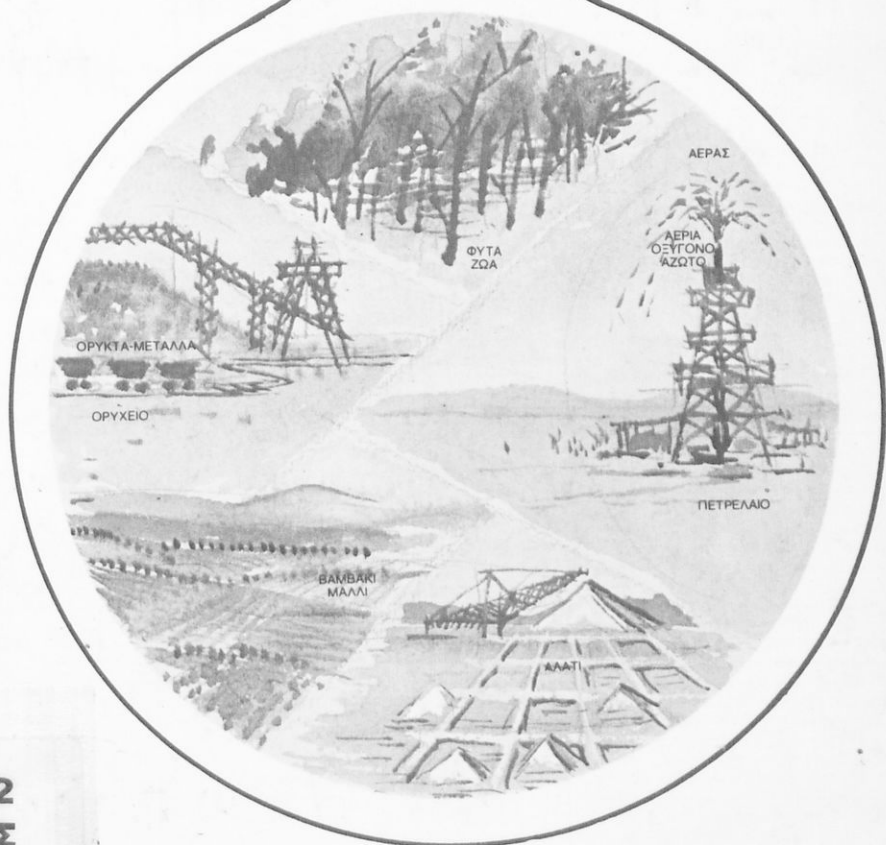


# χημεία

Β' ΓΥΜΝΑΣΙΟΥ



ΟΡΓΑΝΙΣΜΟΣ ΕΚΔΟΣΕΩΣ ΔΙΔΑΚΤΙΚΩΝ ΒΙΒΛΙΩΝ - ΑΘΗΝΑ 1982

Ψηφιοποιήθηκε από το Ινστιτούτο Εκπαιδευτικής Πολιτικής

002  
ΚΛΣ  
ΣΤ2Β  
1652



ΧΗΜΕΙΑ Β/Γ = 262

*χημεία*





ΣΧΒ

ΣΤ

89

Θ. ΦΡΑΣΣΑΡΗ Π. ΔΡΟΥΚΑ-ΛΙΑΠΑΤΗ  
ΧΗΜΙΚΟΥ ΧΗΜΙΚΟΥ

Φρασσαρη, Θ

# χημεία

Β' ΓΥΜΝΑΣΙΟΥ



002  
WNE  
ET2B  
1652

οίσιμα

ΒΙΒΛΙΟΘΗΚΗ ΤΗΣ ΒΟΥΛΗΣ  
ΕΔΩΡΗΣΑΤΟ

Αρχι. Έκδ. Βιβλίων

3267 Έτος 1582



Σχ. 1 Μιά ματιά στο φυσικό κόσμο.

## 1<sup>ο</sup> ΜΑΘΗΜΑ

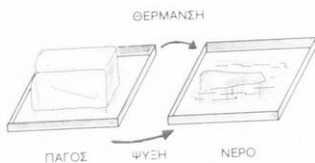
Η ΧΗΜΕΙΑ ΩΣ ΠΕΙΡΑΜΑΤΙΚΗ ΕΠΙΣΤΗΜΗ ΕΦΑΡΜΟΓΩΝ

### Α) ΓΕΝΙΚΕΣ ΕΝΝΟΙΕΣ - ΟΡΙΣΜΟΙ

● **Ύλη, μάζα, όγκος.** "Αν ρίξουμε μιά ματιά στο φυσικό κόσμο πού μᾶς περιβάλλει, θά διαπιστώσουμε ὅτι ὑπάρχουν σ' αὐτόν πάρα πολλά διαφορετικά **ὕλικά σώματα**, πού τὰ ἀντιλαμβανόμαστε μέ τίς αἰσθήσεις μας. Τό χῶμα, τό νερό, ὁ ἀέρας, τὰ φυτά, τὰ ζῶα, τὰ σπιτία, ὅλα γύρω μας ἀποτελοῦνται ἀπό **ὕλη**. (σχ. 1).



**ΦΑΙΝΟΜΕΝΑ  
(Α) ΦΥΣΙΚΑ**  
Παροδικές μεταβολές των σωμάτων



**(Β) ΧΗΜΙΚΑ**  
Ριζικές και συνήθως μόνιμες μεταβολές



Σχ. 2 Φυσικά και χημικά φαινόμενα.



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

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. οι πέτρες), είτε υγρά (π.χ. το νερό), είτε αέρια (π.χ. ο ατμοσφαιρικός αέρας).

● **Μονάδες μάζας και όγκου.** Ως μονάδα μετρήσεως της μάζας παίρνουμε τό γραμμάριο (g) ή τό χιλιόγραμμα (Kg). Ως μονάδα μετρήσεως του όγκου παίρνουμε τό χιλιοστόλιτρο (ml) ή τό κυβικό μέτρο ( $m^3$ ). Στόν πίνακα (I) αναφέρονται τά πολλαπλάσια και τά υποπολλαπλάσια των μονάδων αὐτῶν πού συνήθως χρησιμοποιούνται.

**ΠΙΝΑΚΑΣ I**

a) ΜΟΝΑΔΕΣ ΜΑΖΑΣ

1 τόνος (tn) = 1000 Kg

1 Kg (χιλιόγραμμα) = 1000 g (γραμμάρια)

1 mg (χιλιοστόγραμμα) = 0,001 g

β) ΜΟΝΑΔΕΣ ΟΓΚΟΥ

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

1 ℓ (λίτρο) = 1000 ml (χιλιοστόλιτρα)

1 ml = 1  $cm^3$  (κυβικό έκατοστό) (χιλιοστόλιτρο)

**B) ΦΑΙΝΟΜΕΝΑ**

● Κάθε μεταβολή πού 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 οι παροδικές συνήθως μεταβολές των σωμάτων, κατά τίς οποίες δέ μεταβάλλεται ριζικά ή ύλη τους. Στήν κατηγορία αὐτή ανήκουν π.χ. ή κίνηση των σωμάτων, τό λώσιμο του πάγου, ό βρασμός του νερού κ.ά.

**Χημικά φαινόμενα** ονομάζονται οι ριζικές και συνήθως μόνιμες μεταβολές των σωμάτων, κατά τίς οποίες αλλάζει ή σύσταση της ύλης. Τό σκούρισμα του σιδήρου, ή καύση του χαρτιού και του ξύλου, ή μετατροπή του μούστου σέ κρασί κ.ά., είναι χημικά φαινόμενα ή **χημικές αντιδράσεις**. Η Χημεία ενδιαφέρεται 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 (έργαστήρια).

● **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 αλλιώς το λέμε, ένα **μείγμα** από πολλά συστατικά: νερό, άλατι κ.ά. Ο ατμοσφαιρικός αέρας είναι κι αυτός ένα μείγμα· περιέχει οξυγόνο, άζωτο, διοξείδιο του άνθρακα κτλ. Το καθαρό νερό, το καθαρό οξυγόνο, το καθαρό άλατι κτλ. λέγονται καθαρές ουσίες ή απλά **ουσίες**. Μία ουσία μπορεί να είναι το μοναδικό ή το κύριο συστατικό πολλών διαφορετικών σωμάτων. Έτσι, π.χ., όλα τα σιδερένια αντικείμενα είναι φτιαγμένα από την ουσία που λέγεται **σίδηρος** (σχ. 3). Η κιμωλία, οι άσβεστοίλοιθοι (άσβεστοπέτρες) και το μάρμαρο αποτελούνται από μία ουσία που λέγεται **άνθρακικό άσβέστιο** (σχ. 4).

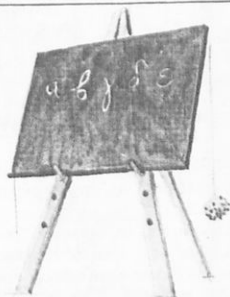
## Γ) ΤΟ ΑΝΤΙΚΕΙΜΕΝΟ ΤΗΣ ΧΗΜΕΙΑΣ

● 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 τι 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 τοιμμένο κ.ά., είναι μερικά από τα προϊόντα που έδωσε στην ανθρωπότητα η Χημεία.

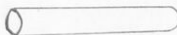
*Σωστά λοιπόν η Χημεία θεωρείται ως μία έπιστήμη έρευνας και έφαρμογών.*

### ΠΙΝΑΚΑΣ II ΜΟΡΦΕΣ ΕΝΕΡΓΕΙΑΣ

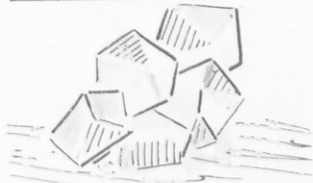
- ΘΕΡΜΙΚΗ
- ΠΥΡΗΝΙΚΗ
- ΗΛΕΚΤΡΙΚΗ
- ΜΗΧΑΝΙΚΗ
- ΧΗΜΙΚΗ
- ΦΩΤΕΙΝΗ



ΚΙΜΩΛΙΑ



ΜΑΡΜΑΡΙΝΟ  
ΑΓΑΛΜΑ



ΑΣΒΕΣΤΟΛΙΘΟΣ

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

## ΠΕΡΙΛΗΨΗ

● Τα υλικά σώματα (καθαρές ουσίες ή μείγματα) καταλαμβάνουν κάποιον όγκο και έχουν ορισμένη μάζα. Οι μεταβολές της ενέργειας προκαλούν τα φυσικά και χημικά φαινόμενα. Η Χημεία μελετά τα χημικά φαινόμενα και προσπαθεί να φτιάξει ωφέλιμα προϊόντα για την ανθρωπότητα. Επομένως η Χημεία είναι μία πειραματική έπιστήμη εφαρμογών.

## ΟΡΟΛΟΓΙΑ ΜΑΘΗΜΑΤΟΣ

● Στο μάθημα αυτό γνωρίσαμε κυρίως τους εξής όρους: "Υλη, μάζα, όγκος, φαινόμενα, χημικές αντιδράσεις, ουσίες, μείγματα.

## ΕΡΓΑΣΙΕΣ - ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ

1. Να συγκεντρώσετε στοιχεία (π.χ. από εγκυκλοπαιδείες) για την ιστορία της αλχημείας και χημείας.

2. Ποιά από τα ακόλουθα φαινόμενα είναι φυσικά και ποιά χημικά: σπάσιμο του ξύλου, καύση του ξύλου, κοπή σιδερόβεργας, σκούρισμα του σιδήρου.

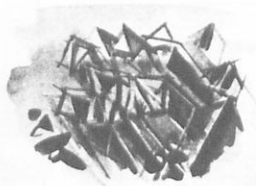
3. Να αναφέρετε παραδείγματα σωμάτων που είναι φτιαγμένα από την ουσία «χαλκός».

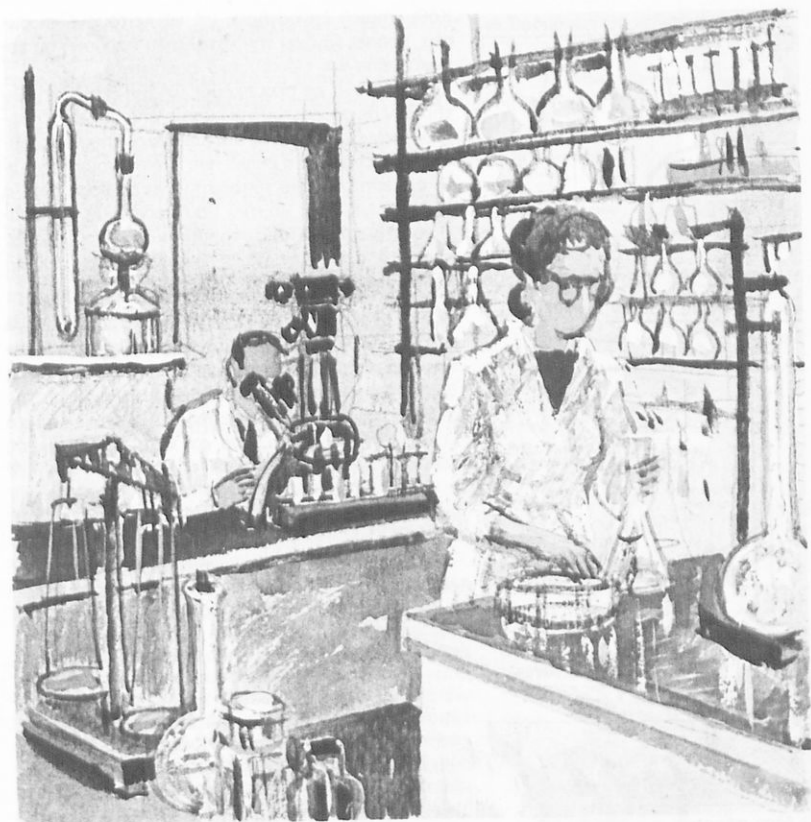
## ΑΣΚΗΣΕΙΣ

1. Πόσα γραμμάρια (g) είναι: α) τα 2 χιλιόγραμμα (Kg) β) τα 4000 χιλιοστόγραμμα (mg) και γ) οι 0,02 τόνοι (tn).

2. Πόσα χιλιοστόλιτρα (ml) είναι: α) τα 5 λίτρα (l) β) τα 0,06 m<sup>3</sup> και γ) τα 300 κυβικά εκατοστά (cm<sup>3</sup>).

3. Πόσα m<sup>3</sup> είναι: είναι α) τα 50.000ℓ και β) τα 100.000 ml.





Σχ. 1 Τό χημικό εργαστήριο.

## 2<sup>ο</sup> 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

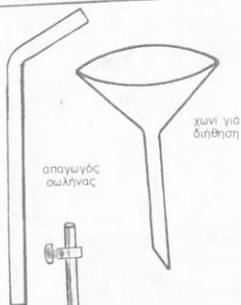


α) λυχνός οινόπνευματος



Λυχνός υγραερίου

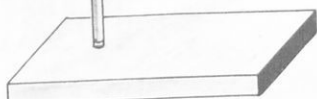
### Για παραλαβή ουσιών:



απαγωγός σωλήνας

χαλινί για διήθηση

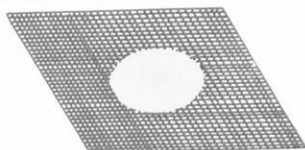
### Για στήριξη οργάνων



β) βάση σιδερένια



γ) λαβίδα ξύλινη



δ) πλέγμα άμιαντου



ε) λαβίδα σιδερένια

Σχ. 2 Όργανα χημικού εργαστηρίου.

Κάθε χημικό εργαστήριο, 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 πορσελίνα κτλ. Έπάνω στα ράφια είναι τοποθετημένα διάφορα δοχεία (φιάλες, φιαλίδια, κουτιά) που περιέχουν τα λεγόμενα **χημικά αντιδραστήρια**. Αυτά είναι χημικές ουσίες απαραίτητες για τη χημική ανάλυση που θα δούμε πιο κάτω (σχ. 1).

Ο Στο σχολικό μας εργαστήριο διαθέτουμε όργανα (σχ. 2) και χημικά αντιδραστήρια που μας επιτρέπουν να κάνουμε αρκετά πειράματα. Πάντοτε όμως θα πρέπει να προσέχουμε ιδιαίτερα, τόσο κατά την επαφή μας με τις συσκευές, τα όργανα και τα χημικά αντιδραστήρια, όσο και κατά την εκτέλεση των πειραμάτων.

## Β) Η ΧΗΜΙΚΗ ΑΝΑΛΥΣΗ

Όταν μελετούμε στο εργαστήριο μία ουσία και βρίσκουμε από ποιά συστατικά αποτελείται, τότε λέμε ότι κάνουμε **ποιοτική ανάλυση**. Έτσι, π.χ. το μαγειρικό αλάτι βρέθηκε ότι έχει δύο συστατικά, που τα λέμε και **στοιχεία**: το νάτριο και το χλώριο. Όταν βρίσκουμε για κάθε συστατικό και την αναλογία του σε 100 g της ουσίας που εξετάσαμε, τότε λέμε ότι κάνουμε **ποσοτική ανάλυση**. Με τη διαδικασία αυτή προσδιορίζεται η εκατοστιαία κατά βάρος (% κ.β.) σύσταση κάθε ουσίας. Ο πίνακας (I) μας δίνει ένα παράδειγμα ποιοτικής και ποσοτικής αναλύσεως.

### ΠΙΝΑΚΑΣ I

Αποτελέσματα χημικής ανάλυσεως.  
Εξεταζόμενη ουσία. Μαγειρικό αλάτι

ΠΟΙΟΤΙΚΑ

ΠΟΣΟΤΙΚΑ



ΤΟ ΑΛΑΤΙ	100 g ΑΛΑΤΙ
ΑΠΟΤΕΛΕΙΤΑΙ ΑΠΟ	ΠΕΡΙΕΧΟΥΝ
ΝΑΤΡΙΟ	ΝΑΤΡΙΟ : 39,316 g
ΚΑΙ ΧΛΩΡΙΟ	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 εργοστάσιο.

### Για θέρμανση ουσιών:



Σχ. 2 Όργανα Χημικού Έργαστηρίου.

## Γ) ΠΑΡΑΔΕΙΓΜΑΤΑ ΠΟΙΟΤΙΚΗΣ ΑΝΑΛΥΣΗΣ. (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 δυσσομία ενός τροφίμου είναι σίγουρο 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**.

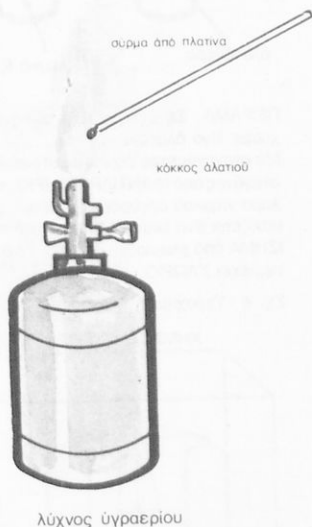
● Στη συνέχεια θα δούμε μερικά παραδείγματα ποιοτικής ανάλυσεως που γίνονται στο χημικό εργαστήριο. Στα πειράματα που θα κάνουμε θα χρησιμοποιήσουμε όρισμένα χημικά αντιδραστήρια και όργανα που θα μας βοηθήσουν να βρούμε από τι αποτελείται ή εξεταζόμενη ουσία. Τα συμπεράσματα που θα βγάλουμε κάθε φορά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

### 1<sup>ο</sup> 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<sup>ο</sup> 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.

Άμεσως η γαλάζια φλόγα χρωματίζεται έντονα κίτρινη.

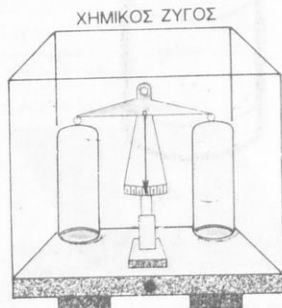
Τό μαγειρικό αλάτι περιέχει **ΝΑΤΡΙΟ**.

Σχ. 3 Πυροχημική εξέταση ουσίας



**ΠΕΙΡΑΜΑ:** Σε δοκιμαστικό σωλήνα έχουμε λίγο αλατόνερο. Με σταγονόμετρο ρίχνουμε στο σωλήνα σταγόνες από το ΑΝΤΙΔΡΑΣΤΗΡΙΟ: «διάλυμα νιτρικού αργύρου». Αμέσως σχηματίζεται ένα λευκό αδιάλυτο στο νερό ΙΖΗΜΑ από χλωριούχο άργυρο. Το αλάτι περιέχει ΧΛΩΡΙΟ.

Σχ. 4 Ύγροχημική εξέταση.



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

Σχ. 5 Ο χημικός ζυγός

γίνεται με υγρά σώματα στη συνηθισμένη θερμοκρασία περιβάλλοντος (ή με λίγη θέρμανση), λέγεται **ύγροχημική 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 (οικάνια, όγκομετρικές φιάλες, προχοϊδες, εϋδιόμετρα). Η ποσοτική ανάλυση των ουσιών γενικά είναι μία δύσκολη εργασία που γίνεται από ειδικούς έπιστήμονες (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) σύστασή της. Οι εργασίες αυτές γίνονται σε οργανωμένα χημικά εργαστήρια από ειδικευμένους έπιστήμονες και με τη βοήθεια χημικών οργάνων και αντιδραστηρίων. Τά πορίσματα της χημικής ανάλυσεως έχουν έπιστημονικό, ιατρικό, εκπαιδευτικό και βιομηχανικό ενδιαφέρον.

## ΟΡΟΛΟΓΙΑ ΜΑΘΗΜΑΤΟΣ

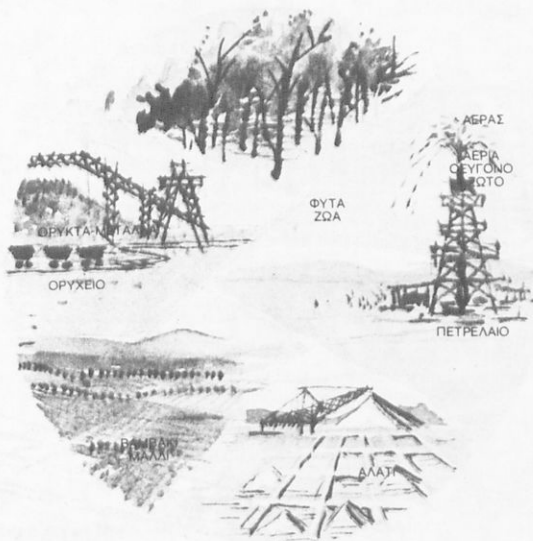
Στό μάθημα αυτό γνωρίσαμε κυρίως τούς εξής όρους: χημικό έργαστήριο, χημικά όργανα και αντιδραστήρια, ποιοτική ανάλυση, ποσοτική ανάλυση, οργανοληπτική εξέταση, πυροχημική και ύγροχημική εξέταση.

