{ mol } H_2O$$

● **Συντακτικοί καί ήλεκτρονικοί τύποι τών όμοιοπολικών ένώσεων.** Για νά περιγράψουμε καλύτερα καί άκριβέστερα τό μόριο τών χημικών ένώσεων, χρησιμοποιούμε άκόμη καί όρισμένους άλλους χημικούς τύπους, όπως τόν ήλεκτρονικό καί συντακτικό τύπο πού γνωρίσαμε στό 11^ο μάθημα. Στό σχ. 2 βλέπουμε τούς τρεις χημικούς τύπους του νερού.

● **Οί τύποι τών έτεροπολικών ένώσεων.** Οί έτεροπολικές ένώσεις δέν αποτελούνται από μόρια, αλλά από θετικά καί άρνητικά ίόντα. Τά ίόντα είναι είτε φορτισμένα άτομα (σχ. 3), είτε φορτισμένα συγκροτήματα ατόμων. Τά τελευταία λέγονται καί **ήλεκτροαρνητικές ή ήλεκτροθετικές ρίζες** (σχ. 4) καί είναι σύνθετα ίόντα.

ΜΟΡΙΑΚΟΣ ΤΥΠΟΣ	H_2O
ΗΛΕΚΤΡΟΝΙΚΟΣ ΤΥΠΟΣ	$H:\ddot{O}:H$
ΣΥΝΤΑΚΤΙΚΟΣ ΤΥΠΟΣ	$H-O-H$

Σχ. 2 Οί τρεις χημικοί τύποι του νερού

ΗΛΕΚΤΡΑΡΝΗΤΙΚΕΣ ΡΙΖΕΣ
OH ⁻ ΑΝΙΟΝ ΥΔΡΟΞΥΛΙΟΥ ή ΥΔΡΟΞΥΛΙΟ
NO ₃ ⁻ ΝΙΤΡΙΚΟ ΑΝΙΟΝ ή ΝΙΤΡΙΚΗ ΡΙΖΑ
CO ₃ ⁻ ΑΝΘΡΑΚΙΚΟ ΑΝΙΟΝ ή ΑΝΘΡΑΚΙΚΗ ΡΙΖΑ
SO ₄ ⁻ ΘΕΙΪΚΟ ΑΝΙΟΝ ή ΘΕΙΪΚΗ ΡΙΖΑ
PO ₄ ⁻ ΦΩΣΦΟΡΙΚΟ ΑΝΙΟΝ ή ΦΩΣΦΟΡΙΚΗ ΡΙΖΑ
ΗΛΕΚΤΡΟΘΕΤΙΚΕΣ ΡΙΖΕΣ
NH ₄ ⁺ ΚΑΤΙΟΝ ΑΜΜΩΝΙΟΥ ή ΑΜΜΩΝΙΟ

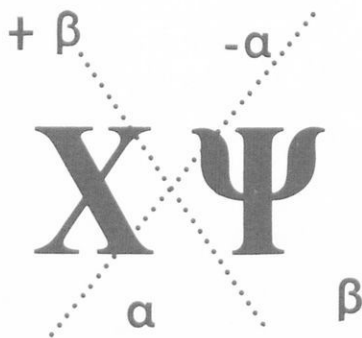
ΙΟΝΤΑ ΜΕΤΑΛΛΩΝ	ΙΟΝΤΑ ΑΜΕΤΑΛΛΩΝ
K ⁺ , Na ⁺ , Ag ⁺	F ⁻ , Cl ⁻ , Br ⁻ , I ⁻
Ca ⁺⁺ , Mg ⁺⁺ , Zn ⁺⁺	O ⁼ , S ⁼
Al ⁺⁺⁺ , Bi ⁺⁺⁺	N ⁻⁻⁻ , P ⁻⁻⁻

Σχ. 4 Μερικά σύνθετα ίόντα (ΡΙΖΕΣ)

Σχ. 3 Άπλά ίόντα μερικών στοιχείων



Σχ. 5α



Σχ. 5β Τα σθένη -α, +β
(Μπαινουν δείκτες στα ιόντα «χιαστί».
Έτσι η ένωση είναι ηλεκτρικά ουδέτερη)

Στά ιόντα γενικά, τὰ ἑτεροπολικό σθένος τους συμπίπτει μὲ τὸ πραγματικό θετικό (ἢ ἀρνητικό) φορτίο ποὺ ἔχουν.

Γιὰ νὰ γράψουμε τὸ χημικὸ τύπο μιᾶς ἑτεροπολικῆς ἐνώσεως ἀκολουθοῦμε τὴν ἐξῆς διαδικασία: Γράφουμε πρῶτο τὸ θετικὸ τμῆμα τῆς καὶ ὕστερα τὸ ἀρνητικό. Κατόπιν σημειώνουμε ἐπάνω δεξιὰ τὸ ἀντίστοιχο ἑτεροπολικό σθένος (ἢ φορτίο) τοῦ καθενός ιόντος.

Γιὰ νὰ εἶναι σωστὰ γραμμένη ἡ ἐνωση θὰ πρέπει νὰ ὑπάρχουν ἴσα (καὶ ἀντίθετα) θετικά καὶ ἀρνητικά φορτία. Αὐτὸ ἐξασφαλίζεται ἂν τὸ σθένος τοῦ ἐνός ιόντος γίνεῖ δείκτης τοῦ ἄλλου ιόντος καὶ ἀντίστροφα (σχ. 5, α, β).

1^ο Παράδειγμα. Νὰ γραφεῖ ὁ τύπος τῆς ἐνώσεως ποὺ ἀποτελεῖται ἀπὸ Na καὶ Cl.

Ἀπάντηση. Γράφουμε πρῶτο τὸ θετικὸ ἰόν καὶ ὕστερα τὸ ἀρνητικό: Na⁺¹Cl⁻¹. Παρατηροῦμε ὅτι τὸ ἀλγεβρικό ἄθροισμα τῶν ἑτεροπολικῶν σθενῶν (ἢ τῶν φορτίων) εἶναι μηδέν. Ἐπομένως, ὁ τύπος τῆς ἐνώσεως αὐτῆς θὰ εἶναι NaCl.

2^ο Παράδειγμα. Νὰ γραφεῖ ὁ τύπος τῆς ἐνώσεως ποὺ ἀποτελεῖται ἀπὸ Ca καὶ Cl.

Ἀπάντηση. Γράφουμε πρῶτο τὸ θετικὸ ἰόν καὶ μετὰ τὸ ἀρνητικό: Ca⁺²Cl⁻¹. Γιὰ νὰ εἶναι ἠλεκτρικά ουδέτερη ἡ ἐνωση αὐτή, θὰ πρέπει νὰ ἔχει τὸν ἐξῆς τύπο: Ca⁺²Cl₂⁻¹ ἢ CaCl₂.

3^ο Παράδειγμα. Νὰ γραφεῖ ὁ τύπος τῆς ἐνώσεως ποὺ ἀποτελεῖται ἀπὸ Al καὶ θεϊκά ιόντα (SO₄⁻²).

Ἀπάντηση. Γράφουμε πρῶτο τὸ θετικὸ ἰόν καὶ μετὰ τὸ ἀρνητικό: Al⁺³SO₄⁻². Ὁ σωστός τύπος τῆς ἐνώσεως αὐτῆς εἶναι: Al₂(SO₄)₃.

Παρατήρηση. Ὅταν τὰ σύνθετα ιόντα ἔχουν δείκτη μεγαλύτερο ἀπὸ 1, ὅπως στὸ προηγούμενο παράδειγμα, τότε τὰ βάζουμε μέσα σὲ παρένθεση καὶ γράφουμε τὸ δείκτη ἐξω ἀπ' αὐτή, δεξιὰ καὶ κάτω.

Β) Ὀνοματολογία χημικῶν ἐνώσεων

Οἱ ὁμοιοπολικές ἐνώσεις ἔχουν ὀνόματα ποὺ ἄλλοτε ἐκφράζουν τὴ χημικὴ τους σύσταση καὶ ἄλλοτε ὄχι. Στὴν πρώτη περίπτωση ἀνήκουν π.χ. τὸ ὕδροχλωρίο (HCl), τὸ ὕδροβρώμιο (HBr) κτλ., ἐνῶ στὴ δεύτερη ἀνήκουν τὸ νερὸ (H₂O), ἡ ἀμμωνία (NH₃) κτλ. Οἱ ἑτεροπολικές ἐνώσεις δύο στοιχείων ἔχουν κατάληξη **-οὔχος** (**-οὔχο**) ἢ **-ίδιο**. Ἡ ὀνομασία τους γίνεται ὅπως στὰ ἀκόλουθα παραδείγματα:

- I) Ag^+Cl^- : χλωριούχος άργυρος ή χλωρίδιο του άργύρου
 $\text{Ca}^{+2}\text{Cl}_2^-$: χλωριούχο ασβέστιο ή χλωρίδιο του ασβεστίου
 K^+Br^- : Βρωμιούχο κάλιο ή βρωμίδιο του καλίου
 $\text{Zn}^{+2}\text{S}^-2$: θειούχος ψευδάργυρος ή σουλφίδιο του ψευδαργύρου

Οι ενώσεις αυτές λέγονται **άλατα**.

Οι έτεροπολικές ενώσεις που έχουν σύνθετα ιόντα ονομάζονται όπως στα ακόλουθα παραδείγματα:

- II) Na^+NO_3^- : νιτρικό νάτριο
 $\text{K}_2^+\text{SO}_4^-$: θειϊκό κάλιο
 $(\text{NH}_4^+)_2\text{SO}_4^-$: θειϊκό άμμώνιο
 $\text{Ca}_3^{+2}(\text{PO}_4^{-3})_2$: φωσφορικό ασβέστιο κλπ.
 Mg^2CO_3 : άνθρακικό μαγνήσιο κλπ.

Οι ενώσεις αυτές λέγονται **άλατα**.

Οι ενώσεις που έχουν την ηλεκτρarνητική ρίζα ύδροξύλιο (OH^-) ονομάζονται ως εξής:

- III Na^+OH^- : Ύδροξειδίο του νατρίου
 K^+OH^- : Ύδροξειδίο του καλίου
 $\text{Ca}^{+2}(\text{OH}^-)_2$: Ύδροξειδίο του ασβεστίου
 $\text{Al}^{+3}(\text{OH}^-)_3$: Ύδροξειδίο του άργιλίου κλπ.

Οι ενώσεις αυτές λέγονται **βάσεις**.

Τά μοριακά βάρη των έτεροπολικών ενώσεων υπολογίζονται όπως και τά Μ.Β των όμοιοπολικών ενώσεων. Π.χ. Μ.Β $\text{NaCl} = 23+35,5 = 58,5$.

ΠΕΡΙΛΗΨΗ

Οι χημικές ενώσεις συμβολίζονται διεθνώς με τούς μοριακούς τύπους (Μ.Τ). Όταν θέλουμε νά δείξουμε καλύτερα και ακριβέστερα τη δομή των μορίων τους, τότε χρησιμοποιούμε τούς συντακτικούς και ηλεκτρονικούς τύπους. Στίς έτεροπολικές ενώσεις (π.χ. βάσεις, άλατα) γράφουμε πρώτο τό θετικό ιόν και μετά τό άρνητικό. Όταν όμως τίς διαβάσουμε, έκφωνούμε πρώτα τό άρνητικό τμήμα και μετά τό θετικό.

ΟΡΟΛΟΓΙΑ ΜΑΘΗΜΑΤΟΣ

Στό μάθημα αυτό συναντήσαμε κυρίως τούς εξής όρους: Χημικοί τύποι, ηλεκτρarνητικές και ηλεκτρο-θετικές ρίζες, χημική όνοματολογία, βάσεις, άλατα.

ΕΡΓΑΣΙΕΣ - ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ

1. Τι εκφράζουν τα σύμβολα O , O_2 , H_2O ;
2. Ποιούς χημικούς τύπους γνωρίζετε και τι δείχνει ο καθένας;
3. Ποιές είναι οι κυριότερες ηλεκτρarνητικές ριζες;
4. Να απομνημονεύσετε τα σθένη των στοιχείων και ριζών που αναφέρονται στα σχήματα 3 και 4.

ΑΣΚΗΣΕΙΣ

1. Πόσα γραμμομόρια (mol) είναι α) τα 360g νερού β) τα 9,8 g θειικού όξeos και γ) τα 3,4 Kg άμμωνίας;
(A B: H = 1, O = 16, S = 32, N = 14)
2. Να υπολογίσετε τα M.B των εξής ενώσεων: $NaCl$, $NaNO_3$, Na_2CO_3 και $Ca(OH)_2$.
(A B: Na = 23, Cl = 35,5, N = 14, O = 16, C = 12, Ca = 40)
3. Να βρείτε τους τύπους των ενώσεων που αποτελούνται:
α) από ασβέστιο και όξιγόνo
β) από τρισθενή σίδηρο και θείο
γ) από ψευδάργυρο και νιτρικό ιόν και
δ) από μαγνήσιο και φωσφορικό ιόν

13^ο ΜΑΘΗΜΑ

ΧΗΜΙΚΕΣ ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΙΣ - ΧΗΜΙΚΕΣ ΕΞΙΣΩΣΕΙΣ ΧΗΜΙΚΟΙ ΥΠΟΛΟΓΙΣΜΟΙ

A) Χημικές αντιδράσεις

Τά χημικά φαινόμενα λέγονται και **χημικές αντιδράσεις**. Σε κάθε χημική αντίδραση διακρίνουμε τά αρχικά σώματα που αντιδρούν μεταξύ τους (**«άντιδρώντα»**) και τά τελικά σώματα που παράγονται (**«προϊόντα»**). Όταν α χημικές αντιδράσεις γίνονται μεταξύ μορίων, λέγονται **μοριακές**, ενώ όταν γίνονται μεταξύ ιόντων, λέγονται **ιοντικές**.

Ταχύτητα χημικών αντιδράσεων. Υπάρχουν αντιδράσεις που τελειώνουν μέσα σε κλάσματα του δευτερολέπτου, όπως υπάρχουν και άλλες που τελειώνουν ύστερα από μεγάλο χρονικό διάστημα. Η

ταχύτητα (ή ρυθμός) μιάς αντίδρασεως είναι συνάρτηση πολλών παραγόντων. Οι κυριότεροι απ' αυτούς είναι η **θερμοκρασία**, οι **άκτινοβολίες** και οι **καταλύτες**.

Όταν αυξάνεται η θερμοκρασία, πάντοτε αυξάνεται η ταχύτητα μιάς αντίδρασεως. Οι άκτινοβολίες διευκολύνουν τις λεγόμενες **φωτοχημικές αντιδράσεις**. Οι καταλύτες είναι διάφορες ουσίες (στοιχεία, ιόντα ή χημικές ενώσεις) που αυξάνουν την ταχύτητα μιάς αντίδρασεως, ακόμη και όταν χρησιμοποιούνται σε πολύ μικρές ποσότητες. Στο τέλος της αντίδρασεως οι καταλύτες παραμένουν ποιοτικά και ποσοτικά αναλλοίωτοι.

Η δράση των καταλυτών ονομάζεται **κατάλυση**.

B) Χημικές εξισώσεις

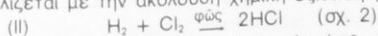
Οι χημικές αντιδράσεις συμβολίζονται διεθνώς με τις **χημικές εξισώσεις**. Έτσι, π.χ., ο σχηματισμός του νερού (H_2O) από τα στοιχεία του υδρογόνου (H_2) και οξυγόνου (O_2) περιγράφεται ποιοτικά και ποσοτικά από την ακόλουθη χημική εξίσωση:



Κάθε χημική εξίσωση πρέπει να ακολουθεί την «άρχη της διατηρήσεως των ατόμων», δηλαδή όσα άτομα από κάθε στοιχείο υπάρχουν στο πρώτο μέλος, τὰ ἴδια νὰ υπάρχουν καὶ στοῦ δευτέρου μέλους τῆς εξισώσεως (σχ. 1). Στις χημικές εξισώσεις τὰ στοιχεία γράφονται με τους μοριακούς τους τύπους (π.χ. H_2 , Cl_2 , Cu , C κτλ.). Από κάθε στοιχείο ή χημική ένωση αντιδρούν πάντοτε ἀκέραιοι ἀριθμοί μορίων.

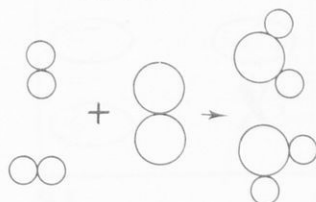
Τό βέλος ($\rightarrow$) που γράφουμε στις χημικές εξισώσεις, εκτός του ότι αντικαθιστά τὸ σημεῖο τῆς ἰσότητος (=), δείχνει ἀκόμη καὶ τὴ φορά πρὸς τὴν ὁποία γίνεται ἡ ἀντίδραση.

Ένα ἄλλο παράδειγμα χημικῆς ἀντίδρασεως εἶναι ἡ ἀπευθείας ἔνωση τοῦ υδρογόνου (H_2) με τὸ χλώριο (Cl_2). Ἡ ἀντίδραση αὕτη διευκολύνεται ἀπὸ τὴν παρουσία φωτός (**φωτοχημικὴ ἀντίδραση**) καὶ συμβολίζεται με τὴν ἀκόλουθη χημικὴ εξίσωση (II):

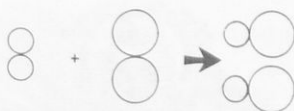


Γιὰ νὰ εἴμαστε σύμφωνοι με τὴν «ἀρχὴ τῆς διατηρήσεως τῶν ατόμων» τοῦ H καὶ τοῦ O στὴν εξίσωση (I), βάλουμε πρὶν ἀπὸ τὸ H_2 καὶ H_2O τὸν **συντελεστή** 2. Τὸν ἴδιο συντελεστή βάλουμε καὶ μπροστὰ ἀπὸ τὸ HCl στὴν εξίσωση (II).

Ἡ εὕρεση τῶν συντελεστῶν μιάς χημικῆς εξισώ-



Σχ. 1 Κατὰ τὴν ἀναγραφὴ τῶν χημικῶν εξισώσεων ἰσχύει ἡ ἀρχὴ τῆς διατηρήσεως τῶν ατόμων.



Σχ. 2 Σχηματισμός HCl ἀπὸ τὰ στοιχεία πού τὸ ἀποτελοῦν.

σεως γενικά είναι εύκολη εργασία, αρκεί αυτό να γίνεται προσεκτικά και με βάση την «άρχή της διατηρήσεως των ατόμων».

Σε κάθε χημική αντίδραση ισχύει ο εξής θεμελιώδης νόμος της Χημείας:

«Η μάζα των σωμάτων που αντιδρούν είναι ίση με τη μάζα των προϊόντων της αντιδράσεως».

Ο νόμος αυτός είναι γνωστός ως «**νόμος διατήρησης της μάζας ή άφθαρείας της ύλης**» και διατυπώθηκε παλιότερα (1785) από το Γάλλο χημικό LAVOISIER (Λαβουαζιέ). Η πειραματική του επιβεβαίωση γίνεται με το ζυγό.

Οι χημικές εξισώσεις αυτόν ακριβώς τό νόμο εκφράζουν ποσοτικά.

Γ) Χημικοί (ή στοιχειομετρικοί) υπολογισμοί

Όταν θέλουμε να βρούμε τη μάζα ή τον όγκο ενός σώματος που συμμετέχει σε κάποια χημική αντίδραση, κάνουμε τούς σχετικούς υπολογισμούς με βάση τη χημική εξίσωση της αντιδράσεως. Οι υπολογισμοί αυτοί λέγονται χημικοί ή στοιχειομετρικοί και βασίζονται στα ακόλουθα πορίσματα:

- 1) Η αναλογία μορίων είναι πάντοτε και αναλογία γραμμομορίων.
- 2) Ειδικά στα αέρια, η αναλογία μορίων είναι και αναλογία όγκων, όταν οι όγκοι μετρηθούν κάτω από τις ίδιες συνθήκες πίεσεως και θερμοκρασίας. Ο γραμμομοριακός όγκος των αερίων είναι 22,4 l στis Κ.Σ. Έτσι, π.χ. για τη χημική εξίσωση $H_2 + Cl_2 \rightarrow 2HCl$ θα έχουμε:



H_2	$+ Cl_2$	$\rightarrow 2HCl$
1 μόριο H_2	$+ 1$ μόριο Cl_2	$\rightarrow 2$ μόρια HCl
1 mol H_2	$+ 1$ mol Cl_2	$\rightarrow 2$ mol HCl
ή 2 g H_2	$+ 71$ g Cl_2	$\rightarrow 2,36,5$ g HCl
1 όγκος H_2	$+ 1$ όγκος Cl_2	$\rightarrow 2$ όγκοι HCl
ή 22,4 l H_2	$+ 22,4$ l Cl_2	$\rightarrow 2,22,4$ l HCl
$MB_{H_2} = 2$		
$MB_{Cl_2} = 71$		
$MB_{HCl} = 36,5$		

(Τα σώματα H_2 , Cl_2 και HCl είναι αέρια).

Antoine Lavoisier (1743-1794).
Θεωρείται ο θεμελιωτής της σύγχρονης Χημείας

Σε κάθε στοιχειομετρικό υπολογισμό θα έχουμε τέσσερα ποσά. Τα δύο προκύπτουν από τη χημική έ-

ξίσωση, τό τρίτο δίνεται καί ὑπολογίζουμε τό τέταρτο (σχ. 3).

1^ο Παράδειγμα. Πόσα mol O₂ χρειάζονται γιά τήν παρασκευή 10 mol H₂O;

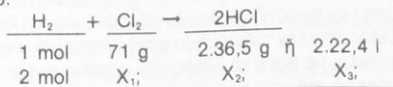
Λύση. Γράφουμε τή χημική ἐξίσωση σχηματισμοῦ τοῦ νεροῦ ἀπό H₂ καί O₂. Ὑστερα σημειώνουμε κάτω ἀπό κάθε σῶμα πού μᾶς ἐνδιαφέρει τόσα mol, ὅσα εἶναι τά μόρια τοῦ σώματος πού συμμετέχουν στήν ἀντίδραση. Τό ζητούμενο βρίσκεται μέ ἀπλή μέθοδο τῶν τριῶν:

$$\begin{array}{rcccl} 2\text{H}_2 & + & \frac{\text{O}_2}{1 \text{ mol}} & \rightarrow & \frac{2\text{H}_2\text{O}}{2 \text{ mol}} \\ & & \text{X;} & & 10 \text{ mol} \\ \hline \text{X} = 1 \cdot \frac{10}{2} \text{ mol} = 5 \text{ mol O}_2 \end{array}$$

Ἄρα χρειάζονται 5 mol O₂

2^ο Παράδειγμα. Διαθέτουμε 2 mol H₂. α) Μέ πόσα γραμμάρια Cl₂ ἀντιδρουν; β) Πόσα γραμμάρια καί πόσα λίτρα ὑδροχλωρίου (στίς Κ.Σ) παράγονται; (ΑΒ: H = 1, Cl = 35,5, Vmol = 22,4 l στίς Κ.Σ).

Λύση: Γιά νά λύσουμε τό πρόβλημα αὐτό θά πρέπει νά λάβουμε ὑπόψη μας τίς χημικές μονάδες μάζας καί τίς σχέσεις πού τίς συνοδεύουν. Τό Μ.Β τοῦ Cl₂ εἶναι 2·35,5 = 71 καί τοῦ HCl (1+35,5) = 36,5.



$$\text{X}_1 = 71 \cdot \frac{2}{1} \text{ g} = 142 \text{ g Cl}_2$$

$$\text{X}_2 = 2·36,5 \cdot \frac{2}{1} \text{ g} = 146 \text{ g HCl}$$

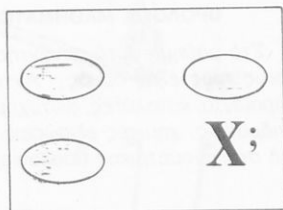
$$\text{X}_3 = 2·22,4 \cdot \frac{2}{1} \text{ l} = 89,6 \text{ l HCl}$$

Παρατήρηση: Ὅπως βλέπουμε στό παράδειγμα αὐτό, οἱ μονάδες στήν ἴδια κάθετη στήλη πρέπει νά συμφωνοῦν. (Δηλαδή mol-mol, g-g, l-l).

ΠΕΡΙΛΗΨΗ

Κατά τίς χημικές ἀντιδράσεις, ἀπό ὀρισμένα ἀρχικά σώματα, τά «ἀντιδρώντα», προκύπτουν νέα σώματα μέ διαφορετικές ιδιότητες, «τά προϊόντα». Οἱ χημικές ἀντιδράσεις περιγράφονται ποιοτικά καί ποσοτικά μέ τίς χημικές ἐξισώσεις. Σέ κάθε χημική ἀντίδραση ἰσχύει ὁ νόμος διατηρήσεως τῆς μάζας ἢ ἀφθαρείας τῆς ὕλης (Νόμος τοῦ LAVOISIER).

Οἱ χημικοί ἢ στοιχειομετρικοί ὑπολογισμοί βασίζονται στίς χημικές ἐξισώσεις τῶν ἀντιδράσεων καί γίνονται μέ ἀπλή μέθοδο τῶν τριῶν. Τά ποσά εἶναι πάντοτε ἀνάλογα.



Σχ. 3

ΟΡΟΛΟΓΙΑ ΜΑΘΗΜΑΤΟΣ

Στό μάθημα αυτό συναντήσαμε κυρίως τούς έξης όρους: 'Αντιδρώντα, προϊόντα, καταλύτες, φωτοχημικές αντιδράσεις, χημικές εξισώσεις, χημικοί (ή στοιχειομετρικοί) ύπολογισμοί.

ΕΡΓΑΣΙΕΣ - ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ

1. Ποιοί κυρίως παράγοντες επηρεάζουν την ταχύτητα μιάς αντιδράσεως; Τι είναι οι καταλύτες;
2. Τι εκφράζει μιά χημική εξίσωση;
3. Τι λέει ο νόμος του LAVOISIER;
4. Πώς γίνονται οι χημικοί (ή στοιχειομετρικοί) ύπολογισμοί;

ΑΣΚΗΣΕΙΣ

1. Αντιδρούν 40 g από μία ούσία Α με 16 g μιάς άλλης ούσίας Β και δίνουν αποκλειστικά μία τρίτη ούσία Γ. Πόσα g τής Γ σχηματίστηκαν;
2. Πόσα γραμμάρια H_2O παράγονται από 4 g H_2 (ΑΒ: H=1, O=16)
3. Πόσα λίτρα HCl (στις Κ.Σ.) παράγονται από 5 λίτρα H_2 ;
4. Πόσα γραμμάρια HCl παράγονται από 5 mol Cl_2 (Α.Β.: H=1 Cl=35.5)

14^ο ΜΑΘΗΜΑ

ΚΑΤΗΓΟΡΙΕΣ ΧΗΜΙΚΩΝ ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΩΝ



Σχ. 1 'Ο άνθρακας πού έχουν τά ξύλα καίγεται με τό O_2 του άέρα στο τζάκι.

● Ταξινόμηση των χημικών αντιδράσεων. Στο προηγούμενο μάθημα διακρίναμε τίς χημικές αντιδράσεις σε **μοριακές** και **ιοντικές**, ανάλογα με τη φύση των σωματιδίων πού αντιδρούν (μόρια ή ίοντα). Έκτός από την ταξινόμηση αυτή, μπορεί νά γίνει και μιά άλλη, με βάση τό **είδος** των προϊόντων τής αντιδράσεως και τόν **τρόπο** πού σχηματίζονται αυτά. Έτσι οι αντιδράσεις ταξινομούνται στις έξης κυρίως κατηγορίες: 'Αντιδράσεις **συνθέσεως**, **άποσυνθέσεως**, **άπλης** και **διπλής άντικαταστάσεως**.

Α) 'Αντιδράσεις συνθέσεως

Κατά τίς αντιδράσεις αυτές γίνεται σύνθεση χημικών ενώσεων είτε άπευθείας από τά στοιχεία τους, είτε από άλλες χημικές ενώσεις.



(σύνθεση νερού)



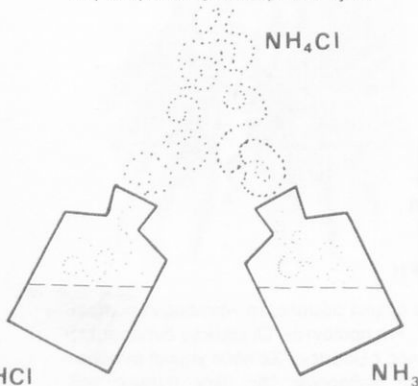
(σύνθεση διοξειδίου του άνθρακα) (σχ. 1)



άμμωνια υδροχλωρίο χλωριούχο άμμώνιο

(σύνθεση χλωριούχου άμμωνίου) (σχ. 2)

Οι αντιδράσεις συνθέσεως γίνονται ανάμεσα σε ούσίες (στοιχεία ή χημικές ενώσεις) πού εμφανίζουν



Σχ. 2 Οι άτμοί τής NH_3 και του HCl σχηματίζουν ένα λευκό καπνό από στερεό χλωριούχο άμμώνιο (NH_4Cl).

μεγάλη τάση να ενώνονται μεταξύ τους. Τά εύγενή αέρια δεν αντιδρούν με άλλες ουσίες.