## 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 έκταστικότητα κατά βάρος σύσταση του μαγειρικού άλατιού (μέ απλή μέθοδο των τριών) από τα ακόλουθα δεδομένα της χημικής ανάλυσης: 1,17 g άλατιού αποτελούνται από 0,46 g νατρίου και 0,71 g χλωρίου.



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

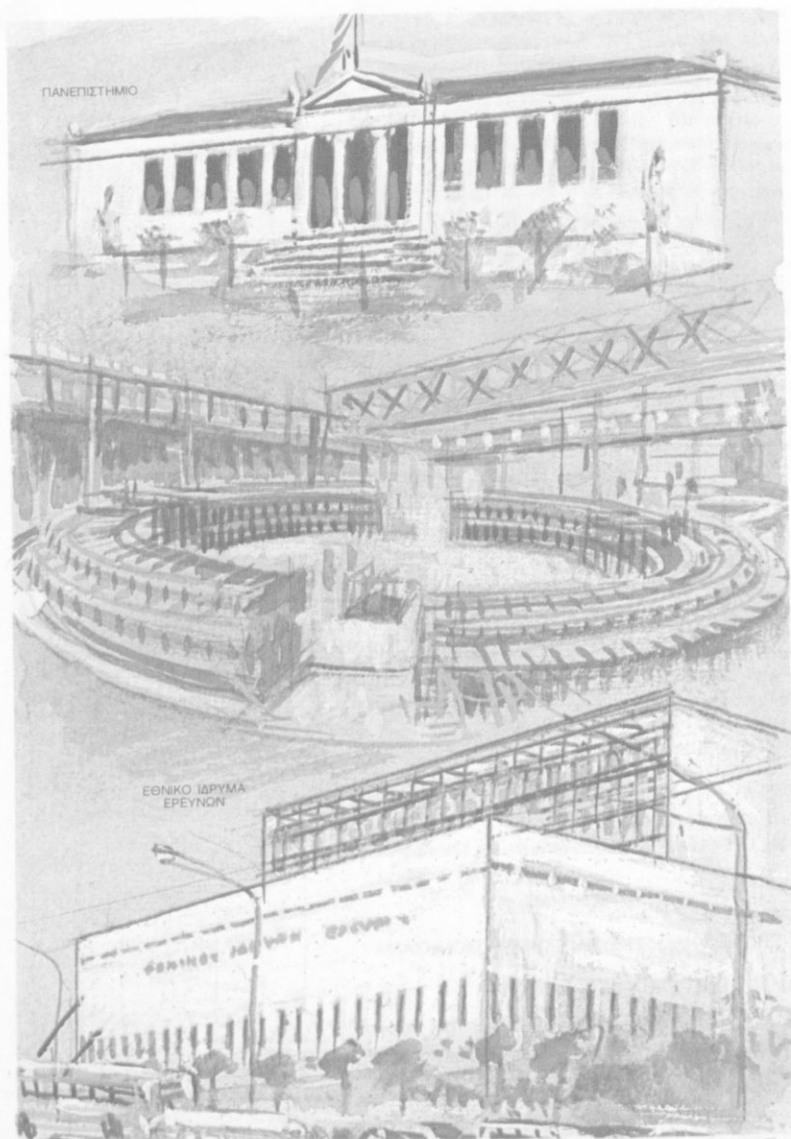
### 3<sup>ο</sup> ΜΑΘΗΜΑ

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 άπασχολούν τον άνθρωπο.

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



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

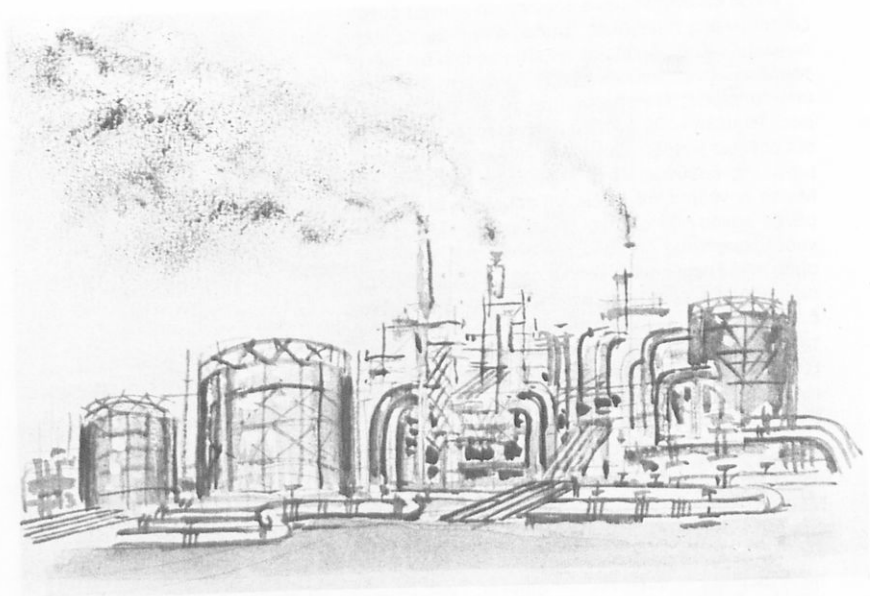


Μέσα σέ οργανωμένα έρευνητικά κέντρα εργάζονται μικρές ή μεγάλες ομάδες από ειδικούς επιστήμονες. Κάθε ομάδα ασχολείται με ένα όρισμένο τομέα έρευνας πού καθορίζεται και κατευθύνεται από έμπειρους επιστήμονες με άναγνωρισμένο κύρος. Τά μέλη κάθε ομάδας βρίσκονται σέ διάσπολη συνεργασία μεταξύ τους ώστε τά διάφορα προβλήματα τής έρευνας νά ξεπερνιούνται εύκολότερα. Με τά συνέδρια και τά διεθνή σεμινάρια οί επιστήμονες 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 πρῶτων ύλων κ.ά., είναι μερικά από τά κυριότερα προβλήματα πού ζητούν τήν έπείγουσα λύση τους. (σχ. 2).

● **Η χημική έρευνα**, όπως είδαμε και στό 2<sup>ο</sup> μάθημα, γίνεται στά οργανωμένα χημικά εργαστήρια. Μέσα σ' αυτά οί χημικοί και άλλοι επιστήμονες μελετοῦν τίς ιδιότητες τών ουσιών, άνακαλύπτουν καινούρια προϊόντα και προσπαθοῦν νά έξακριβώσουν τίς σημερινές ή αύριανές εφαρμογές τους σέ όλους τούς τομείς: στή βιομηχανία, στή γεωργία, στήν ιατρική κτλ. Στά χημικά έρευνητικά κέντρα γίνεται άκόμη και ή άπαραίτητη έρευνα γύρω από τίς συνθήκες παραγωγής όλων τών ώφέλιμων προϊόντων. Τά σχετικά πορίσματα τών έρευνών αυτών ύλοποιούνται κατόπιν στά αντίστοιχα χημικά εργοστάσια κι έτσι δημιουργείται ή χημική βιομηχανία.

## **Β) Η ΧΗΜΙΚΗ ΒΙΟΜΗΧΑΝΙΑ**

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



Σχ. 3 Ρύπανση του φυσικού περιβάλλοντος.

Σχ. 4 Τά εργοστάσια πρέπει να βρίσκονται μακριά απ' τις πόλεις.



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

*Η χημική βιομηχανία λοιπόν προσφέρει στήν άνθρωπότητα άνεκτίμητα άγαθά και συντελεί άποφασιστικά στήν καλύτερευση τής ζωής.*

● **Οι άρνητικές πλευρές τής χημικής βιομηχανίας.** Η μεγάλη βιομηχανική άνάπτυξη 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, οι λίμνες, οι θάλασσες και τό έδαφος ρυπαίνονται και μολύνονται σέ μεγάλο βαθμό. Οι κίνδυνοι πού προκύπτουν από τή ρύπανση και μόλυνση είναι πολλοί. Θά πρέπει έπομένως νά βρεθοούν όλοι εκείνοι οι τρόποι πού τούς άπομακρύνουν και έξουδετερώνουν. Πρός αύτή τήν κατεύθυνση έχουν στραφεί σήμερα οι ειδικοί έπιστήμονες όλων τών χωρών. Η άποψη πού επικρατεί τελικά είναι: «Βιομηχανία ναι, αλλά χωρίς τίς άρνητικές της επιπτώσεις».

Ένα άλλο πρόβλημα πού δημιουργεί ή άλματώδης άνάπτυξη τής χημικής βιομηχανίας είναι ή **έξάντληση τών φυσικών πρώτων ύλών**. Προϊόντα, όπως τό πετρέλαιο και οι γαιάνθρακες, πού ή φύση έφτιαξε σέ έκατομμύρια χρόνια, ύπάρχει φόβος νά έξαντληθοούν μέσα στα έπόμενα 50-100 χρόνια.

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

● **Η άποκέντρωση τής χημικής βιομηχανίας.** Οι σύγχρονες άντιλήψεις γιά τό μέλλον τής χημικής βιομηχανίας στηρίζονται στήν άποκέντρωση. Τά έργοστάσια 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

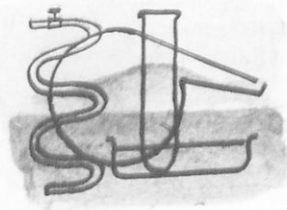
Η επιστημονική έρευνα γίνεται στα διάφορα έρευνητικά κέντρα από ειδικευμένους επιστήμονες και τεχνικούς. Η συνεργασία των ερευνητών σε κάθε τομέα είναι απαραίτητη. Τα πορίσματα της έρευνας γύρω από τα χημικά και φυσικά φαινόμενα αξιοποιούνται από τις βιομηχανίες που παράγουν υλικά αγαθά. Η ανάπτυξη της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

## 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 για 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 άρνητικές συνέπειες από την άπρογραμμάτιστη ανάπτυξη της χημικής βιομηχανίας.



## 4<sup>ο</sup> ΜΑΘΗΜΑ

### Η ΧΗΜΕΙΑ ΚΑΙ ΤΟ ΦΥΣΙΚΟ ΠΕΡΙΒΑΛΛΟΝ

#### (I) ΤΟ ΕΔΑΦΟΣ

#### ΜΕΙΓΜΑΤΑ - ΔΙΑΧΩΡΙΣΜΟΣ ΣΥΣΤΑΤΙΚΩΝ ΜΕΙΓΜΑΤΟΣ

Τό φυσικό περιβάλλον του ανθρώπου είναι τό **έδαφος**, τό **υπέδαφος**, ή **άτμόσφαιρα**, και ή **υδροσφαιρα** (λίμνες, ποτάμια, θάλασσες).

#### A) ΤΟ ΕΔΑΦΟΣ

Αρχίζουμε τή μελέτη τής Χημείας μέ τό **έδαφος**, γιατί πάνω σ' αυτό ζεί και δημιουργεί τόν πολιτισμό του ό άνθρωπος. Στο έδαφος αναπτύσσονται τά φυτά και εκεί ζοϋν τά περισσότερα ζώα. Από τό έδαφος και υπέδαφος παίρνουμε άκόμη τίς πρώτες ύλες για τίς οίκοδομικές, ενεργειακές και βιομηχανικές μας άνάγκες.

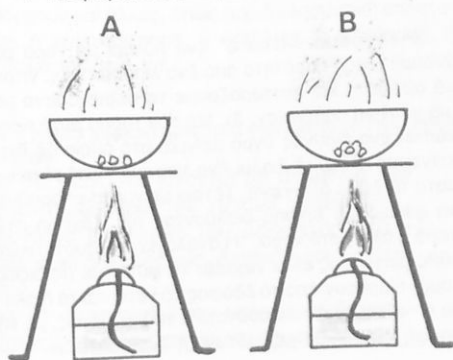
Τό έδαφος είναι ένα είδος «έπιδερμίδας» τής γής πού φτάνει μέχρι 1-1,5 m βάθος. Αποτελείται κυρίως από χώμα, πέτρες, νερό, φύλλα δέντρων κ.ά.

Κάτω από τό έδαφος βρίσκεται τό **υπέδαφος** πού αποτελείται από διάφορα υλικά, άλλα σκληρά κι άλλα μαλακά, πού τά λέμε **πετρώματα**.

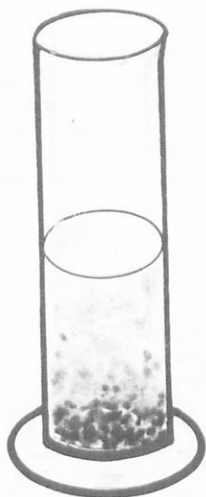
Ένα σημαντικό τμήμα του έδάφους είναι καλλιεργήσιμο. Σ' αυτό οι άνθρωποι καλλιεργοϋν όλα τά άγροτικά είδη πού είναι άπαραίτητα είτε για τή διατροφή και ένδυμασία τους, είτε ως ζωοτροφές.

Η μελέτη του έδάφους (ή άλλιώς ή «**έδαφολογική μελέτη**») αρχίζει από τήν μακροσκοπική παρατήρηση του και ολοκληρώνεται μέ τήν ποιοτική και ποσοτική άνάλυση.

1<sup>ο</sup> Πείραμα. Παίρνουμε δείγματα χώματος από



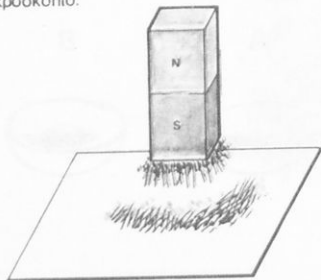
Σχ. 1 Τό χώμα είναι ένα ΜΕΙΓΜΑ πού περιέχει νερό και άλλα συστατικά.



Σχ. 2 Τό χῶμα εἶναι ἓνα ΕΤΕΡΟΓΕΝΕΣ ΜΕΙΓΜΑ. Τά συστατικά ἑνός ἑτερογενούς μείγματος φαίνονται ἀκόμη καί μέ γυμνό ὄφθαλμό - χωρίς μικροσκόπιο.



Σχ. 3 ΟΜΟΓΕΝΕΣ ΜΕΙΓΜΑ.  
Τό λίπασμα (νιτρικό ἀμμώνιο) 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 θεῖο μένει.

διάφορα ἔδαφη καί τά θερμαίνουμε χωριστά μέσα σέ κάψες ἀπό πορσελίνη (σχ. 1). Μέ τή θέρμανση φεύγει τό νερό (ἢ 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 ἀκρίβως 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 ἑνός χῶματος γιά τή γεωργία, τήν κεραμευτική καί ἀγγειοπλαστική ἐξαρτᾶται ἀπό τό εἶδος καί τήν ποσότητα ὀρισμένων συστατικῶν πού περιέχει. Ἄν ἀπό τό ἔδαφος μιάς περιοχῆς λείπουν ὀρισμένα θρεπτικά συστατικά γιά τήν ἀνάπτυξη τῶν φυτῶν, τότε οἱ ἀγρότες προσθέτουν τά κατάλληλα λιπάσματα πού αὐξάνουν τήν παραγωγή.

**2<sup>ο</sup> Πείραμα.** Σέ ἓναν κύλινδρο τοῦ 1 λίτρου προσθέτουμε 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 στόν πυθμένα, ἐνῶ τά ἐλαφρότερα πέφτουν σιγά - σιγά. Μέ τόν τρόπο αὐτό διαπιστώνουμε ὅτι τό χῶμα εἶναι ἓνα **ἑτερογενές μείγμα**.

Τέτοια μείγματα προκύπτουν ἐπίσης ὅταν, π.χ. ἀνακατέψουμε ἄμμο καί νερό ἢ κιμωλία καί νερό. Ἐνα ἄλλο ἑτερογενές μείγμα προκύπτει ὅταν ἀνακατέψουμε σκόνη ἀπό θεῖο (θειάφι) καί ριζίσματα ἀπό σίδηρο.

**3<sup>ο</sup> Πείραμα.** Μέσα σ' ἓνα ποτήρι μέ νερό ρίχνουμε μικρή ποσότητα ἀπό ἓνα λίπασμα (π.χ. νιτρικό ἀμμώνιο) καί ἀναταράζουμε τό περιεχόμενο μέ μία γυάλινη ράβδο (σχ. 3). Μέ τόν τρόπο αὐτό προκύπτει ἓνα διαυγές ὑγρό 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 ἀλάτι στό νερό. Ἡ ἀναλογία τῶν συστατικῶν κάθε μείγματος εἶναι **τυχαία**. Τά φυτά (μέ τίς ρίζες τους) παίρνουν ἀπό τό ἔδαφος 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 τό 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° 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 άρχικές του ιδιότητες, γιατί μόνο ό σίδηρος μαγνητίζεται.

**5° Πείραμα. Διαχωρισμός μείγματος κιμωλίας και νερού.** (Έτερογενές μείγμα).

Η κιμωλία είναι πρακτικά άδιάλυτη στο νερό. Τά μείγματα στερεών και υγρών διαχωρίζονται στά συστατικά τους με διήθηση (σχ. 5).

**6° Πείραμα. Διαχωρισμός μείγματος νερού και άλατιου.** (Όμογενές μείγμα).

Στό όμογενές αυτό μείγμα (ή διάλυμα) τό ένα συστατικό του (τό νερό) με θέρμανση εξατμίζεται, ενώ τό άλλο (τό άλάτι) παραμένει. Τά όμογενή μείγματα αυτής τής κατηγορίας τά διαχωρίζουμε με άπλή άπόσταξη (σχ. 6).

Με τόν ίδιο τρόπο μπορεί νά διαχωριστεί στά συστατικά του και τό όμογενές μείγμα (διάλυμα) πού άποτελείται από ζάχαρη και νερό.

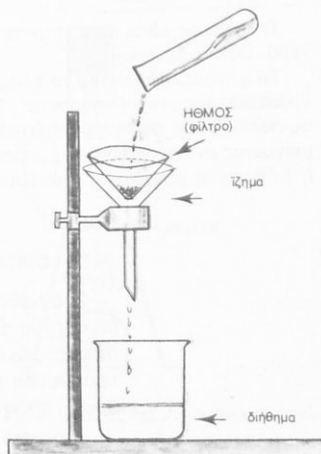
**Άλλοι τρόποι διαχωρισμού μειγμάτων.** Έκτός από τίς προηγούμενες φυσικές μεθόδους, υπάρχουν και άλλες, όπως π.χ. ή κλασματική άπόσταξη, ή φυγοκέντρηση, ή εκχύλιση, ή επίπλευση, ή χρωματογραφία κ.τ.λ.

### ● Γενικά χαρακτηριστικά γνωρίσματα τών μειγμάτων.

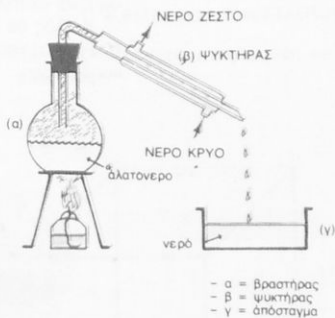
α) Τά μείγματα γίνονται με άνάμειξη τών συστατικών τους σε τυχαίες αναλογίες.

β) Κάθε συστατικό τού μείγματος διατηρεί άμετάβλητες τίς άρχικές του ιδιότητες.

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



Σχ. 5 ΔΙΗΘΗΣΗ - φιλτράρισμα - Η κιμωλία μένει στόν ΗΘΜΟ (φίλτρο) και άποτελεί 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 (άπόσταγμα) συλλέγεται στό ποτήρι. (γ) ενώ τό στερεό άλάτι μένει τελικά στό βραστήρα (α).

## ΠΕΡΙΛΗΨΗ

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

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 άμετάβλητες 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 άπόσταξη, ή φυγοκέντριση κτλ.

## ΟΡΟΛΟΓΙΑ ΜΑΘΗΜΑΤΟΣ

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

## ΕΡΓΑΣΙΕΣ - ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ

1. Πώς θα διαχωρίσετε στά συστατικά του ένα μείγμα που αποτελείται από άμμο και νερό;
2. Νά διαλύσετε διαφορετική ποσότητα ζάχαρης σέ τρία ποτήρια μέ νερό. Τι μείγματα σχηματίστηκαν; Ποιά διάλυμα θα έχει έντονότερη γλυκιά γεύση και γιατί;
3. Που όφείλεται τό γεγονός ότι άλλα έδαφη είναι κατάλληλα γιά τη γεωργία και άλλα όχι;
4. Πώς θα διαχωρίσετε στά συστατικά του ένα μείγμα που αποτελείται από νερό, κιμωλία και ζάχαρη;





## 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 αύστηρά καθορισμένο πού ακριβώς τελειώνει η ατμόσφαιρα της γης.

## Α) ΙΔΙΟΤΗΤΕΣ ΤΟΥ ΑΤΜΟΣΦΑΙΡΙΚΟΥ ΑΕΡΑ

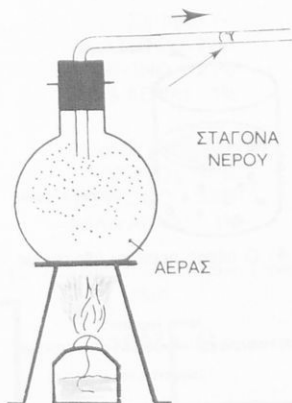
Ο αέρας, όπως όλα τα υλικά σώματα, έχει όγκο, μάζα και βάρος. Ο όγκος του αυξάνεται κατά τη θέρμανση και ελαττώνεται κατά την ψύξη (σχ. 1).

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

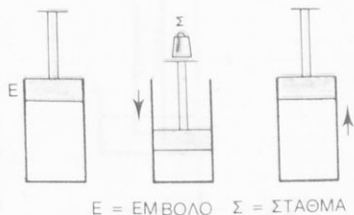
● **Ατμοσφαιρική πίεση - Κανονικές συνθήκες αερίων.** Η πίεση που ασκεί η ατμόσφαιρα λέγεται ατμοσφαιρική (ή βαρομετρική) και οφείλεται στο βάρος των στρωμάτων της. Ως μονάδα μετρήσεως της πιέσεως στη Χημεία παίρνουμε συνήθως τη «**φυσική ατμόσφαιρα**» (Atm) που ορίζεται ως εξής: 1 Atm είναι η πίεση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

Η μέτρηση της ατμοσφαιρικής πιέσεως γίνεται με τα βαρόμετρα. (Ένα ιστορικό πείραμα που έγινε για τη μέτρησή 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.

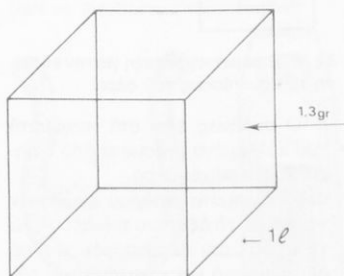


Σχ. 1 Ο αέρας θερμαινόμενος διαστέλλεται.

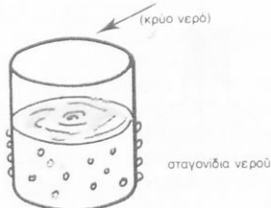


E = ΕΜΒΟΛΟ Σ = ΣΤΑΘΜΑ

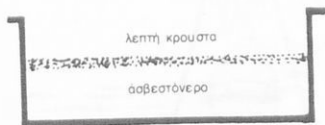
Σχ. 2 Ο αέρας είναι συμπιεστός και ελαστικός.



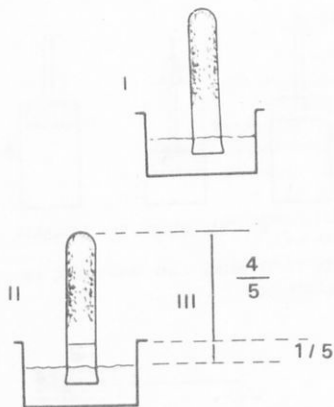
Σχ. 3 Η πυκνότητα του αέρα στις κανονικές συνθήκες πιέσεως και θερμοκρασίας είναι 1.3 g/ℓ



Σχ. 4 'Ο αέρας περιέχει υδρατμούς.



Σχ. 5 'Ο αέρας περιέχει διοξείδιο του άνθρακα.



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

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

II Τά ρινίσματα σιδήρου ενώθηκαν χημικά με τό οξυγόνο του αέρα ενώ τό άζωτο του αέρα παρέμεινε σέ άέρια μορφή και καταλαμβάνει τώρα τά 4/5 του άρχικου όγκου του αέρα του σωλήνα.

III Τό νερό στό σωλήνα άνεβαίνει (1/5).

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

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

## B) ΣΥΣΤΑΣΗ ΤΟΥ ΑΤΜΟΣΦΑΙΡΙΚΟΥ ΑΕΡΑ

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

β) 'Ο αέρας περιέχει **διοξείδιο του άνθρακα**. Η παρουσία της ούσιας αυτής διαπιστώνεται με άσβεστόνερο (σχ. 5). Αφήνουμε μιά λεκάνη με άσβεστόνερο άνοιχτή στον αέρα γιά 1-2 ήμέρες. Θα παρατηρήσουμε τότε ότι στήν επιφάνεια του διαλύματος σχηματίζεται μιά λεπτή κρούστα από άνθρακικό άσβέστιο. Αυτό στή Χημεία σημαίνει ότι στον αέρα περιέχεται όποιοδήποτε διοξείδιο του άνθρακα. Τό άέριο αυτό σχηματίζεται γενικά κατά τίς διάφορες καύσεις των ούσιών πού 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 γιά την εύρεση της συστάσεως του αέρα φαίνεται στό σχ. 6.

Αλλα συστατικά του άτμοσφαιρικού αέρα. Εκτός από τά τέσσερα άέρια πού αναφέραμε πió πάνω, ό αέρας έχει και όρισμένα άλλα συστατικά, σέ πολύ μικρές όμως ποσότητες. Τά άέρια αυτά είναι τό **υδρογόνο** (κυρίως στό άνωτερο στρώμα της άτμόσφαιρας) και τά λεγόμενα **εύγενή άέρια** (ήλιο, νεό, άργό, κρυπτό και ξένο). Σέ 100 λίτρα άέρα υπάρχουν: 78ℓ άζώτου, 21ℓ όξυγόνου και 1ℓ από όλα τά άλλα άέρια. Η έκατοστιαία σύσταση του αέρα σέ όγκους και σέ μάζα φαίνεται στό σχ. 7.

Ο αέρας των πόλεων και των βιομηχανικών περιοχών περιέχει άκόμη καυσαέρια, σκόνη και καπνιά και άλλα βλαβερά γιά την ύγεια μας συστατικά.

Τέλος, στον αέρα περιέχονται και διάφοροι μικρο-οργανισμοί, άλλοι παθογόνοι (μικρόβια) κι άλλοι ωφέλιμοι. Σε μεγάλο ύψος από την επιφάνεια της γης υπάρχει ένα στρώμα **όζοντος** που αποτελεί την **όζονόσφαιρα**. Το όζον σχηματίζεται από το όξινο μέ την επίδραση της υπεριώδους ακτινοβολίας. Η όζονόσφαιρα έχει μεγάλη βιολογική σημασία, γιατί συγκρατεί το μεγαλύτερο μέρος από τις βλαβερές για τους οργανισμούς υπεριώδεις ακτίνες.

**Συμπέρασμα:** Ο αέρας είναι ένα μείγμα από πολλά αέρια

● **Υγροποίηση του αέρα.** Όπως όλα τα αέρια σώματα, έτσι και ο ατμοσφαιρικός αέρας μπορεί να υγροποιηθεί. Αυτό γίνεται σε βιομηχανική κλίμακα με ειδικές εγκαταστάσεις και αποσκοπεί στην παραλαβή των ωφέλιμων συστατικών του. Ο υγροποιημένος αέρας υποβάλλεται στη συνέχεια σε **κλασματική απόσταξη**, όποτε αποστάζει πρώτα το άζωτο και ύστερα το όξινο (σχ. 8). Από τον αέρα επίσης παίρνουμε το άργο, το νέο, το κρυπτό και τó ξένο (εύγενή αέρια).

Ο υγροποιημένος αέρας διατηρείται μέσα σε ειδικά δοχεία με διπλά γυάλινα τοιχώματα και έπαργυρωμένες επιφάνειες (δοχεία DEWAR). Τα δοχεία αυτά είναι ανάλογα με τó «θερμός» («thermos») μέσα στα όποια διατηρούνται ζεστά ή κρύα τó ποτά και τó φαγητά (σχ. 9). Ο υγρός αέρας έχει πολύ χαμηλή θερμοκρασία και γι' αυτό έμφανίζει όρισμένες περίεργες ιδιότητες. Έτσι, π.χ. τó λουλούδια, τó κρέας, τó καουτσούκ κ.ά., όταν βυθιστούν στον υγρό αέρα γίνονται σκληρά και τρίβονται εύκολα. Χρησιμοποιώντας τόν υγρό αέρα μπορούμε να έλαττώσουμε τή θερμοκρασία άλλων σωμάτων.

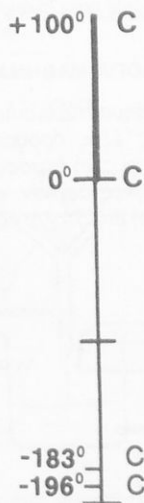
## Γ) ΧΡΗΣΙΜΟΤΗΤΑ ΤΟΥ ΑΤΜΟΣΦΑΙΡΙΚΟΥ ΑΕΡΑ

Χωρίς τó όξινο του αέρα είναι άδύνατη ή ζωή. Με τó όξινο άκομη γίνονται οι διάφορες καύσεις που έλευθερώνουν θερμική ένεργεια. Τó άζωτο του αέρα χρησιμοποιείται για τήν παρασκευή άζωτούχων λιπασμάτων, χρωμάτων, έκρηκτικών κτλ. Τó άργο χρησιμοποιείται στους ήλεκτρικούς λαμπτήρες, ένó

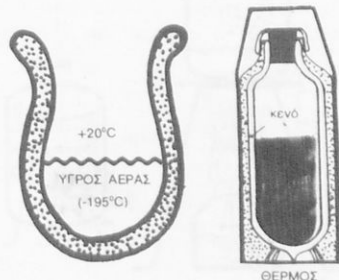
Σέ όγκο  
ΑΖΩΤΟ : 78%  
ΟΞΥΓΟΝΟ : 21%  
ΑΛΛΑ ΑΕΡΙΑ: 1%

Σέ μάζα (κατά βάρος)  
ΑΖΩΤΟ : 76%  
ΟΞΥΓΟΝΟ : 23%  
ΑΛΛΑ ΑΕΡΙΑ: 1%

Σχ. 7 Έκατοστιαία σύσταση Ξερού αέρα.



Σχ. 8 Τά συστατικά του υγρού αέρα βράζουν σε διαφορετική θερμοκρασία.



Σχ. 9 Δοχεία DEWAR - Ντιούαρ -

τά υπόλοιπα εύγενή αέρια (π.χ. το νέο) χρησιμοποιούνται κυρίως στους σωλήνες των φωτεινών διαφημίσεων. Έξάλλου, ο αέρας είναι η κινητήρια δύναμη στα ιστιοφόρα και τους άνεμόμυλους. Στους αεροσυμπιεστές (κομπρεσέρ) χρησιμοποιείται αέρας με μεγάλη πίεση.

## ΠΕΡΙΛΗΨΗ

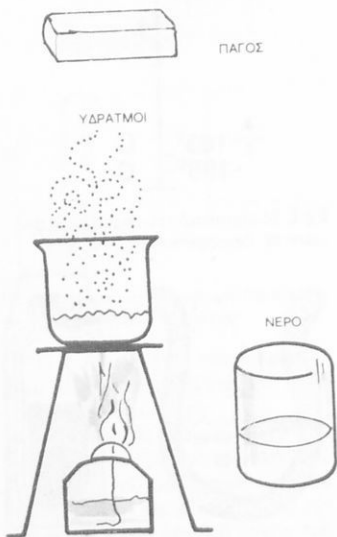
Ο ατμοσφαιρικός αέρας είναι μείγμα από πολλά αέρια. Περιέχει κυρίως άζωτο και οξυγόνο καθώς και μικρά ποσά από διοξείδιο του άνθρακα, από υδρατμούς, υδρογόνο και εύγενή αέρια. Από τον αέρα, με ύγραποίηση και κλασματική απόσταξη παίρνουμε όλα τα ώφέλιμα συστατικά του.

### ΟΡΟΛΟΓΙΑ ΜΑΘΗΜΑΤΟΣ

Στό μάθημα αυτό συναντήσαμε κυρίως τους έξης όρους: ατμοσφαιρική πίεση, φυσική ατμόσφαιρα, κανονικές συνθήκες αερίων, εύγενή αέρια, κλασματική απόσταξη, όζονόσφαιρα.

### ΕΡΓΑΣΙΕΣ - ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ

1. Ποιές είναι οι έστιες ρυπάνσεως και μολύνσεως του ατμοσφαιρικού αέρα τής περιοχής σας;
2. Ποιά είναι τα συστατικά του αέρα και πού χρησιμοποιούνται;
3. Πόσα λίτρα οξυγόνου και άζωτου περιέχονται σε 2m<sup>3</sup> ατμοσφαιρικού αέρα; (Σύσταση αέρα σε όγκους: 21% οξυγόνο και 78% άζωτο).



Σχ. 1 Οι τρεις φυσικές καταστάσεις του νερού.

## 6<sup>ο</sup> ΜΑΘΗΜΑ

### Η ΧΗΜΕΙΑ ΚΑΙ ΤΟ ΦΥΣΙΚΟ ΠΕΡΙΒΑΛΛΟΝ

#### (III) ΤΟ ΝΕΡΟ - ΚΑΘΑΡΑ ΣΩΜΑΤΑ

#### A) ΤΟ ΦΥΣΙΚΟ ΝΕΡΟ

Το νερό υπάρχει άφθονο στον πλανήτη μας και στις τρεις φυσικές καταστάσεις:

- Ως **ύγρο** νερό (λίμνες, ποτάμια, θάλασσες, ύπογειες δεξαμενές)
- Ως **στερεό** νερό (πάγος, χιόνι)
- Ως **αέριο** νερό (υδρατμοί στην ατμόσφαιρα). (σχ. 1).

Τό νερό αποτελεί ακόμη ένα από τή κυριότερα συστατικά τών ζωϊκών και φυτικών οργανισμών. Έτσι, π.χ., τό ανθρώπινο σώμα περιέχει 60% νερό.

**1<sup>ο</sup> Πείραμα.** Παίρνουμε ένα ποτήρι νερό από μία λίμνη ή ένα ποτάμι και τό εξετάζουμε μέ τό μάτι μας. Θά παρατηρήσουμε ότι περιέχει πολλά μικρά αιωρούμενα σωματίδια (σχ. 2). Αυτό σημαίνει ότι τό φυσικό νερό είναι ένα **ετερογενές μείγμα**.

Αν διηθήσουμε (φιλτράρουμε) τό φυσικό νερό, θά πάρουμε φιλτραρισμένο νερό πού δέν περιέχει αιωρούμενα σωματίδια (σχ. 3). Τό νερό αυτό είναι διαυγές (διάφανο) και φαίνεται σαν νά είναι έντελώς καθαρό.

**2<sup>ο</sup> Πείραμα.** Σ' ένα γυάλινο πιάτο (πυρέξ) θερμαίνουμε λίγο φιλτραρισμένο φυσικό νερό (σχ. 4(α)). Όταν εξεταμιστεί όλο τό νερό, θά δούμε ότι στό πιάτο έχει απομείνει ένα λευκό στερεό υπόλειμμα (σχ. 4(β)). Τό υπόλειμμα αυτό αποτελείται από **άλατα** πού ήταν διαλυμένα στό φυσικό νερό και γι' αυτό δέν τά βλέπαμε. Κάτι ανάλογο παρατηρούμε και στήν έσωτερική επιφάνεια τών ποτηριών μέ τό όποια πίνουμε νερό. Τό νερό περιέχει και άτμοσφαιρικό άέρα (σχ. 5). Τό φιλτραρισμένο φυσικό νερό όπομένως είναι ένα **όμογενές μείγμα**. Περιέχει διαλυμένα άλατα καθώς και μικρή ποσότητα άτμοσφαιρικού άέρα.

Τό νερό τής θάλασσας περιέχει τίς μεγαλύτερες ποσότητες άλάτων από όλα τ' άλλα φυσικά νερά. Τό κυριότερο άλας του θαλασσινού νερού είναι τό **χλωριούχο νάτριο** (μαγειρικό άλάτι).

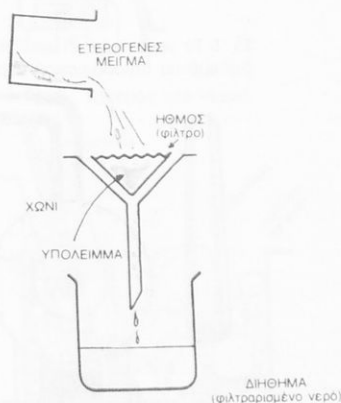
● **Σκληρό νερό** ονομάζεται τό νερό πού έχει αρκετά μεγάλες ποσότητες άλάτων άσβεστίου και μαγνησίου. Τό νερό αυτό είναι ακατάλληλο γιά πλύσιμο τών ρούχων, έπειδή «κόβει ή σαπουνάδα», γιά βράσιμο τών όσπριών και γιά πόση, έπειδή γλυφίζει και φτιάχνει πέτρες στό νεφρό. Τό σκληρό νερό είναι επίσης ακατάλληλο γιά οικιακή και βιομηχανική χρήση, γιατί αφήνει στερεό υπόλειμμα (πουρί) στόυς λέβητες και στίς σωληνώσεις (σχ. 6).

Υπάρχουν αρκετοί τρόποι γιά τήν απομάκρυνση τών άλάτων άσβεστίου και μαγνησίου από τό σκληρό νερό. Η έργασία αυτή λέγεται **άποσκληρυνση** του φυσικού νερού.

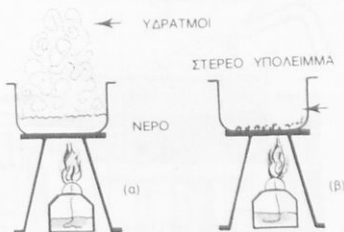
● **Πόσιμο νερό** ονομάζεται τό φυσικό νερό πού πίνουμε. Γιά νά είναι κατάλληλο (ύγιεινό) τό πόσιμο νερό, θά πρέπει όπωσδήποτε νά είναι άχρωμο,



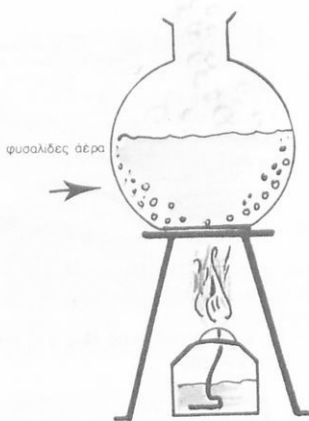
Σχ. 2 Τό φυσικό νερό είναι ένα ετερογενές μείγμα.



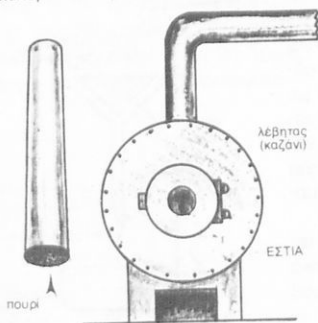
Σχ. 3 Διήθηση φυσικού νερού. Ο ΗΘΜΟΣ - φίλτρο - κρατάει τά αιωρούμενα στό νερό σωματίδια.



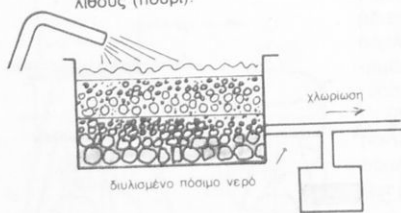
Σχ. 4 Τό φιλτραρισμένο φυσικό νερό είναι ένα όμογενές μείγμα πού περιέχει διαλυμένα άλατα.



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 (λεβητών) και των σωλήνων και σχηματίζουν λεβητολίθους (πουρί).



Σχ. 7 ΔΙΥΛΙΣΤΗΡΙΟ.

Τό νερό περνάει σιγά-σιγά μέσα από παχιά στρώματα άμμου και χαλίκιων και διυλίζεται. Τό δυσλιτισμένο νερό χλωριώνεται για τήν καταστροφή των μικροβίων.

άοσμο, διαυγές, δροσερό και νά μήν έχει δυσάρεστη γεύση (πικρή ή άλμυρη). Θά πρέπει άκόμη νά μήν είναι σκληρό και νά μήν περιέχει μικρόβια, άμμωνία, νιτρώδη άλατα και έπικίνδυνα στοιχεία (άρσενικό, μόλυβδο μαγγάνιο κτλ). Ἡ ύδρευση τών χωριών και τών κωμοπόλεων γίνεται συνήθως από πηγές μέ κατάλληλο νερό. Οί μεγάλες όμως πόλεις παίρνουν νερό από λίμνες και ποτάμια. Τό νερό αυτό περνάει όποσδήποτε από ειδικές έγκαταστάσεις (**δυσλιστήρια**), όπου διυλίζεται και χλωριώνεται (σχ. 7). Ἡ χλωρίωση γίνεται για τήν καταστροφή των μικροβίων. Σε μερικές χώρες, τελευταία και στην Ελλάδα, άποφασίστηκε νά φθοριώνεται τό πόσιμο νερό, για τήν καταπολέμηση τής τερηδόνας τών δοντιών.

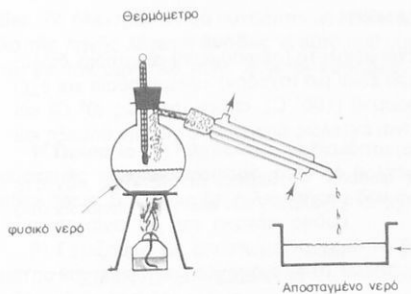
● **Τά ιαματικά νερά** είναι φυσικά νερά πού πηγάζουν μέσα από τή γή και περιέχουν διάφορες διαλυμένες ούσιες μέ θεραπευτική δράση στον άνθρωπινο οργανισμό. Ὅρισμένα άπ' αυτά πίνονται (**ποσιθεραπεία**), ενώ τό περισσότερο χρησιμοποιούνται για θεραπευτικά λουτρά (**λουτροθεραπεία**). Στη χώρα μας υπάρχουν πολλές ιαματικές πηγές: Στά Μέθανα, στην Αϊδηψό, στην Ίκαρία, στην Ὑπάτη, στό Λουτράκι κτλ.

● **Τά κινούμενα φυσικά νερά** προκαλούν διάφορες γεωλογικές μεταβολές (διάβρωση και μεταφορά υλικών). Τό νερό τών ποταμών χρησιμοποιείται άκόμη για τήν παραγωγή ηλεκτρικής ενέργειας. Στη χώρα μας υπάρχουν άρκετά μεγάλα φράγματα και ύδροηλεκτρικά έργοστάσια στους ποταμούς Ἀχελώο, Λάδωνα, Λούρο, Ἀραχθό κτλ).

## Β) ΤΟ ΑΠΟΣΤΑΓΜΕΝΟ ΝΕΡΟ

Μέ άπόσταξη τοῦ φυσικοῦ νεροῦ παίρνουμε τό άποσταγμένο νερό (σχ. 8). Τό νερό αυτό είναι άγευστο και δέν πίνεται. Χρησιμοποιείται κυρίως στις μπαταρίες αυτοκινήτων και για χημικούς και Ιατρικούς σκοπούς.

Τό άποσταγμένο νερό δέν περιέχει καθόλου άλατα και άλλα στερεά σώματα. Περιέχει μόνο μικρή ποσότητα διαλυμένου άερα. Ἄν άφαιρέσουμε κατάλληλα και τόν άέρα αυτόν, τότε άπομένει ένα μόνο σώμα: τό **καθαρό νερό**. Τό έντελώς καθαρό νερό χρησιμοποιείται άποκλειστικά για 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).

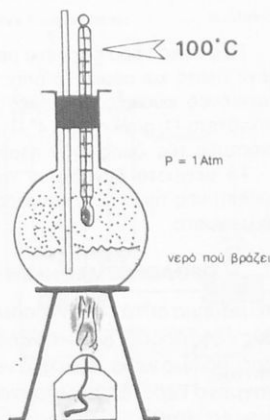
Επίσης τό αποσταγμένο νερό πήζει (παγώνει) στους 0° C, όταν η ατμοσφαιρική πίεση είναι 1 Atm. Η θερμοκρασία αυτή λέγεται **κανονικό σημείο πήξεως του νερού** (σχ. 10).

Αν πάρουμε 1 cm<sup>3</sup> (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) και τό εκφράζουμε ως εξής:

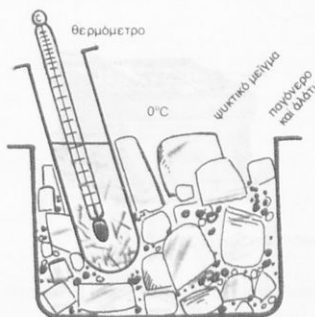
$$d = 1 \text{ g/cm}^3 \text{ (1 g/ml)}$$

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

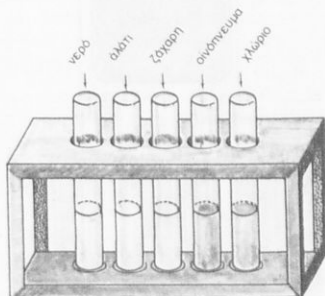
● **Διαλυτική ικανότητα του νερού.** Τό νερό είναι άριστο διαλυτικό μέσο. Διαλύει πάρα πολλά στερεά, υγρά και άερια σώματα. (σχ. 11)



Σχ. 9 Βρασμός του νερού.