Β) Αντιδράσεις αποσυνθέσεως

● Οι αντιδράσεις **αποσυνθέσεως** οδηγούν σε αντίθετα αποτελέσματα από τις προηγούμενες. Συγκεκριμένα στις αντιδράσεις αποσυνθέσεως γίνεται αποσύνθεση (διάσπαση) των χημικών ενώσεων, είτε στα στοιχεία τους είτε σε άλλες χημικές ενώσεις. Η διάσπαση των χημικών ενώσεων πραγματοποιείται συνήθως με απορρόφηση (κατανάλωση) μιάς ποσότητας ενέργειας. Η ενέργεια αυτή μπορεί να είναι θερμική, ηλεκτρική ή φωτεινή.

Π.χ. $2\text{HgO} \xrightarrow{\text{θέρμανση}} 2\text{Hg} + \text{O}_2$ (διάσπαση οξειδίου του Hg) (σχ. 3)

$2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{ηλεκτρόλυση}} 2\text{H}_2 + \text{O}_2$ (διάσπαση νερού)

Γ) Αντιδράσεις άπλης αντικαταστάσεως

● Κατά τις αντιδράσεις αυτές ένα στοιχείο **αντικαθιστά** κάποιο άλλο από ένωση του. Για να γίνει μία αντίδραση **άπλης αντικαταστάσεως**, θα πρέπει το ένα από τα δύο στοιχεία να έχει κάποια ιδιότητα σε έντονότερο βαθμό από το άλλο ή όπως λέμε **άπλη**, να είναι **δραστικότερο**.

Π.χ. $\text{Fe} + \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$ (Ο Fe αντικαθιστά τον Cu) (σχ. 4)

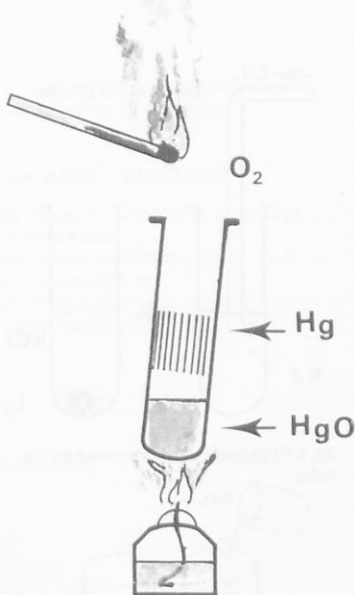
$\text{Cl}_2 + 2\text{KI} \rightarrow 2\text{KCl} + \text{I}_2$ (Τό χλώριο αντικαθιστά το ιώδιο) (σχ. 5)

Υστερα από πολλά σχετικά πειράματα, τοποθέτησαν τα στοιχεία σε δύο σειρές: μία για τα μέταλλα και μία για τα αμέταλλα (σχ. 6)

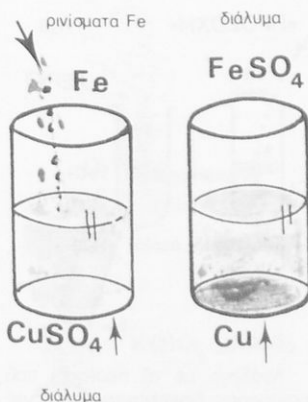
Κάθε στοιχείο μπορεί ν' αντικαταστήσει από τις ενώσεις τους όλα τα στοιχεία που βρίσκονται **δεξιά** του. Επομένως το H μπορεί ν' αντικατασταθεί μόνο από μέταλλα που βρίσκονται **αριστερά** του στη σειρά (α). Οι σειρές (α) και (β) καθορίζουν λοιπόν πότε γίνεται μία αντίδραση άπλης αντικαταστάσεως και ονομάζονται **ηλεκτροχημικές σειρές** των στοιχείων.

(α) K Ca Na Mg Al Zn Fe H Cu Ag Au
(β) F ₂ , Cl ₂ , Br ₂ , I ₂

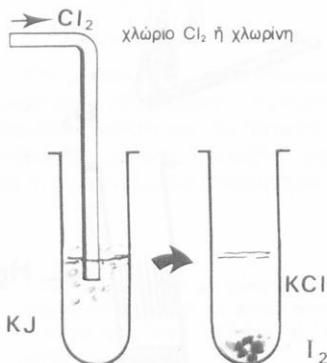
σχ. 6 Ηλεκτροχημική σειρά μερικών μετάλλων (α) και μερικών αμετάλλων (β). Όσο πιο αριστερότερα είναι ένα στοιχείο, τόσο **δραστικότερο** είναι.



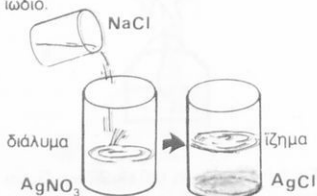
σχ. 3 Η διάσπαση του HgO δίνει O₂ και Hg.



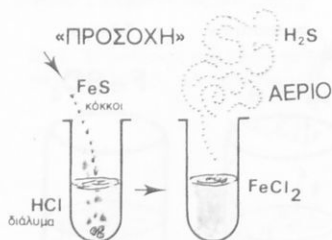
σχ. 4 Ο Fe αντικαθιστά το -(Cu)- γιατί είναι πιο **δραστικός**.



Σχ. 5 Το χλώριο είναι πιο δραστικό από το ιώδιο.



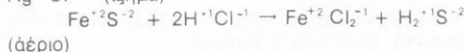
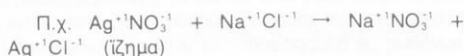
Σχ. 7 Σχηματισμός ιζήματος AgCl
 $\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow \text{AgCl} \downarrow$



Σχ. 8 Σχηματισμός αερίου $-(\text{H}_2\text{S})-$
 $\text{S} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{H}_2\text{S}$

Δ) Αντιδράσεις διπλής αντικαταστάσεως

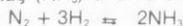
● Οι αντιδράσεις της κατηγορίας αυτής γίνονται ανάμεσα σε **ιόντα** και οδηγούν είτε σε διάλυτο στο νερό σῶμα (**ιζήμα**), είτε σε **αέριο** που φεύγει από το διάλυμα. Αυτό γίνεται ως εξής: Το θετικό τμήμα (ή θετικό ιόν) της μιάς ένωσης ενώνεται με το αρνητικό τμήμα (ή αρνητικό ιόν) της άλλης και αντίθετα.



Οι αντιδράσεις αυτές γίνονται εύκολα και στο εργαστήριο (σχ. 7 και 8). Βλέπουμε λοιπόν ότι για να πραγματοποιηθεί μία αντίδραση διπλής αντικαταστάσεως, θα πρέπει να συμβαίνει το εξής: Ένα τουλάχιστον από τα ιόντα της μιάς ένωσης (π.χ. το θετικό) να ενώνεται με το ετερόνυμο φορτισμένο ιόν της άλλης (το αρνητικό) και να σχηματίζουν είτε **ιζήμα**, είτε **αέριο** σῶμα.

● **Μονόδρομες και αμφίδρομες αντιδράσεις.** Οι αντιδράσεις διπλής αντικαταστάσεως, καθώς και πολλές άλλες, γίνονται μόνο προς τα δεξιά (→) και λέγονται **μονόδρομες**. Αυτό π.χ. σημαίνει ότι δε γίνεται αντίδραση ανάμεσα στο NaNO_3 και τον AgCl . Υπάρχουν όμως και άλλες αντιδράσεις που γίνονται ταυτόχρονα και προς τα δεξιά (→) και προς τα αριστερά (←).

Οι αντιδράσεις αυτές λέγονται **αμφίδρομες**. Μία τέτοια αμφίδρομη αντίδραση είναι π.χ. η σύνθεση της αμμωνίας (NH_3) από τα στοιχεία της:



ΠΕΡΙΛΗΨΗ

Ανάλογα με τα προϊόντα που δίνουν και τον τρόπο που γίνονται, οι χημικές αντιδράσεις διακρίνονται κυρίως σε αντιδράσεις συνθέσεως, αποσυνθέσεως, απλής και διπλής αντικαταστάσεως. Με τις δύο πρώτες κατηγορίες αντιδράσεων γίνεται σύνθεση ή διάσπαση των χημικών ενώσεων αντίστοιχα. Στις αντιδράσεις απλής αντικαταστάσεως γίνεται αντικατάσταση ενός στοιχείου από άλλο δραστικότερο. Στις αντιδράσεις διπλής αντικαταστάσεως ενώνονται δύο αντίθετα ιόντα από δύο διαφορετικές ενώσεις και δημιουργούν είτε ιζήμα, είτε αέριο σῶμα.

Οι αντιδράσεις που γίνονται μόνο προς τα δεξιά ($\rightarrow$) λέγονται μονόδρομες, ενώ αυτές που γίνονται και προς τις δύο κατευθύνσεις ($\rightleftharpoons$) λέγονται αμφίδρομες.

ΟΡΟΛΟΓΙΑ ΜΑΘΗΜΑΤΟΣ

Στό μάθημα αυτό συναντήσαμε κυρίως τούς εξής όρους: Αντιδράσεις συνθέσεως, αποσυνθέσεως, άπλης και διπλής αντικαταστάσεως μονόδρομες και αμφίδρομες αντιδράσεις, ηλεκτροχημική σειρά μετάλλων και άμετάλλων.

ΕΡΓΑΣΙΕΣ - ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ

1. Ποιές λέγονται αντιδράσεις συνθέσεως και αποσυνθέσεως;
2. Τι γίνεται στις αντιδράσεις άπλης και διπλής αντικαταστάσεως;
3. Ποιές αντιδράσεις λέγονται μονόδρομες και ποιές αμφίδρομες;

ΑΣΚΗΣΕΙΣ

1. Να συμπληρώσετε τούς συντελεστές στις επόμενες χημικές εξισώσεις:

$$\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{HCl}$$

$$\text{N}_2 + \text{H}_2 \rightarrow \text{NH}_3$$

$$\text{Zn} + \text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$$

$$\text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{BaSO}_4 + \text{HCl}$$
2. Πόσα γραμμάρια CO_2 παράγονται κατά την καύση 4,8 g C;
(Α.Β.: C=12 O=16)
3. Πόσα mol AgCl παράγονται κατά την αντίδραση 340 g AgNO_3 με NaCl ;
(Α.Β.: Ag = 108, N=14, O = 16, Cl = 35,5)

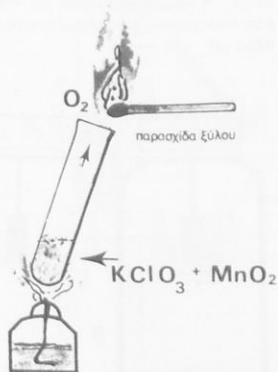
15^ο ΜΑΘΗΜΑ

ΔΥΟ ΠΟΛΥ ΣΠΟΥΔΑΙΑ ΣΤΟΙΧΕΙΑ, ΤΟ ΟΞΥΓΟΝΟ ΚΑΙ ΤΟ ΥΔΡΟΓΟΝΟ
(I) ΤΟ ΟΞΥΓΟΝΟ

Σύμβολο: O - Μοριακός τύπος: O_2

A) Προέλευση

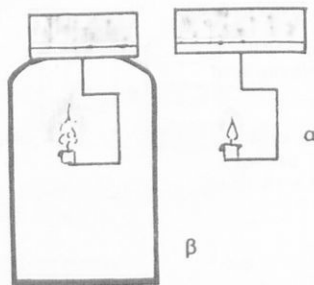
Τό οξυγόνο είναι τό άφθονότερο στοιχείο στον πλανήτη μας. **Ελεύθερο** ύπάρχει στον ατμοσφαιρικό αέρα, σέ αναλογία 21% κ.δ. περίπου. **Ενωμένο** βρίσκεται στή γή ως συστατικό του νερού (H_2O) και πολλών άλλων χημικών ενώσεων.



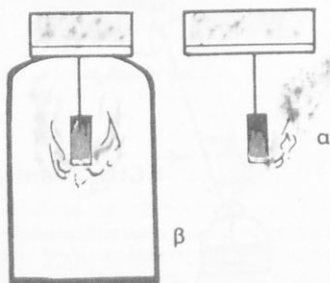
Σχ. 1 Παρασκευή του οξυγόνου με άπλό τρόπο



Σχ. 2 Φιάλη οξυγόνου σε πίεση



Σχ. 3 Η καύση του θείου σε καθαρό οξυγόνο (β) γίνεται πιο ζωντανή παρά στον αέρα (α)



Σχ. 4 Η καύση του άνθρακα (ξύλου) γίνεται πιο ζωντανή σε καθαρό οξυγόνο (β) παρά στον αέρα (α)

Τό O_2 μπορούμε εύκολα νά τό φτιάξουμε καί στο έργαστήριο, θερμαίνοντας χλωρικό κάλιο ($KClO_3$). Η θερμική διάσπαση τής ουσίας αútης διευκολύνεται από τήν παρουσία ενός καταλύτη πού λέγεται διοξειδίο του μαγγανίου ή πυρολουσίτης (MnO_2) (σχ. 1).

Β) Φυσικές ιδιότητες του οξυγόνου

Τό O_2 είναι **άέριο**, άχρωμο, άοσμο καί άγευστο. Διαλύεται πολύ λίγο στό νερό. Στο έμπόριο φέρεται μέσα σε άνθεκτικές φιάλες από άτσάλι, μέ μεγάλη πίεση (100-150 Atm) (σχ. 2). Τό άέριο οξυγόνο δύσκολα ύγροποιείται. Τό ύγρό οξυγόνο έχει άνοιχτό μπλέ χρώμα. Τό κανονικό σημείο βρασμού του είναι πολύ χαμηλό ($-183^\circ C$).

Γ) Χημικές ιδιότητες του οξυγόνου - Καύση

Τό O_2 είναι πολύ **δραστικό στοιχείο**. Αντιδρά εύκολα μέ τά περισσότερα στοιχεία, όπως π.χ. ό άνθρακας (C), τό θείο (S), ό φωσφόρος (P), τό ύδρογόνο (H) κ.ά. Η αντίδραση του οξυγόνου μέ τά στοιχεία καί τίς χημικές ενώσεις λέγεται **καύση**. Τά προϊόντα τής καύσεως όνομάζονται **όξειδια**. Τά όξειδια είναι ενώσεις του οξυγόνου μέ διάφορα στοιχεία (μέταλλα ή άμέταλλα).

Παραδείγματα:

Καύση του άνθρακα: $C + O_2 \rightarrow CO_2$
(Διοξείδιο του άνθρακα)

Καύση του θείου: $S + O_2 \rightarrow SO_2$
(Διοξείδιο του θείου)

Καύση του ύδρογόνου: $2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$
(όξείδιο του ύδρογόνου ή νερό)

Κατά τήν καύση έλευθερώνεται θερμότητα στο περιβάλλον καί παράγεται φώς.

Τό φαινόμενο τής καύσεως βρίσκει πολλές έφαρμογές στην καθημερινή ζωή μας καί στη βιομηχανία. Έτσι, π.χ., μέ τήν καύση των ξύλων στο τζάκι ή του πετρελαίου στους καυστήρες του καλοριφέρ ζεσταίνουμε τό χειμώνα. Μέ τήν καύση των ύγρων καυσίμων (βενζίνη, πετρέλαιο) παράγεται θερμική ενέργεια (θερμότητα) πού μετατρέπεται σε άλλες μορφές ενέργειας: κινητική, ηλεκτρική κτλ.

Ένα άλλο χαρακτηριστικό γνώρισμα τής καύσεως είναι ότι γίνεται μέ πολύ μεγάλη ταχύτητα.

Η καύση λοιπόν είναι μία ταχύτατη αντίδραση του οξυγόνου μέ διάφορα σώματα, κατά τήν όποία έλευθερώνεται θερμότητα καί παράγεται φώς.

Οι αντιδράσεις καύσεως γίνονται είτε μέσα στον **αέρα** (μέ το όξυγόνο του), είτε μέσα σε **καθαρό όξυγόνο**. Στή δεύτερη περίπτωση είναι πιο γρήγορες και μέ ζωηρότερη φλόγα (σχ. 3 και 4).

● **Τέλεια και άτελής καύση του άνθρακα.** "Όταν ο C κατά την καύση του μετατρέπεται αποκλειστικά σε CO_2 , λέμε ότι καίγεται **τέλεια**: $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$ (τέλεια καύση του άνθρακα). "Όταν όμως μετατρέπεται αποκλειστικά σε μονοξειδίο του άνθρακα (CO) ή σε μείγμα CO_2 και CO , τότε αυτό το λέμε **άτελη καύση**:



Μονοξειδίο του άνθρακα παράγεται πολλές φορές στις σόμπες που δε λειτουργούν όμαλα καθώς και στα μαγκάλια (σχ. 5). "Αν ο χώρος δεν αερίζεται καλά, τότε το CO προκαλεί ακόμη και το θάνατο των ανθρώπων και ζώων. Μερικά σώματα, όπως π.χ. το κερί, καίονται μέ φλόγα που αφήνει αιθάλη (καπνιά). "Η αιθάλη είναι άνθρακας που δεν κήκε (σχ. 6). Τό ίδιο συμβαίνει και στους καυστήρες πολλών αυτοκινητών και έργοστασιών. Τό CO και ή αιθάλη είναι τά κυριότερα βλαβερά συστατικά των καυσαερίων που ρυπαίνουν τόν αέρα των μεγάλων πόλεων και βιομηχανικών κέντρων (σχ. 7).

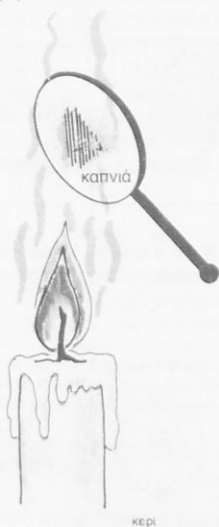
● **Βραδεία καύση σιδήρου.** "Ο σίδηρος (Fe) καίγεται στον αέρα ή σε καθαρό O_2 και δίνει ένα όξειδίο του και θερμότητα. "Αν όμως αφήσουμε ένα σιδερένιο αντικείμενο (π.χ. ένα καρφί) σε χώρο που έχει υγρασία, ύστερα από αρκετό χρόνο θά δούμε ότι στην επιφάνειά του έχει σχηματιστεί σκουριά (σχ. 8). Τό σκουριάσμα του σιδήρου όφειλεται στην επίδραση των συστατικών του αέρα (O_2 , υγρασία) και λέγεται **βραδεία καύση ή όξειδωση** του σιδήρου. Τό σκουριάσμα λοιπόν προχωρεί σιγά - σιγά και δε γίνεται αντιληπτό, έπειδή δεν παράγεται φώς.

● **Όξειδωση - Όξειδωτικά σώματα.** Τό άτομο του όξυγόνου έχει στην έξωτερική του στιβάδα 6ε και γι' αυτό έχει τάση είτε νά πάρει 2ε, είτε νά συνεισφέρει 2ε, ώστε ν' αποκτήσει δομή εύγενοϋς αερίου (8ε). Τά σώματα (στοιχεία ή χημικές ενώσεις) που έχουν τάση νά προσλαμβάνουν ήλεκτρονια λέγονται **όξειδωτικά σώματα**. "Ενα τέτοιο σώμα είναι και τό O_2 (σχ. 9).

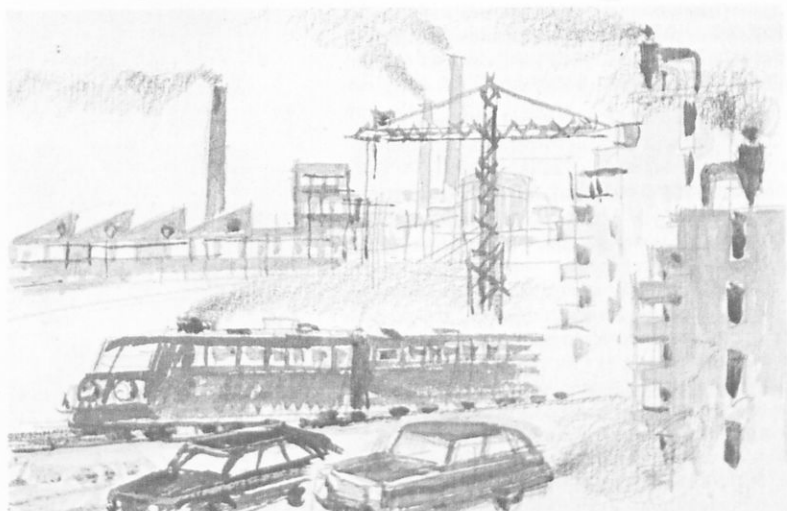
● **Αναπνοή.** Τό όξυγόνο είναι άπαραίτητο γιά την ύπαρξη και ανάπτυξη της ζωής στον πλανήτη μας. Οι άνθρωποι και τά ζώα παίρνουν τό O_2 από τόν αέρα μέ τή λειτουργία της **ανάπνοης**. Τό O_2 έρχεται στους ιστούς μέ τό αρτηριακό αίμα. "Εκεί συντελεί-



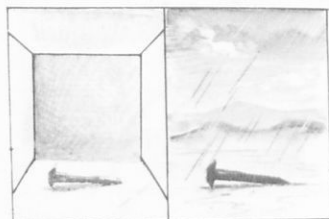
Σχ. 5 Τά μαγκάλια μέ τά μισοαναμμένα κάρβουνα παράγουν μονοξειδίο του άνθρακα (CO) που είναι ύπουλο δηλητήριο (δε μυρίζει).



Σχ. 6 "Η φλόγα του κεριού αφήνει αιθάλη (καπνιά). Λέμε ότι ή φλόγα αιθαλίζει.



Σχ. 7 Τά καυσαέρια περιέχουν αιθάλη, CO και άλλα βλαβερά συστατικά.



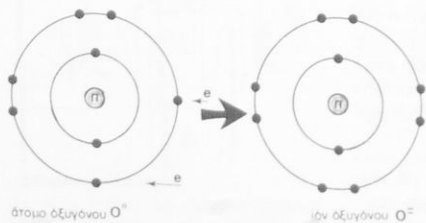
Σχ. 8 Τό σιδερένιο καρφί σκουριάζει όταν έκτεθει στον αέρα και στην υγρασία

ται ένα πολύπλοκο βιολογικό φαινόμενο που τό λέμε «βραδεία καύση» ή «βιολογική οξειδωση». Με τό φαινόμενο αυτό παράγεται ή απαραίτητη ενέργεια γιά τήν κίνηση και ανάπτυξη τών οργανισμών (**ζωική θερμότητα**).

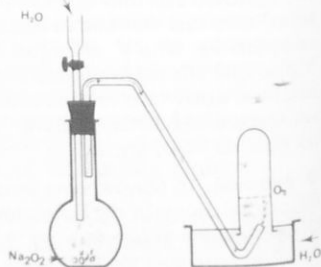
Τό O_2 , όπως είδαμε πιά πάνω, έχει μικρή διαλυτότητα στό νερό. Τό διαλυμένο O_2 τού αέρα στό νερό τών ποταμών, λιμνών και θαλασσών είναι άρκετό γιά τήν άναπνοή τών υδρόβιων οργανισμών (ψάρια κτλ.).

Δ) Παρασκευές τού οξυγόνου

Στή βιομηχανία τό οξυγόνο παρασκευάζεται κατά δύο τρόπους:



Σχ. 9 Τό άτομο τού οξυγόνου παίρνει δύο ηλεκτρόνια. Είναι οξειδωτικό σώμα



Σχ. 10 Παρασκευή οξυγόνου από οξυλίθο (Na_2O_2)

α) Από τον υδροποιημένο αέρα με κλασματική απόσπαση. (Βλέπε μάθημα 5^ο).

β) Από το νερό με ηλεκτρόλυση (Βλέπε μάθημα 7^ο).

Στό **έργαστήριο** παρασκευάζεται εύκολα με πολλούς τρόπους, όπως π.χ. με θερμική διάσπαση του χλωρικού καλίου (KClO_3) ή του οξειδίου του υδραργύρου (HgO). (Βλέπε μάθημα 14^ο). Ένας άλλος τρόπος παρασκευής O_2 είναι με επίδραση H_2O σ' ένα οξείδιο που λέγεται υπεροξείδιο του νατρίου ή οξυλίθος (Na_2O_2) (σχ. 10).

Ε) Χρήσεις του οξυγόνου

Τό οξυγόνο είναι απαραίτητο για τη ζωή των ζώων και φυτικών οργανισμών. Με τό O_2 γίνονται οι καύσεις των καυσίμων που αποδεσμεύουν ενέργεια (θερμότητα).

Τό O_2 χρησιμοποιείται ακόμη στά νοσοκομεία, στά υποβρύχια, στους πυραύλους, στά διαστημόπλοια κτλ. (σχ. 11).



Σχ. 11 Χρήσεις του οξυγόνου

ΠΕΡΙΛΗΨΗ

Τό οξυγόνο είναι τό πιό διαδομένο στοιχείο στή γή. Είναι αέριο, άχρωμο και άοσμο. Διαλύεται πολύ λίγο στό νερό και υδροποιείται δύσκολα. Παρασκευάζεται βιομηχανικά από τόν αέρα και τό νερό. Στό έργαστήριο παρασκευάζεται κυρίως από χλωρικό κάλιο (KClO_3) ή από διάφορα οξείδια (HgO , Na_2O_2 κτλ.). Κατά τήν καύση τών στοιχείων και τών χημικών ενώσεων έλευθερώνεται θερμότητα. Η καύση διακρίνεται σέ τέλεια, άτελή και βραδεία. Τά φαινόμενα τής αναπνοής και του σκουριάματος του Fe ανήκουν στή βραδεία καύση. Τό οξυγόνο είναι έντελώς απαραίτητο για τήν ύπαρξη και διατήρηση τής ζωής στον πλανήτη μας.

ΕΡΓΑΣΙΕΣ - ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ

1. Νά μάθετε πώς γίνεται ή ανακύκλωση του οξυγόνου στή φύση και τί ρόλο παίζουν τά δέντρα στό φαινόμενο αυτό (φωτοσύνθεση).
2. Ποιά φαινόμενα ονομάζονται καύσεις; Τι είναι ή άτελής καύση του άνθρακα, ή βραδεία καύση (ή οξείδωση) του σιδήρου και ή αναπνοή;
3. Πώς παρασκευάζεται τό οξυγόνο και ποιές είναι οι χρήσεις του;

ΟΡΟΛΟΓΙΑ ΜΑΘΗΜΑΤΟΣ

Στό μάθημα αυτό συναντήσαμε κυρίως τούς έξης όρους: Φυσικές και χημικές ιδιότητες, καύση, οξείδια, οξείδωση, οξειδωτικά σώματα, αναπνοή.

ΑΣΚΗΣΕΙΣ

1. Πόσα λίτρα SO_2 (στις Κ.Σ.) παράγονται κατά τήν καύση 320 g θείου; ($\text{A.B.S} = 32$).
2. Η χημική έξωση τής αντιδράσεως του οξυλίου (Na_2O_2) με τό νερό είναι ή ακόλουθη: $2\text{Na}_2\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 4\text{NaOH} + \text{O}_2$. Πόσα γραμμάρια οξυλίου χρειάζονται για τήν

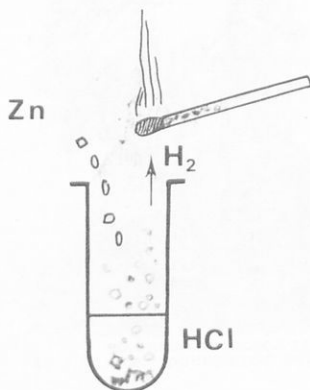
παρασκευή 44,8 λίτρων O_2 (στις Κ.Σ.); ($\text{A.B. Na} = 23$, $\text{O} = 16$).

3. Ο αέρας περιέχει 21% κ.ό. οξυγόνο. Πόσα λίτρα αέρα χρειαζόμαστε για τήν παρασκευή 50 λίτρων οξυγόνου στις Κ.Σ.;

ΔΥΟ ΠΟΛΥ ΣΠΟΥΔΑΙΑ ΣΤΟΙΧΕΙΑ, ΤΟ ΟΞΥΓΟΝΟ
ΚΑΙ ΤΟ ΥΔΡΟΓΟΝΟ

(II) ΤΟ ΥΔΡΟΓΟΝΟ

Σύμβολο: H - Μοριακός τύπος: H₂



Σχ. 1 Παρασκευή του υδρογόνου με απλό τρόπο



Σχ. 2 Φιάλη με υδρογόνο σε πίεση.

Α) Προέλευση

Τό υδρογόνο υπάρχει στη φύση και ελεύθερο και ένωμένο. **Ελεύθερο** υπάρχει μόνο στα ανώτερα στρώματα της ατμοσφαιρας καθώς και στα φυσικά αέρια (ή γαιαέρια) που βγαίνουν από ρωγμές του εδάφους. **Ένωμένο** περιέχεται στο νερό (H₂O) και σε πολλές άλλες ενώσεις. Στο εργαστήριο εύκολα μπορούμε (πρόχειρα) να παρασκευάσουμε H₂ με αντιδράσεις απλής αντικαταστάσεως, κατά τό γενικό σχήμα.