Σχ. 10 ΠΗΞΗ του νερού.



Σχ. 11 Στο νερό διαλύονται πολλές ούσιες

## ΠΕΡΙΛΗΨΗ

Το φυσικό νερό είναι ένα μείγμα. Περιέχει αδιάλυτα (αιωρούμενα) σωματίδια, διαλυμένα άλατα και αέρα. Το άσταταμένο νερό είναι μία (σχεδόν) καθαρή ουσία και έχει όρισμένες φυσικές σταθερές: σημείο βρασμού ( $100^{\circ}\text{C}$ ), σημείο πήξεως ( $0^{\circ}\text{C}$ ) και πυκνότητα ( $1\text{ g/ml}$  στους  $4^{\circ}\text{C}$ ). Το νερό είναι έντελώς απαραίτητο για την ύπαρξη και ανάπτυξη της ζωής στον πλανήτη μας.

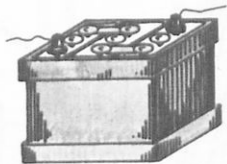
Τα μείγματα δέν έχουν καθορισμένες φυσικές σταθερές, με τις ίδιες πάντοτε αριθμητικές τιμές. Στο γεγονός αυτό στηρίζεται η διάκριση τών καθαρών σωμάτων από τα μείγματα.

### ΟΡΟΛΟΓΙΑ ΜΑΘΗΜΑΤΟΣ

Στό μάθημα αυτό συναντήσαμε κυρίως τους εξής όρους: φυσικό νερό, σκληρό νερό, πόσιμο νερό, ιαματικό νερό, άποσταγμένο νερό, άποσκληρύνηση νερού, φυσικές σταθερές καθαρών σωμάτων (ή καθαρών ούσιων).

### ΕΡΓΑΣΙΕΣ - ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ

1. Πώς ρυπαινονται και μολύνονται τα ποτάμια και οι λίμνες της περιοχής σας;
2. Πώς ανακυκλώνεται το νερό στη φύση;
3. Με ποιά φυσικά κριτήρια ελέγχουμε την καθαρότητα ενός σώματος;



ΜΠΑΤΑΡΙΑ ΑΥΤΟΚΙΝΗΤΟΥ

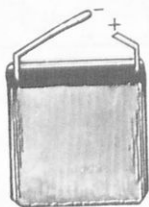
### 7<sup>ο</sup> ΜΑΘΗΜΑ

#### ΑΝΑΛΥΣΗ ΚΑΙ ΣΥΝΘΕΣΗ ΤΟΥ ΝΕΡΟΥ ΣΥΝΘΕΤΑ ΚΑΙ ΑΠΛΑ ΣΩΜΑΤΑ

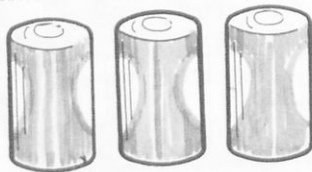
#### A) ΑΝΑΛΥΣΗ ΤΟΥ ΝΕΡΟΥ

Είδαμε στο προηγούμενο μάθημα ότι το άποσταγμένο νερό είναι ένα καθαρό σώμα. Στο μάθημα αυτό θα δούμε ακόμη ότι το νερό δέν αποτελείται από ένα μόνο συστατικό, αλλά από δύο: από υδρογόνο και οξυγόνο. Η διαπίστωση αυτή βασίζεται στη χημική ανάλυση του νερού που γίνεται με **ηλεκρόλυση**.

Ως πηγές ηλεκτρικού ρεύματος για την εργασία αυτή χρησιμοποιούμε τις ηλεκτρικές στήλες ή τις μπαταρίες τών αυτοκινήτων, στις όποιες υπάρχουν δύο πόλοι: ο θετικός (+) και ο αρνητικός (-) πόλος (σχ. 1). Η ηλεκτρόλυση του νερού γίνεται μέσα σε ειδική συσκευή που λέγεται **βολτάμετρο**. Το βολτάμετρο συνδέεται κατάλληλα με την ηλεκτρική πηγή, ώστε να 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 που 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<sup>ο</sup> 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 και κλείνουμε πάλι τό διακόπτη. Βλέπουμε ότι ούτε τώρα περνάει ρεύμα.

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

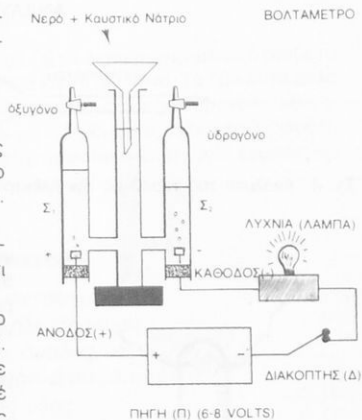
**2<sup>ο</sup> Πείραμα:** Στο άδειο βολτάμετρο βάζουμε ένα διάλυμα πού τό φτιάχνουμε ως εξής: Μέσα σε άποσταγμένο νερό διαλύουμε μερικούς κόκκους από ένα λευκό στερεό σώμα πού λέγεται **ύδροξειδιο του νατρίου** (ή καυστικό νάτριο). Κλείνουμε τό διακόπτη και βλέπουμε τότε ότι ανάβει ό λαμπτήρας, δηλαδή περνάει ρεύμα. Επομένως τό διάλυμα του ύδροξειδίου του νατρίου είναι καλός άγωγός του ηλεκτρικού ρεύματος. Ταυτόχρονα μέ τή φωτοβολία του λαμπτήρα, βλέπουμε άκόμη και τό εξής φαινόμενο: Στην επιφάνεια των δύο ηλεκτροδίων σχηματίζονται φυσαλίδες άερίων πού άμέσως άρχίζουν ν' ανεβαίνουν προς τό πάνω μέρος των σωλήνων Σ1 και 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 και πλησιάσουμε ένα άναμμένο σπέρτο, θά γίνει άναφλεξη μέ μικρό κρότο. Τό άέριο του σωλήνα Σ2 είναι τό **ύδρογόνο** πού έλευθερώθηκε στην κάθοδο του βολταμέτρου. Τό άέριο του σωλήνα Σ1 δέν καίγεται άλλα συντελεί στην καύση άλλων σωμάτων. Τό άέριο αυτό είναι τό **όξυγόνο** πού έλευθερώθηκε στην άνοδο του βολταμέτρου.

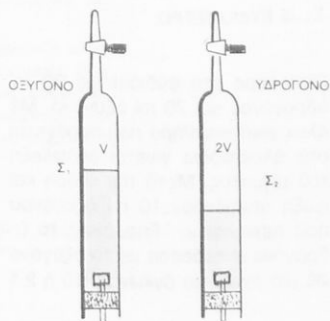
**Συμπέρασμα:** Τό νερό κατά τήν ηλεκτρόλυση του διασπάται σε ύδρογόνο και όξυγόνο. Αυτό λέγεται άνάλυση του νερού στα συστατικά του (σχ. 4).

## Β) ΣΥΝΘΕΣΗ ΤΟΥ ΝΕΡΟΥ

Η παρασκευή νερού από τά συστατικά του ύδρογόνο και όξυγόνο ονομάζεται **σύνθεση του νερού**. Αυτή μπορεί νά γίνει μέσα σε γυάλινους βαθμολο-

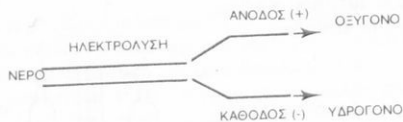


ΣΧ. 2 Ηλεκτρόλυση του νερού.



ΣΧ. 3 Τό ύδρογόνο πού συγκεντρώθηκε στον σωλήνα Σ<sub>2</sub> έχει διπλάσιο όγκο (2V) από τόν όγκο του όξυγόνου (V) στο σωλήνα Σ<sub>1</sub>.

## ΑΝΑΛΥΣΗ ΤΟΥ ΝΕΡΟΥ



Σχ. 4 Ανάλυση του νερού με την ηλεκτρόλυση.

γημένους σωλήνες που λέγονται **ευδιόμετρα** (σχ. 5). Με τον τρόπο αυτό διαπιστώνουμε πάλι ότι τα άε-  
ρια υδρογόνο και οξυγόνο σχηματίζουν νερό με ά-  
ναλογία όγκων 2:1 αντίστοιχα.

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



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 περιεσπιν. Έπομένως το υ-  
δρογόνο άντεδρασε με το οξυγόνο σε μία αναλογία όγκων 20:10 ή 2:1

## Γ) ΣΥΝΘΕΤΑ ΚΑΙ ΑΠΛΑ ΣΩΜΑΤΑ

Τά καθαρά σώματα, όπως τό νερό, που άποτε-  
λούνται από δύο (ή περισσότερα) συστατικά λέγον-  
ται **σύνθετα σώματα** ή **χημικές ενώσεις**. Οι χημι-  
κές ενώσεις έχουν ορισμένη και σταθερή κατά βά-  
ρος σύσταση, ενώ τά μείγματα έχουν μεταβλητή σύ-  
σταση. Έτσι, π.χ., όπωσδήποτε κι άν παρασκευά-  
σουμε νερό, ή αναλογία όγκων υδρογόνου/οξυγό-  
νου 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 εύγενή άέρια, κτλ.,  
είναι κι αυτά στοιχεία. Τά σώματα αυτά δέν ύποδιαι-  
ρούνται σε άλλα άπλούστερα σώματα. Όπως οι  
χημικές ενώσεις, έτσι και τά στοιχεία έχουν ορισμέ-  
νες φυσικές σταθερές. Κάθε όμως χημική ένωση  
δέν έχει τίς ίδιες φυσικές σταθερές με τά στοιχεία  
άπό 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 άποτελούν τίς μορφές τής ύλης (σχ. 6).



Σχ. 6 Ταξινόμηση των υλικών σωμάτων (μορφές τής 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 υδρογόνο/οξυγόνο = 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.

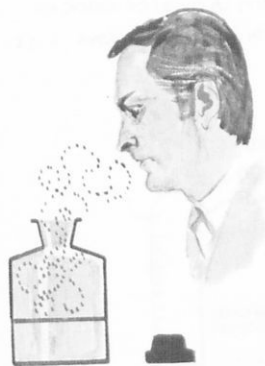
## ΟΡΟΛΟΓΙΑ ΜΑΘΗΜΑΤΟΣ

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

## ΕΡΓΑΣΙΕΣ - ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ

1. Μετά την ηλεκτρόλυση του νερού, ανοίγουμε τη στρόφιγγα του σωλήνα Σ2 και πλησιάζουμε στο επάνω άκρο του ένα άναμμένο σπирτο. Παρατηρούμε ότι παράγεται μικρός κρότος. Γιατί;
2. Για να φτιάξουμε 9 g νερού χρειάζονται 8 g οξυγόνου και 1 g υδρογόνου. Ποια 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: αέρας, υδρογόνο, αποσταγμένο (καθαρό) νερό, φυσικό νερό, οξυγόνο, χλωριούχο νάτριο, χλώριο, νάτριο, άλατο-νερο, σίδηρος, θείο.

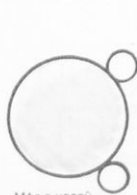




Σχ. 1 Τα μόρια είναι άορατα.

Μόριο ήλιου  
(μονατομικό)μόριο οξυγόνου  
(διατομικό)μόριο υδρογόνου  
(διατομικό)μόριο  
φωσφόρου  
(τετρατομικό)

Σχ. 2 Τα μόρια μερικών στοιχείων.



Μόριο νερού



άτομο υδρογόνου

άτομο οξυγόνου

Σχ. 3 Τό μόριο του νερού.

## A) 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 διασκορπίζεται μέσα στο νερό με τη μορφή πολύ μικρών σωματιδίων. Τα σωματίδια αυτά είναι τά **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 άορατα σωματίδια που λέγονται μόρια.

**Μόριο** λέμε τό **ελάχιστο σωματίδιο ενός στοιχείου ή μίας 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 Avogadro (Αβογκάντρο) στις αρχές του περασμένου αιώνα.

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

● Στις συνηθισμένες συνθήκες του περιβάλλοντος (20-25<sup>ο</sup> C) τά διάφορα υλικά σώματα μπορούν να είναι στερεά, υγρά ή αέρια, ανάλογα με τήν ένταση των **έλκτικων 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 κάποιου 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 **άτομικότητα** του στοιχείου. Τα μόρια των εύγενων αερίων, (ήλιο, νέο, άργό κτλ.) είναι μονατομικά. Τό 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

Τά γνωστά μέχρι σήμερα χημικά στοιχεία είναι 105. Από αυτά τά 88 βρέθηκαν στη φύση, ενώ τά λοιπά 17 είναι τεχνητά. Κάθε στοιχείο έχει τό δικό του σύμβολο, ώστε νά τό διακρίνουμε από τά άλλα στοιχεία. Ο διεθνής συμβολισμός των στοιχείων γίνεται με ένα ή δύο γράμματα του λατινικού αλφάβητου. Έτσι π.χ. τό σύμβολο του οξυγόνου είναι O, του άζώτου N, του νατρίου Na, του νικελίου Ni κτλ. Στόν πίνακα (I) αναγράφονται τά σύμβολα των κυριότερων στοιχείων.

Όταν θέλουμε νά συμβολίσουμε τά μόρια των στοιχείων θά πρέπει νά σημειώνουμε και τήν ατομικότητά τους. Αυτό γίνεται ως εξής: Π.χ. He, Fe, Ni (μονατομικά στοιχεία), H<sub>2</sub>, O<sub>2</sub>, N<sub>2</sub> (διατομικά στοιχεία) κτλ.

## Γ) Δομή των ατόμων

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

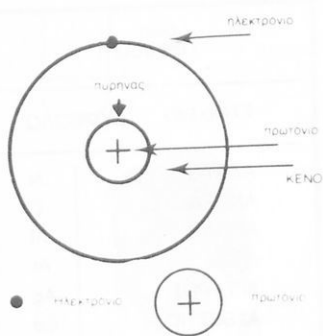
Τά πρωτόνια και τά νετρόνια αποτελούν τόν **πυρήνα** του ατόμου, ενώ τά ηλεκτρόνια περιφέρονται συνέχεια γύρω άπ' αυτόν (σχ. 4).

ΠΙΝΑΚΑΣ I

ΣΤΟΙΧΕΙΟ	ΣΥΜΒΟΛΟ
ΑΖΩΤΟ	N
ΑΝΘΡΑΚΑΣ	C
ΑΡΓΙΛΙΟ	Al
ΑΡΓΟ	Ar
ΑΡΓΥΡΟΣ	Ag
ΑΣΒΕΣΤΙΟ	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

Τά σύμβολα των κυριότερων στοιχείων.

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



Σχ 4 Το άτομο του υδρογόνου

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

Σχ 5 Τα 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<sup>-</sup>) φέρουν τό στοιχειώδες άρνητικό φορτίο (-1) καί ή μάζα τους είναι 1836 φορές μικρότερη από τή μάζα του πρωτονίου (σχ. 5). Βλέπουμε λοιπόν ότι στον πυρήνα του ατόμου είναι συγκεντρωμένη όλη σχεδόν ή μάζα του. Η διάμετρος του πυρήνα είναι 10.000 έως 100.000 φορές μικρότερη από τή διάμετρο του ατόμου. Αυτό σημαίνει ότι ανάμεσα στον πυρήνα καί τά ηλεκτρόνια υπάρχει κενό (σχ. 4).

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

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

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

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

$$A = Z + N$$

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

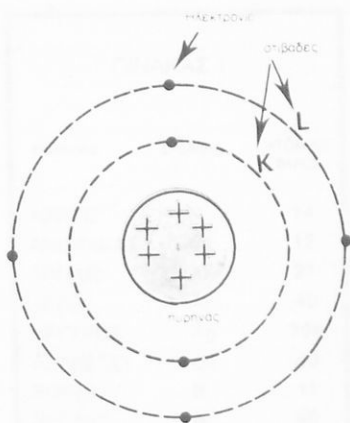
Τά άτομα των στοιχείων είναι **ηλεκτρικά ουδέτερα**, γιατί ό αριθμός των πρωτονίων (Z) είναι ίσος μέ τόν αριθμό των ηλεκτρονίων.

**Ηλεκτρονικές στιβάδες.** Τά ηλεκτρόνια περιφέρονται συνέχεια γύρω από τόν πυρήνα καί διαγράφουν διάφορες τροχιές. Τά ηλεκτρόνια εκείνα που έχουν τήν ίδια (ή περίπου τήν ίδια) άκτινα τροχιάς, λέμε ότι ανήκουν στήν ίδια **ηλεκτρονική στιβάδα**. Οι στιβάδες χαρακτηρίζονται, από τόν πυρήνα προς 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 **εξωτερική** στιβάδα (L, M, N κτλ.) είναι τό πολύ 8e. Στο σχ. 7 φαίνεται ή ηλεκτρονική δομή του ατόμου του άνθρακα ( $^{12}_6\text{C}$ ).

**Ορισμός στοιχείου.** Στοιχείο ονομάζεται το άπλο εκείνο σώμα που όλα τα άτομα του έχουν τον ίδιο ατομικό αριθμό (Z).

**Ο μικρόκοσμος.** Στο μάθημα αυτό φύγαμε από το φυσικό κόσμο και ασχοληθήκαμε με τα άορα σωματίδια που λέγονται μόρια, άτομα, πρωτόνια, νετρόνια, και ηλεκτρόνια. Τα σωματίδια αυτά, καθώς και άλλα που δεν γνωρίσαμε ακόμη, αποτελούν το μικρόκοσμο.



Σχ. 7 Το άτομο του άνθρακα  $^{12}\text{C}$  έχει στον πυρήνα του 6p και 6n. Τα δε κατανέμονται 2 στη στιβάδα K και 4 στη στιβάδα L.

## ΠΕΡΙΛΗΨΗ

Τα στοιχεία και οι χημικές ενώσεις αποτελούνται από μόρια. Τα μόρια των στοιχείων αποτελούνται από άτομα του ίδιου στοιχείου, ενώ τα μόρια των χημικών ενώσεων αποτελούνται από άτομα διαφορετικών στοιχείων. Κάθε άτομο έχει δύο χαρακτηριστικούς αριθμούς, τον ατομικό και το μαζικό αριθμό. Τα θεμελιώδη συστατικά των ατόμων είναι τα πρωτόνια, τα νετρόνια και τα ηλεκτρόνια. Τα ηλεκτρόνια κινούνται συνέχεια γύρω από τον πυρήνα και κατανέμονται σε διάφορες ηλεκτρονικές στιβάδες.

## ΟΡΟΛΟΓΙΑ ΜΑΘΗΜΑΤΟΣ

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

## ΕΡΓΑΣΙΕΣ - ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ

1. Να βρείτε πόσα πρωτόνια, νετρόνια και ηλεκτρόνια υπάρχουν στα άτομα των εξής στοιχείων:  $^1\text{H}$ ,  $^4\text{He}$ ,  $^{40}\text{Ca}$ ,  $^{16}\text{O}$ , και  $^{238}\text{U}$
2. Πώς ορίζεται ο ατομικός και μαζικός αριθμός ενός στοιχείου;
3. Γιατί το άτομο είναι ηλεκτρικά ουδέτερο;
4. Πόσα άτομα υπάρχουν στο μόριο του ήλιου, του υδρογόνου, του οξυγόνου, του φωσφόρου και του νερού;

## 9<sup>ο</sup> ΜΑΘΗΜΑ

ΑΤΟΜΙΚΟ ΚΑΙ ΜΟΡΙΑΚΟ ΒΑΡΟΣ - ΑΡΙΘΜΟΣ  
ΑΥΟΓΑΔΡΟ

ΓΡΑΜΜΟΑΤΟΜΟ - ΓΡΑΜΜΟΜΟΡΙΟ -  
ΓΡΑΜΜΟΜΟΡΙΑΚΟΣ ΟΓΚΟΣ

### Α) Ατομικό και μοριακό βάρος

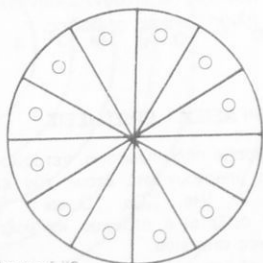
Ένας συνθιτισμένος χημικός ζυγός μπορεί να προσδιορίσει ποσότητα μάζας με ακρίβεια 0,0001 g. Τά άτομα και τά μόρια όμως είναι τόσο πολύ μικρά σωματίδια, ώστε ή μάζα τους να είναι άπειροελαχιστη\*. Επομένως δέν μπορούμε να προσδιορίσουμε τήν **άπόλυτη** (ή πραγματική) μάζα τών σωματιδίων αυτών με τή βοήθεια του ζυγού.

Γι' αυτό τό λόγο καθιερώθηκε από τόν περασμένο αιώνα μία κλίμακα **σχετικών** ατομικών και μοριακών μαζών, με βάση κάποια μονάδα συγκρίσεως.

Μετά τό 1961, ως μονάδα συγκρίσεως όρίστηκε τό 1/12 τής μάζας (ή του βάρους) του ατόμου του άνθρακα 12, δηλαδή του  $^{12}\text{C}$  που έχει στόν πυρήνα του 6p και 6n ( $^{12}\text{C}$ ) (σχ. 1). Έτσι δημιουργήθηκε μία καινουργία κλίμακα σχετικών ατομικών και μοριακών μαζών (ή βαρών) που ισχύει και σήμερα. Οι όρισμοί του ατομικού και του μοριακού βάρους είναι οι ακόλουθοι:

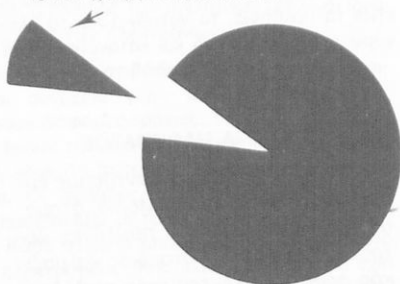
**Ατομικό βάρος (Α.Β.)** στοιχείου ονομάζεται ό αριθμός που δείχνει πόσες φορές βαρύτερο είναι τό άτομο του στοιχείου από τό 1/12 του βάρους του ατόμου του άνθρακα 12 ( $^{12}\text{C}$ ).

**Μοριακό βάρος (Μ.Β.)** στοιχείου ή χημικής ένωσης ονομάζεται ό αριθμός που δείχνει πόσες



Τό άτομο του  $^{12}\text{C}$

Τό 1/12 τής μάζας ή του βάρους του  $^{12}\text{C}$



Σχ. 1 Η μονάδα για τή μέτρηση τών σχετικών ατομικών και μοριακών μαζών.

\* Η μάζα τών ατόμων είναι τής τάξεως του  $10^{-24}$  -  $10^{-22}$  g



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

Το ατομικό και το μοριακό βάρος είναι καθαροί αριθμοί (χωρίς μονάδες).

Τά ατομικά βάρη των στοιχείων προσδιορίστηκαν με μεγάλη ακρίβεια κυρίως με τη βοήθεια ενός πολυπλοκου οργάνου της Φυσικής που λέγεται **φασματογράφος μαζών\*\***.

Στους χημικούς υπολογισμούς όμως χρησιμοποιούνται συνήθως τά κατά προσέγγιση ατομικά βάρη που αναγράφονται στον πίνακα (I). Π.χ.  $AB_n = 1 AB_n = 14$  κτλ. Το Μ.Β ενός στοιχείου το βρίσκουμε πολλαπλασιάζοντας την ατομικότητα του στοιχείου επί το αντίστοιχο Α.Β. Π.χ.  $MB_n = 2.1 = 2$ ,  $MB_{O_2} = 2.16 = 32$ ,  $MB_{He} = 1.4 = 4$  κτλ. Για το Μ.Β. των χημικών ενώσεων θα μιλήσουμε σε άλλο μάθημα.

### Β) Αριθμός του Avogadro (N)

● **Αριθμός του Avogadro (N)** ονομάζεται ο αριθμός των ατόμων που περιέχονται σε 12 g του άνθρακα 12. Ο αριθμός αυτός προσδιορίστηκε πειραματικά κατά πολλούς τρόπους και βρέθηκε ότι έχει τιμή:

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

Η μάζα (ή το βάρος) ενός ατόμου του  $^{12}\text{C}$  υπολογίζεται ως εξής:

Τά 6,023 · 10<sup>23</sup> άτομα του  $^{12}\text{C}$  ζυγίζουν 12 g

Το 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 τη μάζα ενός ατόμου κάποιου στοιχείου επί τον αριθμό Avogadro (6,023 · 10<sup>23</sup>), θα βρούμε μία ποσότητα μάζας τόσων γραμμαρίων, όσο είναι τό ΑΒ του στοιχείου. Τήν ποσότητα αυτή τη λέμε «γραμμοάτομο» του στοιχείου.

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

Π.χ. 1 gr.at H<sub>2</sub> είναι 1 g H<sub>2</sub>, 1 gr.at O<sub>2</sub> είναι 16 g O<sub>2</sub>, 1 gr.at Fe είναι 56 g Fe κτλ.

Ανάλογα ορίζεται 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	24
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	52
ΨΕΥΔΑΡΓΥΡΟΣ	Zn	65

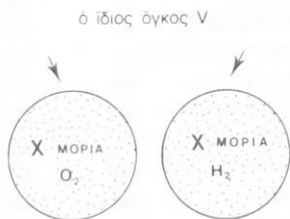
\*\* Τό ακριβές ΑΒ του Η είναι 1,008, του Ν 14,01, του Cl 35,45 κτλ.

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

Σχ. 2 Τό γραμμοάτομο (grat)

Γραμμομόριο		
Συμβολίζεται	Είναι	Περιέχει
mol	Τό ΜΒ 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 ένωσης ονομάζεται μία ποσότητα μάζας τόσων γραμμαρίων όσο είναι τό μοριακό τους βάρος.

Π.χ. 1 mol H<sub>2</sub> είναι 2 g H<sub>2</sub>, 1 mol O<sub>2</sub> είναι 32 g O<sub>2</sub> κτλ. Βρέθηκε πειραματικά ότι στο γραμμοάτομο κάθε στοιχείου περιέχονται N άτομα του στοιχείου, όπου N = 6,023 · 10<sup>23</sup> (σχ. 2). Επίσης τό γραμμομόριο κάθε στοιχείου ή χημικής ένωσης 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 τόν ίδιο αριθμό μορίων». (σχ. 4). Αργότερα ή «υπόθεση» αυτή επιβεβαιώθηκε πειραματικά και αποτελεί πιά νόμο της Χημείας (**νόμος του Avogadro**). Φυσικά ισχύει και τό αντίστροφο στά αέρια: "Ισοί αριθμοί μορίων θά κατέχουν τόν 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<sub>mol</sub>)**. Στις κανονικές συνθήκες (Κ.Σ.) πίεσης και θερμοκρασίας (0° 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<sub>2</sub> (ή 2g H<sub>2</sub>) κατέχει όγκο 22,4 lt στις κανονικές συνθήκες (Κ.Σ.).

**Παράδειγμα.** Δίνονται 64 g O<sub>2</sub>. α) Πόσα mol είναι; β) Πόσον όγκο κατέχουν στις Κ.Σ.; (Α.Β. O = 16)

**Λύση.** Τό μοριακό βάρος του O<sub>2</sub> είναι: MB<sub>O<sub>2</sub></sub> = 32  
Τά 32 g O<sub>2</sub> είναι 1 mol και κατέχουν όγκο 22,4ℓ (στις Κ.Σ.)

$$\begin{aligned} & \text{» } 64 \text{ g O}_2 \text{ » } X_1; \text{ » } \text{ » } \text{ » } X_2; \\ X_1 &= \frac{1.64}{32} \text{ mol} = 2 \text{ mol,} \\ X_2 &= \frac{22,4 \cdot 64}{32} \ell = 44,8 \ell \end{aligned}$$

## 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 Αβογαδρό). Το 1 mol κάθε αερίου (στοιχείου ή χημικής ενώσεως) κατέχει όγκο 22,4 ℓ στις Κ.Σ. (γραμμομοριακός όγκος).

### ΟΡΟΛΟΓΙΑ ΜΑΘΗΜΑΤΟΣ

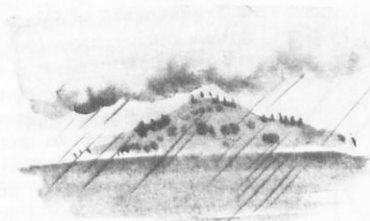
Στό μάθημα αυτό συναντήσαμε κυρίως τους εξής όρους: Ατομικό και μοριακό βάρος, αριθμός του Αβογαδρό, γραμμοάτομο, γραμμομόριο, υπόθεση του Αβογαδρό, γραμμομοριακός όγκος.

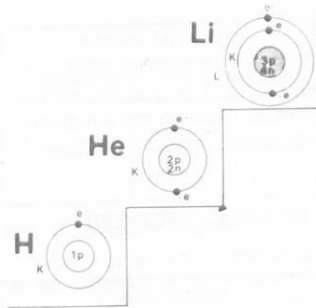
### ΕΡΓΑΣΙΕΣ - ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ

1. Πώς ορίζεται το ΑΒ και το ΜΒ;
2. Πώς ορίζεται το γραμμοάτομο και το γραμμομόριο;
3. Τι λέει η «υπόθεση Αβογαδρό» και τι εκφράζει ο αριθμός Ν;
4. Πόσος είναι ο Ν mol των αερίων στις κανονικές συνθήκες;

### ΑΣΚΗΣΕΙΣ

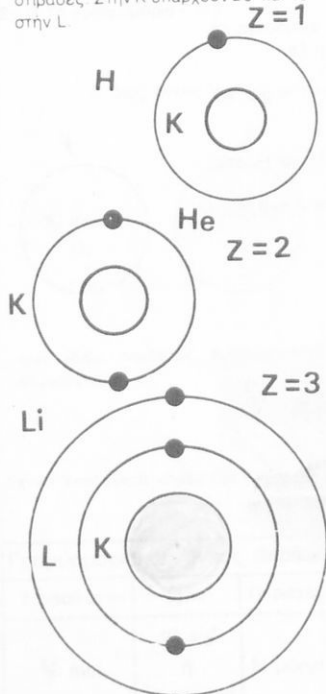
1. Πόσα γραμμοάτομα είναι αντίστοιχα τα 10 g H<sub>2</sub>, τα 64 g O<sub>2</sub>, τα 0,56 g Fe.  
(ΑΒ: H = 1, O = 16, Fe = 56)
2. Πόσα γραμμομόρια είναι α) τα 16 g O<sub>2</sub> και β) τα 20 g H<sub>2</sub>.  
(ΑΒ: O=16, H=1)
3. Πόσον όγκο κατέχουν τα 5 mol H<sub>2</sub> στις Κ.Σ.
4. Πόσα μόρια περιέχονται σε 2 mol H<sub>2</sub>.





Σχ. 1 Ανοικοδόμηση 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 δυο στιβάδες. Στήν K υπάρχουν 2e- και 1e- στην L.

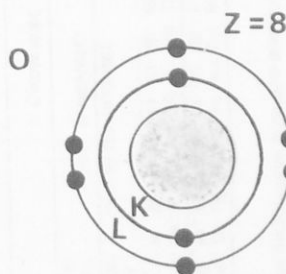
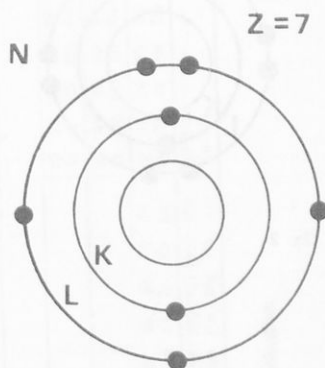
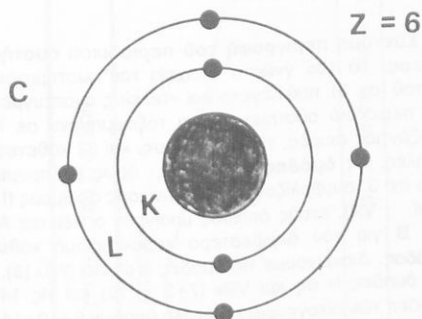
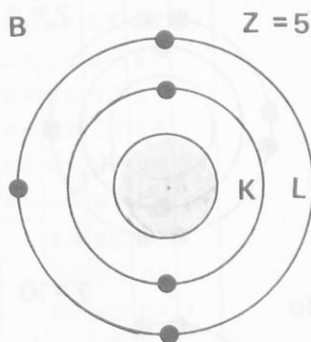
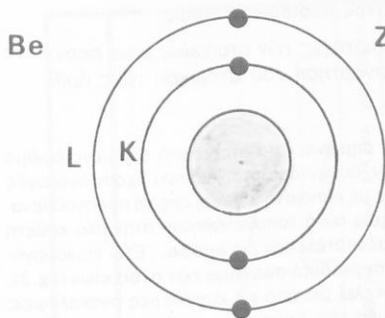


### Α) ΑΝΟΙΚΟΔΟΜΗΣΗ ΑΤΟΜΩΝ

Είδαμε στο 8<sup>ο</sup> 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 ( ${}^1\text{H}$ ) έχει στόν πυρήνα του ένα πρωτόνιο. Γύρω από τόν πυρήνα του περιφέρεται ένα ηλεκτρόνιο στή στιβάδα K. Ο πυρήνας πού έχει 2 πρωτόνια δέν είναι πιά πυρήνας υδρογόνου, αλλά ανήκει σ' ένα άλλο στοιχείο πού λέγεται ήλιο (He). Ομοίως, ο πυρήνας πού έχει 3 πρωτόνια ανήκει στό 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 όρισμένο αριθμό νετρονίων (N) πού είναι ίσος ή συνήθως μεγαλύτερος από τόν ατομικό αριθμό (Z). Τό  ${}^4\text{He}$  έχει δυο νετρόνια, τό  ${}^7\text{Li}$  έχει 4 νετρόνια κτλ. Μέ τόν τρόπο αυτό γίνεται ή ανοικοδόμηση (ή δόμηση) των ατόμων (σχ. 1).

● **Σταθερότητα πυρήνων.** Οι πυρήνες των πιά πολλών ατόμων εμφανίζουν μεγάλη σταθερότητα, τήν όποια μάλιστα εύνοει ή ισοότητα των αριθμών Z και N. Ανάμεσα στα νετρόνια και πρωτόνια πού μέ κοινή όνομασία λέγονται και **νουκλεόνια**, αναπτύσσονται πολύ ισχυρές και ιδιόμορφες πυρηνικές δυνάμεις. Εκτός από τούς σταθερούς πυρήνες, υπάρχουν και **άσταθεις ή ραδιενεργοί 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 **ούράνιο** (Z = 92) και γι' αυτό λέγονται **υπερουράνια** (ή τρανσουράνια) στοιχεία.

● **Η έξωτερική στιβάδα ηλεκτρονίων.** Η πιά απομακρυσμένη από τόν πυρήνα ηλεκτρονική στιβάδα λέγεται **έξωτερική στιβάδα**. Αυτή μπορεί νά έχει από 1 μέχρι 8 ηλεκτρόνια (σχ. 2)

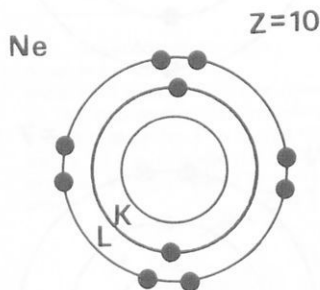
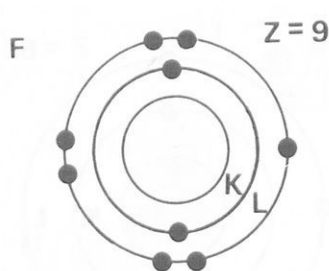


Ο αριθμός των ηλεκτρονίων της εξωτερικής στιβάδας έχει καθοριστική σημασία για τη χημική συμπεριφορά ενός στοιχείου. Έτσι, π.χ. η στιβάδα αυτή καθορίζει το **σθένος** των στοιχείων - που θα γνωρίσουμε σε επόμενα μαθήματα - και γι' αυτό λέγεται και «**στιβάδα σθένους**». Η στιβάδα σθένους θεωρείται συμπληρωμένη,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

## Β) ΠΕΡΙΟΔΙΚΟ ΣΥΣΤΗΜΑ ΤΩΝ ΣΤΟΙΧΕΙΩΝ

Μέχρι τα τέλη του 19ου αιώνα είχαν γίνει αρκετές προσπάθειες για την κατάταξη των στοιχείων σε ομάδες, με βάση κάποια κοινά χαρακτηριστικά τους γνωρίσματα. Η ουστότερη αντιμετώπιση του θέματος αυτού έγινε από τον Ρώσο χημικό MENDELÉYEV (Μεντελέγιεφ) που κατέταξε τα τότε 63 γνωστά στοιχεία με βάση το ατομικό τους βάρος. Αργότερα έγινε μία άλλη, ακριβέστερη ταξινόμηση των στοιχείων, με βάση τον ατομικό τους αριθμό ( $Z$ ). Τοποθέτησαν δηλαδή τα στοιχεία στη σειρά, όπως αύξάνεται 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 «τελειώς 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 I<sub>A</sub> ως και VIII<sub>A</sub> (8), τις ομάδες I<sub>B</sub> ως και VIII<sub>B</sub> ( $7+3 = 10$ ) και τις 14 ομάδες των οικογενειών. Σύνολο ομάδων  $8+10+14 = 32$ . Η ομάδα VIII<sub>A</sub> λέγεται και «μηδενική ομάδα» (ή ομάδα O). Τα στοιχεία των ομάδων I<sub>A</sub>, II<sub>A</sub>, III<sub>A</sub> κτλ, έχουν τόσα ηλεκτρόνια στην εξωτερική τους στιβάδα, όση είναι και η τάξη της ομάδας τους. Έτσι π.χ. τα στοιχεία της I<sub>A</sub> ομάδας έχουν 1e, της II<sub>A</sub> έχουν 2e κτλ. Τα στοιχεία της ομάδας I<sub>A</sub> εκτός από το H (δηλαδή το Li, το Na, το K κτλ.) λέγονται **αλκάλια**, της II<sub>A</sub> ομάδας (Be, Mg, Ca κτλ.) λέγονται **αλκαλικές γαίες**. Τα στοιχεία της ομάδας VII<sub>A</sub> (F, Cl, Br, I) λέγονται **αλογόνα** και της VIII<sub>A</sub> (ή ομάδα O) **εύγενή αέρια** (He, Ne, Ar κτλ.). Τα εύγενή αέρια είναι άδρανή στοιχεία, δηλαδή δεν αντιδρούν με άλλα στοιχεία και χημικές ενώσεις. Αντίθετα τα αλκάλια, και τα αλογόνα είναι πολύ δραστικά στοιχεία. Εύκολα αντιδρούν και μεταξύ τους και με άλλες ουσίες. Η τεθλασμένη γραμμή (σχ. 3), που αρχίζει από το βόριο (B) και καταλήγει στο αστάτιο (At), χωρίζει το περιοδικό σύστημα σε δύο μέρη: Στο άριστερό 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...

ΠΕΡΙΟΔΙΚΟΣ ΠΙΝΑΚΑΣ (ΣΥΣΤΗΜΑ) ΤΩΝ ΣΤΟΙΧΕΙΩΝ

ΟΜΑΔΕΣ ΣΤΟΙΧΕΙΩΝ

Πίνακας

Ομάδες

Ομάδες

	IA	IIA	IIIB		IVB	VB	VIB	VIIIB	VIIIB	IB	IIIB	IVA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA									
1	1	H										5	6	7	8	9	10									
2	3	4	Li	Be								B	C	N	O	F	Ne									
3	11	12	Na	Mg								Al	Si	P	S	Cl	Ar									
4	19	20	21									22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36
												Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
												40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54
												Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	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	Pb	Bi	Po	At	Rn
												104	105	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-
												Ku	Xa	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-

Οικογένειες

\* = 58-71 ΛΑΝΘΑΝΙΔΕΣ

\*\* = 90-103 ΑΚΤΙΝΙΔΕΣ

Σχ. 3 Τό τελείως αναπτυγμένο περιοδικό σύστημα των στοιχείων.

ΠΕΡΙΟΔΙΚΟΣ ΠΙΝΑΚΑΣ (ΣΥΣΤΗΜΑ) ΤΩΝ ΣΤΟΙΧΕΙΩΝ

ΟΜΑΔΕΣ ΣΤΟΙΧΕΙΩΝ

Περίοδος																		
Ομάδες																		
1	1																	2
1	H																	He
2	3 4																	5 6 7 8 9 10
	Li Be																	B C N O F Ne
3	11 12	Οικονόμειες																13 14 15 16 17 18
	Na Mg																	Al Si P S Cl Ar
4	19 20 21	* = 58-71 ΔΑΝΘΑΝΙΔΕΣ																22 23 24 25 26 27 28 29 30 31 32 33 34 35 36
	K Ca Sc																	Ti V Cr Mn Fe Co Ni Cu Zn Ga Ge As Se Br Kr
5	37 38 39	** = 90-103 ΑΚΤΙΝΙΔΕΣ																40 41 42 43 44 45 46 47 48 49 50 51 52 53 54
	Rb Sr Y																	Zr Nb Mo Tc Ru Rh Pd Ag Cd In Sn Sb Te I Xe
6	55 56 57 58 59 60 61 62 63 64 65 66 67 68 69 70 71	* = 58-71 ΔΑΝΘΑΝΙΔΕΣ																72 73 74 75 76 77 78 79 80 81 82 83 84
	Cs Ba La Ce Pr Nd Pm Sm Eu Gd Tb Dy Ho Er Tm Yb Lu																	Hf Ta W Re Os Ir Pt Au Hg Tl Pb Bi Po At Rn
7	87 88 89 90 91 92 93 94 95 96 97 98 99 100 101 102 103	* = 58-71 ΔΑΝΘΑΝΙΔΕΣ																104 105
	Fr Ra Ac Th Pa U Np Pu Am Cm Bk Cf Es Fm Md No Lw																	Ku Xa - - - - -

Σχ. 3 Το τελείως αναπτυγμένο περιοδικό σύστημα των στοιχείων.



Lu) λέγονται **λανθανίδες** και τὰ στοιχεία μέ άτομικούς αριθμούς 89 ώς 103 (Ac... Lw) λέγονται **ακτινίδες**. Πολλές ομάδες στοιχείων παίρνουν τήν ονομασία τους από τό πρώτο στοιχείο. Έτσι, π.χ. ή ομάδα IV A λέγεται ομάδα του άνθρακα (C), ή VI A λέγεται ομάδα του όξυγόνου (O) κτλ.

● **Σημασία του περιοδικού συστήματος.** Μέ τήν όμαδοποίηση τών στοιχείων που γίνεται στο περιοδικό σύστημα διευκολύνεται πάρα πολύ ή μελέτη τους. Τά στοιχεία τής ίδιας ομάδας έχουν ανάλογες ιδιότητες κι έτσι αν μελετήσουμε όρισμένα απ' αυτά μπορούμε νά συμπεράνουμε και γιά τή χημική συμπεριφορά τών ύπολοίπων. Τό περιοδικό σύστημα τών στοιχείων έχει και μίαν άλλη χρησιμότητα: Όδηγησε και οδηγεί τούς έπιστήμονες στην ανακάλυψη νέων στοιχείων.

## ΠΕΡΙΛΗΨΗ

Η άνοικοδόμηση (ή δόμηση) τών ατόμων τών στοιχείων γίνεται μέ προσθήκη ενός πρωτονίου στον πυρήνα και ενός ήλεκτρονίου σέ κάποια ήλεκτρονική στιβάδα. Παράλληλα αύξάνεται και ό αριθμός τών νετρονίων (N). Η έξωτερική στιβάδα ήλεκτρονίων (στιβάδα σθένους) καθορίζει τή χημική συμπεριφορά τών στοιχείων. Τά στοιχεία που έχουν τό ίδια ήλεκτρόνια σθένους, έχουν και ανάλογες χημικές ιδιότητες.

Στό περιοδικό σύστημα γίνεται ταξινόμηση τών στοιχείων μέ βάση τόν ατομικό τους αριθμό (Z). Τά 105 γνωστά στοιχεία κατανέμονται σέ 7 περιόδους και 32 ομάδες. Τά στοιχεία τής ίδιας ομάδας έχουν ανάλογες χημικές ιδιότητες.

Η όμαδοποίηση τών στοιχείων στο περιοδικό σύστημα διευκολύνει τή μελέτη τους.

## ΟΡΟΛΟΓΙΑ ΜΑΘΗΜΑΤΟΣ

Στό μάθημα αυτό συναντήσαμε κυρίως τούς εξής όρους: Άνοικοδόμηση ή δόμηση ατόμων, νουκλεόνια, ραδιενεργοί πυρήνες, στιβάδα σθένους, περιοδικό σύστημα στοιχείων, ομάδες, περίοδοι, αλκάλια, αλογόνα, εύγενή άέρια.

## ΕΡΓΑΣΙΕΣ - ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ

1. Μέ ποιά διαδικασία περνάμε από τό άτομο ενός στοιχείου στο άτομο του επόμενου στοιχείου;
2. Ποιά είναι ή σημασία τής έξωτερικής στιβάδας ήλεκτρονίων στα άτομα τών στοιχείων;
3. Ποιάς είναι ό «περιοδικός νόμος» τών στοιχείων;
4. Πόσες περιόδους και ομάδες έχει τό σύγχρονο περιοδικό σύστημα; Ποιά στοιχεία λέγονται αλκάλια, αλογόνα και εύγενή άέρια και πόσα ήλεκτρόνια έχουν στην έξωτερική τους στιβάδα;

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

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

Na <sup>+</sup> - 1 e - Na <sup>+</sup>	K	L	M
	2	8	-
Cl <sup>-</sup> + 1 e - Cl <sup>-</sup>	K	L	M
	2	8	8
	e	e	e

Σχ 2 Σχηματισμοί του NaCl. Τα ιόντα Na<sup>+</sup> και Cl<sup>-</sup> έχουν τώρα 8e στην έξωτερική τους στιβάδα.