Μέταλλο + όξύ → άλας + υδρογόνο

Π.χ. $\text{Zn} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$ (σχ. 1)

Α) Φυσικές ιδιότητες του υδρογόνου

Τό υδρογόνο είναι άεριο, άχρωμο, άοσμο και άγευστο. Είναι τό πιό ελαφρό από όλα τά αέρια. Έχει ελάχιστη διαλυτότητα στο νερό, μικρότερη από τό O₂ και τό N₂. Υγροποιείται πάρα πολύ δύσκολα. Στο έμποριο φέρεται μέσα σε φιάλες με άνθεκτικά τοιχώματα από άτσάλι, κάτω από μεγάλη πίεση (σχ. 2). Τά μόριά του είναι πολύ μικρά και γι' αυτό περνούν εύκολα μέσα από τά τοιχώματα των δοχείων που έχουν πόρους. Τό φαινόμενο αυτό λέγεται **διαπίδυση** των αερίων (σχ. 3)

Γ) Χημικές ιδιότητες του υδρογόνου

● **Καύση του υδρογόνου.** Τό H₂ ένώνεται με τό O₂ και δίνει νερό. Η αντίδραση αυτή μπορεί νά γίνει είτε με καθαρό όξυγόνο, είτε με τό όξυγόνο του αέρα και λέγεται καύση του υδρογόνου:



Η καύση του υδρογόνου ελευθερώνει μεγάλο ποσό θερμότητας και γι' αυτό λέγεται **εξώθερμη** αντίδραση. Η ανάφλεξη μείγματος H₂ και αέρα γίνεται με έκρηξη. Αν όμως ή ανάφλεξη του μείγματος πού αποτελείται από δύο όγκους υδρογόνου και

1 όγκο όξυγόνο γίνεται λίγο μετά την ανάμειξή τους σέ κατάλληλη συσκευή, τότε ή καύση του H_2 γίνεται ήρεμα (χωρίς έκρηξη). Μιά τέτοια συσκευή καύσεως του H_2 βλέπουμε στό σχ. 4 και λέγεται «**συσκευή του DANIELL** (Ντάνιελ)». Η φλόγα πού παράγεται μέ τή συσκευή του DANIELL λέγεται όξυυδρική φλόγα και αναπτύσσει πολύ μεγάλη θερμοκρασία ($2000^\circ C$). Μέ τήν όξυυδρική φλόγα γίνονται όξυγονοκολλήσεις σιδερένιων αντικειμένων.

Τό ύδρογόνο μπορεί νά συνυπάρξει μέ τό O_2 χωρίς πρακτικά νά αντιδρούν μεταξύ τους, άν ή θερμοκρασία του μείγματος είναι ή θερμοκρασία του περιβάλλοντος ($25^\circ C$). Η ανάφλεξη ενός τέτοιου μείγματος γίνεται είτε μέ φλόγα είτε μέ ήλεκτρικό σπινθήρα. Ένας τρίτος τρόπος γιά ν' άρχισή ή αντίδραση είναι μέ τή βοήθεια ενός **καταλύτη** (π.χ. λευκόχρυσος, Pt). Στήν τελευταία περίπτωση ή αντίδραση άρχίζει ούσιαστικά από σχετική χαμηλή θερμοκρασία ($25^\circ C$), χωρίς ανάφλεξη.

● **Αναγωγική δράση του ύδρογόνου.** Τό H_2 αντιδρά μέ πολλά όξειδια μετάλλων και τούς άφαιρεί τό ύδρογόνο πού περιέχουν.

Π.χ. $CuO + H_2 \xrightarrow{\text{θέρμανση}} Cu + H_2O$ (ύδρατμοί)

Η αντίδραση αυτή κατά τήν όποία άποσπάται όξυγόνο από ένα όξείδιο λέγεται **άναγωγή**. Τά σώματα πού μπορούν ν' άφαιρέσουν όξυγόνο λέγονται **άναγωγικά σώματα**. Ένα τέτοιο σώμα είναι και τό ύδρογόνο (σχ. 5).

● **Άλλες αντιδράσεις του ύδρογόνου.** Τό H_2 ένώνεται και μέ πολλά άμέταλλα στοιχεία, καθώς και μέ όρισμένα μέταλλα. Οι ένώσεις του ονομάζονται **ύδρίδια**.

Π.χ. $H_2 + Cl_2 \xrightarrow{\text{φώς}} 2HCl$ (ύδριδιο χλωρίου ή ύδροχλώριο)

$H_2 + Ca \xrightarrow{\theta} CaH_2$ (ύδριδιο άσβεστίου ή ύδρόλιθος)

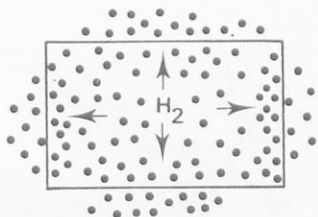
A) Παρασκευές ύδρογόνου

Στή **βιομηχανία** τό H_2 παρασκευάζεται μέ τούς έξής τρόπους:

1. Μέ ήλεκτρόλυση του νερού: $2H_2O \rightarrow 2H_2 + O_2$
2. Μέ διαβίωση ύδρατμών πάνω από πυρωμένα κάρβουνα (C):



Τό μείγμα ($CO + H_2$) λέγεται **ύδραέριο**. Άπό αυτό άπομονώνεται κατάλληλα τό H_2 .



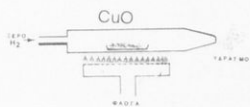
Διαπίδωση του ύδρογόνου

Σχ. 3 Τά μόρια του ύδρογόνου περνούν πολύ εύκολα από τά πορώδη τοιχώματα του δοχείου και βγαίνουν έξω από αυτό.

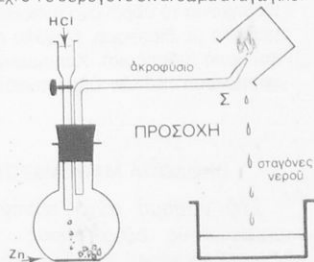


Συσκευή του DANIELL

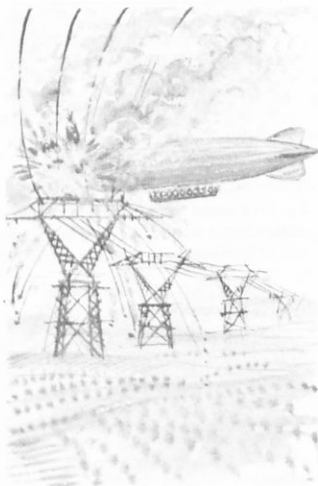
Σχ. 4 Γιά τήν παραγωγή τής όξυυδρικής φλόγας.



Σχ. 5 Τό ύδρογόνο είναι σώμα άναγωγικό.



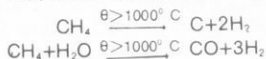
Σχ. 6 Παρασκευή του ύδρογόνου. Τό ύδρογόνο άναφλέγεται στά άκρα του άκροφύσιου (Σ) και καίγεται σχηματίζοντας σταγόνες νερού.



Σχ. 7 Τά παλιά αερόπλοια με υδρογόνο καταστρέφονταν γιατί αυτό είναι πολύ εκρηκτικό αέριο.

3. Με διάσπαση του μεθανίου (CH_4) που υπάρχει άφθονο στα φυσικά αέρια (ή γαιαέρια).

Η διάσπαση του CH_4 γίνεται είτε με ισχυρή θέρμανση, είτε με επίδραση υδρατμών:



Στό **έργαστήριο** το υδρογόνο παρασκευάζεται εύκολα με επίδραση υδροχλωρικού οξέος (HCl) σε ψευδάργυρο (Zn):



Ε) Χρήσεις του υδρογόνου.

Τό υδρογόνο αποτελεί καύσιμο συστατικό πολλών τεχνητών ή φυσικών μειγμάτων από αέρια. Η όξυυδρική φλόγα με την υψηλή θερμοκρασία που αναπτύσσει χρησιμοποιείται στις συγκολλήσεις μετάλλων (όξυγονοκολλήσεις). Μεγάλες ποσότητες H_2 χρησιμοποιεί η χημική βιομηχανία για τη σύνθεση πολλών χημικών ενώσεων (HCl , NH_3 , κτλ.). Ορισμένα λάδια δεύτερης ποιότητας με H_2 μετατρέπονται σε μαγειρικά λίπη. Παλιότερα χρησιμοποιούσαν τό H_2 για τό γέμισμα μπαλονιών στά αερόστατα. Έπειδή όμως τό H_2 βγαίνει εύκολα από τούς πόρους του ύφασματος (διαπίδυση) και αναφλέγεται από τούς κεραυνούς, ή χρήση του στά αερόστατα εγκαταλείφθηκε (σχ. 7). Σήμερα χρησιμοποιούν κυρίως τό ήλιο.

ΠΕΡΙΛΗΨΗ

Τό υδρογόνο υπάρχει στη φύση ελεύθερο και ένωμένο. Είναι αέριο, άχρωμο και άοσμο. Κατά την καύση του με όξυγόνο σχηματίζει νερό. Τό υδρογόνο αφαιρεί τό όξυγόνο από πολλά όξειδια μετάλλων. Τό φαινόμενο αυτό λέγεται αναγωγή. Στη βιομηχανία τό υδρογόνο παρασκευάζεται είτε από τό νερό με ηλεκτρόλυση, είτε από τό μεθάνιο με διάσπαση. Μεγάλα επίσης ποσά υδρογόνου παρασκευάζονται από άνθρακα και νερό (ύδραέριο). Χρησιμοποιείται ως καύσιμο αέριο (όξυυδρική φλόγα) και για την παρασκευή πολλών υδρογονούχων χημικών ενώσεων.

ΟΡΟΛΟΓΙΑ ΜΑΘΗΜΑΤΟΣ

Στό μάθημα αυτό συναντήσαμε κυρίως τούς έξης όρους: Φυσικά αέρια (ή γαιαέρια), έξώθερμη αντίδραση, συσκευή του DANIELL, όξυυδρική φλόγα, αναγωγή, αναγωγικά σώματα, ύδραέριο, διαπίδυση αερίων.

ΕΡΓΑΣΙΕΣ - ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ

1. Ποιές είναι οι φυσικές και χημικές ιδιότητες του υδρογόνου; Τι ονομάζουμε αναγωγή;
2. Πώς παρασκευάζεται τό υδρογόνο;
3. Ποιές είναι οι χρήσεις του υδρογόνου; Τι είναι ή όξυυδρική φλόγα και πού χρησιμοποιείται;

ΑΣΚΗΣΕΙΣ

- Με πόσα γραμμάρια οξειδίου του χαλκού (CuO) αντιδρούν 10 mol H₂; (Α.Β.: Cu=64, O=16).
- Πόσα mol νερού παράγονται κατά την καύση 40 g H₂; (Α.Β.: H=1)
- Πόσα λίτρα υδρογόνου (στις Κ.Σ) πρέπει να καούν με O₂ ώστε να σχηματισθούν 1,8 Kg H₂O; (Α.Β.: H=1, O=16)

ΤΡΕΙΣ ΣΠΟΥΔΑΙΕΣ ΟΜΑΔΕΣ ΤΟΥ ΠΕΡΙΟΔΙΚΟΥ ΣΥΣΤΗΜΑΤΟΣ

Στά επόμενα μαθήματα θα εξετάσουμε μερικά στοιχεία που ανήκουν σε τρεις σπουδαίες ομάδες του περιοδικού συστήματος στην πρώτη, στην τέταρτη και στην έβδομη ομάδα (Πίνακας Ι)

ΠΙΝΑΚΑΣ Ι

	I	II	III	IV	V	VI	VII	O
1η περίοδος	H							He
2η περίοδος	Li	.	.	C	.	.	F	Ne
3η περίοδος	Na	.	.	Si	.	.	Cl	Ar
4η περίοδος	K	.	.	Ge	.	.	Br	Kr
5η περίοδος	Rb	.	.	Sn	.	.	I	Xe
6η περίοδος	Cs	.	.	Pb	.	.	At	Rn
7η περίοδος	Fr	-	-	-	-	-	-	-
Αριθμός ηλεκτρονίων έξωτ. στιβάδας	1e			4e			7e	

Α) 1η ομάδα. Περιλαμβάνει τα στοιχεία **υδρογόνο** (H), **λίθιο** (Li), **νάτριο** (Na), **κάλιο** (K), **ρουβίδιο** (Rb), **καίσιο** (Cs) και **φράγκιο** (Fr).

Τό υδρογόνο είναι άμεταλλο στοιχείο και τό εξετάσαμε στό προηγούμενο μάθημα χωριστά. Τά υπόλοιπα στοιχεία (Li, Na, K, Rb, Cs, Fr) είναι μέταλλα και ονομάζονται **άλκαλιμέταλλα** ή **άλκαλια**. Τά άτομα τών στοιχείων τής 1ης ομάδας έχουν 1e στην έξωτερική στιβάδα τους.

Β) 4η ομάδα. Στην ομάδα αυτή ανήκουν τά στοιχεία: **άνθρακας** (C) **πυρίτιο** (Si), **γερμάνιο** (Ge), **κασσίτερος** (Sn) και **μόλυβδος** (Pb). Τά άτομα τών στοιχείων αυτών έχουν 4e στην έξωτερική τους στιβάδα.

Η 4η ομάδα ονομάζεται και «**ομάδα του άνθρακα**».

Γ) 7η ομάδα. Περιλαμβάνει τα στοιχεία **φθόριο** (F), **χλώριο** (Cl), **βρώμιο** (Br), **ιώδιο** (I) και **αστάτιο** (At). Είναι όλα αμέταλλα στοιχεία και έχουν 7e στην εξωτερική τους στιβάδα. Αποτελούν την «**ομάδα των αλογόνων**».



17^ο ΜΑΘΗΜΑ

ΤΑ ΑΛΚΑΛΙΜΕΤΑΛΛΑ Ή ΑΛΚΑΛΙΑ - ΤΟ ΝΑΤΡΙΟ

Α) Η πρώτη ομάδα του περιοδικού συστήματος

Τα στοιχεία της πρώτης (I) ομάδας του περιοδικού συστήματος αναγράφονται στον πίνακα (I). Τά εξι αυτά μέταλλα ονομάζονται **άλκαλιμέταλλα** ή **άλκάλια**. Βρίσκονται τοποθετημένα στην ίδια κάθετη στήλη (ομάδα) και έχουν παρόμοιες ιδιότητες. Τά

ΠΙΝΑΚΑΣ I

ΠΕΡΙΟΔΟΙ	I	II	III	IV	V	VI	VII	O
1	H							
2	Li			C				F
3	Na			Si				Cl
4	K			Ge				Br
5	Rb			Sn				I
6	Cs			Pb				At
7	Fr			-				-
ΑΡΙΘΜΟΣ e ΣΘΕΝΟΥΣ	1e ⁺			4e				7e ⁺

Απόσπασμα του περιοδικού συστήματος

ΠΙΝΑΚΑΣ Ι

ΣΥΜΒΟΛΟ	ΟΝΟΜΑ	ΑΡΙΘΜΟΣ e- στην ΕΞΩΤΕΡΙΚΗ ΣΤΙΒΑΔΑ	Z
Li	ΛΙΘΙΟ	1e	3
Na	ΝΑΤΡΙΟ	1e	11
K	ΚΑΛΙΟ	1e	19
Rb	ΡΟΥΒΙΔΙΟ	1e	37
Cs	ΚΑΙΣΙΟ	1e	55
Fr	ΦΡΑΓΚΙΟ	1e	87

Σχ. 1 Τά ΑΛΚΑΛΙΑ ΜΕΤΑΛΛΑ. Οι ιδιότητές τους είναι αναλογές επειδή όλα έχουν ίδιο αριθμό ηλεκτρονίων στην εξωτερική τους στιβάδα (1 e⁻).

κυριότερα σημεία στα οποία μοιάζουν είναι τα ακόλουθα:

- 1) Είναι μαλακά και ελαφρά μέταλλα.
- 2) Είναι πολύ καλοί αγωγοί της θερμότητας και του ηλεκτρισμού
- 3) Εύκολα αποβάλλουν το μοναδικό ηλεκτρόνιο της εξωτερικής τους στιβάδας και γίνονται θετικά ιόντα με φορτίο +1.

Π.χ. $\text{Na}^0 - 1e^- \rightarrow \text{Na}^+$ (K: 2e⁻, L: 8e⁻)

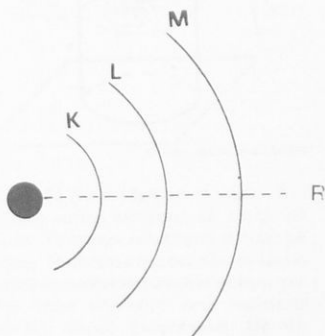
- 4) Σχηματίζουν έτεροπολικές ενώσεις στις οποίες εμφανίζουν πάντοτε σθένος +1.

Π.χ. $\text{Na}^+ \text{Cl}^-$, $\text{K}^+ \text{I}^-$ κτλ.

- 5) Είναι πολύ δραστήια στοιχεία και γι' αυτό στη φύση υπάρχουν μόνο ενωμένα με άλλα στοιχεία. Οι ενώσεις των αλκαλίων είναι διαλυτές στο νερό κι έτσι μεταφέρονται με τα νερά των ποταμών και στη θάλασσα (π.χ. το NaCl).

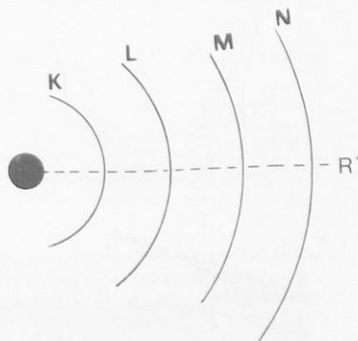
● Η δραστηκότητα των αλκαλίων μεγαλώνει από πάνω προς τα κάτω. Έτσι, π.χ., το K είναι δραστηκότερο από το Na. Όσο μεγαλώνει ο ατομικός τους αριθμός (Z), δηλαδή όσο μεγαλώνει η ατομική τους ακτίνα (R), τόσο πιά δραστηκά γίνονται τα μέταλλα της ομάδας αυτής. Αυτό εξηγείται ως εξής: Όσο πιά μακριά από τον πυρήνα βρίσκεται το ηλεκτρόνιο της εξωτερικής στιβάδας, τόσο ασθενέστερα έλκεται από τον πυρήνα και συνεπώς τόσο εύκολότερα θά απομακρύνεται από το άτομο. Επομένως, το K, πού έχει μεγαλύτερη ατομική ακτίνα από το Na, θά χάνει εύκολότερα το ηλεκτρόνιο της εξωτερικής του στιβάδας και γι' αυτό είναι δραστηκότερο από το Na (σχ. 2).

Τά κυριότερα από τά αλκάλια είναι τό νάτριο και τό κάλιο. Τό φράγκιο είναι τεχνητό στοιχείο.



ΗΛΕΚΤΡΟΝΙΚΗ ΔΟΜΗ
του ΝΑΤΡΙΟΥ

K = 2e⁻
L = 8e⁻ ΣΥΝΟΛΟ 11e⁻
M = 1e⁻



ΗΛΕΚΤΡΟΝΙΚΗ ΔΟΜΗ
του ΚΑΛΙΟΥ

K = 2e⁻
L = 8e⁻ ΣΥΝΟΛΟ 19e⁻
M = 8e⁻
N = 1e⁻

Σχ. 2 Το K είναι πιά δραστηκό από τό Na γιατί η ατομική ακτίνα R' του καλίου είναι μεγαλύτερη απ' αυτή του νατρίου Na(R) (R' > R).

ΕΝΩΣΗ		ΠΑΡΑΔΕΙΓΜΑΤΑ
ΟΞΕΙΔΙΑ M_2O	Na_2O	ΟΞΕΙΔΙΟ του ΝΑΤΡΙΟΥ
	K_2O	ΟΞΕΙΔΙΟ του ΚΑΛΙΟΥ
ΥΔΡΙΔΙΑ MH	KH	ΥΔΡΟΓΟΝΟΥΧΟ ΚΑΛΙΟ
	NaH	ΥΔΡΟΓΟΝΟΥΧΟ ΝΑΤΡΙΟ
	LiH	ΥΔΡΟΓΟΝΟΥΧΟ ΛΙΘΙΟ
ΑΛΟΓΟΝΙΔΙΑ ΜΕΤΑΛΛΩΝ MX (ΑΛΑΤΑ)	$NaCl$	ΧΛΩΡΙΟΥΧΟ ΝΑΤΡΙΟ (μαγειρικό αλάτι)
	KCl	ΧΛΩΡΙΟΥΧΟ ΚΑΛΙΟ
	$LiCl$	ΧΛΩΡΙΟΥΧΟ ΛΙΘΙΟ

Σχ. 3 Μερικές έτεροπολικές ενώσεις των αλκαλίων

Β) Ενώσεις των αλκαλίων

α) Τα αλκάλια ενώνονται πολύ εύκολα με τα περισσότερα άμεταλλα και σχηματίζουν έτεροπολικές ενώσεις (όξειδια, υδρίδια, αλογονίδια κ.ά.). Μερικές από τις ενώσεις αυτές βλέπουμε στον πίνακα (II) (σχ. 3).

β) Υπάρχουν ακόμη και αλάτα των αλκαλίων που έχουν όξυγονούχες ηλεκτρωνητικές ρίζες (ιόντα), όπως π.χ. τό άνθρακικό νάτριο ή σόδα (Na_2CO_3), τόθειικό κάλιο (K_2SO_4) κτλ.

γ) Οι ενώσεις των αλκαλίων με την ηλεκτρωνητική ρίζα (OH^-) λέγονται **υδροξείδια** και ανήκουν στις **βάσεις**. Π.χ. $NaOH$: υδροξείδιο του νατρίου ή καυστικό νάτριο. KOH : υδροξείδιο του καλίου ή καυστικό κάλιο.

Οι βάσεις αυτές έχουν καυστικές ιδιότητες και γι' αυτό ονομάζονται και **καυστικά αλκάλια**.



Σχ. 4 ΑΛΥΚΕΣ. Τό νερό εξατμίζεται σιγά σιγά και απομένει τό $NaCl$ που καθαρίζεται και μετά προσφέρεται στό έμποριο σάν μαγειρικό αλάτι.

Γ) Τό νάτριο (Na)

● **Προέλευση.** Τό νάτριο δέν υπάρχει ελεύθερο στή φύση, αλλά πάντα ένωμένο με άλλα στοιχεία. Η κυριότερη ένωση του που άφθονεί στή φύση είναι τό $NaCl$. Τό χλωριούχο νάτριο περιέχεται στό θαλασσινό νερό (σέ ποσοστό 2,5-3%), σέ φυτικούς και ζωικούς οργανισμούς και μέσα στή γή («άλατωρυχεία»). Τό παίρνουμε από τό θαλασσινό νερό στίς **άλυκές**, όπου εξατμίζεται τό H_2O και παραμένει τό $NaCl$ (σχ. 4). Σέ όρισμένες χώρες τό παίρνουν από

τά αλατωρυχεία. Το NaCl περιέχεται στο αίμα μας και είναι έντελως απαραίτητο για τη φυσιολογική λειτουργία του οργανισμού μας.

● **Ιδιότητες.** Το Na είναι άργυρόλευκο μέταλλο, μαλακό και ελαφρότερο απ' το νερό. Λιώνει σε σχετικά χαμηλή θερμοκρασία (97,5° C). Αντιδρά εύκολα με άμεταλλα και σχηματίζει ενώσεις στις οποίες εμφανίζει σθένος πάντοτε +1. Το μεταλλικό νάτριο φυλάγεται μέσα σε φιάλες με πετρέλαιο, γιατί στον αέρα αλλοιώνεται. Αντιδρά εύκολα με το νερό και δίνει υδροξείδιο του νατρίου (NaOH) και H₂.



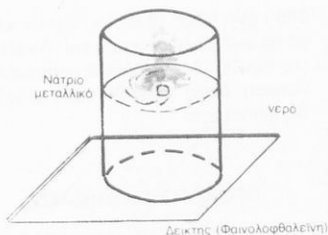
Η αντίδραση αυτή γίνεται εύκολα και στο εργαστήριο (σχ. 5)

● **Πυροχημική ανίχνευση του νατρίου.** Το νάτριο χρωματίζει τη φλόγα **κίτρινη**. Αντίθετα το K τη χρωματίζει **ιώδη** (βιολετί).

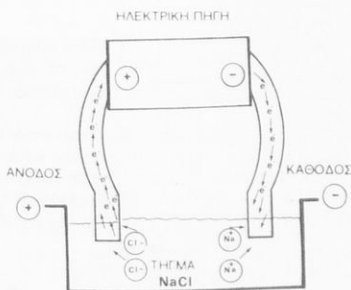
● **Παρασκευή νατρίου.** Το Na παρασκευάζεται με ηλεκτρόλυση **τήγματος** NaCl (σχ. 6). Μέσα σε συσκευή ηλεκτρολύσεως το NaCl θερμαίνεται και λιώνει (τήκεται). Το πήγμα του NaCl που προκύπτει έτσι περιέχει τα ιόντα Na⁺ και Cl⁻. Κατά την ηλεκτρόλυση του τήγματος αυτού στην κάθοδο ελευθερώνεται Na και στην άνοδο Cl₂. Οι αντιδράσεις που γίνονται στα δύο ηλεκτρόδια περιγράφονται στο σχ. 6.

Δ) Χρήσεις του νατρίου και καλίου.

Τα δύο μέταλλα, σε καθαρή κατάσταση, έχουν περιορισμένη χρήση. Αντίθετα οι ενώσεις τους βρίσκουν πολλές εφαρμογές. Έτσι, π.χ. το NaCl είναι έντελως απαραίτητο για τον οργανισμό μας, στον οποίο εισάγεται με τις τροφές (μαγειρικό αλάτι). Χρησιμοποιείται επίσης στη χημική βιομηχανία για την παρασκευή πολλών άλλων χημικών ενώσεων (π.χ. HCl, NaOH, Na₂CO₃ κτλ.). Ορισμένα άλατα καλίου χρησιμοποιούνται ως **καλιούχα λιπάσματα**.



Σχ. 5 Το Na αντιδρά με το νερό. Ένα κομμάτι νατρίου εισάγεται σε ποτήρι με νερό. Το ποτήρι καλύπτεται άμεσα με τζάμι. Το νάτριο στριφογυρίζει συνεχώς μέχρι να αντιδράσει όλη η ποσότητα του. Το άεριο υδρογόνο που παράγεται πολλές φορές αναφλέγεται. Με την προσθήκη του δείκτη διαπιστώνουμε ότι σχηματίσθηκε και NaOH.



Σχ. 6 ΗΛΕΚΤΡΟΛΥΣΗ ΤΗΓΜΑΤΟΣ NaCl
Τα στάδια της ΗΛΕΚΤΡΟΛΥΣΕΩΣ είναι:

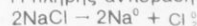
I Το NaCl διαχωρίζεται σε ιόντα προτού περάσει το ηλεκτρικό ρεύμα.
 $\text{NaCl} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$

II Τα ιόντα έλκονται απ' τα αντίθετα προς αυτά φορτισμένα ηλεκτρόδια.

ΑΝΟΔΟΣ: $2\text{Cl}^- - 2e^- \rightarrow \text{Cl}_2\uparrow$ (άεριο χλώριο)

ΚΑΘΟΔΟΣ: $2\text{Na}^+ + 2e^- \rightarrow 2\text{Na}^0$ (μεταλλικό νάτριο)

Η πλήρης αντίδραση είναι:



ΠΕΡΙΛΗΨΗ

Τα αλκάλια ανήκουν στην πρώτη ομάδα του περιοδικού συστήματος και έχουν 1e- στην εξωτερική στιβάδα των ατόμων τους. Η δραστηρότητα των αλκαλίων αυξάνεται

από πάνω προς τα κάτω. Έχουν ανάλογες χημικές ιδιότητες. Αντιδρούν πολύ εύκολα με τα άμεταλλα στοιχεία και το νερό. Το νάτριο παρασκευάζεται με ηλεκτρόλυση πηγματος NaCl . Από το NaCl παρασκευάζονται επίσης όρισμένες σπουδαίες ενώσεις του νατρίου, όπως το NaOH και η σόδα (Na_2CO_3). Πολλά άλατα του καλίου χρησιμοποιούνται ως λιπάσματα.

ΟΡΟΛΟΓΙΑ ΜΑΘΗΜΑΤΟΣ

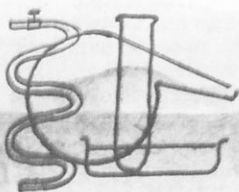
Στό μάθημα αυτό συναντήσαμε κυρίως τούς εξής όρους: αλκάλια, καυστικά αλκάλια, άλυκές, ηλεκτρόλυση πηγματος, υδροξειδία (βάσεις), άλατα, σόδα.