### Α) Σχηματισμός χημικών ενώσεων

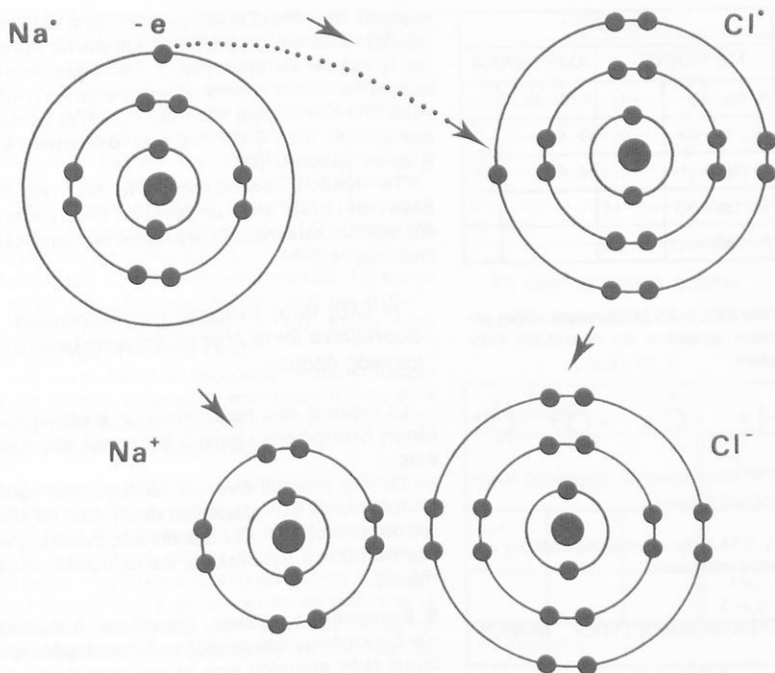
Υπάρχουν πολλά στοιχεία, που όταν έρχονται σε άμεση επαφή μεταξύ τους, αντιδρούν πολύ εύκολα και σχηματίζουν χημικές ενώσεις. Τα στοιχεία αυτά λέγονται **δραστικά**, γιατί παρουσιάζουν μεγάλη τάση να ενώνονται με άλλα στοιχεία. Έτσι, π.χ., πολύ εύκολα ενώνεται το υδρογόνο με το φθόριο, το νάτριο με το 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 έξωτερική τους στιβάδα. Το He έχει μια μόνο στιβάδα, την K, με 2e. Οι διαπιστώσεις αυτές σε συνδυασμό μας οδηγούν στο συμπέρασμα ότι η παρουσία 8e σε οποιαδήποτε έξωτερική 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 να αποκτήσουν δομή ευγενών αερίων, δηλαδή σταθερότερη ηλεκτρονική δομή απ' αυτή που έχουν τα άτομα τους. Αυτό γίνεται με διάφορους τρόπους και κυρίως με τον ετεροπολικό και ομοιοπολικό δεσμό που θα δούμε στη συνέχεια.

### Β) Ετεροπολικός (ή ιοντικός) δεσμός - Ετεροπολικό σθένος.

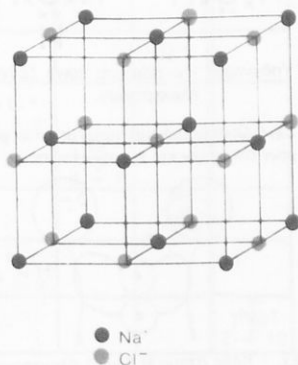
Όσα στοιχεία έχουν 1 έως 3e στην έξωτερική τους στιβάδα εμφανίζουν τάση να αποβάλλουν 1 έως 3 ηλεκτρόνια για να αποκτήσουν έτσι τη σταθερότερη ηλεκτρονική δομή κάποιου ευγενούς αερίου. Τέτοια στοιχεία είναι τα **δραστικά μέταλλα** (π.χ. K, Na, Ca κ.α.) που λέγονται **δότες** ηλεκτρονίων.

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



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

Αντιθέτα, οσα 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** ( $\text{NaCl}$ ). Η ηλεκτρονική δομή των ουδέτερων ατόμων νατρίου και χλωρίου ( $\text{Na}$ ,  $\text{Cl}$ ) φαίνεται στο σχ. 1. Κατά την αντίδραση του  $\text{Na}$  με το  $\text{Cl}$ , απομακρύνεται όριστικά 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 ευγενών αερίων, δηλαδή η εξωτερική τους στιβάδα έχει 8e<sup>-</sup>. Υστερα όμως από τις μεταβολές αυτές, τα άτομα αποκτούν κάποιο ηλεκτρικό φορτίο και γίνονται **ιόντα**. Το άτομο του  $\text{Na}$  αποβάλλοντας 1e<sup>-</sup> μένει με 10e<sup>-</sup>, ενώ ο



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

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

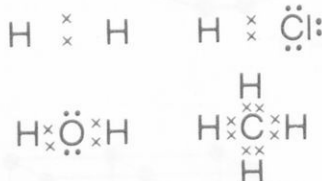
ΠΙΝΑΚΑΣ 1 Τά έτεροπολικά σθένη μερικών μετάλλων και άμετάλλων στοιχείων.



X = Ήλεκτρονίο γιά σχηματισμό όμοιοπολικού δεσμού

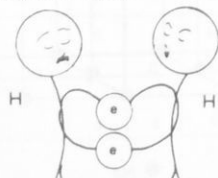
Σχ. 5 Τά ε της έξωτερικής στιβάδας μερικών στοιχείων.

ΗΛΕΚΤΡΟΝΙΚΟΙ ΤΥΠΟΙ ΜΟΡΙΩΝ



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

Σχ. 6 Οι ηλεκτρονικοί τύποι μερικών μορίων στοιχείων και χημικών ενώσεων



Σχ. 7 Κάθε άτομο H δίνει 1 ηλεκτρόνιο και σχηματίζεται κοινό ζεύγος με 2 ηλεκτρόνια (άπλός όμοιοπολικός δεσμός).

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

Τά αντίθετα φορτισμένα ιόντα  $Na^+$  και  $Cl^-$  **έλκονται** μεταξύ τους με δυνάμεις ήλεκτροστατικής φύσεως και σχηματίζουν έναν ιοντικό κρύσταλλο NaCl (σχ. 4).

*Ή έλεξη αυτή ανάμεσα στά έτερώναυμα φορτισμένα ιόντα λέγεται έτεροπολικός ή ιοντικός δεσμός.*

Οι ενώσεις πού προκύπτουν με άποβολή-πρόσληψη ήλεκτρονίων λέγονται **έτεροπολικές ενώσεις**.

Τέτοιες ενώσεις είναι π.χ. οι έξης: NaF (φθοριοϋχο νάτριο), KCl (χλωριοϋχο κάλιο), CaO (όξειδιο του άσβεστιου) κ.τ.λ. Οι έτεροπολικές ενώσεις είναι σώματα στερεά, κρυσταλλικά και με ύψηλό σημείο τήξεως.

● **Έτεροπολικό σθένος** ονομάζεται ό αριθμός τών ήλεκτρονίων πού αποβάλλει ή προσλαμβάνει τό άτομο ενός στοιχείου κατά τό σχηματισμό χημικών ενώσεων.

Τό έτεροπολικό σθένος τών στοιχείων συμπίπτει με τό ήλεκτρικό φορτίο τών ιόντων τους. Ήτσι τό νάτριο έχει έτεροπολικό σθένος +1 και τό χλώριο -1.

Στόν πίνακα (I) αναφέρονται τά έτεροπολικά σθένη τών κυριότερων μετάλλων και άμετάλλων. Τά στοιχεία πού έχουν σθένος +1 ή -1, λέγονται **μονοσθενή** στοιχεία. Αύτά πού έχουν σθένος +2 ή -2 λέγονται **δισθενή** στοιχεία κτλ. Ορισμένα μέταλλα, όπως ό χαλκός (Cu) και ό σίδηρος (Fe), έχουν δύο σθένη.

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

Έκτός από τίς έτεροπολικές ενώσεις, πού ό αριθμός τους είναι σχετικά μικρός, ύπάρχουν πάρα πολλές άλλες ενώσεις πού σχηματίζονται όχι με άποβολή - πρόσληψη, αλλά με **άμοιβαία συνεισφορά ήλεκτρονίων**. Τά συνδεδέμενα άτομα, δηλαδή, **συνεισφέρουν** 1 έως 4e και σχηματίζουν **κοινά**

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 <sup>•</sup> Z = 1			He <sup>••</sup> 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<sup>-</sup> της εξωτερικής στιβάδας στα άτομα των 10 πρώτων στοιχείων.

**Ζεύγη (ζ)** ηλεκτρονίων. Με τόν τρόπο αυτό δημιουργούνται τα μόρια των αμετάλλων στοιχείων (H<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub> κ.ά.) και τα μόρια πολλών χημικών ενώσεων (π.χ. HCl, H<sub>2</sub>O, CH<sub>4</sub> κτλ). Στο μόριο του υδρογόνου (H<sub>2</sub>) τό κάθε άτομο συνεισφέρει από ένα ηλεκτρόνιο κι έτσι δημιουργείται ένα κοινό ζεύγος ηλεκτρονίων που άνηκει και στά δύο συνδεδεμένα άτομα. Τό υδρογόνο έχει άποκτήσει τή δομή του ήλιου (He).

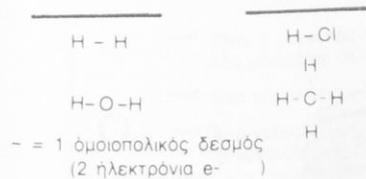
Στό υδροχλώριο (HCl) σχηματίζεται ένα κοινό ζεύγος ηλεκτρονίων, στό νερό (H<sub>2</sub>O) δύο κοινά ζεύγη e και στό μεθάνιο (CH<sub>4</sub>) τέσσερα κοινά ζεύγη ηλεκτρονίων. Τά άτομα τών στοιχείων Cl, O, C έχουν τώρα 8e στόν εξωτερική στιβάδα τους (σχ. 5, 6, 7). Οι τύποι που προκύπτουν με τόν τρόπο αυτό λέγονται **ηλεκτρονικοί τύποι**.

Με τόν όμοιοπολικό δεσμό δημιουργούνται μόρια και όχι ιοντικοί κρύσταλλοι που σχηματίζονται στόν έτεροπολικό δεσμό. Για τό λόγο αυτό τό όμοιοπολικός δεσμός λέγεται και **μοριακός δεσμός**.

● **Όμοιοπολικό σθένος** ονομάζεται τό αριθμός τών ηλεκτρονίων που συνεισφέρει τό άτομο ενός στοιχείου κατά τό σχηματισμό χημικών ενώσεων.

Τό όμοιοπολικό σθένος παίρνει τιμές 1 έως 4. Έτσι, π.χ., τό H έχει όμοιοπολικό σθένος 1, τό Cl 1, τό O 2 και τό C 4. Στόν πίνακα (II) αναφέρονται τά όμοιοπολικά σθένη τών κυριότερων αμετάλλων και στόν πίνακα III τά ηλεκτρόνια σθένους τών στοιχείων τής 1ης και τής 2ας περιόδου του περιοδικού συστήματος.

● Αν παρατήσουμε κάθε όμοιοπολικό δεσμό 2e<sup>-</sup> με μία παύλα (-), τότε οι ηλεκτρονικοί τύποι γράφονται με απλούστερο τρόπο όπως στό σχ. 8. Οι τύποι αυτοί είναι γνωστοί και ως **συντακτικοί τύποι**. Κάθε παύλα (-) αντιστοιχεί σ' ένα κοινό ζεύγος ηλεκτρονίων, δηλαδή παριστάνει μία μονάδα σθένους.



Σχ. 8 Απλούστερη γραφή τών ηλεκτρονικών τύπων. Τό H και τό Cl είναι στοιχεία μονοσθενή. Τό όξυγόνο είναι δισθενές, ό άνθρακας τετρασθενής.

## 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.

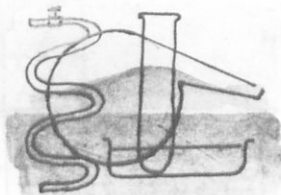
Τα μόρια των άμεταλλων στοιχείων και των ομοιοπολικών ενώσεων περιγράφονται με τους ηλεκτρονικούς και συντακτικούς τύπους.

## 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. Ποια ιόντα λέγονται κατιόντα και ποια ανιόντα.
3. Ποιές τιμές παίρνει το έτεροπολικό και το ομοιοπολικό σθένος των στοιχείων.
4. Να σχεδιάσετε τους ηλεκτρονικούς τύπους των ενώσεων HF & NH<sub>3</sub>.



## 12 ΜΑΘΗΜΑ

### ΧΗΜΙΚΟΙ ΤΥΠΟΙ - ΓΡΑΦΗ ΚΑΙ ΟΝΟΜΑΤΟΛΟΓΙΑ ΤΩΝ ΑΝΟΡΓΑΝΩΝ ΧΗΜΙΚΩΝ ΕΝΩΣΕΩΝ

#### A) Χημικοί τύποι

Είδαμε στο 8<sup>ο</sup> 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. O<sub>2</sub> (και όχι 23% κ.β. O). Δηλαδή αλλιώς συμβολίζουμε το ένωμένο και αλλιώς το ελεύθερο (αδέσμευτο) οξυγόνο.

Το σύμβολο O<sub>2</sub> λέγεται **μοριακός τύπος (Μ.Τ.)** του στοιχείου οξυγόνου. Το σύμβολο του οξυγόνου (O) και ο μοριακός του τύπος (O<sub>2</sub>) εκφράζουν τή 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<sup>23</sup>) A<sub>0</sub> = 16
- Είναι ο μοριακός τύπος του στοιχείου οξυγόνου
- Ένα μόριο οξυγόνου
- O<sub>2</sub>** → Ένα γραμμομόριο (mol) οξυγόνου ή 32 gr οξυγόνου
- N μόρια οξυγόνου (ή 2N άτομα οξυγόνου)
- 22,4ℓ οξυγόνου (στις Κ.Σ.)
- MB<sub>0</sub> = 32

Στό σχ. 1 αναφέρονται τὰ σύμβολα καὶ οἱ μοριακοὶ τύποι (Μ.Τ.) μερικῶν στοιχείων.

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

Σχ. 1 Οἱ μοριακοὶ τύποι μερικῶν στοιχείων.

● **Μοριακοὶ τύποι χημικῶν ἐνώσεων.** Γιά νά γράψουμε τὸ μοριακὸ τύπο μιᾶς ἐνώσεως ἀκολουθοῦμε τὴν ἐξῆς διαδικασία:

Γράφουμε μὲ ὀρισμένη σειρά, τὸ ἓνα διπλα στὸ ἄλλο, τὰ σύμβολα τῶν στοιχείων ἀπὸ τὰ ὁποῖα ἀποτελεῖται ἡ χημικὴ ἐνωση. Στὸ δεξιό καὶ κάτω μέρος κάθε συμβόλου βάζουμε ἓνα δεικτη πού ἐκφράζει τὸν ἀριθμὸ ἀτόμων τοῦ στοιχείου στὸ μόριο τῆς ἐνώσεως. Ἐτσι, π.χ., τὸ μόριο τοῦ νεροῦ, πού ἀποτελεῖται ἀπὸ δύο ἄτομα ὑδρογόνου καὶ ἓνα ἄτομο ὀξυγόνου, συμβολίζεται μὲ τὸν ἐξῆς μοριακὸ τύπο: H<sub>2</sub>O. Ἐν τῶρα μᾶς δώσουν τὸ μοριακὸ τύπο, π.χ. τοῦ θειικοῦ ὀξέος, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, θά τὸν «μεταφράσουμε» ὡς ἐξῆς:

2 ἄτομα H

Ἐνα μόριο H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> περιέχει 1 ἄτομο S

4 ἄτομα O

Ἐν τῶρα μᾶς δώσουν τὸν ἐξῆς μοριακὸ τύπο, π.χ. τοῦ θειικοῦ ὀξέος, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, θά τὸν «μεταφράσουμε» ὡς ἐξῆς:

Ἐν τῶρα μᾶς δώσουν τὸν ἐξῆς μοριακὸ τύπο, π.χ. τοῦ θειικοῦ ὀξέος, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, θά τὸν «μεταφράσουμε» ὡς ἐξῆς:

Ἐν τῶρα μᾶς δώσουν τὸν ἐξῆς μοριακὸ τύπο, π.χ. τοῦ θειικοῦ ὀξέος, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, θά τὸν «μεταφράσουμε» ὡς ἐξῆς:

Ἐν τῶρα μᾶς δώσουν τὸν ἐξῆς μοριακὸ τύπο, π.χ. τοῦ θειικοῦ ὀξέος, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, θά τὸν «μεταφράσουμε» ὡς ἐξῆς:

Ἐν τῶρα μᾶς δώσουν τὸν ἐξῆς μοριακὸ τύπο, π.χ. τοῦ θειικοῦ ὀξέος, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, θά τὸν «μεταφράσουμε» ὡς ἐξῆς:

Ἐν τῶρα μᾶς δώσουν τὸν ἐξῆς μοριακὸ τύπο, π.χ. τοῦ θειικοῦ ὀξέος, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, θά τὸν «μεταφράσουμε» ὡς ἐξῆς:

Ἐν τῶρα μᾶς δώσουν τὸν ἐξῆς μοριακὸ τύπο, π.χ. τοῦ θειικοῦ ὀξέος, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, θά τὸν «μεταφράσουμε» ὡς ἐξῆς:



**2<sup>ο</sup> Παράδειγμα:** Ποιά είναι τὸ Μ.Β τοῦ  $H_2SO_4$ ;  
(Α.Β: H = 1, S = 32, O = 16)

**Απάντηση:** 2 ἄτομα H X 1 = 2  
1 ἄτομο S X 32 = 32  
4 ἄτομα O X 16 = 64

Αθροισμα = 98

Αρα τὸ Μ.Β. τοῦ  $H_2SO_4$  εἶναι 98

Τὸ μολ τοῦ  $H_2O$  εἶναι 18 g νεροῦ καὶ τὸ μολ τοῦ  $H_2SO_4$  εἶναι 98 g θειικοῦ ὀξέος. Γιὰ νὰ βροῦμε τὸν ἀριθμὸ τῶν γραμμομορίων μιᾶς ἐνώσεως πού δίνεται ἢ μάζα της (σέ g), κάνουμε «ἀπλὴ μέθοδο τῶν τριῶν».

**Παράδειγμα:** Πόσα μολ εἶναι τὰ 180g  $H_2O$ ; (ΜΒ $_{H_2O}$  = 18)

Λύση: Τὰ 18g  $H_2O$  εἶναι 1 μολ  $H_2O$ ;  
τὰ 180g " " X;

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

● **Συντακτικοὶ καὶ ἠλεκτρονικοὶ τύποι τῶν ὁμοιοπολικῶν ἐνώσεων.** Γιὰ νὰ περιγράψουμε καλύτερα καὶ ἀκριβέστερα τὸ μόριο τῶν χημικῶν ἐνώσεων, χρησιμοποιοῦμε ἀκόμη καὶ ὀρισμένους ἄλλους χημικούς τύπους, ὅπως τὸν ἠλεκτρονικό καὶ συντακτικό τύπο πού γνωρίσαμε στό 11<sup>ο</sup> μάθημα. Στὸ σχ. 2 βλέπουμε τοὺς τρεῖς χημικούς τύπους τοῦ νεροῦ.

● **Οἱ τύποι τῶν ἑτεροπολικῶν ἐνώσεων.** Οἱ ἑτεροπολικές ἐνώσεις δὲν αποτελοῦνται ἀπὸ μόρια, ἀλλὰ ἀπὸ θετικὰ καὶ ἀρνητικὰ ἰόντα. Τὰ ἰόντα εἶναι εἴτε φορτισμένα ἄτομα (σχ. 3), εἴτε φορτισμένα συγκροτήματα ἀτόμων. Τὰ τελευταῖα λέγονται καὶ **ἠλεκτροαρνητικὲς ἢ ἠλεκτροθετικὲς ρίζες** (σχ. 4) καὶ εἶναι σύνθετα ἰόντα.

#### ἠΛΕΚΤΡΑΡΝΗΤΙΚΕΣ ΡΙΖΕΣ

OH<sup>-</sup> ΑΝΙΟΝ ΥΔΡΟΞΥΛΙΟΥ ἢ ΥΔΡΟΞΥΛΙΟ  
NO<sub>3</sub><sup>-</sup> ΝΙΤΡΙΚΟ ΑΝΙΟΝ ἢ ΝΙΤΡΙΚΗ ΡΙΖΑ  
CO<sub>3</sub><sup>-</sup> ΑΝΘΡΑΚΙΚΟ ΑΝΙΟΝ ἢ ΑΝΘΡΑΚΙΚΗ ΡΙΖΑ  
SO<sub>4</sub><sup>-</sup> ΘΕΙΙΚΟ ΑΝΙΟΝ ἢ ΘΕΙΙΚΗ ΡΙΖΑ  
PO<sub>4</sub><sup>-</sup> ΦΩΣΦΟΡΙΚΟ ΑΝΙΟΝ ἢ ΦΩΣΦΟΡΙΚΗ ΡΙΖΑ

#### ἠΛΕΚΤΡΟΘΕΤΙΚΕΣ ΡΙΖΕΣ

NH<sub>4</sub><sup>+</sup> ΚΑΤΙΟΝ ΑΜΜΩΝΙΟΥ ἢ ΑΜΜΩΝΙΟ

Σχ. 4 Μερικὰ σύνθετα ἰόντα (ΡΙΖΕΣ)

ΜΟΡΙΑΚΟΣ ΤΥΠΟΣ	H <sub>2</sub> O
ἠΛΕΚΤΡΟΝΙΚΟΣ ΤΥΠΟΣ	H:Ö:H ⋮ ⋮
ΣΥΝΤΑΚΤΙΚΟΣ ΤΥΠΟΣ	H-O-H

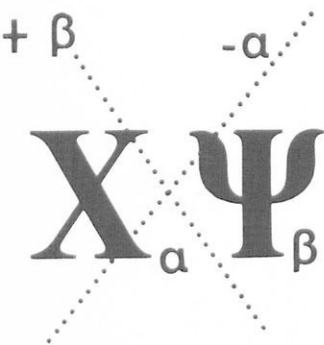
Σχ. 2 Οἱ τρεῖς χημικοί τύποι τοῦ νεροῦ

ΙΟΝΤΑ ΜΕΤΑΛΛΩΝ	ΙΟΝΤΑ ΑΜΕΤΑΛΛΩΝ
K <sup>+</sup> , Na <sup>+</sup> , Ag <sup>+</sup>	F <sup>-</sup> Cl <sup>-</sup> Br <sup>-</sup> I <sup>-</sup>
Ca <sup>++</sup> , Mg <sup>++</sup> , Zn <sup>++</sup>	O <sup>-</sup> , S <sup>-</sup>
Al <sup>+++</sup> Bi <sup>+++</sup>	N <sup>---</sup> P <sup>---</sup>

Σχ. 3 Ἀπλὰ ἰόντα μερικῶν στοιχείων



Σχ. 5α



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

Στά ιόντα γενικά, τὰ έτεροπολικό σθένος τους συμπι-  
πτει μέ τό πραγματικό θετικό (ή άρνητικό) φορτίο πού  
έχουν.