ΕΡΓΑΣΙΕΣ - ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ

1. Ποιά στοιχεία λέγονται αλκάλια; Πόσα ηλεκτρόνια έχουν στην εξωτερική στιβάδα των ατόμων τους;
2. Ποιές είναι οι κυριότερες ομοιότητες των αλκαλίων;
3. Πώς παρασκευάζεται το νάτριο; Ποιές άλλες χρήσεις του NaCl γνωρίζετε;
4. Ποιό υπάρχουν άλυκές στη χώρα μας;

ΑΣΚΗΣΕΙΣ

1. Πόσα γραμμάρια χλωριούχου νατρίου πρέπει να ηλεκτρολυθούν, ώστε να παρασκευαστούν 92 g Na , (Α.Β: $\text{Na}=23$, $\text{Cl}=35,5$).
2. Πόσα λίτρα υδρογόνου (στις Κ.Σ) παράγονται κατά την επίδραση 4,6 g Na σε νερό; (Α.Β $\text{Na} = 23$).
3. Ποιά είναι η ηλεκτρονική δομή των ατόμων του Na και K ;



ΤΑ ΑΛΟΓΟΝΑ - ΤΟ ΧΛΩΡΙΟ

Α) Τά στοιχεία της 7ης ομάδας του περιοδικού συστήματος

Στην 7η ομάδα του περιοδικού συστήματος ανήκουν τα στοιχεία: **φθόριο** (F), **χλώριο**, (Cl), **βρώμιο** (Br), **ιώδιο** (I) και **άστατιο** (At). Τό τελευταίο είναι τεχνητό στοιχείο και δεν υπάρχει στη φύση. Τά υπόλοιπα στοιχεία της 7ης ομάδας υπάρχουν στη φύση πάντοτε ένωμένα μέ άλλα στοιχεία και κυρίως ως **άλατα**. Στο γεγονός αυτό οφείλεται και ή κοινή ονομασία τους «**άλογόνα**» ή «**άλατογόνα**», επειδή δίνουν άλατα. Τά άτομα των αλογόνων έχουν όλα 7e⁻ στην εξωτερική τους στιβάδα (σχ. 1).

ΠΙΝΑΚΑΣ II

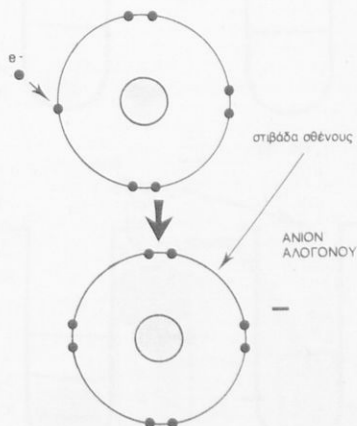
ΣΥΜΒΟΛΟ	ΟΝΟΜΑ	ΑΡΙΘΜΟΣ e ⁻ ΕΞΩΤΕΡΙΚΗΣ ΣΤΙΒΑΔΑΣ	Z
F	ΦΘΟΡΙΟ	7e ⁻	9
Cl	ΧΛΩΡΙΟ	7e ⁻	17
Br	ΒΡΩΜΙΟ	7e ⁻	35
I	ΙΩΔΙΟ	7e ⁻	53
At	ΑΣΤΑΤΙΟ	7e ⁻	85

Σχ. 1 Τά ΑΛΟΓΟΝΑ.(ΑΜΕΤΑΛΛΑ)

Β) Ιδιότητες των αλογόνων

Φυσικές ιδιότητες. Μερικές από τίς φυσικές ιδιότητες των αλογόνων φαίνονται στον πίνακα (II) (σχ. 2). Τά αλογόνα διαλύονται στο νερό, άλλα περισσότερο και άλλα λιγότερο. Τό ιώδιο διαλύεται ελάχιστα. Τό **βάμμα ιωδίου** είναι διάλυμα ιωδίου σε οινόπνευμα.

Χημικές ιδιότητες. Τά αλογόνα έχουν ανάλογες ιδιότητες, επειδή έχουν 7e⁻ στην εξωτερική στιβάδα των ατόμων τους. Εμφανίζουν τάση νά προσλαμβάνουν 1e⁻ (σχ. 3), γιά νά συμπληρώσουν την εξωτερική στιβάδα του μέ 8e⁻. Επομένως είναι **οξειδωτικά σώματα** (βλέπε 15^ο μάθημα). Μέ τόν τρόπο αυτό προκύπτουν τά απλά ιόντα των αλογό-

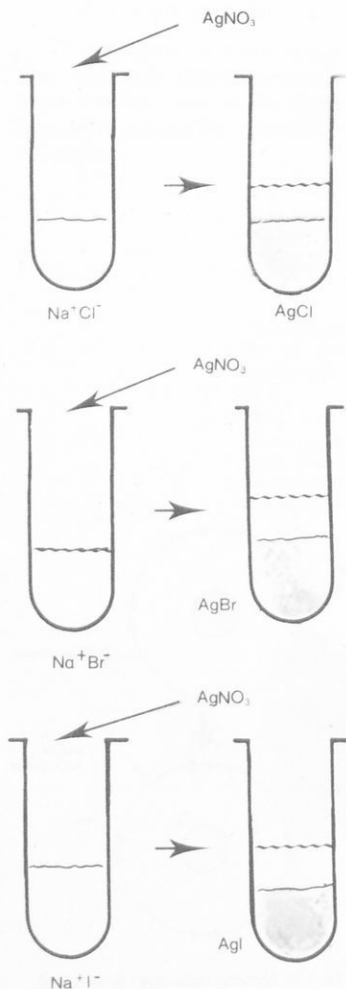


Σχ. 3 Τά αλογόνα παίρνουν 1 ηλεκτρόνιο και συμπληρώνουν την εξωτερική τους στιβάδα σθένους μέ 8 ηλεκτρόνια άρα είναι οξειδωτικά σώματα.

ΠΙΝΑΚΑΣ II

ΣΥΜΒΟΛΟ	ΟΝΟΜΑ	ΧΡΩΜΑ	ΦΥΣΙΚΗ ΚΑΤΑΣΤΑΣΗ	A.B.	M.B.
F ₂	ΦΘΟΡΙΟ	ΑΝΟΙΚΤΟ ΚΙΤΡΙΝΟ	ΑΕΡΙΟ	19	38
Cl ₂	ΧΛΩΡΙΟ	ΚΙΤΡΙΝΟ-ΠΡΑΣΙΝΟ	ΑΕΡΙΟ	35,5	71
Br ₂	ΒΡΩΜΙΟ	ΚΑΣΤΑΝΟ-ΕΡΥΘΡΟ	ΥΓΡΟ	80	160
I ₂	ΙΩΔΙΟ	ΜΑΥΡΟ	ΣΤΕΡΕΟ	127	254
At ₂	ΑΣΤΑΤΙΟ	«ΤΕΧΝΗΤΟ ΣΤΟΙΧΕΙΟ»		-	-

Σχ. 2 Μερικές φυσικές ιδιότητες των αλογόνων



Σχ. 4 Ανίχνευση των ιόντων χλωρίου, βρωμίου και ιωδίου.

νων που έχουν φορτίο -1. Π.χ. $\text{Cl}^- + 1e \rightarrow \text{Cl}$ Τα ηλεκτρόνια προέρχονται από τα διάφορα μέταλλα, που με τον τρόπο αυτό μεταπίπτουν σε θετικά ιόντα. Κατά την αντίδραση μετάλλων με αλογόνα προκύπτουν τα **αλογονίδια** ή αλογονούχα άλατα. Π.χ. NaCl , KCl , CaCl_2 κτλ.

Η δραστηριότητα των αλογόνων γίνεται μικρότερη, όσο μεγαλύτερος γίνεται ο ατομικός τους αριθμός (Z). Αυτό ερμηνεύεται ως εξής: "Όσο μικρότερη είναι η ατομική ακτίνα του ατόμου, τόσο ισχυρότερα έλκει ο πυρήνας το ηλεκτρόνιο που προσλαμβάνει το άτομο του αλογόνου. Επομένως, η δραστηριότητα των αλογόνων θα ακολουθεί την εξής τάξη:

φθόριο > χλώριο > βρώμιο > ιώδιο

Τό φθόριο μάλιστα είναι και το πιο δραστικό από όλα τα αμέταλλα στοιχεία. Κατά την ένωση του υδρογόνου με τα αλογόνα προκύπτουν τα υδραλογόνα υδροφθόριο (HF), υδροχλώριο (HCl), υδροβρώμιο (HBr) και υδροϊώδιο (HI).

π.χ. $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \xrightarrow{\text{φως}} 2\text{HCl}$ (υδροχλώριο)

Τα υδραλογόνα ανήκουν στα **όξέα**.

● **Ανίχνευση των ιόντων Cl^- , Br^- , και I^-** Για να ανιχνεύσουμε τα ιόντα αυτά χρησιμοποιούμε ένα χημικό αντιδραστήριο που λέγεται νιτρικός άργυρος (AgNO_3). Η ένωση αυτή διαλύεται στο νερό και δίνει ιόντα αργύρου (Ag^+). Τα ιόντα Cl^- , Br^- , I^- , που περιέχονται σε διάλυμα κάποιου αλογονούχου αλατος ή υδραλογόνου, αντιδρούν με τα ιόντα Ag^+ και δίνουν αδιάλυτα σώματα με χαρακτηριστικό χρώμα (σχ. 4).

● **Αντικατάσταση αλογόνου από άλλο αλογόνο.**
Τά δραστικότερα αλογόνα αντικαθιστούν τα λιγότερο δραστικά από τις ενώσεις τους.



Η αντίδραση αυτή εύκολα γίνεται και στο εργαστήριο (σχ. 5).

Γ) Τό χλώριο

Τό χλώριο (Cl) βρίσκεται στη φύση κυρίως με τη μορφή των αλάτων NaCl και KCl.

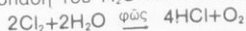
Στη **βιομηχανία** παρασκευάζεται με ηλεκτρόλυση χλωριούχου νατρίου (NaCl).

Στό εργαστήριο παρασκευάζεται συνήθως με επίδραση διαλύματος HCl σέ διοξειδίο του μαγγανίου (MnO₂) (σχ. 6).



Τό Cl είναι δραστικό στοιχείο. Αντιδρά με τό υδρογόνο, με τά μέταλλα και με πολλές χημικές ενώσεις. Τά χλωριούχα άλατα των δραστικών μετάλλων (π.χ. NaCl) είναι έτεροπολικές ενώσεις.

● **Χλωριούχο νερό.** Τό χλώριο έχει μέτρια διαλυτότητα στό νερό. (Ένα λίτρο νερού διαλύει 3 λίτρα άερίου χλωρίου, στη συνηθισμένη θερμοκρασία περιβάλλοντος). Τό διάλυμα πού προκύπτει λέγεται **χλωριούχο νερό**. Αν τό χλωριούχο νερό φωτιστεί, γίνεται διάσπαση του H₂O και έλευθερώνεται O₂:



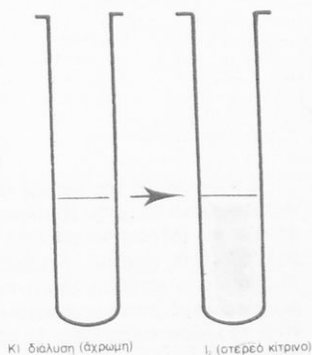
Η αντίδραση αυτή βρίσκει εφαρμογή στην καταστροφή των μικροβίων του πόσιμου νερού με **χλωρίωση**. Τό όξυγόνο πού παράγεται, καταστρέφει τούς παθογόνους μικροοργανισμούς (μικρόβια) κι έτσι απολυμαίνεται τό νερό.

● **Χλωρίνες.** Είναι **υποχλωριώδη άλατα** πού έχουν απολυμαντική λευκαντική δράση. Ένα τέτοιο άλας είναι τό υποχλωριώδες νάτριο (NaClO) πού παρασκευάζεται από χλώριο και NaOH (υδροξειδίο του νατρίου).

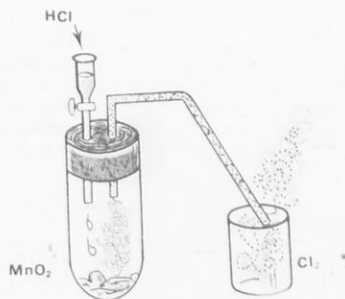
Δ) Χρήσεις των αλογόνων

Οι ενώσεις των αλογόνων (άλατα κτλ.) χρησιμοποιούνται σέ πολλούς τομείς. Τό Cl₂ χρησιμοποιείται γιά τη χλωρίωση του πόσιμου νερού των πόλεων, γιά την παρασκευή των χλωρινών, του HCl και πολλών άλλων ενώσεων. Τό βάμμα ιωδίου είναι άπαραίτητο σέ κάθε σπίτι ως απολυμαντικό και αντισηπτικό μέσο. Τό I₂ με άμυλο χρωματίζεται μπλε. Τό φαινόμενο

↘ διάλυση με χλωριούχο νερό



Σχ. 5 Άπλή αντικατάσταση Αλογόνου σέ μείγμα χλωριούχου νερού. Τό διάλυμα κιτρινίζει έπειδή έλευθερώνεται στερεό ιώδιο αδιάλυτο στό νερό.



Σχ. 6 Εργαστηριακή παρασκευή χλωρίου

αυτό βρίσκει εφαρμογή στην ανίχνευση του ιωδίου ή του αμύλου. Τα άλατα βρωμιούχου άργυρου (AgBr) και ιωδιούχου άργυρου (AgI) χρησιμοποιούνται στη φωτογραφική. Τα αλογόνα αποτελούν επίσης συστατικά πολλών έντομοκτόνων, πλαστικών, φαρμάκων κ.τ.λ. Το Cl_2 χρησιμοποιήθηκε και ως πολεμικό αέριο.

ΠΕΡΙΛΗΨΗ

Τά στοιχεία της 7ης ομάδας του περιοδικού συστήματος λέγονται αλογόνα. Τά άτομά τους έχουν 7e στην εξωτερική τους στιβάδα. Τά αλογόνα έχουν τάση νά προσλαμβάνουν 1e (όξειδωτικά σώματα). Η δραστηριότητα των στοιχείων αυτών ελαττώνεται από πάνω πρὸς τά κάτω. Αντιδρούν εύκολα μέ πολλά στοιχεία και χημικές ενώσεις. Μέ τά μέταλλα σχηματίζουν άλατα, πού τά περισσότερα είναι εύδιάλυτα στό νερό. Τό χλώριο παρασκευάζεται στό βιομηχανία μέ ηλεκτρόλυση NaCl . Τά πιό σπουδαία αλογόνα είναι τό χλώριο και τό ιώδιο. Τό υδροχλώριο (HCl), οί χλωρίνες, τό χλωριούχο νερό κ.ά. γίνονται από χλώριο.

ΟΡΟΛΟΓΙΑ ΜΑΘΗΜΑΤΟΣ

Στό μάθημα αυτό συναντήσαμε κυρίως τούς εξής όρους: Αλογόνα, βάμμα ιωδίου, ύδραλογόνα, χλωρίνη, χλωριούχο νερό, ύποχλωριώδη άλατα, χλωρίνες.

ΕΡΓΑΣΙΕΣ - ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ

1. Ποιά στοιχεία λέγονται «αλογόνα» και γιατί. Σε ποιά ομάδα ανήκουν.
2. Ποιά σώματα λέγονται ύδραλογόνα και πού ανήκουν.
3. Πώς παρασκευάζεται τό χλώριο και ποιες είναι οι κυριότερες χρήσεις του.
4. Πώς μεταβάλλεται ή δραστηριότητα των αλογόνων, ανάλογα μέ τον ατομικό τους αριθμό.

ΑΣΚΗΣΕΙΣ

1. Πόσα λίτρα Cl_2 (στις Κ Σ) παρασκευάζονται κατά την επίδραση 8 mol HCl σε MnO_2 .
2. Ποιά είναι ή ηλεκτρονική δομή των ατόμων του φθόριου ($Z=9$) και του χλωρίου ($Z=17$).
3. Πόσα γραμμάρια Cl_2 πρέπει νά αντιδράσουν μέ νερό (στό φώς) ώστε νά ελευθερωθούν 2,24 λίτρα O_2 (στις Κ Σ).
(Α Β Cl = 35,5)

19^ο ΜΑΘΗΜΑ

ΤΑ ΣΤΟΙΧΕΙΑ ΤΗΣ ΤΕΤΑΡΤΗΣ ΟΜΑΔΑΣ

(I) Ο ΑΝΘΡΑΚΑΣ

A) Τά στοιχεία της 4ης ομάδας του περιοδικού συστήματος.

Στην 4η ομάδα του περιοδικού συστήματος ανήκουν τα στοιχεία: **άνθρακας** (C), **πυρίτιο** (Si), **γερμάνιο** (Ge), **κασσίτερος** (Sn) και **μόλυβδος** (Pb). Τα άτομα όλων των στοιχείων αυτών έχουν 4e⁻ στην εξωτερική τους στιβάδα (σχ. 1).

ΣΥΜΒΟΛΟ	ΟΝΟΜΑ	ΑΡΙΘΜΟΣ e ΕΞΩΤΕΡΙΚΗΣ ΣΤΙΒΑΔΑΣ	Z
C	ΑΝΘΡΑΚΑΣ	4e ⁻	6
Si	ΠΥΡΙΤΙΟ	4e ⁻	14
Ge	ΓΕΡΜΑΝΙΟ	4e ⁻	32
Sn	ΚΑΣΣΙΤΕΡΟΣ	4e ⁻	50
Pb	ΜΟΛΥΒΔΟΣ	4e ⁻	82

Σχ. 1 Τα στοιχεία της IV ομάδας του περιοδικού συστήματος (ομάδα του άνθρακα).

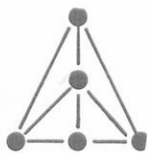
Τό γεγονός αυτό έχει ως συνέπεια τις ανάλογες χημικές ιδιότητες που εμφανίζουν τα στοιχεία της ομάδας αυτής.

Ο C και το Si είναι άμεταλλα στοιχεία, ενώ ο Sn και ο Pb είναι μέταλλα. Τό γερμάνιο εμφανίζει και μεταλλικές και άμεταλλικές ιδιότητες, «έπαμφοτερίζει» όπως λέμε.

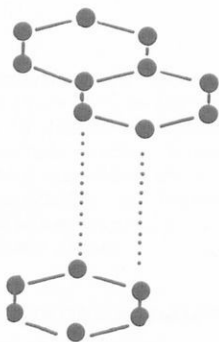
Η τέταρτη ομάδα λέγεται και «ομάδα του άνθρακα».

B) Προέλευση του άνθρακα.

Ο άνθρακας βρίσκεται στη φύση και ελεύθερος και ενωμένος με άλλα στοιχεία. Οι γνωστές ενώσεις του ξεπερνούν τα δύο εκατομμύρια. Οι πιο πολλές απ' αυτές έχουν μεγάλη σημασία για τη ζωή μας, επειδή αποτελούν τα κύρια συστατικά της ζωντανής ύλης. Η παρουσία των ενώσεων του άνθρακα στο φυτικό και ζωικό κόσμο είναι γενική. Οι ενώσεις του C με H λέγονται **υδρογονάνθρακες** και αποτελούν τα συστατικά του **πετρελαίου** που βρίσκεται στο υπέδαφος. Μεγάλα ποσά (ένωμένου) άνθρακα έχουν και τα ξύλα των δέντρων. Από τα δέντρα επί-



α



β

Σχ. 2 Κρυσταλλικά πλέγματα διαμαντιού (α) και γραφίτη (β).



(α)



Εκλαμπρος (Μπριγιάν)



(β)

Ροζέτα

Σχ. 4 (α) Ἀκατέργαστα καὶ (β) κατεργασμένα διαμάντια.

σης σχηματίστηκαν, ἐδῶ καὶ πολλὰ ἑκατομμύρια χρόνια, οἱ φυσικοὶ ἄνθρακες πού βρίσκονται βαθιά στοῦ ὑπέδαφος.

● **Φυσικοὶ ἄνθρακες.** Ἔτσι ὀνομάζονται τὰ διάφορα εἶδη τοῦ ἄνθρακα πού ὑπάρχουν σέ κοιτάσματα μέσα στή γῆ. Οἱ φυσικοὶ ἄνθρακες διακρίνονται σέ δύο κατηγορίες: στοὺς **κρυσταλλικοὺς** καὶ τοὺς **ἀμορφους**.

Στὴν πρώτη κατηγορία ἀνήκουν τὸ **διαμάντι** καὶ ὁ **γραφίτης**. Τὰ σώματα αὐτὰ ἀποτελοῦνται ἀπὸ ἄτομα ἄνθρακα πού συνδέονται μεταξύ τους μέ

Οἱ κρυσταλλικοὶ ἄνθρακες διαφέρουν	
ΔΙΑΜΑΝΤΙ	ΓΡΑΦΙΤΗΣ
ΠΟΛΥ ΣΚΛΗΡΟ ΣΩΜΑ	ΜΑΛΑΚΟ ΣΩΜΑ
ΔΙΑΦΑΝΕΣ	ΑΔΙΑΦΑΝΕΣ
ΚΑΚΟΣ ΑΓΩΓΟΣ ΘΕΡΜΟΤΗΤΑΣ καὶ ΗΛΕΚΤΡΙΣΜΟΥ	ΚΑΛΟΣ ΑΓΩΓΟΣ ΘΕΡΜΟΤΗΤΑΣ καὶ ΗΛΕΚΤΡΙΣΜΟΥ
ΠΥΚΝΟΤΗΤΑ 3,5 g/cm ³	ΠΥΚΝΟΤΗΤΑ 2,2 g/cm ³
ΦΩΤΟΘΛΑΣΤΙΚΟ	ΟΧΙ
ΑΧΡΩΜΟ ἢ ΧΡΩΜΑΤΙΣΤΟ	ΓΚΡΙΖΟ - ΜΑΥΡΟ

Σχ. 3 Τὸ διαμάντι καὶ ὁ γραφίτης διαφέρουν σέ πολλές ιδιότητες.

ἰσχυροὺς ὁμοιοπολικούς δεσμούς καὶ οἰκοδομοῦν **κρυστάλλους** μέ κανονικοὺς γεωμετρικοὺς τρόπους. Οἱ τρόποι ὅμως πού σχηματίζονται τὰ **κρυσταλλικά πλέγματα** στοῦ διαμαντί καὶ στοῦ γραφίτη εἶναι διαφορετικοί (σχ. 2). Ἐδῶ ὀφείλονται καὶ οἱ διαφορὲς πού ἐμφανίζουν τὰ δύο αὐτὰ εἶδη τοῦ ἄνθρακα στὶς φυσικὲς τους ιδιότητες (σχ. 3).

● Τὰ διαμάντια ἐξάγονται μέσα ἀπὸ πετρώματα τῆς γῆς (ἀδαμαντορυχεῖα) σέ ἀκατέργαστη μορφή (σχ. 4 (α)). Ὑστερα ἀπὸ εἰδικὴ κατεργασία τῆς ἐπιφανείας τους, παίρνουν διάφορες μορφές πού λάμπουν ἐντονα στοῦ φῶς (σχ. 4 (β)). Τὰ διαμάντια χρησιμοποιοῦνται κυρίως γιὰ τὴν κατασκευὴ κοσμημάτων. Τὰ μαῦρα διαμάντια εἶναι φτηνότερα καὶ μ' αὐτὰ κόβουν τὸ γυαλί.

● Ὁ γραφίτης εἶναι πολὺ μαλακὸ σῶμα. Ὄταν σῦρεται πάνω στοῦ χαρτί ἀφήνει ἵχνη (**γράφει**). Χρησι-

μποιείται κυρίως γιά τήν κατασκευή μολυβίων καί ήλεκτροδίων.

Τό διαμάντι καί ό γραφίτης είναι δύο μορφές του κρυσταλλικού άνθρακα. Έχουν τίς ίδιες χημικές, αλλά διαφορετικές φυσικές ιδιότητες. Τό φαινόμενο αυτό λέγεται **άλλοτροπία** καί οι διαφορετικές μορφές ονομάζονται **άλλοτροπικές**.

● **Οι άμορφοι φυσικοί άνθρακες** είναι οι γαιάνθρακες (σχ. 5).

Έξάγονται από τή γή (άνθρακωρυχεία) καί χρησιμοποιούνται κυρίως ως στερεά καύσιμα. Η χώρα μας διαθέτει μεγάλα κοιτάσματα λιγνίτη στην Πτολεμαίδα, στό Άλιβέρι, στην Μεγαλόπολη κτλ. Στην περιοχή των Φιλιππων υπάρχει τύρφη. Ο λιγνίτης καίγεται στά θερμοηλεκτρικά εργοστάσια καί ή παραγόμενη θερμική ενέργεια μετατρέπεται κατάλληλα σε ηλεκτρική ενέργεια.

ΟΝΟΜΑ	ΠΕΡΙΕΚΤΙΚΟΤΗΤΑ σέ C % κ.β
ΑΝΘΡΑΚΙΤΗΣ	90 %
ΛΙΘΑΝΘΡΑΚΑΣ	75-90 %
ΛΙΓΝΙΤΗΣ	45-70 %
ΤΥΡΦΗ	50 %
* ΤΟ ΞΥΛΟ Περιέχει κι αυτό C = 50% κ.β.	

Σχ. 5 Οι γαιάνθρακες (άμορφοι άνθρακες).

● **Τεχνητοί άμορφοι άνθρακες.** Έτσι ονομάζονται διάφορα είδη τεχνητού άνθρακα που παράγονται από άλλες άνθρακοϋχες πρώτες ύλες (σχ. 6). Ο ξυλάνθρακας γίνεται μέ άπανθράκωση των ξύλων. Ο ζωϊκός άνθρακας παρασκευάζεται από ζωικά άπορρίμματα (αίμα, κόκκαλα, τρίχες κτλ.). Η αιθάλη σχηματίζεται κατά τήν άτελή καύση ενώσεων που έχουν στό μόριό τους πολλούς άνθρακες. Τό κώκ παρασκευάζεται από τούς λιθάνθρακες μέ ξερή άπόσταξη (θέρμανση χωρίς άέρα).

Στούς άμορφους άνθρακες οι «δομικοί λίθοι» (τά άτομα του C) κατανέμονται στό χώρο μέ άτακτο τρόπο καί δε σχηματίζουν κρυστάλλους μέ όρισμένο γεωμετρικό σχήμα.

● **Απανθράκωση του ξύλου.** Μέσα σε δοκιμαστικό σωλήνα θερμαίνουμε ένα μικρό κομμάτι από σπирτόξυλο (σχ. 7), ώστε νά άπανθρακωθεί. Παρατηρούμε ότι στά τοιχώματα του σωλήνα απομένουν καστανόμαυρα πιασώδη υλικά, ενώ τά άέρια που



ζωϊκός άνθρακας (γιά αποχρωματισμό διαφόρων υγρών)

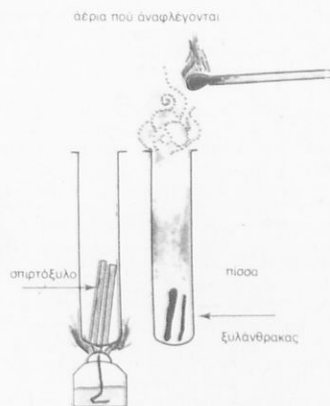


ξυλάνθρακας (ξυλοκάρβουνο)



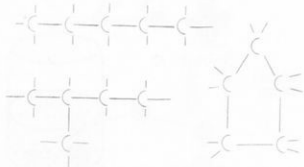
κώκ (πετροκάρβουνο)

Σχ. 6 Οι κυριότεροι άμορφοι άνθρακες.



Σχ. 7 Απανθράκωση του ξύλου.

φεύγουν από το στόμιο αναφλέγονται. Το άπανθρακωμένο υλικό είναι ένας τεχνητός άμορφος άνθρακας, ο ξυλάνθρακας (ξυλοκάρβουνο).



Σχ. 8 Άνθρακικές αλυσίδες. Τέτοιες υπάρχουν σε μόρια πολλών οργανικών ενώσεων. Το σθένος του άνθρακα είναι πάντοτε (4).

Γ) Χημικές ιδιότητες του άνθρακα.

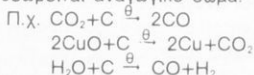
● Ο άνθρακας γενικά δύσκολα αντιδρά με άλλα σώματα. Έχει όμως μία πολύ σπουδαία ικανότητα: Δημιουργεί ισχυρούς όμοιοπολικούς δεσμούς όχι μόνο με άλλα στοιχεία, αλλά και με πολλά άνθρακοάτομα. Έτσι σχηματίζει μικρές ή μεγάλες άνθρακικές αλυσίδες, ανοιχτές ή κλειστές, που αποτελούν τον «κορμό» των μορίων πολλών ενώσεων. Οι ενώσεις αυτές λέγονται **οργανικές** (σχ. 8).

● **Καύση του άνθρακα.** Ο άνθρακας, αφού προθερμανθεί, ένωνεται με το όξυγόνο και σχηματίζει διοξείδιο του άνθρακα (CO_2). Κατά την αντίδραση αυτή ελευθερώνεται θερμότητα (έξωθερμη αντίδραση):



Κατά την άτελη καύση όμως του άνθρακα σχηματίζεται και το δηλητηριώδες μονοξείδιο του άνθρακα (CO) που μπορεί να προκαλέσει ακόμη και το θάνατο του ανθρώπου.

● **Αναγωγική δράση του άνθρακα.** Ο άνθρακας έχει την ικανότητα να αποσπά όξυγόνο από διάφορα οξείδια. Το φαινόμενο αυτό λέγεται **άναγωγή** και ο C θεωρείται αναγωγικό σώμα.



Το μείγμα CO και H_2 που σχηματίζεται στην τελευταία αντίδραση λέγεται **ύδραέριο**.

Δ) Χρήσεις του άνθρακα.

Όλες οι μορφές του άνθρακα βρίσκουν πολλές εφαρμογές. Οι γαιάνθρακες και οι ξυλάνθρακες χρησιμοποιούνται για την παραγωγή θερμικής ενέργειας. Τό κώκ χρησιμοποιείται κυρίως ως αναγωγικό μέσο στη μεταλλουργία.

Ο άνθρακας αποτελεί το απαραίτητο στοιχείο σε κάθε οργανική ένωση.