Γιά νά γράψουμε τό χημικό τύπο μιás έτεροπο-  
λικής ένωσης ακολουθοϋμε τήν έξής διαδικασία :  
Γράφουμε πρώτο τό θετικό τμήμα της και ύστερα τό  
άρνητικό. Κατόπιν σημειώνουμε επάνω δεξιά τό αν-  
τίστοιχο έτεροπολικό σθένος (ή φορτίο) τού καθε-  
νός ιόντος.

Γιά νά είναι σωστά γραμμένη ή ένωση θά πρέπει  
νά υπάρχουν ίσα (και αντίθετα) θετικά και άρνητικά  
φορτία. Αυτό εξασφαλίζεται άν τό σθένος τού ενός  
ιόντος γίνει δείκτης τού άλλου ιόντος και αντίστρο-  
φα (σχ. 5, α, β).

**1<sup>ο</sup> Παράδειγμα.** Νά γραφεί ό τύπος της ένωσης  
πού αποτελείται από Na και Cl.

**Απάντηση :** Γράφουμε πρώτο τό θετικό ιόν και  
ύστερα τό άρνητικό Na<sup>+</sup> Cl<sup>-</sup>. Παρατηροϋμε ότι τό  
άλγεβρικό άθροισμα των έτεροπολικών σθενών (ή  
των φορτίων) είναι μηδέν. Επομένως, ό τύπος της  
ένωσης αυτής θά είναι NaCl.

**2<sup>ο</sup> Παράδειγμα.** Νά γραφεί ό τύπος της ένω-  
σεως πού αποτελείται από Ca και Cl.

**Απάντηση.** Γράφουμε πρώτο τό θετικό ιόν και  
μετά τό άρνητικό Ca<sup>2+</sup> Cl<sup>-</sup>. Για νά είναι ηλεκτρικά  
ουδέτερη ή ένωση αυτή, θά πρέπει νά έχει τόν έξής  
τύπο: Ca<sup>2+</sup> Cl<sub>2</sub><sup>-</sup> ή CaCl<sub>2</sub>.

**3<sup>ο</sup> Παράδειγμα.** Νά γραφεί ό τύπος της ένω-  
σεως πού αποτελείται από Al και θειικά ιόντα (SO<sub>4</sub><sup>-</sup>).

**Απάντηση.** Γράφουμε πρώτο τό θετικό ιόν και  
μετά τό άρνητικό Al<sup>3+</sup> SO<sub>4</sub><sup>-</sup>. Ο σωστός τύπος της  
ένωσης αυτής είναι: Al<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub>.

**Παρατήρηση.** Όταν τά συνθετα ιόντα έχουν  
δείκτη μεγαλύτερο από 1 όπως στό προηγούμενο  
παράδειγμα, τότε τά βαζουμε μέσα σέ παρένθεση  
και γράφουμε τό δείκτη εξω απ' αυτή, δεξιά και  
κάτω

## Β) Ονοματολογία χημικών ενώσεων

Οι όμοιοπολικές ένώσεις έχουν ονόματα που  
άλλοτε έκφράζουν τη χημική τους σύσταση και  
άλλοτε όχι. Στην πρώτη περίπτωση ανήκουν π.χ. τό  
υδροχλώριο (HCl), τό υδροβρώμιο (HBr) κτλ., ενώ  
στή δεύτερη ανήκουν τό νερό (H<sub>2</sub>O), ή αμμωνία  
(NH<sub>3</sub>) κτλ. Οι έτεροπολικές ένώσεις δυο στοιχείων  
έχουν κατάληξη **-ούχος** (**-ούχο**) ή **-ίδιο**. Η ονομα-  
σία τους γίνεται όπως στα ακόλουθα παραδείγματα

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

Οι ενώσεις αυτές λέγονται **άλατα**.

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

- II)  $\text{Na}^+\text{NO}_3^-$  : νιτρικό νάτριο  
 $\text{K}_2^+\text{SO}_4^-$  : θειικό κάλιο  
 $(\text{NH}_4^+)_2\text{SO}_4^-$  : θειικό άμμώνιο  
 $\text{Ca}^{+2}(\text{PO}_4^-)_2$  : φωσφορικό άσβέστιο  
 $\text{Mg}^{+2}\text{CO}_3^-$  : άνθρακικό μαγνήσιο κλπ.

Οι ενώσεις αυτές λέγονται **άλατα**.

Οι ενώσεις που έχουν την ηλεκτραρνητική ρίζα υδροξύλιο ( $\text{OH}^-$ ) ονομάζονται ως εξής:

- III)  $\text{Na}^+\text{OH}^-$  : Υδροξειδίο του νατρίου  
 $\text{K}^+\text{OH}^-$  : Υδροξειδίο του καλίου  
 $\text{Ca}^{+2}(\text{OH}^-)_2$  : Υδροξειδίο του άσβεστίου  
 $\text{Al}^{+3}(\text{OH}^-)_3$  : Υδροξειδίο 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 τους μοριακούς τύπους (Μ.Τ). Όταν θέλουμε να δείξουμε καλύτερα και ακριβέστερα τη δομή των μορίων τους, τότε χρησιμοποιούμε τους συντακτικούς και ηλεκτρονικούς τύπους. Στις έτεροπολικές ενώσεις (π.χ. βάσεις, άλατα) γράφουμε πρώτο τό θετικό ίόν και μετά τό άρνητικό. Όταν όμως τις διαβάζουμε, έκφωνούμε πρώτα τό άρνητικό τμήμα και μετά τό θετικό.

## ΟΡΟΛΟΓΙΑ ΜΑΘΗΜΑΤΟΣ

Στό μάθημα αυτό συναντήσαμε κυρίως τους εξής όρους: Χημικοί τύποι, ηλεκτραρνητικές και ηλεκτροθετικές ριζες, χημική όνοματολογία, βάσεις, άλατα.

## ΕΡΓΑΣΙΕΣ - ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ

1. Τι εκφράζουν τὰ σύμβολα O, O<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>O;
2. Ποιους χημικούς τύπους γνωρίζετε και τι δείχνει ὁ καθένας;
3. Ποιές είναι αἱ κυριότερες ηλεκτρῶνες ρίζες;
4. Νὰ απομνημονεύσετε τὰ σθένη τῶν στοιχείων καὶ ριζῶν πού ἀναφέρονται στὰ σχήματα 3 καὶ 4.

## ΑΣΚΗΣΕΙΣ

1. Πόσα γραμμομόρια (μοί) εἶναι α) τὰ 360g νεροῦ β) τὰ 9.8 g θεικοῦ ὀξέος καὶ γ) τὰ 3.4 Kg αμμωνίας;  
(A.B: H = 1, O = 16, S = 32, N = 14)
2. Νὰ ὑπολογίσετε τὰ Μ.Β τῶν ἑξῆς ἐνώσεων: NaCl, NaNO<sub>3</sub>, Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> καὶ Ca(OH)<sub>2</sub>.  
(A.B: Na = 23, Cl = 35.5, N = 14, O = 16, C = 12, Ca = 40)
3. Νὰ βρεῖτε τοὺς τύπους τῶν ἐνώσεων πού ἀποτελοῦνται:  
α) ἀπὸ σβέστιο καὶ ὀξυγόνο  
β) ἀπὸ τρισθενὴ σίδηρο καὶ θεῖο  
γ) ἀπὸ ψευδάργυρο καὶ νιτρικὸ ἰόν καὶ  
δ) ἀπὸ μαγνήσιο καὶ φωσφορικὸ ἰόν

## 13<sup>ο</sup> ΜΑΘΗΜΑ

### ΧΗΜΙΚΕΣ ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΙΣ - ΧΗΜΙΚΕΣ ΕΙΣΩΣΕΙΣ

### ΧΗΜΙΚΟΙ ΥΠΟΛΟΓΙΣΜΟΙ

#### A) Χημικὲς ἀντιδράσεις

Τὰ χημικὰ φαινόμενα λέγονται καὶ **χημικὲς ἀντιδράσεις**. Σὲ κάθε χημικὴ ἀντίδραση διακρίνουμε τὰ ἀρχικὰ σώματα πού ἀντιδρῶν μεταξὺ τους («**ἀντιδρῶντα**») καὶ τὰ τελικὰ σώματα πού παράγονται («**πρῶϊόντα**»). Ὄταν αἱ χημικὲς ἀντιδράσεις γίνονται μεταξὺ μορίων, λέγονται **μοριακὲς**, ἐνῶ ὅταν γίνονται μεταξὺ ἰόντων, λέγονται **ιοντικὲς**.

**Ταχύτητα χημικῶν ἀντιδράσεων.** Ὑπάρχουν ἀντιδράσεις πού τελειώνουν μέσα σὲ κλάσματα τοῦ δευτερολέπτου, ὅπως ὑπάρχουν καὶ ἄλλες πού τελειώνουν ὕστερα ἀπὸ μεγάλο χρονικὸ διάστημα. Ἡ

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

Η δράση των καταλυτών ονομάζεται **κατάλυση**.

## B) Χημικές Εξισώσεις

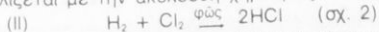
Οι χημικές αντιδράσεις συμβολίζονται διεθνώς με τις **χημικές εξισώσεις**. Έτσι, π.χ., ο σχηματισμός του νερού ( $H_2O$ ) από τα στοιχεία του υδρογόνου ( $H_2$ ) και οξυγόνου ( $O_2$ ) περιγράφεται ποιοτικά και ποσοτικά από την ακόλουθη χημική εξίσωση:



Κάθε χημική εξίσωση πρέπει να ακολουθεί την «άρχη της διατηρήσεως των ατόμων», δηλαδή όσα άτομα από κάθε στοιχείο υπάρχουν στο πρώτο μέλος, τ'ά ίδια να υπάρχουν και στο δεύτερο μέλος της εξισώσεως (σχ. 1). Στις χημικές εξισώσεις τα στοιχεία γραφονται με τους μοριακούς τους τύπους (π.χ.  $H_2$ ,  $Cl_2$ ,  $Cu$ ,  $C$  κτλ.). Από κάθε στοιχείο η χημική ένωση αντιδρούν πάντοτε άκεραιοι αριθμοί μορίων.

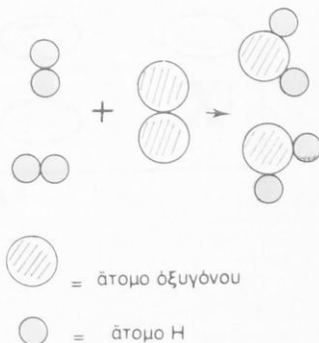
Τό βέλος ( $\rightarrow$ ) που γράφουμε στις χημικές εξισώσεις, εκτός του ότι αντικαθιστά τό σημείο της ισότητας (=), δείχνει ακόμη και τή φορά πρός τήν όποια γίνεται ή αντίδραση.

Ένα άλλο παράδειγμα χημικής αντίδρασης είναι ή άπευθείας ένωση του υδρογόνου ( $H_2$ ) με τό χλωριο ( $Cl_2$ ). Η αντίδραση αύτή διευκολύνεται από τήν παρουσία φωτός (**φωτοχημική αντίδραση**) και συμβολίζεται με τήν ακόλουθη χημική εξίσωση (II):

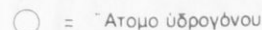
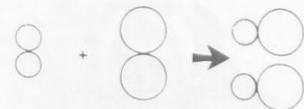


Γιά νά είμαστε σύμφωνοι με τήν «άρχη της διατηρήσεως των ατόμων» του  $H$  και του  $O$  στήν εξίσωση (I), βάλαμε πριν από τό  $H_2$  και  $H_2O$  τόν **συντελεστή 2**. Τόν ίδιο συντελεστή βάλαμε και μπροστά από τό  $HCl$  στήν εξίσωση (II).

Η εύρεση των συντελεστών μιάς χημικής εξισώ-



Σχ. 1 Κατά τήν αναγραφή των χημικών εξισώσεων ισχύει ή άρχή της διατηρήσεως των ατόμων.



Σχ. 2 Σχηματισμός  $HCl$  από τά στοιχεία που τό αποτελούν.

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 έξης 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 διατηρήσεως της μάζας ή αφθαρσίας 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 το 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 πιέσεως και θερμοκρασίας. Ο γραμμομοριακός όγκος των αερίων είναι 22,4 ℓ στις 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
$MB_{H_2} = 2$		
$MB_{Cl_2} = 71$		
$MB_{HCl} = 36,5$		

(Τά σώματα  $H_2$ ,  $Cl_2$  και HCl είναι αέρια).

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



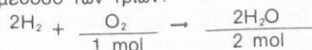
Antoine Lavoisier (1743-1794).

Θεωρείται ο θεμελιωτής της σύγχρονης Χημείας

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

**1° Παράδειγμα.** Πόσα mol O<sub>2</sub> χρειάζονται γιά τήν παρασκευή 10 mol H<sub>2</sub>O;

**Λύση.** Γράφουμε τή χημική εξίσωση σχηματισμοῦ τοῦ νεροῦ ἀπό H<sub>2</sub> καί O<sub>2</sub>. 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:



$$X; \quad 10 \text{ mol}$$

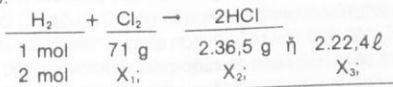

---


$$X = 1 \cdot \frac{10}{2} \text{ mol} = 5 \text{ mol O}_2$$

Ἄρα χρειάζονται 5 mol O<sub>2</sub>

**2° Παράδειγμα.** Διαθέτουμε 2 mol H<sub>2</sub>. α) Μέ πόσα γραμμάρια Cl<sub>2</sub> ἀντιδρῶν; β) Πόσα γραμμάρια καί πόσα λίτρα ὑδροχλωρίου (στῖς Κ.Σ.) παράγονται; (ΑΒ: H = 1, Cl = 35,5, V<sub>mol</sub> = 22,4 ℓ στῖς Κ.Σ.).

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



$$X_1 = 71 \cdot \frac{2}{1} \text{ g} = 142 \text{ g Cl}_2$$

$$X_2 = 73 \cdot \frac{2}{1} \text{ g} = 146 \text{ g HCl}$$

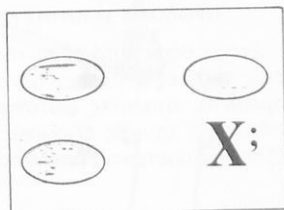
$$X_3 = 73 \cdot \frac{2}{1} \text{ ℓ} = 146 \text{ ℓ HCl}$$

**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 «ἀντιδρῶντα», προκύπτουν νέα σώματα μέ διαφορετικές ιδιότητες, «τά προϊόντα». Οἱ χημικές ἀντιδράσεις περιγράφονται ποιοτικά καί ποσοτικά μέ τίς χημικές εξισώσεις. Σέ κάθε χημική ἀντίδραση ἰσχύει ὁ νόμος διατηρήσεως τῆς μάζας ἢ ἀφθαρσίας τῆς ὑλης (Νόμος τοῦ LAVOISIER).

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



Σχ. 3

## ΟΡΟΛΟΓΙΑ ΜΑΘΗΜΑΤΟΣ

Στό μάθημα αυτό συναντήσαμε κυρίως τους εξής όρους: Αντιδρώντα, προϊόντα, καταλύτες, φωτοχημικές αντιδράσεις, χημικές εξισώσεις, χημικοί (ή στοιχειομετρικοί) υπολογισμοί.

## ΕΡΓΑΣΙΕΣ - ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ

1. Ποιοι κυρίως παράγοντες επηρεάζουν την ταχύτητα μίας αντίδρασης; Τι είναι οι καταλύτες;
2. Τι εκφράζει μία χημική εξίσωση;
3. Τι λέει ο νόμος του LAVOISIER;
4. Πώς γίνονται οι χημικοί (ή στοιχειομετρικοί) υπολογισμοί;

## ΑΣΚΗΣΕΙΣ

1. Αντιδρούν 40 g από μία ουσία Α με 16 g μίας άλλης ουσίας Β και δίνουν αποκλειστικά μια τρίτη ουσία Γ. Πόσα g της 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<sub>2</sub>; (ΑΒ: H=1 Cl=35.5)

## 14<sup>ο</sup> ΜΑΘΗΜΑ

### ΚΑΤΗΓΟΡΙΕΣ ΧΗΜΙΚΩΝ ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΩΝ

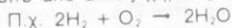


Σχ. 1 Ο άνθρακας που έχουν τά ξύλα καίγεται με τὸ  $O_2$  του αέρα στο τζάκι.

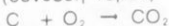
● Ταξινόμηση τῶν χημικῶν αντιδράσεων. Στὸ προηγούμενο μάθημα διακρίναμε τὶς χημικὲς ἀντιδράσεις σὲ **μοριακές** καὶ **ιοντικές**, ἀνάλογα μὲ τὴ φύση τῶν σωματιδίων ποὺ ἀντιδρῶν (μόρια ἢ ἰόντα). Ἐκτός ἀπὸ τὴν ταξινόμηση αὐτὴ, μπορεῖ νὰ γίνεῖ καὶ μὴ ἄλλη, μὲ βάση τὸ **εἶδος** τῶν προϊόντων τῆς ἀντιδράσεως καὶ τὸν **τρόπο** ποὺ σχηματίζονται αὐτά. Ἔτσι οἱ ἀντιδράσεις ταξινομοῦνται στὶς ἐξῆς κυρίως κατηγορίες: Ἀντιδράσεις **συνθέσεως**, **ἀποσύνθεσεως**, **ἀπλῆς** καὶ **διπλῆς ἀντικαταστάσεως**.

### Α) Ἀντιδράσεις συνθέσεως

Κατὰ τὶς ἀντιδράσεις αὐτές γίνεται σύνθεση χημικῶν ἐνώσεων εἴτε ἀπευθείας ἀπὸ τὰ στοιχεῖα τους, εἴτε ἀπὸ ἄλλες χημικὲς ἐνώσεις.



(σύνθεση νεροῦ)



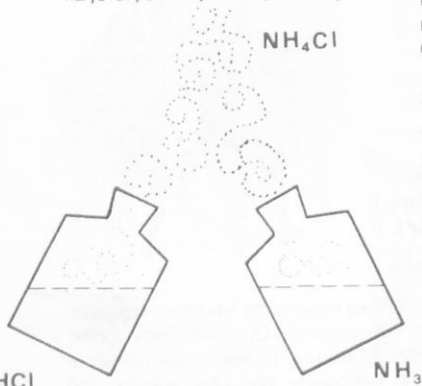
(σύνθεση διοξειδίου τοῦ ἀνθρακα) (σχ. 1)



ἀμμωνία υδροχλωρίου χλωριούχο ἀμμωνιο

(σύνθεση χλωριούχου ἀμμωνίου) (σχ. 2)

Οἱ ἀντιδράσεις συνθέσεως γίνονται ἀνάμεσα σὲ οὐσίες (στοιχεῖα ἢ χημικὲς ἐνώσεις) ποὺ ἐμφανίζουν



Σχ. 2 Οἱ ἀτμοὶ τῆς  $NH_3$  καὶ τοῦ  $HCl$  σχηματίζουν ἓνα λευκὸ καπνὸ ἀπὸ στερεὸ χλωριούχο ἀμμωνιο ( $NH_4Cl$ ).



μεγάλη τάση να ενώνονται μεταξύ τους. Τα εύγενη αέρια δεν αντιδρούν με άλλες ουσίες.

### Β) Αντιδράσεις άποσυνθέσεως

● Οι αντιδράσεις **άποσυνθέσεως** οδηγούν σε αντίθετα αποτελέσματα από τις προηγούμενες. Συγκεκριμένα στις αντιδράσεις άποσυνθέσεως γίνεται άποσύνθεση (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.  $2\text{HgO} \xrightarrow{\text{θερμανση}} 2\text{Hg} + \text{O}_2$  (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 μιά αντίδραση **άπλης αντικαταστάσεως**, θά 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)

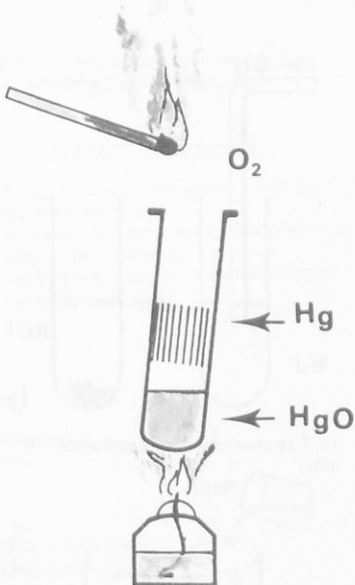
$\text{Cl}_2 + 2\text{KI} \rightarrow 2\text{KCl} + \text{I}_2$  (Τό χλώριο αντικαθιστά τό ιώδιο) (Σχ. 5)

Υστερα από πολλά σχετικά πειράματα, τοποθέτησαν τα στοιχεία σε δύο σειρές: μια για τα μέταλλα και μια για τα άμεταλλα (Σχ. 6)

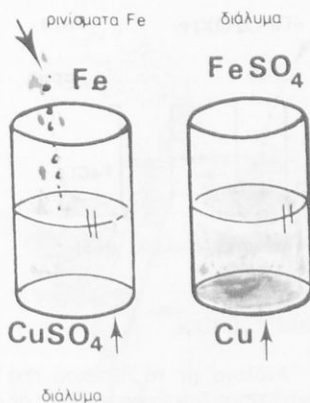
Κάθε στοιχείο μπορεί να αντικαταστήσει από τις ενώσεις τους όλα τα στοιχεία που βρίσκονται **δεξιά** του. Επομένως τό Η μπορεί να αντικατασταθεί μόνο από μέταλλα που βρίσκονται άριστερά του στή σειρά (α). Οι σειρές (α) και (β) καθορίζουν λοιπόν πότε γίνεται μιά αντίδραση άπλης αντικαταστάσεως και ονομάζονται **ηλεκτροχημικές σειρές** των στοιχείων.