ΠΕΡΙΛΗΨΗ

Ο άνθρακας είναι το πρώτο στοιχείο της 4ης ομάδας του περιοδικού συστήματος. Έχει 4e στη στιβάδα σθένους και γι' αυτό είναι τετρασθενές στοιχείο. Σχηματίζει ομοιοπολικές ενώσεις με άλλα αμέταλλα στοιχεία. Τα μόρια των οργανικών ενώσεων έχουν μικρές ή μεγάλες ανθρακικές αλυσίδες. Ο C καίγεται προς CO_2 ή CO και είναι αναγωγικό σώμα. Στη φύση υπάρχουν κρυσταλλικοί άνθρακες (διαμάντι, γραφίτης) και άμορφοι (γαιάνθρακες). Παρασκευάζονται ακόμη και πολλοί τεχνητοί άμορφοι άνθρακες (ξυλάνθρακας, αιθάλη, κώκ κτλ.). Οι γαιάνθρακες αποτελούν τα κυριότερα στερεά καύσιμα. Ο άνθρακας περιέχεται σε όλες τις οργανικές ενώσεις που τόσο μεγάλη σημασία έχουν για τη ζωή.

ΟΡΟΛΟΓΙΑ ΜΑΘΗΜΑΤΟΣ

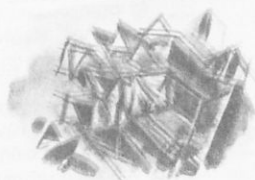
Στό μάθημα αυτό συναντήσαμε κυρίως τους εξής όρους: Υδρογονάνθρακες, πετρέλαιο, φυσικοί άνθρακες, διαμάντι (άδάμας), γραφίτης, αλλοτροπία, αλλοτροπικές μορφές, γαιάνθρακες, τεχνητοί άμορφοι άνθρακες, άπανθράκωση ξύλου, οργανικές ενώσεις, ανθρακικές αλυσίδες.

ΕΡΓΑΣΙΕΣ - ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ

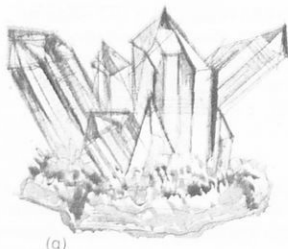
1. Να μάθετε πώς γίνεται η ανακύκλωση του άνθρακα στη φύση.
2. Ποιοι άνθρακες είναι κρυσταλλικοί και ποιοι είναι άμορφοι.
3. Ποιές είναι οι κυριότερες χημικές ιδιότητες και χρήσεις του άνθρακα.
4. Υπάρχουν στην περιοχή σας κοιτάσματα λιγνίτη.

ΑΣΚΗΣΕΙΣ

1. Πόσα mol CO_2 παράγονται κατά την καύση 36 g C. (A B C=12)
2. Πόσα γραμμάρια Cu παράγονται κατά την αναγωγή 5 mol CuO από άνθρακα. (A B Cu=63,5)
3. Ο άνθρακιτης περιέχει 95% κ.β. άνθρακα. Πόσα λίτρα CO_2 (στις Κ Σ) παράγονται κατά την καύση 1 Kg ανθρακιτη. (A B C = 12)



ΤΑ ΣΤΟΙΧΕΙΑ ΤΗΣ ΤΕΤΑΡΤΗΣ ΟΜΑΔΑΣ
(II) ΤΟ ΠΥΡΙΤΙΟ



(α)



ΑΜΕΘΥΣΤΟΣ

Σχ. 1 Φυσικοί κρύσταλλοι (α) διοξειδίου του πυρίτιου. Μερικές μορφές του χαλαζία έχουν ωραία χρώματα και χρησιμοποιούνται ως πολύτιμοι λίθοι π.χ. ό άμέθυστος.

A) Προέλευση του πυρίτιου

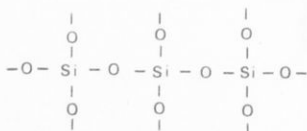
Τό πυρίτιο (Si) είναι τό πιό διαδομένο στοιχείο στή φύση, μετά τό όξυγόνο. Σε αντίθεση με τόν άνθρακα, τό πυρίτιο δέν υπάρχει έλεύθερο, αλλά πάντοτε ένωμένο με όξυγόνο και άλλα στοιχεία. Τά κυριότερα όρυκτά του πυρίτιου είναι τό διοξείδιο του πυρίτιου (SiO_2), ή άργιλος, ό άμιάντος, ό μαρμαρυγίας (μίκας) κτλ. Τό SiO_2 έχει πολλές μορφές στή φύση. Τό συναντάμε και ως κρυσταλλικό (**χαλαζίας**) και ως άμορφο (**άμμος**). Μερικές μορφές του χαλαζία (άμέθυστος, καπνίας, όνυχας κτλ.) είναι έγχρωμες και χρησιμοποιούνται ως «πολύτιμοι λίθοι» (σχ. 1). Τά καλάμια όρισμένων φυτών, τά φτερά και τά νύχια έχουν μικρές ποσότητες διοξειδίου πυρίτιου, ως σκληροποιτικό ύλικό.

B) Ιδιότητες του πυρίτιου

Τό πυρίτιο είναι τό δεύτερο στοιχείο της 4ης όμάδας του περιοδικού συστήματος, άμέσως μετά τόν άνθρακα. Έχει κι αυτό 4e στή στιβάδα σθένους και σχηματίζει όμοιοπολικές ενώσεις, όπου έμφανίζει σθένος 4. Με τόν άνθρακα έχει πολλές όμοιότητες, αλλά και άρκετές διαφορές. Έτσι, π.χ., ένw ό C σχηματίζει μεγάλες και άνθεκτικές άλυσίδες, τό πυρίτιο αντίθετα έχει πολύ περιορισμένη αυτή τήν ικανότητα. Όταν όμως άνάμεσα στά άτομα πυρίτιου παρεμβάλλονται άτομα όξυγόνου, τότε προκύπτουν σταθερές ενώσεις, όπως π.χ. τό SiO_2 (σχ. 2).

Γ) Χρήσεις του πυρίτιου

Τό καθαρό Si χρησιμοποιείται στήν ηλεκτρονική γιά τήν κατασκευή των τρανζίστορ. Ένα ειδικό ύλικό φτιαγμένο από σίδηρο και πυρίτιο, τό **σίδηροπυρίτιο**, χρησιμοποιείται στή χημική βιομηχανία. Τό άνθρακοπυρίτιο (SiC) είναι πολύ σκληρό σώμα και χρησιμοποιείται ως λειαντικό μέσο. Τά τελευταία χρόνια άρχισαν νά χρησιμοποιούνται οι **σιλικόνες**, πού αποτελούνται από Si, O και όργανικές ρίζες. Άπό αυτές παρασκευάζονται ειδικά βερνίκια και λιπαντικά έλαια, άνθεκτικό καουτσούκ κ.ά.



Σχ. 2 Τό μόριο του SiO_2 είναι στήν πραγματικότητα ένα μακρομόριο.

Μεγάλη σπουδαιότητα για ορισμένες βιομηχανίες έχουν οι ενώσεις του πυριτίου και ιδιαίτερα το SiO_2 και η άργιλος.

Στη συνέχεια θα γνωρίσουμε μερικές εφαρμογές των ενώσεων αυτών.

Δ) Τό γυαλί (ύαλος)

Τό γυαλί είναι γνωστό από την αρχαιότητα. Η σύγχρονη ύαλουργία αποτελεί έναν από τους σημαντικότερους κλάδους της χημικής βιομηχανίας. Υπάρχουν διάφορα είδη γυαλιού, ανάλογα με τη χρήση για την οποία προορίζονται. Τό **κοινό γυαλί** (ή γυαλί με νάτριο) γίνεται με σύντηξη άμμου (SiO_2), σόδας (Na_2CO_3) και ασβεστόλιθου (CaCO_3). Προκύπτει τότε μία παχύρρευστη μάζα που διαμορφώνεται σε ειδικά καλούπια και παίρνει τις επιθυμητές μορφές. Αυτό συνήθως γίνεται με εμφύσηση αέρα, είτε με τό στόμα, είτε με ειδικούς φυσητήρες (σχ. 3). Από κοινό γυαλί κατασκευάζονται τζάμια, ποτήρια κτλ.

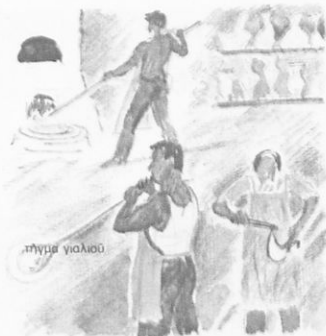
Τό **γυαλί Βοημίας** (ή γυαλί με κάλιο), αντί για νάτριο περιέχει κάλιο. Από αυτό φτιάχνουν χημικά όργανα, κάτοπτρα και άλλα είδη. Τό **κρύσταλλο** (ή γυαλί με μόλυβδο) παρασκευάζεται από SiO_2 και ενώσεις καλίου και μολύβδου. Από αυτό κατασκευάζουν πολυτελή γυάλινα αντικείμενα για το σπίτι, φακούς και άλλα οπτικά όργανα. Για την κατασκευή χημικών οργάνων χρησιμοποιούνται ειδικά ανθεκτικά γυαλιά, όπως τό γυαλί πυρέξ (PYREX) και τό γυαλί της Γιένας (JENA). Ο χρωματισμός του γυαλιού γίνεται με ορισμένα όξειδια που του προσθέτουν.

Ο **ύαλοβάμβακας** αποτελείται από πολύ λεπτές ίνες γυαλιού. Χρησιμοποιείται ως μονωτικό μέσο στα ψυγεία, στα σπίτια κτλ.

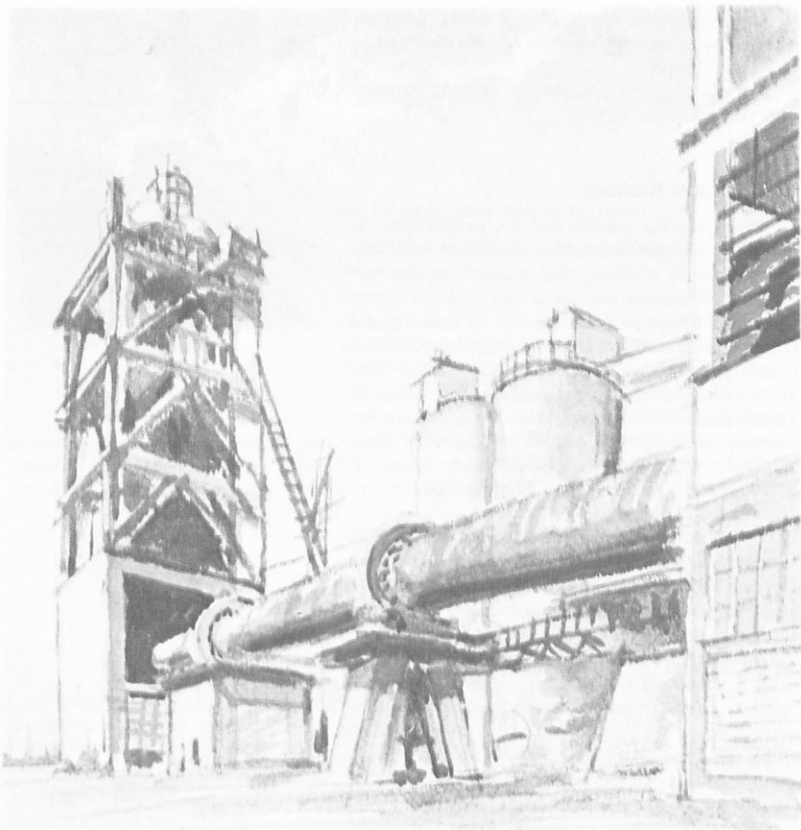
Από **γυαλί ασφαλείας** κατασκευάζονται τά γυάλινα εξαρτήματα των αυτοκινήτων. Τό γυαλί αυτό, όταν σπάσει, δίνει πολλά μικρά κομματάκια (χωρίς αιχμές) κι έτσι περιορίζονται οι πιθανότητες άτυχηματος από σπασμένα τζάμια, κατά τις συγκρούσεις των αυτοκινήτων.

Ε) Τό τοιμέντο

Τό τοιμέντο γίνεται με συνθέρμανση ασβεστόλιθου (CaCO_3) και άργιλου μέσα σε μεγάλους περιστρεφόμενους κυλίνδρους (σχ. 4). Τό προϊόν που παράγεται με τόν τρόπο αυτό ονομάζεται κλίνκερ και αποτελείται από άλατα του ασβεστίου. Τό μείγμα



Σχ. 3 Ειδικευμένοι τεχνίτες «φυσάνε» τό γυαλί με διάφορα μέσα για κατασκευή κομφοτεχνημάτων, οργάνων για τή χημικά έργαστήρια.



Σχ. 4 Έγκατάσταση παρασκευής τσιμέντου.

αυτό τό μετατρέπουν σέ σκόνη και άφού τού προσθέσουν λίγο γύψο, είναι έτοιμο γιά χρήση. Όταν ή σκόνη τού τσιμέντου έρχεται σ' έπαφή μέ τό νερό, σχηματίζεται μιά πλαστική μάζα πού ύστερα άπό λίγο χρόνο στερεοποιείται (πήζει). Τό τσιμέντρο άποτελεί τή βάση γιά τήν παρασκευή τού **ύδραυλικού κονιάματος**, πού χρησιμοποιείται στήν οικοδομική, στήν όδοποιία, στή γεφυροποιία κτλ. Τό **σκυρόδεμα** ή **μπετόν** (BETON) γίνεται άπό τσιμέντο, άμμο, χαλίκια (σκύρα) και νερό. Η άντοχή τού σκυροδέματος μεγαλώνει, όταν μέσα στή μάζα του υπάρχουν και ράβδοι αιδήρου. Τότε λέγεται **οπλισμένο σκυρόδεμα** (BETON ARMÉ). Στή χώρα μας υπάρχουν μεγάλες βιομηχανίες τσιμέντου.

ΣΤ) Κεραμευτική

Ἡ κεραμευτική εἶναι μιά παράρχαια τέχνη πού ἀπό εἰδικό χῶμα (ἀργιλόχωμα) ἐφτιαχνε ἀγγεῖα, τοῦβλα, κεραμίδια κτλ. Καθαρή μορφή ἀργίλου εἶναι ὁ **καολίνης**, ἀπό τόν ὁποῖο κατασκευάζονται τά διάφορα εἶδη πορσελάνης. Ἀκάθαρτη μορφή ἀργίλου εἶναι ὁ πηλός, ἀπό τόν ὁποῖο κατασκευάζονται τά λεγόμενα πορώδη εἶδη τῆς κεραμευτικῆς (τοῦβλα, κεραμίδια, γλάστρες κ.ἄ.). Στό σχ. 5 φαίνονται μερικά ἀπό τά προϊόντα τῆς κεραμευτικῆς καί στό σχ. 6 ὁ τροχός τοῦ ἀγγειοπλάστη.



Σχ. 6 Ὁ κεραμικός τροχός τοῦ ἀγγειοπλάστη εἶναι ἀπό τίς πρῶτες ἐφευρέσεις τοῦ ἀνθρώπου.



Σχ. 5 Διάφορα εἶδη ἀπό κεραμικά ὑλικά.

ΠΕΡΙΛΗΨΗ

Τό πυρίτιο εἶναι τό δεύτερο στοιχεῖο τῆς 4ης ομάδας τοῦ περιοδικοῦ συστήματος καί ἔχει 4e⁻ στήν ἐξωτερική στιβάδα του. Σχηματίζει ὁμοιοπολικές ἐνώσεις, στίς ὁποῖες ἐμφανίζει πάντοτε σθένος 4. Τό καθαρό πυρίτιο ἔχει πολύ λίγες ἐφαρμογές. Τό χρησιμοποιοῦν εἰδικά στήν ἠλεκτρονική. Οἱ ἐνώσεις του ὁμως χρησιμοποιοῦνται εὐρύτατα. Ἡ ἄμμος (SiO₂) χρησιμοποιεῖται στήν οἰκοδομική καί στήν ὑαλουργία. Ἡ ἀργίλος ἀποτελεῖ πρώτη ὕλη τῆς βιομηχανίας ταιμέντων καί τῆς κεραμευτικῆς. Οἱ αἰκόνες εἶναι σπουδαῖες ἐνώσεις πού βρίσκουν πολλές ἐφαρμογές.

ΟΡΟΛΟΓΙΑ ΜΑΘΗΜΑΤΟΣ

Στό μάθημα αὐτό συναντήσαμε κυρίως τούς ἐξῆς ὁρους: Ἀργίλος, χαλαζίας, πολύτιμοι λίθοι, αἰδηροπυρίτιο, ἀνθρακοπυρίτιο, αἰκόνες, γυαλί, ταιμέντο, ὑδραυλικό κονίαμα, σκυρόδεμα, καολίνης, πηλός.

ΕΡΓΑΣΙΕΣ - ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ

1. Ποιές εἶναι οἱ χημικές ιδιότητες καί οἱ χρήσεις τοῦ πυρίτιου;
2. Ποιά εἶδη γυαλίου γνωρίζετε καί πού χρησιμοποιοῦνται;
3. Ἀπό τί γίνεται τό ταιμέντο καί πού χρησιμοποιεῖται;
4. Ποιές εἶναι οἱ πρῶτες ὕλες τῆς κεραμευτικῆς;

ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ - ΑΛΑΤΑ

(I) ΤΑ ΟΞΕΑ - ΥΔΡΟΧΛΩΡΙΚΟ ΚΑΙ ΘΕΙΙΚΟ ΟΞΥ



Α) Οί ηλεκτρολύτες

Υπάρχουν χημικές ενώσεις, τα **όξέα**, οι **βάσεις** και τα **άλατα**, που τα υδατικά τους διαλύματα έμφανίζουν ηλεκτρική αγωγιμότητα, δηλαδή είναι καλοί άγωγοί του ηλεκτρικού ρεύματος. Τα σώματα αυτά λέγονται **ηλεκτρολύτες** (σχ. 1).

Ηλεκτρική αγωγιμότητα έμφανίζουν επίσης και τα πηγματα των βάσεων και των αλάτων.

Β) Τα όξέα

Όλοι μας γνωρίζουμε ότι τό ξίδι, ό χυμός των λεμονιών, τά άνώριμα (άγουρα) σταφύλια κ.ά. έχουν ξινή γεύση. Αυτό οφείλεται στην παρουσία των ενώσεων που λέγονται **όξέα** και έχουν ξινή γεύση. Έτσι π.χ. τό ξίδι περιέχει ένα όξύ που λέγεται **όξικό**. Υπάρχουν οργανικά και άνόργανα όξέα*. Στο μάθημα αυτό θ' ασχοληθούμε με τη δεύτερη κατηγορία (τά άνόργανα).

Όλα τα όξέα περιέχουν στο μόριό τους ύδρογόνο και τά περισσότερα άπ' αυτά περιέχουν και όξυγόνο (σχ. 2).

Η οργανοληπτική εξέταση των όξεων με τό αίσθητήριο της γεύσης δέν είναι πάντοτε δυνατή, γιατί πολλά όξέα είναι ισχυρά δηλητήρια (σχ. 3). Η παρουσία όξέος σέ κάποιο διάλυμα διαπιστώνεται άκίνδυνα με όρισμένες οργανικές ενώσεις που λέγονται **δείκτες**. Δύο - τρείς σταγόνες άπό τά σώματα αυτά άρκούν γιά νά δώσουν στο όξινο διάλυμα κάποιο χαρακτηριστικό χρώμα. Έτσι π.χ. ό δείκτης που λέγεται **βάμμα ήλιοτροπίου** έχει μενεξεδί χρώμα. Όταν όμως πέσει μέσα σέ διάλυμα όξέος, αλλάζει χρώμα και γίνεται κόκκινος. Στο σχ. 4 αναφέρονται οί κυριότεροι δείκτες καθώς και τό χρώμα τους μέσα σέ όξινο διάλυμα.

* **Άλλες ιδιότητες των όξεων.** α) Τα όξέα αντίδρουν με τά άνθρακικά άλατα και έλευθερώνουν διοξειδίο του άνθρακα (CO_2). Η κιμωλία



ΑΛΑΤΑ

Σχ. 1 Οί ηλεκτρολύτες είναι μία μεγάλη ομάδα άπό τρείς κατηγορίες χημικών ενώσεων.

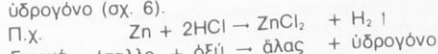
* **Οργανικές** λέγονται οί ενώσεις που περιέχουν στο μόριό τους άνθρακα. Τα όξειδία του άνθρακα (CO , CO_2), τό άνθρακικό όξύ (H_2CO_3) και τά άνθρακικά άλατα θεωρούνται άνόργανες ενώσεις.

ΠΙΝΑΚΑΣ 1

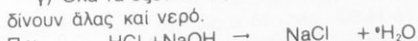
ΥΔΡΑΛΟΓΟΝΙΚΑ ΟΞΕΑ	
HF	ΥΔΡΟΦΘΟΡΙΚΟ ΟΞΥ
HCl	ΥΔΡΟΧΛΩΡΙΚΟ ΟΞΥ
HBr	ΥΔΡΟΒΡΩΜΙΚΟ ΟΞΥ
HJ	ΥΔΡΟΙΩΔΙΚΟ ΟΞΥ
ΟΞΕΑ ΜΕ ΡΙΖΕΣ ΟΞΥΓΟΝΟΥΧΕΣ	
HNO ₃	ΝΙΤΡΙΚΟ ΟΞΥ
H ₂ SO ₄	ΘΕΙΙΚΟ ΟΞΥ
H ₃ PO ₄	ΦΩΣΦΟΡΙΚΟ ΟΞΥ
H ₂ CO ₃	ΑΝΘΡΑΚΙΚΟ (ΑΣΘΕΝΕΣ ΟΞΥ) ΟΞΥ
ΟΞΕΑ τής ΟΡΓΑΝΙΚΗΣ ΧΗΜΕΙΑΣ	
ΟΞΙΚΟ ΟΞΥ	ΒΡΙΣΚΕΤΑΙ στο ΞΙΔΙ
ΚΙΤΡΙΚΟ ΟΞΥ	ΒΡΙΣΚΕΤΑΙ στο ΛΕΜΟΝΙ

Σχ. 2 Τά κυριότερα ανόργανα όξέα και μερικά οργανικά

π.χ. είναι ανθρακικό άσβεστο (CaCO₃) και διασπᾶται ἀπ' τὸ διάλυμα τοῦ HCl (σχ. 5). β) Τά δραστικά **μέταλλα** (π.χ. Mg, Al, Zn κτλ.) ἀντιδρουν μέ πολλά όξέα και ἐλευθερώνουν ἀέριο υδρογόνο (σχ. 6).



Γενικά μέταλλο + όξύ → ἄλας + υδρογόνο
γ) Όλα τὰ όξέα ἀντιδρουν μέ τίς **βάσεις** και δίνουν ἄλας και νερό.



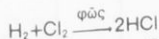
Γενικά: όξύ + βάση → ἄλας + νερό

Τό φαινόμενο αὐτό είναι γνωστό ως **ἐξουδετέρωση**. (ΜΑΘΗΜΑ 23^ο). Τό σύνολο τῶν κοινῶν ιδιοτήτων πού ἐμφανίζουν τὰ διαλύματα τῶν ξένων ονομάζεται **όξινη ἀντίδραση** (ή όξινος χαρακτήρας).

Γ) Τό υδροχλωρικό όξύ, HCl

Τό **υδροχλωρίο** (HCl) είναι ἕνα ἀχρωμο ἀέριο σῶμα μέ δυσάρεστη (ἀποπνικτική) μυρωδιά. Έχει μεγάλη διαλυτότητα στό νερό. Τό υδατικό διάλυμα τοῦ υδροχλωρίου λέγεται **υδροχλωρικό όξύ** και αὐτό συνήθως χρησιμοποιεῖται στήν πράξη.

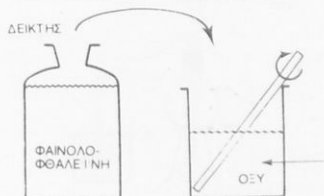
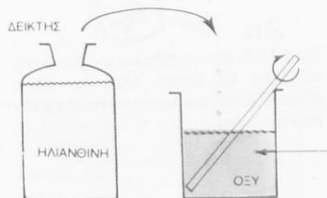
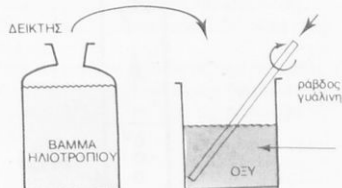
Παρασκευή. Τό HCl παρασκευάζεται εύκολα μέ ἐπίδραση θειικοῦ όξέος (H₂SO₄) σέ χλωριοῦχο νάτριο (NaCl) (σχ. 7). Ἐπίσης παρασκευάζεται ἀπό τὰ στοιχεῖα του μέ ἀπευθείας ἐνωση:



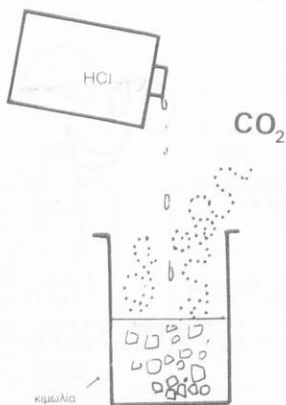
Τό υδροχλωρικό όξύ ἐμφανίζει τίς γενικές ιδιότητες τῶν όξέων πού εἶδαμε πῶς πάνω. Χρησιμοποιεῖται σέ ὅλα τὰ χημικά ἐργαστᾶσια γιά ἐξουδετέρωση βάσεων και γιά τήν παρασκευή ἄλλων σωμάτων. Χρησιμοποιεῖται ἐπίσης στίς βιομηχανίες χρωμάτων, φαρμάκων γλυκόζης κτλ.



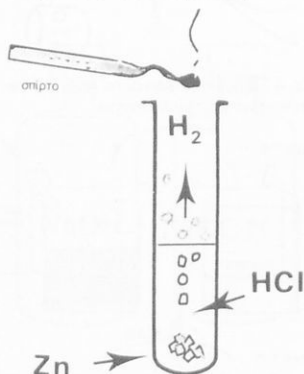
Σχ. 3 Τά περισσότερα όξέα είναι ισχυρά δηλητήρια γιά τόν ἄνθρωπο.



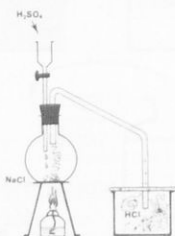
Σχ. 4 Οἱ 3 βασικοί δείκτες και οἱ χρωματισμοί τους μέσα σέ όξύ.



Σχ. 5 Τα άνθρακικά άλατα διασπώνται από τα όξέα και εκλύουν αέριο CO_2 .



Σχ. 6 Τα δραστικά μέταλλα αντιδρούν με τα όξέα και δίνουν άλας και αέριο υδρογόνο που εύκολα πιστοποιούμε την παρουσία του.



Σχ. 7 Έργαστηριακή παρασκευή του αερίου υδροχλωρίου.

Δ) Τό θειικό όξύ, H_2SO_4

Τό **θειικό όξύ** (ή βιτριόλι) είναι ένα άχρωμο υγρό που διαλύεται εύκολα στο νερό. Ή διάλυση αυτή πρέπει να γίνεται πάντοτε με **προσθήκη του H_2SO_4 στο νερό**, γιατί τό αντίθετο είναι επικίνδυνο (σχ. 8). Γενικά ή χρήση του θειικού όξέος πρέπει να γίνεται με μεγάλη προσοχή. Όταν τό όξύ αυτό πέσει πάνω μας, καταστρέφει τά ρούχα και προκαλεί σοβαρά εγκαύματα στο σώμα.

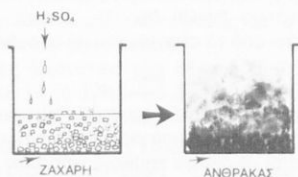
Παρασκευή. Ή κυριότερη μέθοδος γιά τήν παρασκευή του θειικού όξέος στή βιομηχανία είναι ή ακόλουθη: Με καύση θείου (S) ή θειούχων ενώσεων παράγεται διοξείδιο του θείου (SO_2). Αυτό στή συνέχεια τό όξειδώνουν προς τριοξείδιο του θείου (SO_3), άπ' τό όποιο τελικά φτιάχνουν τό H_2SO_4 .

Τό διάλυμα του H_2SO_4 έμφανίζει όλες τίς γενικές ιδιότητες των όξέων. Ειδικά τό πυκνό διάλυμα του θειικού όξέος έχει ακόμη δύο πολύ σπουδαίες ιδιότητες: Είναι **άφυδατικό** και **όξειδωτικό** σώμα (σχ. 9 και 10).

Τό H_2SO_4 είναι τό κυριότερο όξύ τής χημικής βιομηχανίας. Οι βιομηχανίες λιπασμάτων, χρωμάτων, άπορρυπαντικών κτλ. χρησιμοποιούν μεγάλες ποσότητες H_2SO_4 .



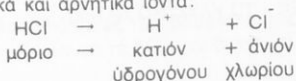
Σχ. 8 Διαλύουμε πάντοτε τό H_2SO_4 στο νερό και όχι αντίθετα.



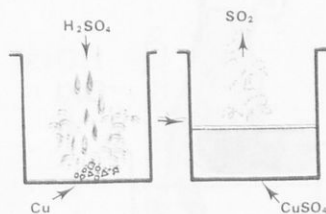
Σχ. 9 Τό πυκνό H_2SO_4 άφυδατώνει ή ζάχαρη και μένει άνθρακας.

Ε) Διάσταση των οξέων στο νερό

Όταν ένα οξύ (π.χ. HCl) διαλυθεί στο νερό, γίνεται **διάσταση** των μορίων του και προκύπτουν θετικά και αρνητικά ιόντα:



Τό **κατιόν υδρογόνου ή πρωτόνιο (H^+)** είναι το κοινό ιόν που υπάρχει στα διαλύματα όλων των οξέων. Οι κοινές (γενικές) ιδιότητες των οξέων οφείλονται στην παρουσία αυτού ακριβώς του ιόντος.



Σχ. 10 Το πυκνό H_2SO_4 διαλύει (οξειδώνει) το χαλκό και εκλύεται αέριο SO_2 .

ΠΕΡΙΛΗΨΗ

Τα διαλύματα των οξέων εμφανίζουν κοινές ιδιότητες, εξαιτίας του κοινού ιόντος (H^+) που περιέχουν. Μεταβάλλουν ομοιόμορφα το χρώμα των δεικτών, διασπούν τα ανθρακικά άλατα και αντιδρούν με βάσεις και μέταλλα. Δύο πολύ σπουδαία βιομηχανικά και εργαστηριακά οξέα είναι το υδροχλωρικό και το θειικό οξύ.

ΟΡΟΛΟΓΙΑ ΜΑΘΗΜΑΤΟΣ

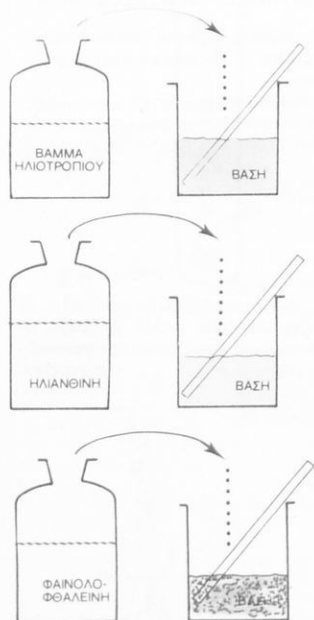
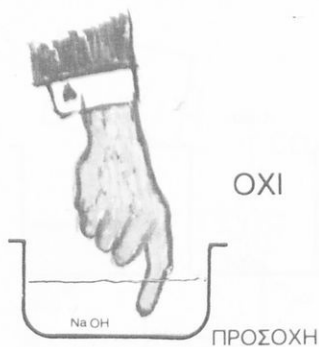
Στό μάθημα αυτό συναντήσαμε κυρίως τούς εξής όρους: Ήλεκτρολύτες, οξέα, βάσεις, άλατα, δείκτες, εξουδετέρωση, κατιόν υδρογόνου, υδροχλωρικό οξύ, θειικό οξύ.

ΕΡΓΑΣΙΕΣ - ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ

1. Ποιές ενώσεις λέγονται ηλεκτρολύτες;
2. Ποιές είναι οι κυριότερες ιδιότητες των οξέων;
3. Πώς παρασκευάζεται το HCl και το H_2SO_4 ;
4. Ποιές είναι οι δύο σπουδαίες ιδιότητες του θειικού οξέος που δεν τις εμφανίζει το HCl ;

ΑΣΚΗΣΕΙΣ

1. Πόσα mol HCl εξουδετερώνονται από 10 mol NaOH ;
2. Δίνεται η αντίδραση:
 $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{NaCl} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{HCl}$
Πόσα g HCl παράγονται κατά την επίδραση H_2SO_4 σε 4 mol NaCl ; (Α.Β: $\text{H}=1$, $\text{Cl}=35,5$).
3. Να συμπληρώσετε τις εξής χημικές εξισώσεις:
 $\text{Zn} + \text{HCl} \rightarrow \dots\dots\dots$
 $\text{CaCO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \dots\dots\dots$
 $\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \dots\dots\dots$



Σχ. 3 Οι δείκτες και οι χρωματισμοί που παίρνουν σέ διαλύματα βάσεων.

A) Οι βάσεις.

Τά **υδροξειδία** τῶν μετάλλων ὀνομάζονται καί **βάσεις**. Εἶναι μία κατηγορία ἡλεκτρολυτῶν πού ὅταν διαλυθοῦν στό νερό δίνουν θετικά ἰόντα μετάλλων καί ἀρνητικά ἰόντα ὑδροξειλίου (OH^-). Τό φαινόμενο αὐτό λέγεται ἡλεκτρολυτική **διάσπαση**.



Τό **άνιόν υδροξυλίου** ή **υδροξύλιο** (OH^-) είναι τό **κοινό ιόν** όλων τών βασικών διαλυμάτων καί γι' αὐτό οἱ βάσεις ἐμφανίζουν κοινές ιδιότητες. Ὑπάρχουν βάσεις μέ ἓνα, δύο ἢ τρία υδροξύλια στό μόριό τους, ἀνάλογα μέ τό σθένος τοῦ μετάλλου (σχ. 1). Ὅρισμένες βάσεις εἶναι ευδιάλυτες στό νερό (KOH , NaOH , NH_4OH).

● **Καυστικές ιδιότητες των βάσεων.** Οι βάσεις έχουν καυστική γεύση. Στο δέρμα προκαλούν έγκαυμα (σχ. 2). Ήξειτίας της δράσώς τους αυτής ονομάζονται και **καυστικές**. Π.χ. καυστικό νάτριο (NaOH), καυστικό κάλιο (KOH), καυστικό άσβέστιο (Ca(OH)₂) κτλ. Οι βάσεις του καλίου και νατρίου είναι γνωστές και ως **καυστικά άλκαλία**.

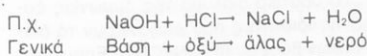
● Στά διαλύματα των βάσεων οι δείκτες παίρνουν όρισμένο χρώμα, διαφορετικό απ' αυτό που εμφανί-

ΧΗΜΙΚΟΣ ΤΥΠΟΣ	ΟΝΟΜΑΤΟΛΟΓΙΑ	ΔΙΑΛΥΤΟΤΗΤΑ στό ΝΕΡΟ
NaOH	ΥΔΡΟΞΕΙΔΙΟ ΝΑΤΡΙΟΥ	ΕΥΔΙΑΛΥΤΗ
KOH	ΥΔΡΟΞΕΙΔΙΟ ΚΑΛΙΟΥ	ΕΥΔΙΑΛΥΤΗ
NH ₄ OH	» ΑΜΜΩΝΙΟΥ	ΕΥΔΙΑΛΥΤΗ
Ca(OH) ₂	» ΑΣΒΕΣΤΙΟΥ	ΔΥΣΔΙΑΛΥΤΗ
Mg(OH) ₂	» ΜΑΓΝΗΣΙΟΥ	»
Ba(OH) ₂	» ΒΑΡΙΟΥ	»
Bi(OH) ₃	» ΒΙΣΜΟΥΘΙΟΥ	»
Al(OH) ₃	» ΑΡΓΙΛΙΟΥ	»

Σχ. 1 Οι σπουδαιότερες βάσεις.

ζουν στα όξινα διαλύματα. Έτσι, π.χ. όλα τα διαλύματα των βάσεων από το βάμμα ήλιοτροπίου χρωματίζονται μπλέ, από την ήλιανθίνη κίτρινα και από τη φαινολοφθαλεΐνη κόκκινα (σχ. 3).

Άλλες ιδιότητες των βάσεων: α) Όλες οι βάσεις αντιδρούν με τα όξέα και δίνουν άλατα και νερό.



Τό φαινόμενο αυτό λέγεται **έξουδετέρωση**.

β) Κατά την ηλεκτρόλυση διαλύματος (ή πηγματος) βάσεως, στην άνοδο (+) ελευθερώνεται πάντοτε όξυγόνο (O_2).

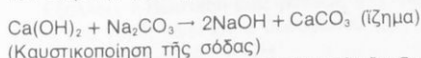
Τό σύνολο των ιδιοτήτων που εμφανίζουν τά βασικά διαλύματα λέγεται **βασική αντίδραση** ή **βασικός χαρακτήρας**.

Β) Τό καυστικό νάτριο (NaOH)

Τό **ύδροξείδιο του νατρίου** ή καυστικό νάτριο (NaOH) είναι μία από τίς κυριότερες βάσεις. Είναι λευκό, κρυσταλλικό σώμα, εύδιάλυτο στο νερό. Κατά τή διάλυση του στερεού NaOH στο H_2O ελευθερώνεται θερμότητα (σχ. 4). Τό ύδατικό διάλυμα του NaOH έχει καυστική γεύση και αφή σαπωνοειδή (σάν σαπούνι). Στο δέρμα προκαλεί έγκαύματα. Τό NaOH εμφανίζει τίς γενικές ιδιότητες των βάσεων και συγκεκριμένα: α) μεταβάλλει τό χρώμα ορισμένων δεικτών. β) Αντιδρά με όξέα και δίνει άλατα και νερό. γ) Κατά τήν ηλεκτρόλυση διαλύματος (ή πηγματος) NaOH εκλύεται O_2 στην άνοδο.

● **Βιομηχανικές παρασκευές του NaOH .** Τό NaOH παρασκευάζεται στη βιομηχανία κατά δύο μεθόδους:

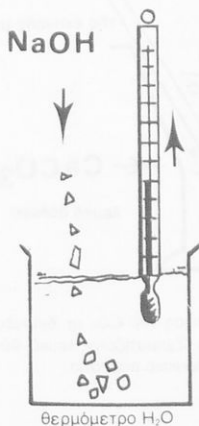
1. Με αντίδραση διπλής αντικατάστασης μεταξύ του Ca(OH)_2 και τής σόδας (Na_2CO_3)



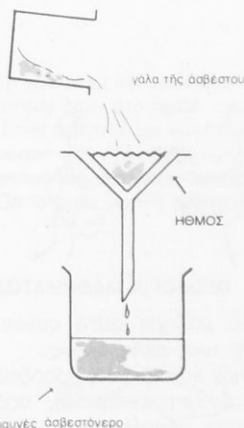
2. Με ηλεκτρόλυση διαλύματος NaCl . Στην άνοδο εκλύεται Cl_2 . Γύρω από τήν κάθοδο σχηματίζεται διάλυμα καυστικού νατρίου (NaOH) και εκλύεται ύδρογόνο:



● **Χρήσεις του NaOH .** Τό καυστικό νάτριο είναι απαραίτητο αντιδραστήριο γιά κάθε χημικό έργαστήριο. Μεγάλα ποσά NaOH χρησιμοποιεί ή σαπωνο-



Σχ. 4 ' Η διάλυση του στερεού NaOH στο νερό προκαλεί έκλυση θερμότητας και ό ύδράργυρος ανεβαίνει στο θερμόμετρο (ΕΞΩΘΕΡΜΟ ΦΑΙΝΟΜΕΝΟ).



Σχ. 5 ΤΟ ΑΣΒΕΣΤΟΝΕΡΟ



Σχ. 6 Ἀνίχνευση τοῦ CO_2 με διαυγές ἀσβεστόνερο. Σχηματίζεται λευκό θό-
λωμα ἀπὸ ἀνθρακικό ἀσβέστιο.

ποία. Τό συνηθισμένο σαποῦνι γίνεται ἀπὸ λίπη (ἢ ἔλαια) καὶ NaOH .

Γ) Ἄλλες βάσεις

Ἡ ἀμμωνία (NH_3) ὅταν διαλύεται στὸ νερὸ σχη-
ματίζει ἰόντα **ἀμμωνίου** (NH_4^+) καὶ ἰόντα ὑδροξυ-
λίου (OH^-). Τό ὑδατικό διάλυμα τῆς ἀμμωνίας ἐμ-
φανίζει ὅλες τὶς ιδιότητες ποὺ ἐμφανίζουν τὰ δια-
λύματα τῶν ἄλλων βάσεων (π.χ. NaOH). Ἐπομένως
στὸ ὑδατικό τῆς διάλυμα ἢ ἀμμωνία (NH_3) συμπερι-
φέρεται σὰν ὑδροξείδιο τοῦ ἀμμωνίου (NH_4OH).

Μία ἄλλη βάση εἶναι τὸ **ὑδροξείδιο τοῦ ἀσβε-
στίου** ἢ καυστικό ἀσβέστιο, Ca(OH)_2 . Εἶναι στερεό,
λευκὸ σῶμα, μὲ μικρὴ διαλυτότητα στὸ νερὸ. Παρα-
σκευάζεται ἀπὸ ὀξείδιο τοῦ ἀσβεστίου (CaO) μὲ
ἐπίδραση νεροῦ:



Τὸ CaO λέγεται καὶ **ἀσβεστος** (ἢ ἀσβέστης).

Ὅταν ἀνακατέψουμε νερὸ μὲ ἄρκετὸ Ca(OH)_2
γίνεται τὸ «γάλα τῆς ἀσβέστου». Μὲ τὸν πολτὸ αὐ-
τὸν ἀσβεστῶνουμε τοὺς τοίχους. Ἄν διηθῇσουμε
τὸ λευκὸ αὐτὸ μείγμα θὰ πάρουμε ἓνα ἀχρωμο διά-
λυμα Ca(OH)_2 ποὺ λέγεται «ἀσβεστόνερο» (σχ. 5).
Χρησιμοποιεῖται ὡς χημικὸ ἀντιδραστήριο. Μείγμα
ἀπὸ Ca(OH)_2 , ἄμμο καὶ νερὸ ἀποτελεῖ τὸ κοινὸ κο-
νίαμα (ἀσβεστοκονίαμα) μὲ τὸ ὁποῖο χτίζουν τοίχους
ἀπὸ πέτρες καὶ τοῦβλα. Μὲ τὸ ἀσβεστόνερο ἀνι-
χνεύουμε τὸ CO_2 (σχ. 6).

ΠΕΡΙΛΗΨΗ

Τὰ ὑδροξείδια τῶν μετάλλων ἢ βάσεις περιέχουν στὸ μόριό τους ἓνα ἢ περισσότερα
ὑδροξύλια. Μέσα στὸ νερὸ γίνεται διάσπαση τῶν μορίων τους καὶ προκύπτουν θετικὰ
ἰόντα μετάλλων καὶ ἀρνητικὰ ἰόντα ὑδροξυλίου (OH^-). Οἱ κοινὲς ιδιότητες τῶν βασικῶν
διαλυμάτων ὀφείλονται στὴν παρουσία τοῦ κοινοῦ ἰόντος OH^- . Οἱ βάσεις ἔχουν καυστι-
κὴ γεύση, μεταβάλλουν ὁμοίομορφα τὸ χρῶμα τῶν δεικτῶν καὶ ἀντιδρῶν μὲ ὀξέα. Οἱ
σπουδαιότερες βάσεις εἶναι οἱ ἑξῆς: NaOH , KOH , Ca(OH)_2 καὶ NH_4OH .

ΟΡΟΛΟΓΙΑ ΜΑΘΗΜΑΤΟΣ

Στὸ μάθημα αὐτὸ συναντήσαμε
κυρίως τοὺς ἑξῆς ὅρους:

Ἀνιόν ὑδροξυλίου, ὑδροξείδια, θά-
σεις, βασικὴ ἀντίδραση, σόδα, ἰόν
ἀμμωνίου, ὑδροξείδιο τοῦ ἀμμωνίου,
ἀσβεστος, ἀσβεστοκονίαμα, ἀσβεστό-
νερο.

ΕΡΓΑΣΙΕΣ - ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ

1. Ποῖο εἶναι τὸ κοινὸ ἰόν ὅλων τῶν βασικῶν
διαλυμάτων;
2. Ποιὲς εἶναι οἱ κοινὲς (γενικὲς) ιδιότητες
τῶν βάσεων;
3. Πῶς παρασκευάζεται τὸ NaOH ;
4. Ποῦ χρησιμοποιεῖται τὸ Ca(OH)_2 ;

ΑΣΚΗΣΕΙΣ

1. Πόσα mol Ca(OH)_2 πρέπει ν' αντιδράσουν με Na_2CO_3 για νά δώσουν 10 mol NaOH ;
2. Πόσα γραμμάρια NaCl πρέπει νά ηλεκτρολυθούν για νά παρασκευαστούν 3 mol NaOH ; (Α.Β.: $\text{Na} = 23$, $\text{Cl} = 35,5$).
3. Πόσα mol CaO πρέπει ν' αντιδράσουν με νερό για νά σχηματίσουν 37 g Ca(OH)_2 ; (Α.Β.: $\text{Ca} = 40$, $\text{H} = 1$, $\text{O} = 16$).

23^ο ΜΑΘΗΜΑ

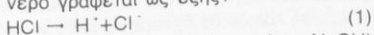
ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ - ΑΛΑΤΑ

(III) ΕΞΟΥΔΕΤΕΡΩΣΗ - ΑΛΑΤΑ

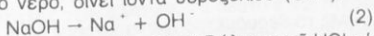
Α)' Η ΕΞΟΥΔΕΤΕΡΩΣΗ

Είδαμε στά δύο προηγούμενα μαθήματα ότι κατά την αντίδραση μεταξύ οξέος και βάσεως σχηματίζεται άλας και νερό. Τό φαινόμενο αυτό τό ονομάσαμε **έξουδετέρωση**. Στό σημερινό μάθημα θά μελετήσουμε αναλυτικότερα τό φαινόμενο τής εξουδετερώσεως και θά δούμε πώς γίνεται ή αντίδραση αυτή, τί προϊόντα δίνει και πώς διαπιστώνεται τό τέλος της.

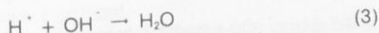
● **Μηχανισμός εξουδετερώσεως.** Γνωρίζουμε ότι σέ κάθε διάλυμα οξέος υπάρχουν κατιόντα ύδρογόνου (H^+) πού προέρχονται από τή διάσπαση των μορίων του οξέος. Έτσι π.χ. ή διάσπαση του HCl στό νερό γράφεται ως εξής:



Έξάλλου, ή διάσπαση μις βάσεως (π.χ. NaOH) μέσα στό νερό, δίνει ίοντα υδροξυλίου (OH^-).

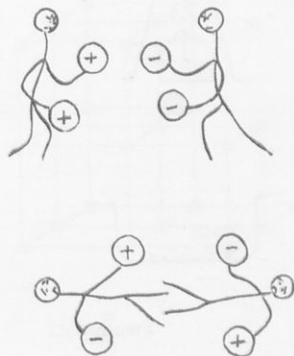
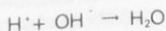


Όταν φέρουμε σ' επαφή τό διάλυμα του HCl μέ τό διάλυμα NaOH , αντιδρούν τά κατιόντα του ύδρογόνου (H^+) του πρώτου μέ τά ύδροξύλια (OH^-) του δεύτερου διαλύματος και σχηματίζουν μόρια νερού (H_2O):

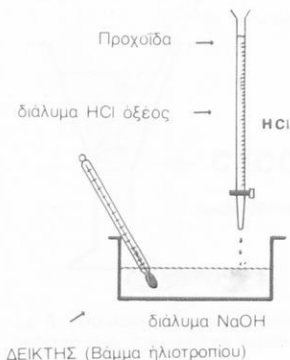


Η αντίδραση (3) είναι ή εξουδετέρωση.

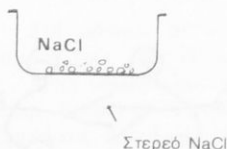
Έξουδετέρωση ονομάζεται ή αντίδραση των ιόντων H^+ μέ τά ίοντα OH^- προς σχηματισμό μορίων H_2O .



Σχ. 1 Κατά τήν εξουδετέρωση δέν υπάρχουν νικητές και νικημένοι.



Σχ. 2 ΠΕΙΡΑΜΑΤΙΚΗ ΔΙΑΤΑΞΗ για την εξουδετέρωση NaOH από HCl.



Σχ. 3 Τό στερεό υπόλειμμα είναι τό άλας Na^+Cl^- .

Γιά νά γίνει εξουδετέρωση πρέπει στά δύο διαλύματα όξέος καί βάσεως νά υπάρχουν αντίστοιχα **ίσοι αριθμοί** ιόντων H^+ καί OH^- . Μετά την εξουδετέρωση δέν περισεύει ούτε όξύ, ούτε βάση.

Η χημική εξίσωση της εξουδετερώσεως του HCl από τό NaOH γράφεται κατά δύο τρόπους:

- α) $\text{NaOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$ (μοριακή μορφή) ή μέ συνδυασμό των εξισώσεων (1) (2) καί (3):
 β) $(\text{H}^+ + \text{Cl}^-) + (\text{Na}^+ + \text{OH}^-) \rightarrow (\text{Na}^+ + \text{Cl}^-) + \text{H}_2\text{O}$ (ιοντική μορφή) (σχ. 1).

Στήν ιοντική μορφή της εξουδετερώσεως βλέπουμε ότι ούσιαστικά ή αντίδραση γίνεται ανάμεσα στά ιόντα H^+ καί OH^- . Επομένως ή εξουδετέρωση είναι μία **ιοντική αντίδραση**. Ό χρόνος πού χρειάζεται για νά τελειώσει μία αντίδραση εξουδετερώσεως είναι ελάχιστος (κλάσματα του δευτερολέπτου).

Πείραμα. Στο σχ. (2) βλέπουμε πώς γίνεται πειραματικά ή εξουδετέρωση. Στο ποτήρι βάζουμε διάλυμα NaOH καί ένα δείκτη (π.χ. βάμμα ήλιοτροπίου). Τό διάλυμα γίνεται μπλέ. Από την προχοΐδα προσθέτουμε σιγά-σιγά διάλυμα HCl. Σέ κάποια στιγμή τό διάλυμα στό ποτήρι αλλάζει χρώμα καί από μπλέ γίνεται μενεζεδί (πρός κόκκινο). Στο σημείο αυτό έγινε εξουδετέρωση, δηλαδή προσθέσαμε τόσα ιόντα H^+ , όσα ήταν καί τά ιόντα OH^- . Τά ιόντα αυτά άντέδρασαν καί σχημάτισαν νερό ($\text{H}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}$). Ό δείκτης μās βοήθησε νά διαπιστώσουμε όπτικά τό **τέλος** της εξουδετερώσεως. Μέσα στό ποτήρι υπάρχει τώρα τό άλας NaCl διαλυμένο στό νερό μέ τη μορφή ιόντων Na^+ καί Cl^- . Αν εξατμίσουμε τό νερό του διαλύματος αυτού, θά παραμείνει ένα κρυσταλλικό σώμα, τό NaCl (σχ. 3). Κατά την εξουδετέρωση λοιπόν θά έχουμε τό εξής γενικό σχήμα.

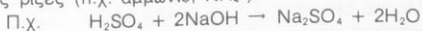


Μέ τό θερμόμετρο διαπιστώνουμε ότι ή εξουδετέρωση είναι **εξώθερμη αντίδραση**.

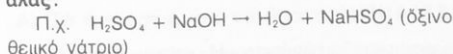
Β) Τά άλατα

Τά άλατα πού προκύπτουν κατά την εξουδετέρωση λέγονται **ουδέτερα** (ή κανονικά) άλατα καί ανήκουν στην ευρύτερη κατηγορία **των άπλων** άλάτων. Τέτοια άλατα είναι π.χ. τό NaCl, τό KCl, τό NaNO_3 , τό Na_2SO_4 , τό CaCO_3 κτλ. Τά ουδέτερα άλατα προκύπτουν από την όλική αντικατάσταση των

υδρογόνων του όξeos από μέταλλα ή ηλεκτροθετικές ρίζες (π.χ. άμμώνιο, NH_4^+).



Στήν περίπτωση αυτή λέμε ότι γίνεται **τέλεια** (ή πλήρης) έξουδετέρωση του H_2SO_4 από τό NaOH . Όταν όμως αντικατασταθεί μόνο τό ένα από τά δύο υδρογόνά του H_2SO_4 , τότε προκύπτει ένα **όξινο άλας**:



Η αντίδραση αυτή χαρακτηρίζεται ως **μερική έξουδετέρωση του H_2SO_4** . Τά όξινα άλατα άνήκουν κι αυτά στά άπλά άλατα.

Τά ούδετερα άλατα παρασκευάζονται και με άλλους τρόπους (σχ. 4).

ΠΙΝΑΚΑΣ Ι

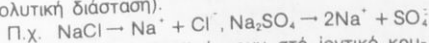
ΑΠΟ τά ΣΤΟΙΧΕΙΑ τους
Π.χ. $2\text{Na} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{NaCl}$
ΜΕ ΑΠΛΗ ΑΝΤΙΚΑΤΑΣΤΑΣΗ
Π.χ. $\text{Zn} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$ (χλωριούχος Ψευδάργυρος)
ΜΕ ΔΙΠΛΗ ΑΝΤΙΚΑΤΑΣΤΑΣΗ
Π.χ. $\text{AgNO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{AgCl} \times \text{HNO}_3$ (διάλυμα) διάλυμα ΑΛΑΣ (διάλυμα) (ίζημα)

Σχ. 4 Διάφοροι άλλοι τρόποι γιά την παρασκευή ούδετέρων άλάτων.

Ένυδρα άλατα. Πολλά άλατα συγκρατούν στο κρυσταλλικό τους πλέγμα μόρια νερού και λέγονται **ένυδρα άλατα**.

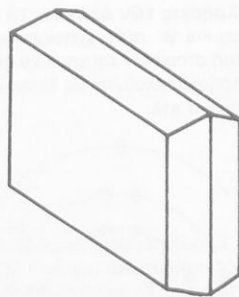
Π.χ. $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ (γύψος) (σχ. 5). Τά ένυδρα άλατα μετατρέπονται σε άνυδρα με θέρμανση.

● **Ιδιότητες των άλάτων.** Τά άλατα είναι στερεά, κρυσταλλικά σώματα, άλλα εύδιάλυτα και άλλα δυσδιάλυτα στό νερό. Τά διαλύματα και τά τήγματα των άλάτων έμφανίζουν ηλεκτρική άγωγιμότητα (ήλεκτρολύτες). Κατά τή διάλυση ενός άλατος στό νερό προκύπτουν θετικά και άρνητικά ίόντα (ήλεκτρολυτική διάσπαση).

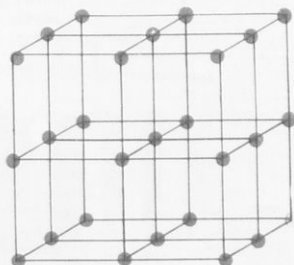


Τά ίόντα αυτά προϋπάρχουν στό ιοντικό κρυσταλλικό πλέγμα των άλάτων πού είναι έτεροπολικές ένώσεις (σχ. 6).

Πολλά άλατα είναι λευκά. Υπάρχουν όμως και έγχρωμα άλατα (μαύρα, κίτρινα, κόκκινα κτλ.).



Σχ. 5 Κρύσταλλοι τής γύψου. $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$



Na^+ ●
 Cl^- ●

Σχ. 6 Ιονικό Κρυσταλλικό πλέγμα NaCl .

● **Χρήσεις των αλάτων.** Τά άλατα άφθονούν στή φύση καί γι' αυτό χρησιμοποιούνται γιά τήν παρασκευή στοιχείων καί χημικών ένώσεων. Μερικά άλατα χρησιμοποιούνται ώς λιπάσματα, ώς σαπούνια, ώς φάρμακα κτλ.

ΠΕΡΙΛΗΨΗ

Ἐξουδετέρωση ονομάζεται ἡ αντίδραση μεταξύ τῶν ἰόντων H^+ καί τῶν ἰόντων OH^- πρὸς σχηματισμό μορίων H_2O . Ἡ ἐξουδετέρωση εἶναι ἰοντική, ἐξώθερμη καί ταχύτατη ἀντίδραση. Τά προϊόντα τῆς ἐξουδετερώσεως εἶναι τά οὐδέτερα άλατα (π.χ. $NaCl$). Τά άλατα εἶναι ἠλεκτρολύτες. Χρησιμοποιούνται γιά τήν παρασκευή στοιχείων καί χημικῶν ένώσεων, ώς λιπάσματα, ώς σαπούνια κτλ.

ΟΡΟΛΟΓΙΑ ΜΑΘΗΜΑΤΟΣ

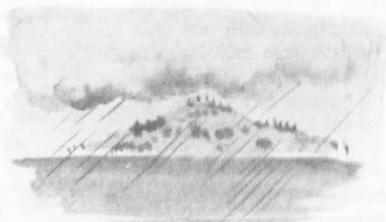
Στό μάθημα αὐτό συναντήσαμε κυρίως τούς ἐξῆς ὅρους: Ἐξουδετέρωση, οὐδέτερα άλατα, ὀξινα άλατα, άπλά άλατα, ένυδρα άλατα.

ΕΡΓΑΣΙΕΣ - ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ

1. Τί ονομάζουμε ἐξουδετέρωση, πῶς γίνεται καί ποιά εἶναι τά προϊόντα τῆς;
2. Ποιά εἶναι τά χαρακτηριστικά γνωρίσματα τῆς ἐξουδετερώσεως, δηλαδή τί ἀντίδραση εἶναι;
3. Ποιές εἶναι οἱ ιδιότητες καί οἱ χρήσεις τῶν αλάτων;

ΑΣΚΗΣΕΙΣ

Νά συμπληρώσετε τίς ἀκόλουθες ἀντιδράσεις ἐξουδετερώσεως μέ ὅ,τι λείπει:



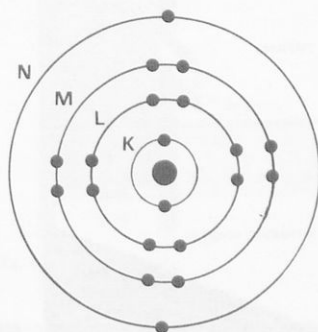
Α) Τό ασβέστιο καί τά άλάτά του.

Τό ασβέστιο (Ca) είναι στοιχείο τής 2ης (IIa) ομάδας του περιοδικού συστήματος καί έχει 2e- στην έξωτερική του στιβάδα (σχ. 1). Στη φύση βρίσκεται πάντοτε ένωμένο μέ άλλα στοιχεία καί κυρίως μέ τή μορφή άνθρακικών, θειικών καί φωσφορικών αλάτων. Τά κυριότερα άλατά του ασβεστίου είναι τό άνθρακικό ασβέστιο (CaCO_3), τό θειικό ασβέστιο (CaSO_4) καί τό φωσφορικό ασβέστιο ($\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$). Σε όλες τς ένώσεις του τό Ca εμφανίζει σθένος +2.

Β) Τό άνθρακικό ασβέστιο (CaCO_3)

Τό CaCO_3 είναι πολύμορφο σώμα, δηλαδή εμφανίζεται μέ πολλές μορφές: Άρσενίτης, άραγωνίτης, μάρμαρο, ασβεστόλιθος, κιμωλία.

● **Τό μάρμαρο** αποτελείται από πολύ μικρούς κρυστάλλους CaCO_3 . Τά λευκά μάρμαρα τής Πεντέ-



Σχ. 1 Τό άτομο του ασβεστίου έχει στην έξωτερική του στιβάδα 2 ήλεκτρονια.

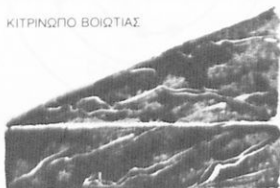
Σχ. 2 Ο ΠΑΡΘΕΝΩΝΑΣ



ΠΑΡΙΑΝΟ



ΚΙΤΡΙΝΩΠΟ ΒΟΙΩΤΙΑΣ



ΜΑΥΡΟ ΠΕΝΤΕΛΗΣ



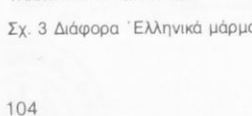
ΠΕΝΤΕΛΙΣΙΟ



ΠΡΑΣΙΝΟ ΤΗΝΟΥ



ΤΡΙΑΝΤΑΦΥΛΛΙ ΙΩΑΝΝΙΝΩΝ



Σχ. 3 Διάφορα Έλληνικά μάρμαρα.

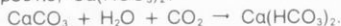
λης, της Καρράρας (Ν. Ίταλία) κτλ. είναι άριστες πρώτες ύλες γιά τή γλυπτική. Μé τέτοια μάρμαρα κατασκευάστηκαν τά περισσότερα άθάνατα μνημεία τής χώρας μας (Παρθενώνας, Έρμης τού Πραξιτέλη κτλ. σχ. 2). Τά έγχρωμα μάρμαρα όφείλουν τό χρώμα τους σέ διάφορες προσμίξεις πού περιέχουν.

● **Τά έλληνικά μάρμαρα.** Στή χώρα μας υπάρχουν καί λευκά καί έγχρωμα μάρμαρα σέ πολλές περιοχές (Πεντέλη, Ίωάννινα, Κοζάνη Θάσος, Νάξος, Τήνος κτλ.). Χρησιμοποιούνται στή γλυπτική, στή διακοσμητική καί στήν οικοδομική (σχ. 3). Τά μάρμαρα τά βγάζουμε άπό τή γή, κόβονται μέ ειδικά κοπτικά έργαλεία, τούς δίνεται ή έπιθυμητή μορφή καί τέλος γυαλίζεται ή έπιφάνειά τους.

● **Ο άσβεστόλιθος** είναι άμορφο άνθρακικό άσβέστιο (CaCO_3). Είναι οι λευκές πέτρες (άσβεστόπετρες) πού βλέπουμε στά περισσότερα βουνά τής χώρας μας. Μεγάλα ποσά άσβεστόλιθου χρησιμοποιούνται στήν οικοδομική (κατασκευή τοίχων), στήν ύαλουργία καί στή μεταλλουργία τού σιδήρου. Άπό τόν άσβεστόλιθο παρασκευάζεται καί ή άσβεστος (CaO), μέ πύρωση σούς 1000°C :



Αυτό γίνεται μέσα στίς άσβεστοκαμίνους (σχ. 4). Άπό άσβεστόλιθο έπίσης άποτελούνται οι **σταλακτικές** καί οι **σταλαγμίτες** πού υπάρχουν στά σπηλαιο (σχ. 5). Ο σχηματισμός τών σταλακτιτών καί σταλαγμιτών γίνεται ώς έξής: Τό νερό τής βροχής περιέχει διαλυμένο CO_2 , άπό τόν άέρα. Πέφτοντας σέ άσβεστολιθικά πετρώματα, διαλύει τόν άσβεστόλιθο (CaCO_3) καί τόν μετατρέπει σέ όξινο άνθρακικό άσβέστιο, $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$:



Τό βρόχινο νερό, περιέχοντας τό διαλυτό αυτό άλας τού Ca , προχωρεί μέσα στή γή καί, όταν φτάνει στήν όροφή τών σπηλαίων, στάζει πρός τή βάση τους. Στή φάση αυτή εξατμίζεται ένα μέρος τού νερού καί γίνεται ή έξής αντίδραση:



Τό CaCO_3 σχηματίζει σιγά - σιγά, σέ πολλά στρώματα (τό ένα πάνω στ' άλλο), τούς σταλακτίτες (στήν όροφή) καί τούς σταλαγμίτες (στή βάση) τών σπηλαίων (σχ. 6). Γιά νά πάρουν τά σπήλαια τή σημερινή τους μορφή χρειάστηκαν έκατομμύρια χρόνια.

Ο άσβεστόλιθος διασπάται μέ έπίδραση όξέων καί δίνει άλας, νερό καί CO_2 .

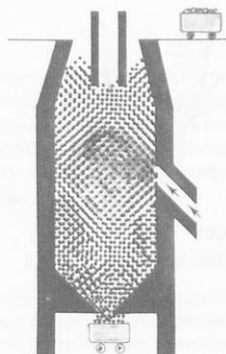


Τό φαινόμενο αυτό τό παρατηρούμε όταν πέσει ξίδι ή HCl σέ μάρμαρο (άφρίζει). (Πείραμα σχ. 7).

● **Η κιμωλία** είναι άμορφο CaCO_3 . Τή χρησιμοποιούμε γιά νά γράφουμε στους μαυροπίνακες.

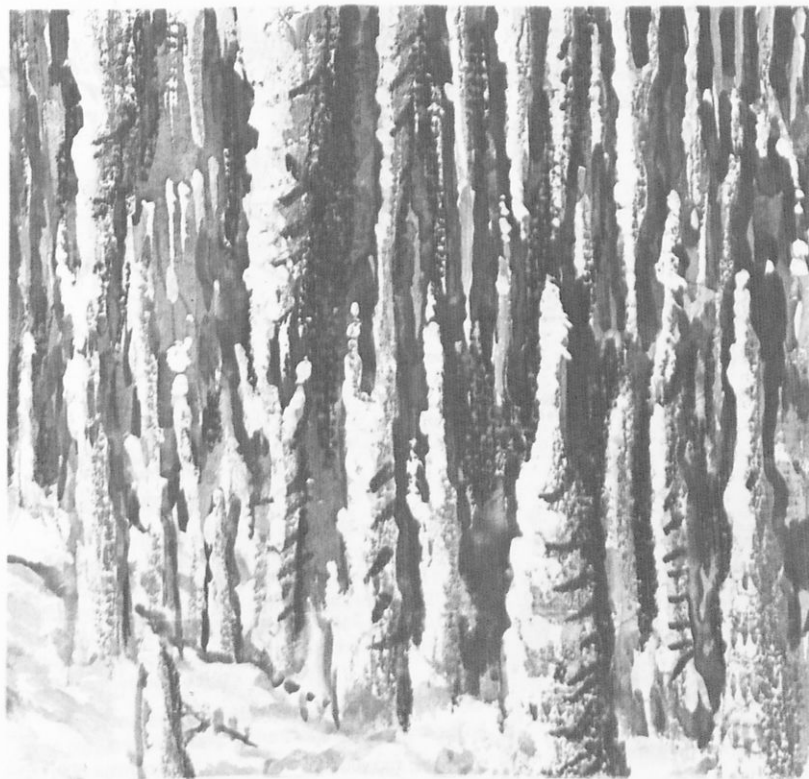
Γ) Τό θειικό άσβέστιο (CaSO_4)

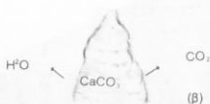
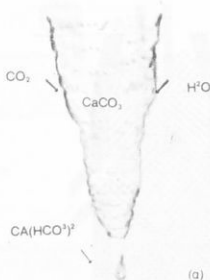
Τό θειικό άσβέστιο βρίσκεται στή φύση ως **άνυδρίτης** (CaSO_4) και ως **γύψος** ($\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$). Η γύψος είναι ένωδρο άλας. Όταν θερμανθεί γύρω στους 130°C , χάνει ένα μέρος άπό τό νερό πού περιέχει και δίνει ένα σώμα πού λέγεται πλαστική γύψος ($2\text{CaSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$). Η πλαστική γύψος είναι μία λευκή σκόνη πού μπορεί νά προσλάβει νερό και νά



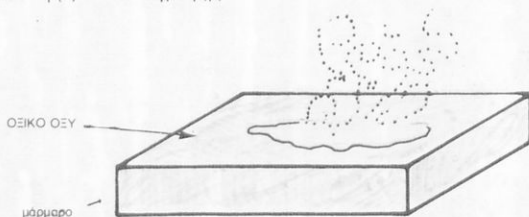
Σχ. 4 Άσβεστοκάμινος

Σχ. 5 Σπήλαιο μέ σταλακτίτες και σταλαγμίτες.

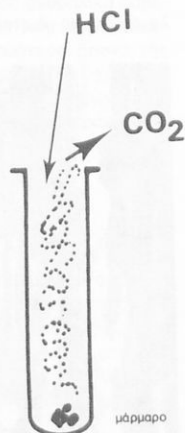




Σχ. 6 Σχηματική παράσταση σχηματισμού σταλακτίτης (α) και σταλαγμίτης (β).



Σχ. 7 Τα όξια προσβάλλουν τα μάρμαρα.



Γύψινο Διακοσμητικό όροφής δωματίου

Όταν περνάμε τις διαβάσεις χρειάζεται μεγάλη προσοχή



Καλώδια και πρίζες στερεώνονται με γύψο



Σχ. 8 Χρήσεις της γύψου.

Ξαναγίνει $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$. Τό φαινόμενο αυτό συνοδεύεται από μικρή διόγκωση. Η γρήγορη στερεοποίηση ενός πολτού από πλαστική γύψο και νερό βρίσκει εφαρμογή στην Ιατρική (για επίδεσμους), στην ηλεκτροτεχνία και στη διακοσμητική (σχ. 8). Μεγάλα κοιτάσματα γύψου υπάρχουν στην Κρήτη.

Δ) Τό φωσφορικό άσβέστιο ($\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$). Τό φωσφορικό άσβέστιο υπάρχει στη φύση κυρίως ως **φωσφορίτης**. Χρησιμοποιείται για την παρασκευή φωσφορικού όξους (H_3PO_4) και φωσφορικών λιπασμάτων. Κοιτάσματα φωσφορίτης υπάρχουν στην Ήπειρο. Τό φωσφορικό άσβέστιο έχει επίσης μεγάλη βιολογική σημασία, γιατί απ' αυτό κυρίως αποτελούνται τά όστα

ΠΕΡΙΛΗΨΗ

Τά κυριότερα ὄλατα τοῦ ἀσβεστίου εἶναι τὸ ἀνθρακικό, τὸ θειικό καὶ τὸ φωσφορικό ἀσβέστιο. Τὸ ἀνθρακικό ἀσβέστιο (CaCO_3) ἔχει πολλές μορφές (πολύμορφο σῶμα): Ἀσβεστής, ἀραγωνίτης, μάρμαρο, ἀσβεστόλιθος, κιμωλία. Ἡ γύψος εἶναι ἐνυδρο θειικό ἀσβέστιο ($\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$). Ἡ πλαστική γύψος ($2\text{CaSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$) μὲ νερὸ ξαναγίνεται γύψος. Ὁ φωσφορίτης ($\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$) ἀποτελεῖ σπουδαία πρῶτη ὕλη τῆς χημικῆς βιομηχανίας λιπασμάτων. Ἐπίσης ἀποτελεῖ δομικὸ ὑλικὸ τῶν ὁστῶν.

ΟΡΟΛΟΓΙΑ ΜΑΘΗΜΑΤΟΣ

Στὸ μάθημα αὐτὸ συναντήσαμε κυρίως τοὺς ἑξῆς ὅρους: Πολύμορφο σῶμα, μάρμαρο, ἀσβεστόλιθος, κιμωλία, γύψος, πλαστικὴ γύψος, φωσφορίτης, σταλακτίτης, σταλαγμίτης.

ΕΡΓΑΣΙΕΣ - ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ

1. Ποιές εἶναι οἱ μορφές τοῦ ἀνθρακικοῦ ἀσβεστίου καὶ ποὺ χρησιμοποιοῦνται;
2. Πῶς σχηματίστηκαν οἱ σταλακτίτες καὶ οἱ σταλαγμίτες στὰ σπήλαια; Τὸ φαινόμενο αὐτὸ συνεχίζεται καὶ σήμερα ἢ ὄχι;
3. Ποῦ χρησιμοποιεῖται ἡ πλαστικὴ γύψος καὶ ὁ φωσφορίτης;

ΑΣΚΗΣΕΙΣ

1. Πόσα mol CaO παράγονται κατὰ τὴ διάσπαση 200 g CaCO_3 ;
(Α.Β.: $\text{Ca} = 40$, $\text{C} = 12$, $\text{O} = 16$)
2. Πόσα λίτρα CO_2 (στὶς Κ.Σ.) παράγονται κατὰ τὴν ἐπίδραση ὑδροχλωρικοῦ ὀξέος σὲ 0,5 mol CaCO_3 ;
3. Νὰ συμπληρώσετε τὶς ἀκόλουθες χημικὲς ἐξισώσεις μὲ ὁ,τι λείπει:
 $\text{CO}_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \downarrow + \dots$
 $\text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CaSO}_4 + \dots$
 $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 + \dots$

25^ο ΜΑΘΗΜΑ

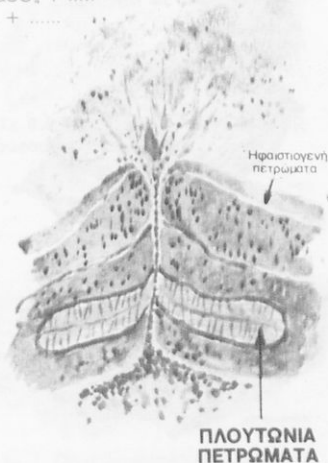
ΣΤΟΙΧΕΙΑ ΟΡΥΚΤΟΛΟΓΙΑΣ

(Ι) ΠΕΤΡΩΜΑΤΑ - ΟΡΥΚΤΑ - ΜΕΤΑΛΛΕΥΜΑΤΑ

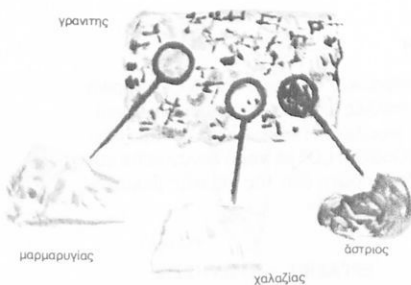
Α) Πετρώματα

Στὸ 4^ο μάθημα μίλησαμε γιὰ τὸ ἔδαφος καὶ τὸ ὑπέδαφος. Στὸ ὑπέδαφος ὑπάρχουν τὰ **πετρώματα**, δηλαδὴ ὑλικά ποὺ βρίσκονται σὲ μικρές ἢ μεγάλες ἐκτάσεις, ἔχουν τὴν ἴδια σύσταση καὶ σχηματίστηκαν μὲ τὸν ἴδιο τρόπο. Τὰ πετρώματα δὲν εἶναι πάντοτε σκληρά, ὅπως π.χ. ὁ γρανίτης, ἀλλὰ καὶ μαλακά (π.χ. ἀργίλος, γύψος κ.ἄ.).

Κατηγορίες πετρωμάτων. Ἀνάλογα μὲ τὸν τρόπο σχηματισμοῦ τους, τὰ πετρώματα διακρίνονται σὲ τρεῖς κατηγορίες:



Σχ. 1 Τὰ μαγματογενή πετρώματα.



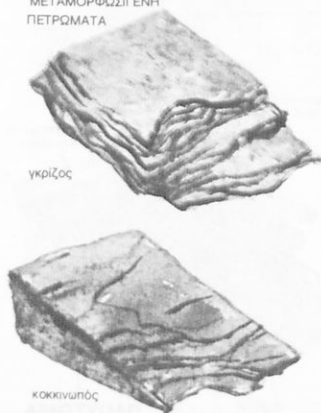
Σχ. 2 Πέτρωμα γρανίτη με τὰ συστατικά του.

ΙΖΗΜΑΤΟΓΕΝΗ ΠΕΤΡΩΜΑΤΑ



Σχ. 3 Ἡ κηλώα προέρχεται ἀπὸ τὸ πέτρωμα «κηλώα» με κατεργασία.

ΜΕΤΑΜΟΡΦΩΣΙΓΕΝΗ ΠΕΤΡΩΜΑΤΑ



Σχ. 4 Σχιστόλιθος ἀργιλίου

1. **Τὰ μαγματογενή.** Τὰ πετρώματα αὐτὰ ὀφείλουν τὴν ὀνομασίαν τους στὸ διάχυτο ρευστὸ ὑλικὸ πού ὑπάρχει στὸ ἐσωτερικὸ τῆς γῆς καὶ λέγεται **μάγμα**. Τὸ λιωμένο αὐτὸ ὑλικὸ (λάβα) ἀνεβαίνει μέσα ἀπὸ πόρους στὴν ἐπιφάνεια τῆς γῆς, ψύχεται καὶ σχηματίζει τὰ **ἡφαιστειογενή πετρώματα**. Ὅταν τὸ μάγμα ψύχεται σὲ ὑπογείες κοιλότητες τῆς γῆς, τότε σχηματίζει τὰ **πλουτώνια πετρώματα** (σχ. 1). Ἐνα τέτοιο πέτρωμα εἶναι π.χ. ὁ γρανίτης (σχ. 2)

2. **Τὰ ἰζηματογενή.** Ὀνομάστηκαν ἔτσι, γιατί εἶναι ὑλικά πού κατακάθισαν ὡς ἰζήματα σὲ περιοχές πού ἄλλοτε ὑπῆρχαν νερά (π.χ. ἄμμος, χαλίκια, ἄσβεστόλιθοι κ.ά.). Στὴν ἴδια κατηγορία ἀνήκουν καὶ ὀρισμένα ἰζηματογενή πετρώματα με ζωϊκὴ ἢ φυτικὴ προέλευση (κιμωλία, γῆ διατόμων, γαϊάνθρακες κτλ.) σχ. 3.

3. **Τὰ μεταμορφωσιγενή.** Τὰ πετρώματα αὐτὰ σχηματίστηκαν με ἀλλοίωση (μεταμόρφωση) τῶν ἰζηματογενῶν ἢ μαγματογενῶν πετρωμάτων. Αὐτὸ ἐγινε μέσα στὴ γῆ, σὲ μεγάλο βάθος καὶ κάτω ἀπὸ ὑψηλὴς πίεσεις καὶ θερμότητες. Τὰ συστατικά τῶν ἀρχικῶν πετρωμάτων ἐλίωσαν καὶ ὕστερα στεροποιοῦνταν πάλι, παίρνοντας παράλληλη διάταξη. Γιά τὸ λόγο αὐτὸ τὰ μεταμορφωσιγενή πετρώματα σχίζονται παράλληλα καὶ δίνουν πλάκες. Στὴν κατηγορία αὐτὴ ἀνήκουν ὁ γνεύσιος, οἱ μαρμαρυγιακοὶ σχιστόλιθοι, τὰ μάρμαρα κ.ά. (Τὰ μάρμαρα προέρχονται ἀπὸ τὴ μεταμόρφωση ἄσβεστολίθων) (σχ. 4).

Α) Ὀρυκτά

● Ὀρυκτά ὀνομάζονται τὰ στερεὰ ἢ ὑγρά ὑλικά τοῦ φλοιοῦ τῆς γῆς πού ἔχουν καθορισμένη χημικὴ σύσταση. Τὰ ὄρυκτα αὐτὰ σχηματίστηκαν στὴ φύση πρὶν ἀπὸ πολλὰ ἑκατομμύρια χρόνια. Στὰ ὄρυκτα περιλαμβάνονται ἀκόμη τὸ νερὸ οἱ φυσικοὶ ἀνθρακες, τὸ ἤλεκτρο (κεχριμπάρι) καὶ τὸ πετρέλαιο.

● Ὀρυκτολογία ὀνομάζεται ἡ ἐπιστὴμη πού μελετᾷ τὴν προέλευση, τὴ σύσταση, τὴς ιδιότητες καὶ τὴς χρήσεις τῶν ὄρυκτων.

Τὰ ὄρυκτα εἶναι εἴτε ἐνώσεις ἀμετάλλων (π.χ. χαλαζίας, SiO_2), εἴτε ἐνώσεις μετάλλων (π.χ. ἄσβεστόλιθος, CaCO_3).

Ὀρισμένα ὄρυκτά ἀποτελοῦνται ἀπὸ ἓνα μόνο στοιχεῖο καὶ λέγονται αὐτοφυῆ στοιχεῖα. Π.χ. αὐτοφυῆς χρυσός (Au), αὐτοφυῆς λευκόχρυσος (Pt), αὐτοφυῆς θείο (S) (σχ. 5) κτλ.

Γ) Μεταλλεύματα.

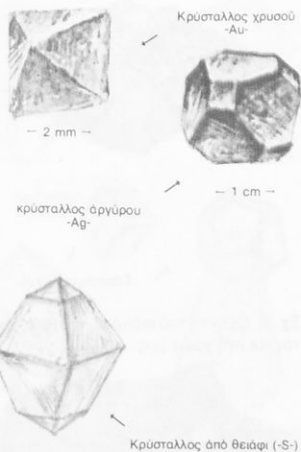
Μεταλλεύματα ονομάζονται εκείνα τὰ όρυκτά των μετάλλων, από τὰ όποία συμφέρει νά γίνει ή παρασκευή τους σέ μεγάλες ποσότητες. Τό άργίλιο (Al), π.χ. έχει πολλά όρυκτά, αλλά μόνο ένα άπ' αυτά χρησιμοποιείται γιά τήν παρασκευή του, ό βωξίτης. Επίσης τό κυριότερο μετάλλευμα του μόλυβδου είναι ό γαληνίτης (PbS), του σιδήρου ό αιματίτης (Fe_2O_3) κτλ.

Τά μεταλλεύματα γενικά είναι είτε όξειδια των μετάλλων, είτε διάφορα άλατα (άνθρακικά, πυριτικά, θειικά, άλογονούχα, θειούχα κτλ.).

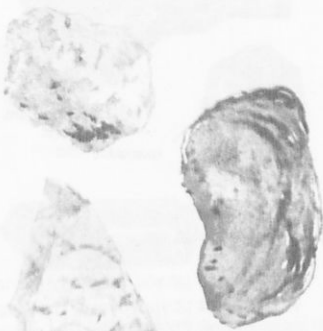
Δ) Τά όρυκτά καί τά μεταλλεύματα τής Ελλάδος.

Η χώρα μας είναι πλούσια σέ όρυκτά καί μεταλλεύματα. Τά τελευταία χρόνια άρχισε νά γίνεται συστηματική έρευνα του έδάφους καί ύπεδάφους σέ πολλές περιοχές καί έντοπίστηκαν μεγάλα κοιτάσματα φωσφορικού άσβεστίου, λιγνίτη, ούρανίου, χρυσού, χρωμίου κ.ά. Έξάλλου οι έρευνες πού έγιναν στή θαλάσσια περιοχή τής Θάσου, έδειξαν ότι υπάρχουν άρκετά πετρέλαια κάτω από τό βυθό τής θάλασσας. Τά κυριότερα όρυκτά καί μεταλλεύματα τής χώρας μας είναι τά ακόλουθα:

1. **Ο λιγνίτης.** Μεγάλα κοιτάσματα λιγνίτη υπάρχουν στήν Πτολεμαίδα, στή Μεγαλόπολη, στό Άλιβέρι κτλ. Αποτελούν τήν καύσιμη ύλη γιά τά θερμοηλεκτρικά εργοστάσια πού λειτουργούν στίς περιοχές αυτές.
2. **Ο βωξίτης.** Είναι ένυδρο τριοξείδιο του άργιλίου ($Al_2O_3 \cdot 2H_2O$) μέ προσμίξεις όξειδια πυριτίου, σιδήρου καί τιτανίου. Υπάρχει στόν Παρνασσό, στή Γκιώνα κτλ. Χρησιμοποιείται γιά τήν παρασκευή του άργιλίου (άλουμινίου) τής άλουμίνας (Al_2O_3) κτλ. (σχ. 6).
3. **Ο μαγνησίτης ή λευκόλιθος ($MgCO_3$).** Υπάρχει κυρίως στή Β. Εύβοια. Χρησιμοποιείται γιά τήν παρασκευή θειικού μαγνησίου, όξειδίου του μαγνησίου καί τούβλων πού άντέχουν σέ ύψηλή θερμοκρασία (πυρίμαχα).
4. **Ο φωσφορίτης ($Ca_3(PO_4)_2$).** Κοιτάσματα φωσφορίτη βρέθηκαν στήν Ήπειρο. Χρησιμοποιείται γιά τήν παρασκευή φωσφορικών λιπασμάτων καί φωσφορικού όξέος.
5. **Ο γαληνίτης (PbS)** βρίσκεται στό Λαύριο καί έχει πρόσμιξη άργύρου. Χρησιμοποιείται γιά τήν



Σχ. 5 ΑΥΤΟΦΗΝ ΟΡΥΚΤΑ.



Σχ. 6 Διάφορες κατηγορίες βωξιτών τής χώρας μας ($Al_2O_3 \cdot 2H_2O$).



Σχ. 7 Όρυκτός γαληνίτης του Λαυρίου.

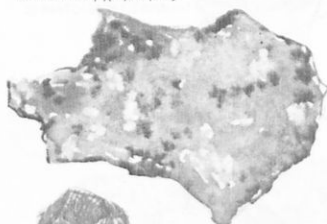


Αιματίτης Fe_2O_3



Σιδηροπυρίτης FeS_2

Σχ. 8 Όρυκτα του σιδήρου που βρίσκονται και στη χώρα μας.



Σφαλερίτης ZnS

κρυστάλλος ZnS

— 3 mm —

Σχ. 9 Όρυκτο του ψευδαργύρου που βρίσκεται στη χώρα μας.

6. Ο **σιδηροπυρίτης** (FeS_2) υπάρχει στη Χαλκιδική, στην Ερμιόνη κτλ. Χρησιμοποιείται κυρίως για την παρασκευή θειικού οξέος (σχ. 8).
7. Ο **σφαλερίτης** (ZnS) υπάρχει στη Χαλκιδική στη Θάσο κτλ. Χρησιμοποιείται για την παρασκευή ψευδαργύρου (σχ. 9).
8. Ο **αίματίτης** (Fe_2O_3) υπάρχει στο Λαύριο, στη Σέρφω και αλλού. Είναι ένα από τα κυριότερα μεταλλεύματα του σιδήρου. Ένα άλλο μέταλλο του Fe είναι ο **λειμωνίτης** (σχ. 8).
9. **Χρωμιούχα, μαγγανιούχα, και νικελιούχα** μεταλλεύματα υπάρχουν σε πολλά μέρη της χώρας μας.
10. **Μάρμαρα** (CaCO_3) υπάρχουν στην Πεντέλη, στα Ιωάννινα, στην Τήνο, στην Κοζάνη και αλλού.
11. Σε μικρότερα ποσά υπάρχουν τα **αυτοφυή στοιχεία** (θείο, άργυρος, χρυσός, χαλκός).
12. Η **γύψος**, ή **βαρυτίνη**, ή **σμίριδα** ή **άμιαντος** ή **θηραϊκή γη** ή **κίσηρη** (έλαφρόπετρα) κ.ά., αποτελούν πολύ χρήσιμα όρυκτα για την οικονομική και τη βιομηχανία.

ΠΕΡΙΛΗΨΗ

Ανάλογα με τον τρόπο σχηματισμού τους, τα πετρώματα διακρίνονται σε τρεις κατηγορίες: Στα μαγματογενή, στα ιζηματογενή και στα μεταμορφωσιγενή. Τα όρυκτα είναι σώματα που δημιουργήθηκαν μέσα στη γη σε πολύ παλιότερες γεωλογικές περιόδους. Έχουν συνήθως όρισμένη χημική σύσταση. Η μελέτη των ορυκτών γίνεται από την Ορυκτολογία. Τα μεταλλεύματα είναι τα όρυκτα εκείνα των μετάλλων, από τα οποία εξάγονται τα μέταλλα σε μεγάλες ποσότητες και με συμφέροντες οικονομικούς όρους. Ο όρυκτός πλούτος της χώρας μας άρχισε τα τελευταία χρόνια να αξιοποιείται με έντατικό ρυθμό.

ΕΡΓΑΣΙΕΣ - ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ

ΟΡΟΛΟΓΙΑ ΜΑΘΗΜΑΤΟΣ

Στο μάθημα αυτό συναντήσαμε κυρίως τους εξής όρους: Πετρώματα, όρυκτα, μεταλλεύματα, Όρυκτολογία.

1. Τι είναι τα όρυκτα και τα μεταλλεύματα;
2. Ποιά είναι τα κυριότερα μεταλλεύματα της χώρας μας;
3. Ποιά όρυκτα και μεταλλεύματα υπάρχουν στην περιοχή σας;
Για ποιές βιομηχανικές εφαρμογές χρησιμοποιούνται;
4. Σε ποιά μέρη της χώρας μας υπάρχει λιγνίτης και πετρέλαιο;

ΣΤΟΙΧΕΙΑ ΟΡΥΚΤΟΛΟΓΙΑΣ

(III) ΣΤΟΙΧΕΙΩΔΕΙΣ ΓΝΩΣΕΙΣ ΟΡΥΚΤΟΔΙΑΓΝΩΣΤΙΚΗΣ

Ορυκτοδιαγνωστική ονομάζεται ο κλάδος της ορυκτολογίας που ασχολείται με την αναγνώριση του είδους των ορυκτών. Βασίζεται στη μελέτη του σχήματος των ορυκτών και στις φυσικές και χημικές τους ιδιότητες.

Α) Τό σχήμα των ορυκτών

Πολλά ορυκτά (π.χ. το χλωριούχο νάτριο, ή γύψος, ή σιδηροπυρίτης κ.ά) παρουσιάζουν ένα κανονικό γεωμετρικό σχήμα, στο οποίο διακρίνονται καθαρά οι άκμες, οι έδρες και οι γωνίες. Τά ορυκτά αυτά λέγονται **κρυσταλλικά**. Οι κρύσταλλοι των σωμάτων αυτών δημιουργούνται από «δομικούς λίθους» (άτομα, μόρια ή ιόντα) τοποθετημένους σε καθορισμένες θέσεις. Η μελέτη των κρυστάλλων γίνεται από την **κρυσταλλογραφία**. Η έπιστήμη αυτή έχει ταξινομήσει τούς κρυστάλλους σε 7 κρυσταλλικά συστήματα: τό **κυβικό**, τό **έξαγωνικό**, τό **τριγωνικό** τό **τετραγωνικό**, τό **ρομβικό**, τό **μονοκλινές** και τό **τρικλινές** (σχ. 1).

Άμορφα ονομάζονται τά ορυκτά που δέν αποτελούνται από κρυστάλλους. Στά σώματα αυτά οι «δομικοί λίθοι» (άτομα, μόρια ή ιόντα) κατανέμονται στό χώρο κατά άτακτο τρόπο (σχ. 2). Τά άμορφα στερεά ορυκτά, όταν τά χτυπάμε μέ ένα σφυρί, σπάζουν σε μικρότερα κομμάτια μέ άκανόνιστη μορφή. Τέτοια σώματα π.χ. ή άσφαλτος, ό όπάλιος κ.ά.

Κρυσταλλοφυή (ή μικροκρυσταλλικά) ονομάζονται τά ορυκτά που αποτελούνται από πολύ μικρούς κρυστάλλους (π.χ. τά μάρμαρα).

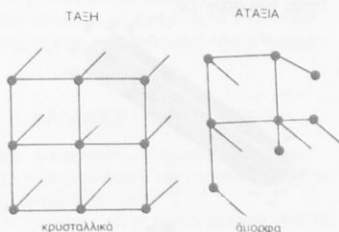
Β) Οι φυσικές ιδιότητες των ορυκτών.

Τά φυσικά γνωρίσματα των ορυκτών είναι όλα αυτά που μπορούμε νά τά διαπιστώσουμε είτε μέ τίς αισθήσεις μας, είτε μέ όργανα, αλλά χωρίς ν' αλλοιώσουμε την ουσία τους. Οι φυσικές ιδιότητες των ορυκτών είναι οι έξης:

1. **Τό χρώμα.** Κάθε ορυκτό έχει στό φώς της ήμέρας κάποιο χαρακτηριστικό χρώμα. Όταν όμως τό ορυκτό τό τρίψουμε σε ένα ειδικό πλακίδιο τραχείας πορσελάνης, τότε είτε αφήνει μία



Σχ. 1 Τά 7 κρυσταλλικά συστήματα και οι τυπικοί άντιπρόσωποι μέ διάφορα ορυκτά.



Σχ. 2 Οι δομικές μονάδες στά κρυσταλλικά (α) και στά άμορφα στερεά (β).



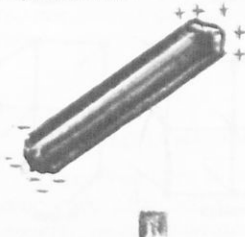
Σχ. 3 Δοκιμή γραμμής χρώματος όρυκτου σέ πλακίδιο από τραχεία πορσε-λάνη.

ΣΚΛΗΡΟΜΕΤΡΙΚΗ ΚΛΙΜΑΚΑ του ΜΗΟΣ	
1	ΤΑΛΚΗΣ
2	ΓΥΨΟΣ
3	ΑΣΒΕΣΤΙΤΗΣ
4	ΦΘΟΡΙΤΗΣ
5	ΑΠΑΤΙΤΗΣ
6	ΑΣΤΡΙΟΣ
7	ΧΑΛΑΖΙΑΣ
8	ΤΟΠΑΖΙΟ
9	ΚΟΡΟΥΝΔΙΟ
10	ΑΔΑΜΑΣ (Διαμάντι).

Σχ. 4 'Η κλίμακα του ΜΟΗΣ



Σχ. 5 Πρακτικοί τρόποι έλέγχου σκληρότητας των όρυκτων.



Σχ. 6 'Ο τουρμαλίνης όταν θερμαίνεται ήλεκτριζεται.

γραμμή μέ διαφορετικό χρώμα άπ' αυτό πού έ-χει τό όρυκτό, είτε δέν αφήνει καθόλου ίχνη (σχ. 3).

2. **Η λάμψη.** "Όταν πέφτει φώς σέ καθαρές έπιφάνειες των όρυκτων, παρατηρείται μιά λάμψη. "Αν ή λάμψη αυτή μοιάζει μέ τή λάμψη των μεταλλικών έπιφανειών, τότε λέγεται **μεταλλική**. Μερικά όρυκτά έμφανίζουν λάμψη **άδαμαν-τοειδή** (όπως στό διαμάντι) ή λάμψη **ύαλώδη** (όπως στό γυαλί).

3. **Η πυκνότητα.** 'Η πυκνότητα ενός όρυκτου (d) παρέχεται από τον τύπο $d = \frac{m}{V}$ και προσδιορίζεται πειραματικά.

4. **Η διαφάνεια.** 'Υπάρχουν όρυκτά διαφανή, δηλαδή μās έπιτρέπουν νά βλέπουμε τά άντικείμενα πού είναι πίσω τους. Τά πιά πολλά όμως όρυκτά είναι άδιαφανή ή ήμιδιαφανή.

5. **Συνεκτικότητα.** Οί δυνάμεις μέ τίς όποιες συγκρατούνται μεταξύ τους οί «δομικοί λίθοι» στό διάφορα όρυκτά δέν έχουν πάντοτε τήν ίδια ένταση. Γι' αυτό άλλα όρυκτά είναι μαλακά ή εύθραυστα και άλλα είναι σκληρά ή άνθεκτικά.

Σκληρότητα ονομάζεται ή αντίσταση πού έμφανίζει ένα όρυκτό, όταν μέ κάποιο αιχμηρό όργανο προσπαθούμε νά χαράξουμε τήν έπιφάνειά του. 'Ο ΜΟΗΣ (Μός) διάλεξε 10 όρυκτά και δημιούργησε μιά **σκληρομετρική κλίμακα** από 1-10. Τό σκληρότερο όρυκτό χαράζει τό λιγότερο σκληρό. Τά όρυκτά μέ σκληρότητα 1-2 χαράζονται μέ τό νύχι. Μέ σκληρότητα 3 χαράζονται από χαλκό. Μέ σκληρότητα 4 χαράζονται από σιδερένιο καρφί, μέ 5 από γυαλί και μέ σκληρότητα 6 από άτσάλεινο μαχαίρι. Τά όρυκτά μέ σκληρότητα 7, 8, 9 και 10 χαράζουν τό γυαλί (σχ. 4 και σχ. 5).

Τό σκληρότερο όρυκτό είναι τό διαμάντι. Χαράζεται μόνο από άλλο διαμάντι.

6. **Ηλεκτρικές και μαγνητικές ιδιότητες.** 'Ορισμένα όρυκτά παρουσιάζουν και ήλεκτρικές ή μαγνητικές ιδιότητες. Τό ήλεκτρο (κεχριμπάρι), όταν τρίβεται, ήλεκτριζεται, όπως επίσης και ό τουρμαλίνης όταν θερμαίνεται (σχ. 6). Τό μαγνητικό όξειδίο του σιδήρου ή μαγνητίτης (Fe_3O_4) είναι επίσης ένας φυσικός μαγνήτης (σχ. 7).

7. **Άλλες ιδιότητες.** 'Ορισμένα όρυκτά έχουν χαρακτηριστική γεύση, άφή ή όσμή. "Ετσι π.χ. τό όρυκτό άλας ($NaCl$) έχει άλμυρή γεύση. 'Η ραδιενέργεια είναι μιά άκόμη ιδιότητα πού έμφανί-

ζουν μερικά όρυκτά, όπως π.χ. τὰ όρυκτά του ραδίου και του ούρανίου.



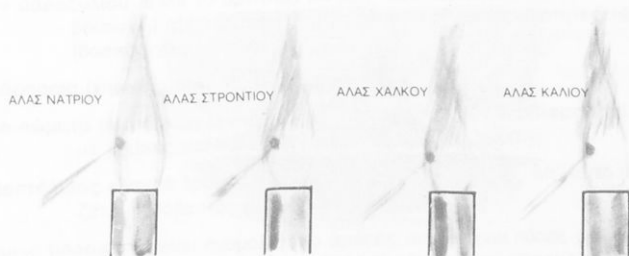
Γ) Οί χημικές ιδιότητες τών όρυκτών.

Η χημική ανάλυση τών όρυκτών βασίζεται στις χημικές τους ιδιότητες και άποσκοπεί στην εύρεση του χημικού τους τύπου. Αυτό γίνεται με διάφορα χημικά όργανα και αντιδραστήρια. Για τόν ίδιο σκοπό χρησιμοποιείται συχνά και ή πυροχημική ανίχνευση (σχ. 8).

Με τη χημική ανάλυση τών όρυκτών διαπιστώνεται ακόμη αν τό ώφέλιμο συστατικό πού περιέχουν βρίσκεται σε έκμεταλλεύσιμη ποσότητα.



Σχ. 7 Ό μαγνητίτης είναι φυσικός μαγνήτης.



Σχ. 8 Πυροχημική ανίχνευση μετάλλων στα όρυκτά.

ΠΕΡΙΛΗΨΗ

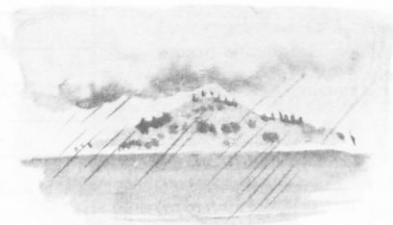
Η όρυκτοδιαγνωστική είναι ό κλάδος της Όρυκτολογίας πού ασχολείται με την εξακρίβωση της ταυτότητας τών όρυκτών. Η αναγνώριση αυτή βασίζεται στο σχήμα, στο χρώμα και στις άλλες φυσικές ή χημικές ιδιότητες πού εμφανίζει κάθε όρυκτό. Υπάρχουν κρυσταλλικά και άμορφα όρυκτά. Οί κρυσταλλοί ανήκουν σε ένα από τὰ 7 κρυσταλλικά συστήματα. Η σκληρότητα τών όρυκτών εκφράζεται με βαθμούς της κλίμακας MOHS (1-10).

ΟΡΟΛΟΓΙΑ ΜΑΘΗΜΑΤΟΣ

Στό μάθημα αυτό συναντήσαμε κυρίως τούς εξής όρους: Όρυκτοδιαγνωστική, κρυσταλλογραφία, κρυσταλλικά συστήματα, σκληρότητα, σκληρομετρική κλίμακα.

ΕΡΓΑΣΙΕΣ - ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ

1. Με τι ασχολείται ή όρυκτοδιαγνωστική;
2. Σε ποιά γνωρίσματα τών όρυκτών βασίζεται ή αναγνώρισή τους;
3. Τι γνωρίζετε για τη σκληρομετρική κλίμακα του MOHS;
4. Πόσα και ποιά είναι τὰ κρυσταλλικά συστήματα;



Λ Ε Ξ Ι Λ Ο Γ Ι Ο

- **Άλατα** ονομάζονται οι ηλεκτρολύτες που όταν διαλυθούν στο νερό δίνουν θετικά και αρνητικά ιόντα. Τα θετικά ιόντα είναι ιόντα μετάλλων ή ηλεκτροθετικές ρίζες (π.χ. NH_4^+), ενώ τα αρνητικά ιόντα είναι ιόντα αμετάλλων ή ηλεκτραρνητικές ρίζες (π.χ. NO_3^- , SO_4^{2-} , κτλ.).
- **Αλκάλια** ονομάζονται τα μέταλλα που ανήκουν στην 1η ομάδα περιοδικού συστήματος (π.χ. Li, Na, K κτλ.).
- **Αλογόνα** ονομάζονται τα αμέταλλα που ανήκουν στην 7η ομάδα του περιοδικού συστήματος (π.χ. F, Cl κτλ.).
- **Αμμώνιο** είναι το θετικό ιόν (ή κατιόν) NH_4^+ .
- **Αμμωνία** είναι η ένωση NH_3 . Στο ύδατο της διάλυμα συμπεριφέρεται σαν NH_4OH (υδροξείδιο του αμμωνίου).
- **Ανιόν υδροξυλίου**. Είναι το αρνητικό ιόν OH^- που περιέχεται σε όλα τα διαλύματα βάσεων. Στην παρουσία του οφείλονται οι κοινές ιδιότητες των βάσεων (βασικός χαρακτήρας).
- **Αντιδράσεις** (χημικές) είναι τα χημικά φαινόμενα.
- **Απλά σώματα** (ή στοιχεία) ονομάζονται τα σώματα που δεν υποδιαιρούνται παραπέρα με χημικές μεθόδους σε άλλα απλούστερα σώματα.
- **Ασβεστόλιθος** είναι το άμορφο άνθρακικό άσβεστο (CaCO₃). Από αυτό παρασκευάζεται ή ασβεστος (CaO) και το Ca(OH)₂.
- **Ατομικό βάρος** στοιχείου ονομάζεται ο αριθμός που δείχνει πόσες φορές βαρύτερο είναι το άτομο ενός στοιχείου από το 1/12 του βάρους του ατόμου του άνθρακα -12 (¹²C).
- **Ατομικός αριθμός (Z)** ενός στοιχείου λέγεται ο αριθμός που δείχνει πόσα πρωτόνια υπάρχουν στον πυρήνα του ατόμου του. Ο αριθμός Z ταυτίζεται και με τον αριθμό των ηλεκτρονίων του ουδέτερου ατόμου.
- Βάσεις** ονομάζονται οι ηλεκτρολύτες που στα ύδατά τους διαλύματα παρέχουν ανιόντα υδροξυλίου (OH^-), σαν τα μοναδικά αρνητικά ιόντα.
- Βολτάμετρο** είναι η συσκευή με κατάλληλα ηλεκτρόδια, μέσα στην οποία γίνεται ηλεκτρόλυση.
- Γαιάνθρακες** ονομάζονται οι άμορφοι φυσικοί άνθρακες (άνθρακίτης, λιθάνθρακας, λιγνίτης και τύρφη).
- Γραμμοάτομο** (gr.at) είναι μία ποσότητα μάζας από ένα στοιχείο τόσων γραμμαρίων, όσο είναι το ατομικό τους βάρος.
(1 gr.at = A.B.g)
- Γραμμομοριακός όγκος** (Vmol) αερίων (στίς Κ.Σ) είναι ο όγκος των 22,4 l που καταλαμβάνει το mol κάθε αερίου.
- Γραμμομόριο** (mol) είναι μία ποσότητα μάζας από ένα στοιχείο ή μία χημική ένωση τόσων γραμμαρίων, όσο είναι το μοριακό του βάρος. (1 mol = M.B.g).

- Δείκτες** Είναι διάφορες οργανικές ενώσεις που παίρνουν χαρακτηριστικό χρώμα στα διαλύματα όξινων και μάλιστα διαφορετικό απ' αυτό που παίρνουν στα διαλύματα βάσεων και αντίστροφα.
- Ετεροπολικός δεσμός** ονομάζεται ο δεσμός που αναπτύσσεται ανάμεσα σε θετικά και αρνητικά ιόντα (π.χ. $\text{Na}^+ \text{Cl}^-$). Οι ετεροπολικές ενώσεις δημιουργούνται συνήθως από μέταλλα και αμέταλλα.
- Εξουδετέρωση** ονομάζεται η αντίδραση των ιόντων H^+ με τα ιόντα OH^- προς σχηματισμό H_2O ($\text{H}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}$). Κατά την τέλεια εξουδετέρωση προκύπτουν πάντοτε ουδέτερα άλατα.
- Ευγενή αέρια** ονομάζονται τα αμέταλλα της ομάδας O (μηδέν) του περιόδ. συστήματος (π.χ. He, Ne κτλ.). Είναι άδρανά στοιχεία.
- Ηλεκτρολύτες:** Είναι τα όξέα, οι βάσεις και τα άλατα.
- Ηλεκτρόλυση** ονομάζεται το σύνολο των χημικών φαινομένων που γίνονται στα ηλεκτροδια του βολταμέτρου, κατά τη διέλευση ηλεκτρικού ρεύματος μέσα από διάλυμα ή τμήμα ηλεκτρολύτη.
- Ηλεκτρόνιο:** Είναι ένα σωματίδιο που φέρει το στοιχειώδες ηλεκτρικό αρνητικό φορτίο -1 και συμβολίζεται e ή e^- .
- Κανονικές συνθήκες αερίων (Κ.Σ):** Είναι η πίεση 1 Atm και η θερμοκρασία 0°C .
- Καταλύτες** είναι διάφορα σώματα (άτομα, μόρια ή ιόντα) που επιταχύνουν τις χημικές αντιδράσεις, ενώ τα ίδια παραμένουν ποσοτικά και ποιοτικά αναλλοίωτα.
- Κατιόν υδρογόνου** ή πρωτόνιο λέγεται το ιόν H^+ . Στο κοινό αυτό ιόν όφειλονται οι κοινές ιδιότητες των όξινων (όξινος χαρακτήρας).
- Καύση** ονομάζεται η ταχύτατη αντίδραση του οξυγόνου με διάφορα σώματα, κατά την οποία ελευθερώνεται θερμότητα και παράγεται φως.
- Κρυσταλλογραφία** είναι η επιστήμη που μελετά τους κρυστάλλους.
- Μαζικός αριθμός (Α)** ενός ατόμου ονομάζεται ο αριθμός που δείχνει πόσα πρωτόνια και νετρόνια υπάρχουν στον πυρήνα του.
- Μείγματα** ονομάζονται τα σώματα που αποτελούνται από δύο ή περισσότερα συστατικά (στοιχεία ή χημ. ενώσεις), σε τυχαίες αναλογίες).
- Μοριακό βάρος** στοιχείου ή χημικής ένωσης ονομάζεται ο αριθμός που δείχνει πόσες φορές βαρύτερο είναι το μόριό τους από το $1/12$ του βάρους του ατόμου του ^{12}C .
- Νουκλεόνια:** Έτσι ονομάζονται με κοινή ονομασία τα πρωτόνια και νετρόνια του πυρήνα του ατόμου.
- Ομάδες** του περιοδικού συστήματος ονομάζονται οι κάθετες στήλες που περιλαμβάνουν στοιχεία με ανάλογες χημικές ιδιότητες.
- Ομοιοπολικός δεσμός** λέγεται ο δεσμός που αναπτύσσεται συνήθως ανάμεσα σε αμέταλλα στοιχεία, με τη δημιουργία κοινών ζευγών ηλεκτρονίων.
- Οξειδία** είναι οι ενώσεις του οξυγόνου με διάφορα στοιχεία.
- Ορυκτολογία** είναι η επιστήμη που μελετά τα όρυκτα.

Όρυκτοδιαγνωστική είναι ο κλάδος της Όρυκτολογίας που ασχολείται με την αναγνώριση των όρυκτων.

Περιοδικό σύστημα στοιχείων: είναι ένας πίνακας που περιλαμβάνει τα 105 γνωστά στοιχεία, ταξινομημένα σε ομάδες και περιόδους. Τα στοιχεία τοποθετούνται στον πίνακα αυτόν με βάση τον αυξανόμενο ατομικό τους αριθμό (Z).

Περίοδοι του περιοδικού συστήματος ονομάζονται οι οριζόντιες σειρές στοιχείων, στις οποίες τα στοιχεία τοποθετούνται με βάση τον αυξανόμενο ατομικό τους αριθμό. Είναι 7 τόν αριθμό.

Πρωτόνια: είναι σωματίδια που υπάρχουν στους πυρήνες όλων των ατόμων και φέρουν στοιχειώδες φορτίο +1. Συμβολίζονται p ή H.

Σκληρό νερό είναι το φυσικό νερό που περιέχει πολλά άλατα άσβεστίου και μαγνησίου.

Στιβάδα σθένους είναι η έξωτερική ηλεκτρονική στιβάδα των ατόμων. Η στιβάδα αυτή με τα e- που έχει καθορίζει τη χημική συμπεριφορά των στοιχείων.

Υδραέριο είναι μείγμα ίσων όγκων H₂ και CO.

Υδραλογόνα είναι τα αέρια HF, HCl, HBr και HI.

Υδροξειδία μετάλλων: είναι οι βάσεις (π.χ. NaOH).

Φυσικές σταθερές είναι το σημείο ζέσεως, το σημείο πήξεως, η πυκνότητα κ.ά.

Χημικοί τύποι είναι διεθνείς συμβολισμοί που έχουν καθιερωθεί για την παράσταση των μορίων των στοιχείων και των χημικών ενώσεων. (Οι πιο εύχρηστοι είναι ο μοριακός, ο συντακτικός και ο ηλεκτρονικός τύπος).

Χλωρίωση του νερού: είναι η διάλυση του χλωρίου στο πόσιμο νερό, για την καταστροφή των μικροβίων που περιέχει.

ΒΙΒΛΙΟΓΡΑΦΙΑ

A) Ελληνική

Κατάκη Δ. «Μαθήματα Άνοργάνου Χημείας», (A και B)

Κατάκη Δ. «Πρακτικά Άνοργάνου Χημείας»

Λιαπάτη Δ. «Χημεία A' και B' Λυκείου»

Σακελλαρίδη Π. «Χημεία B' Λυκείου»

Στάθη Ε. «Άνοργανος Χημεία»

Φράσσσαρη Θ. «Θέματα νεότερης Χημείας»

B) Ξένη

CESSAC J.-TRÉHERNE G. «CHIMIE» (2e AST)

FAUCHER R. «CHIMIE»

CLINKA N. «GENERAL CHEMISTRY»

ΠΕΡΙΕΧΟΜΕΝΑ

A) ΕΙΣΑΓΩΓΗ

1 ^ο ΜΑΘΗΜΑ: Ή Χημεία ως πειραματική επιστήμη εφαρμογών	5
2 ^ο ΜΑΘΗΜΑ: Στοιχειώδεις μέθοδοι χημικής ανάλυσεως	9
3 ^ο ΜΑΘΗΜΑ: Επιστημονική έρευνα - Χημική βιομηχανία	13

B) Η ΧΗΜΕΙΑ ΚΑΙ ΤΟ ΦΥΣΙΚΟ ΠΕΡΙΒΑΛΛΟΝ

4 ^ο ΜΑΘΗΜΑ: Τό έδαφος - Μείγματα	19
5 ^ο ΜΑΘΗΜΑ: Ό ατμοσφαιρικός αέρας	23
6 ^ο ΜΑΘΗΜΑ: Τό νερό - Καθαρά σώματα - Φυσικές σταθερές	26
7 ^ο ΜΑΘΗΜΑ: Ανάλυση καί σύνθεση τοῦ νερού - Σύνθετα καί άπλά σώματα ..	30

Γ) ΛΕΠΤΟΔΟΜΗ ΤΗΣ ΥΛΗΣ

- ΧΗΜΙΚΕΣ ΕΝΩΣΕΙΣ - ΧΗΜΙΚΕΣ ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΙΣ - ΣΥΜΒΟΛΙΣΜΟΙ

8 ^ο ΜΑΘΗΜΑ: Μόρια καί άτομα	34
9 ^ο ΜΑΘΗΜΑ: Ατομικό καί μοριακό βάρος - Αριθμός AVOGADRO - Γραμμομόριο - Γραμμομοριακός όγκος	38
10 ^ο ΜΑΘΗΜΑ: Άνοικοδόμηση ατόμων - Περιοδικό σύστημα τών στοιχείων	42
11 ^ο ΜΑΘΗΜΑ: Σχηματισμός χημικών ενώσεων - Δεσμοί - Σθένος στοιχείων ..	48
12 ^ο ΜΑΘΗΜΑ: Χημικοί τύποι - Γραφή καί όνοματολογία άνόργανων χημικών ενώσεων	53
13 ^ο ΜΑΘΗΜΑ: Χημικές αντίδράσεις - Χημικές εξισώσεις - Χημικοί ύπολογισμοί	58
14 ^ο ΜΑΘΗΜΑ: Κατηγορίες χημικών αντίδράσεων	62

Δ) ΔΥΟ ΠΟΛΥ ΣΠΟΥΔΑΙΑ ΣΤΟΙΧΕΙΑ, ΤΟ ΟΞΥΓΟΝΟ ΚΑΙ ΤΟ ΥΔΡΟΓΟΝΟ

15 ^ο ΜΑΘΗΜΑ: Τό όξυγόνο	65
16 ^ο ΜΑΘΗΜΑ: Τό ύδρογόνο	70

Ε) ΤΡΙΕΣ ΣΠΟΥΔΑΙΕΣ ΟΜΑΔΕΣ ΤΟΥ ΠΕΡΙΟΔΙΚΟΥ ΣΥΣΤΗΜΑΤΟΣ

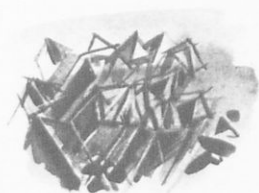
17 ^ο ΜΑΘΗΜΑ: Τά άλκάλια - Τό νάτριο (Na)	74
18 ^ο ΜΑΘΗΜΑ: Τά άλογόνα - Τό χλώριο (Cl)	79
19 ^ο ΜΑΘΗΜΑ: Ό άνθρακας (C)	83
20 ^ο ΜΑΘΗΜΑ: Τό πυρίτιο (Si)	88

ΣΤ) ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ - ΑΛΑΤΑ

21 ^ο ΜΑΘΗΜΑ:	Τά όξεα - τό ύδροχλωρικό (HCl) καί τό θειικό όξύ (H ₂ SO ₄)	92
22 ^ο ΜΑΘΗΜΑ:	Οί βάσεις - Τό καυστικό νάτριο (NaOH)	96
23 ^ο ΜΑΘΗΜΑ:	Έξουδετέρωση - "Αλατα	99
24 ^ο ΜΑΘΗΜΑ:	Τά άλατα τοῦ άσβεστίου (Ca)	103

Ζ) ΣΤΟΙΧΕΙΑ ΟΡΥΚΤΟΛΟΓΙΑΣ

25 ^ο ΜΑΘΗΜΑ:	Πετρώματα - Όρυκτά - Μεταλλεύματα - Τά σπουδαιότερα όρυκτά καί μεταλλεύματα τής Έλλάδος	107
26 ^ο ΜΑΘΗΜΑ:	Στοιχειώδεις γνώσεις Όρυκτοδιαγνωστικής	111
ΛΕΞΙΛΟΓΙΟ		115
ΒΙΒΛΙΟΓΡΑΦΙΑ		117





0020567748

ΒΙΒΛΙΟΘΗΚΗ ΒΟΥΛΗΣ

ΕΚΔΟΣΗ Α' 1981 (VII) – ΑΝΤΙΤΥΠΑ 180.000 – ΣΥΜΒΑΣΗ 3557/9-2-81

ΕΚΤΥΠΩΣΗ: ΧΑΡ. Ι. ΠΑΠΑΔΟΠΟΥΛΟΣ Α.Ε.
ΒΙΒΛΙΟΔΕΣΙΑ: ΙΑΚ. ΙΟΡΔΑΝΙΔΗΣ & ΣΙΑ Ο.Ε.



Ψηφιοποιήθηκε από το Ινστιτούτο Εκπαιδευτικής Πολιτικής