(α) K Ca Na Mg Al Zn Fe <input checked="" type="checkbox"/> Cu Ag Au
(β) F <sub>2</sub> , Cl <sub>2</sub> , Br <sub>2</sub> , I <sub>2</sub>

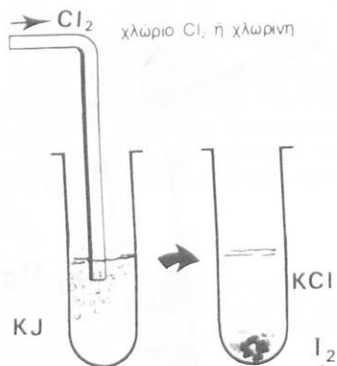
Σχ. 6 Ηλεκτροχημική σειρά μερικών μετάλλων (α) και μερικών άμετάλλων (β). Όσο πιο άριστερότερα είναι ένα στοιχείο, τόσο δραστικότερο είναι.



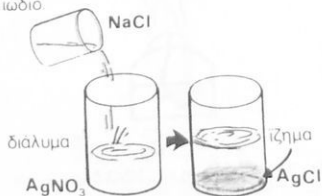
Σχ. 3 Η διάσπαση του HgO δίνει O<sub>2</sub> και Hg.



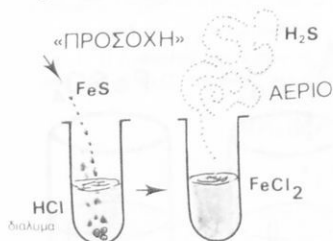
Σχ. 4 Ο Fe αντικαθιστά τό Cu γιατί είναι πιο δραστικός.



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



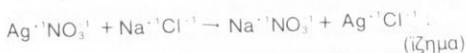
Σχ. 7 Σχηματισμός ιζήματος AgCl  
 $Ag^+ + Cl^- \rightarrow AgCl \downarrow$



Σχ. 8 Σχηματισμός αερίου  $(H_2S)$   
 $S^{2-} + 2H^+ \rightarrow H_2S \uparrow$

### Δ) Αντιδράσεις διπλής άντικαταστάσεως

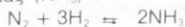
● Οι αντιδράσεις τής κατηγορίας αυτής γίνονται ανάμεσα σε **ιόντα** και οδηγούν είτε σε αδιάλυτο στο νερό σώμα (**ιζημα**), είτε σε **αέριο** που φεύγει από το διάλυμα. Αυτό γίνεται ως εξής: Το θετικό τμήμα (ή θετικό ιόν) τής μιάς ενώσεως ενώνεται με το αρνητικό τμήμα (ή αρνητικό ιόν) τής άλλης και αντίθετα. Π.χ.



Οι αντιδράσεις αυτές γίνονται εύκολα και στο εργαστήριο (σχ. 7 και 8). Βλέπουμε λοιπόν ότι για να πραγματοποιηθεί μιά αντίδραση διπλής άντικαταστάσεως, θα πρέπει να συμβαίνει τό εξής: Ένα τουλάχιστον από τά ιόντα τής μιάς ενώσεως (π.χ. τό θετικό) να ενώνεται με τό ετερόνυμο φορτισμένο ιόν τής άλλης (τό αρνητικό) και να σχηματίζουν είτε **ιζημα**, είτε **αέριο** σώμα.

● **Μονόδρομες και άμφιδρομες αντιδράσεις.** Οι αντιδράσεις διπλής άντικαταστάσεως, καθώς και πολλές άλλες, γίνονται μόνο προς τό δεξιό (→) και λέγονται **μονόδρομες**. Αυτό π.χ. σημαίνει ότι δε γίνεται αντίδραση ανάμεσα στο NaNO<sub>3</sub> και τόν AgCl. Υπάρχουν όμως και άλλες αντιδράσεις που γίνονται ταυτόχρονα και προς τό δεξιό (→) και προς τό άριστερά (←).

Οι αντιδράσεις αυτές λέγονται **άμφιδρομες**. Μιά τέτοια άμφιδρομη αντίδραση είναι π.χ. ή σύνθεση τής άμμωνίας (NH<sub>3</sub>) από τά στοιχεία τής:



### ΠΕΡΙΛΗΨΗ

Ανάλογα με τά προϊόντα που δίνουν και τόν τρόπο που γίνονται, οι χημικές αντιδράσεις διακρίνονται κυρίως σε αντιδράσεις συνθέσεως, άποσυνθέσεως, άπλής και διπλής άντικαταστάσεως. Με τίς δύο πρώτες κατηγορίες αντιδράσεων γίνεται σύνθεση ή διάσπαση τών χημικών ενώσεων αντίστοιχα. Στίς αντιδράσεις άπλής άντικαταστάσεως γίνεται άντικατάσταση ενός στοιχείου από άλλο δραστικότερο. Στίς αντιδράσεις διπλής άντικαταστάσεως ενώνονται δύο αντίθετα ιόντα από δύο διαφορετικές ενώσεις και δημιουργούν είτε ιζημα, είτε αέριο σώμα.

Οι αντιδράσεις που γίνονται μόνο προς τα δεξιά (→) λέγονται μονόδρομες, ενώ αυτές που γίνονται και προς τις δύο κατευθύνσεις (⇌) λέγονται αμφίδρομες.

## ΟΡΟΛΟΓΙΑ ΜΑΘΗΜΑΤΟΣ

Στό μάθημα αυτό συνηθέστερα κυρίως τους εξής όρους: 'Αντιδράσεις συνθέσεως, αποσυνθέσεως, απλής 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 απλής και διπλής αντικαταστάσεως;
3. Ποιές αντιδράσεις λέγονται μονόδρομες και ποιές αμφίδρομες;

## ΑΣΚΗΣΕΙΣ

1. Να συμπληρώσετε τους συντελεστές στις επόμενες χημικές εξισώσεις:  
 $H_2 + Cl_2 \rightarrow HCl$   
 $N_2 + H_2 \rightarrow NH_3$   
 $Zn + HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2$   
 $BaCl_2 + H_2SO_4 \rightarrow BaSO_4 + HCl$
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)

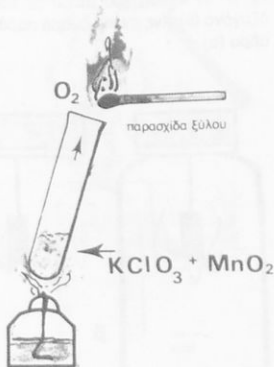
## 15<sup>ο</sup> ΜΑΘΗΜΑ

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

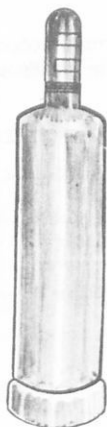
Σύμβολο: O - Μοριακός τύπος:  $O_2$

### Α) Προέλευση

Τό οξυγόνο είναι τό αφθονότερο στοιχείο στον πλανήτη μας. 'Ελεύθερο υπάρχει στον ατμοσφαιρικό αέρα, σέ αναλογία 21% κ.θ. περίπου. 'Ενωμενο βρίσκεται στή γή ως συστατικό του νερού ( $H_2O$ ) και πολλών άλλων χημικών ενώσεων.



Σχ. 1 Παρασκευή του οξυγόνου μέ απλό τρόπο



Σχ. 2 Φιάλη οξυγόνου σε πίεση

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

## Β) Φυσικές ιδιότητες του οξυγόνου

Τό  $O_2$  είναι **άεριο**, άχρωμο, άοσμο καί άγευστο. Διαλύεται πολύ λίγο στό νερό. Στο έμπόριο φέρεται μέσα σέ άνθεκτικές φιάλες από άτσάλι, μέ μεγάλη πίεση (100-150 Atm) (σχ. 2). Τό άεριο όξυγόνο δύσκολα ύγροποιείται. Τό ύγρό όξυγόνο 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 όξυγόνου μέ τά στοιχεία καί τίς χημικές ενώσεις λέγεται **καύση**. Τά προϊόντα τής καύσεως ονομάζονται **όξειδια**. Τά όξειδια είναι ενώσεις του όξυγόνου 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)

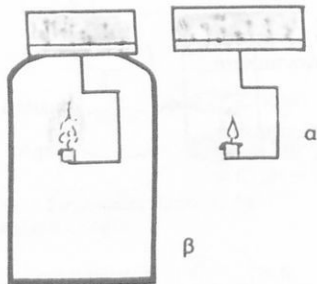
Καύση του ύδρογόνου:  $2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$   
(όξειδιο του ύδρογόνου ή νερό)

Κατά τήν καύση έλευθερώνεται θερμότητα στό περιβάλλον καί παράγεται φώς.

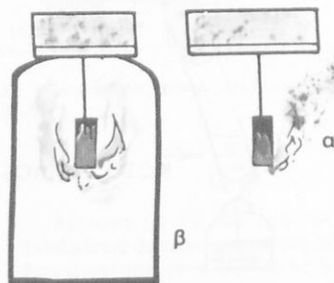
Τό φαινόμενο τής καύσεως βρίσκει πολλές έφαρμογές στήν καθημερινή ζωή μας καί στή βιομηχανία. Έτσι, π.χ., μέ τήν καύση των ξύλων στό τζάκι ή του πετρελαίου στους καυστήρες του καλοριφέρ ζεσταινόμαστε τό χειμώνα. Μέ τήν καύση των ύγρων καυσίμων (βενζίνη, πετρέλαιο) παράγεται θερμική ενέργεια (θερμότητα)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

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

Η καύση λοιπόν είναι μιά ταχύτατη αντίδραση του όξυγόνου μέ διάφορα σώματα, κατά τήν όποια έλευθερώνεται θερμότητα καί παράγεται φώς.



Σχ. 3 Η καύση του θείου σε καθαρό όξυγόνο (β) γίνεται πιο ζωηρή παρά στόν άέρα (α)



Σχ. 4 Η καύση του άνθρακα (ξύλου) γίνεται πιο ζωηρή σε καθαρό όξυγόνο (β) παρά στόν άέρα (α)

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

● **Τέλεια και άτελης καύση του άνθρακα.** Όταν ο C κατά την καύση του μετατρέπεται αποκλειστικά σε CO<sub>2</sub>, λέμε ότι καίγεται **τέλεια**:  $C + O_2 \rightarrow CO_2$  (τέλεια καύση του άνθρακα). Όταν όμως μετατρέπεται αποκλειστικά σε μονοξειδίο του άνθρακα (CO) ή σε μείγμα CO<sub>2</sub> και CO, τότε αυτό το λέμε **άτελη καύση**:



Μονοξειδίο του άνθρακα παράγεται πολλές φορές στις σόμπες που δε λειτουργούν ομαλά 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 με φλόγα που αφήνει αιθάλη (καπνιά). Η αιθάλη είναι άνθρακας που δεν κήκε (σχ. 6). Το ίδιο συμβαίνει και στους καυστήρες πολλών αυτοκινήτων και έργοστασιών. Το CO και η αιθάλη είναι τα κυριότερα βλαβερά συστατικά των καυσαερίων που ρυπαίνουν τον αέρα των μεγάλων πόλεων και βιομηχανικών κέντρων (σχ. 7).

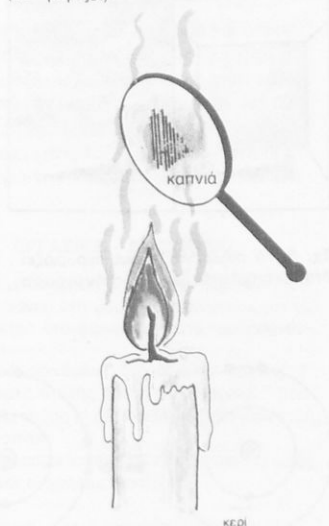
● **Βραδεία καύση σιδήρου.** Ο σίδηρος (Fe) καίγεται στον αέρα ή σε καθαρό O<sub>2</sub> και δίνει ένα όξειδίο του και θερμότητα. Αν όμως αφήσουμε ένα σιδερένιο αντικείμενο (π.χ. ένα καρφί) σε χώρο που έχει υγρασία, ύστερα από αρκετό χρόνο θά δούμε ότι στην επιφάνειά του έχει σχηματιστεί σκουριά (σχ. 8). Το σκουριάσμα του σιδήρου οφείλεται στην επίδραση των συστατικών του αέρα (O<sub>2</sub>, υγρασία) και λέγεται **βραδεία καύση** ή **όξειδωση** του σιδήρου. Το σκουριάσμα λοιπόν προχωρεί σιγά - σιγά και δε γίνεται αντίληπτο, επειδή δεν παράγεται φως.

● **Όξειδωση - Όξειδωτικά σώματα.** Το άτομο του όξυγόνου έχει στην έξωτερική του στιβάδα 6e και γι' αυτό έχει τάση είτε να πάρει 2e, είτε να συνεισφέρει 2e, ώστε να αποκτήσει δομή εύγενούς αερίου (8e). Τα σώματα (στοιχεία ή χημικές ενώσεις) που έχουν τάση να προσλαμβάνουν ηλεκτρόνια λέγονται **όξειδωτικά σώματα**. Ένα τέτοιο σώμα είναι και το O<sub>2</sub> (σχ. 9).

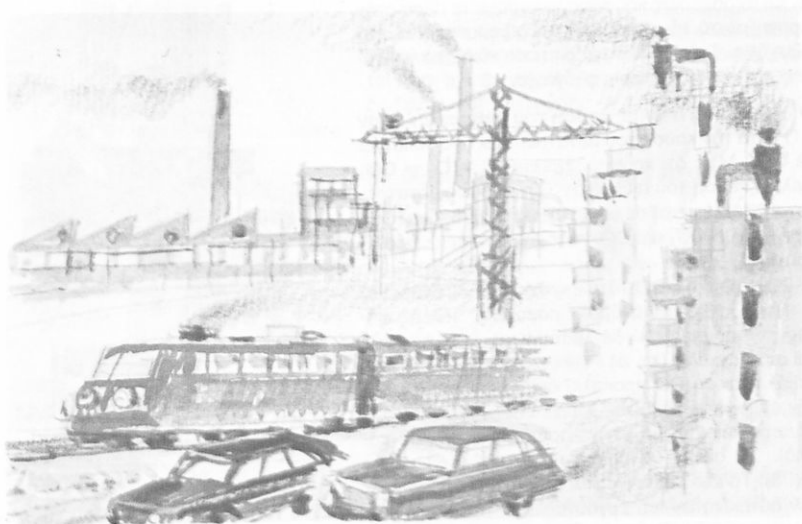
● **Άναπνοή.** Το όξυγόνο είναι απαραίτητο για την ύπαρξη και ανάπτυξη της ζωής στον πλανήτη μας. Οι άνθρωποι και τα ζώα παίρνουν το O<sub>2</sub> από τον αέρα με τη λειτουργία της **άναπνοης**. Το O<sub>2</sub> έρχεται στους ιστούς με το αρτηριακό αίμα. Εκεί συντελεί-



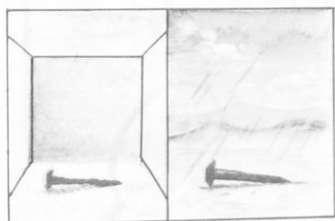
Σχ. 5 Τα μαγκάλια με τα μισοαναμμένα κάρβουνα παράγουν μονοξειδίο του άνθρακα (CO) που είναι ύπουλο δηλητήριο (δε μυρίζει).



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



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



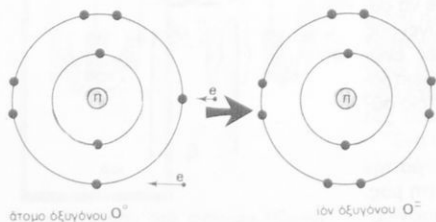
Σχ. 8 Τό σιδερένιο καρφί σκουριάζει όταν έκτηθεί στον αέρα και στην ύγρασία

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

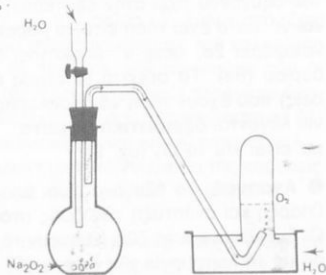
Τό  $O_2$ , όπως είδαμε πιό πάνω, έχει μικρή διαλυτότητα στό νερό. Τό διαλυμένο  $O_2$  του ήρα στο νερό τών ποταμών, λιμνών και θαλασσών είναι άρκετό για τήν αναπνοή τών υδρόβιων οργανισμών (ψάρια κτλ.).

#### Δ) Παρασκευή του οξυγόνου

Στή βιομηχανία τό οξυγόνο παρασκευάζεται κατά δύο τρόπους:



Σχ. 9 Τό άτομο του οξυγόνου παίρνει δύο ήλεκτρονία. Είναι οξειδωτικό σώμα



Σχ. 10 Παρασκευή οξυγόνου από οξείλιθο ( $Na_2O_2$ )

α) Από τον ύγροποιημένο αέρα με κλασματική απόσταξη. (Βλέπε μάθημα 5<sup>ο</sup>).

β) Από το νερό με ηλεκτρόλυση (Βλέπε μάθημα 7<sup>ο</sup>).

Στό **εργαστήριο** 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<sup>ο</sup>). 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 γιά τή ζωή τών ζωικών και φυτικών οργανισμών. Μέ τό  $O_2$  γίνονται οι καύσεις τών καυσίμων πού αποδεσμεύουν ενέργεια (θερμότητα).

Τό  $O_2$  χρησιμοποιείται άκόμη στά νοσοκομεία, στά ύποβρύχια, στους πυραύλους, στά διαστημόπλοια κτλ. (σχ. 11).



Σχ. 11 Χρήσεις του οξυγόνου

## ΠΕΡΙΛΗΨΗ

Τό οξυγόνο είναι τό πίο διαδομένο στοιχείο στή γή. Είναι άέριο, άχρωμο και άοσμο. Διαλύεται πολύ λίγο στό νερό και ύγροποιείται δύσκολα. Παρασκευάζεται βιομηχανικά από τόν άέρα και τό νερό. Στό εργαστήριο 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 ελευθερώνεται θερμότητα. Η καύση διακρίνεται σέ τέλεια, άτελή και βραδεία. Τά φαινόμενα τής άναπνοής και του σκουριάσματος του  $Fe$  άνήκουν στή βραδεία καύση. Τό οξυγόνο είναι έντελώς άπαραίτητο γιά τήν ύπαρξη και διατήρηση τής ζωής στον πλανήτη μας.

## ΕΡΓΑΣΙΕΣ - ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ

### ΟΡΟΛΟΓΙΑ ΜΑΘΗΜΑΤΟΣ

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

### ΑΣΚΗΣΕΙΣ

1. Πόσα λίτρα  $SO_2$  (στίς Κ.Σ.) παράγονται κατά τήν καύση 320 g θείου; ( $A.B.S = 32$ ).
2. Η χημική εξίσωση τής αντίδρασης του οξυλίου ( $Na_2O_2$ ) μέ τό νερό είναι ή άκόλουθη:  $2Na_2O_2 + 2H_2O \rightarrow 4NaOH + O_2$ . Πόσα γραμμάρια οξυλίου χρειάζονται γιά τήν

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 άναπνοή.
3. Πώς παρασκευάζεται τό οξυγόνο και ποιές είναι οι χρήσεις του;

παρασκευή 44,8 λίτρων  $O_2$  (στίς Κ.Σ.); ( $A.B: Na = 23, O = 16$ ).

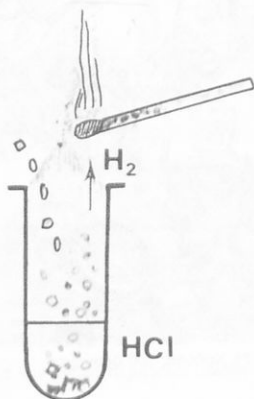
3. Ο άέρας περιέχει 21% κ.ό. οξυγόνο. Πόσα λίτρα άέρα χρειάζομαστε γιά τήν παρασκευή 50 λίτρων οξυγόνου στίς Κ.Σ.;

ΔΥΟ ΠΟΛΥ ΣΠΟΥΔΑΙΑ ΣΤΟΙΧΕΙΑ, ΤΟ ΟΞΥΓΟΝΟ  
ΚΑΙ ΤΟ ΥΔΡΟΓΟΝΟ

(III) ΤΟ ΥΔΡΟΓΟΝΟ

Σύμβολο: H - Μοριακός τύπος: H<sub>2</sub>

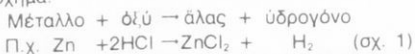
Zn



Σχ. 1 Παρασκευή του υδρογόνου με απλό τρόπο

### A) Προέλευση

Τό υδρογόνο υπάρχει στή φύση και ελεύθερο και ένωμένο. **Ελεύθερο** υπάρχει μόνο στά άνωτερα στρώματα τής ατμόσφαιρας καθώς και στά φυσικά άερια (ή γαιαέρια) πού βγαίνουν από ρωγμές τού εδάφους. **Ένωμένο** περιέχεται στό νερό (H<sub>2</sub>O) και σέ πολλές άλλες ενώσεις. Στό έργαστήριο εύκολα μπορούμε (πρόχειρα) νά παρασκευάσουμε H<sub>2</sub> μέ αντιδράσεις απλής αντικαταστάσεως, κατά τό γενικό σχήμα.



### A) Φυσικές ιδιότητες τού υδρογόνου

Τό υδρογόνο είναι άεριο, άχρωμο, άοσμο και άγευστο. Είναι τό πιό έλαφρό από όλα τά άερια. Έχει ελάχιστη διαλυτότητα στό νερό, μικρότερη από τό O<sub>2</sub> και τό N<sub>2</sub>. Υγροποιείται πάρα πολύ δύσκολα. Στό έμπόριο φέρεται μέσα σέ φιάλες μέ 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 τών δοχείων πού έχουν πόρους. Τό φαινόμενο αυτό λέγεται **διαπίδυση** τών άερίων (σχ. 3)

### Γ) Χημικές ιδιότητες τού υδρογόνου

● **Καύση τού υδρογόνου.** Τό H<sub>2</sub> ένωνεται μέ τό O<sub>2</sub> και δίνει νερό. Η αντίδραση αυτή μπορεί νά γίνει είτε μέ καθαρό όξυγόνο, είτε μέ τό όξυγόνο τού άέρα και λέγεται καύση τού υδρογόνου:



Η καύση τού υδρογόνου ελευθερώνει μεγάλο ποσό θερμότητας και γι' αυτό λέγεται **εξώθερμη** αντίδραση. Η ανάφλεξη μείγματος H<sub>2</sub> και άέρα γίνεται μέ έκρηξη. Αν όμως ή ανάφλεξη τού μείγματος πού άποτελείται από δύο όγκους υδρογόνου και



Σχ. 2 Φιάλη μέ υδρογόνο σέ πίεση



1 όγκο οξυγόνο γίνει λίγο μετά την ανάμειξή τους σε κατάλληλη συσκευή, τότε η καύση του  $H_2$  γίνεται ήρεμα (χωρίς έκρηξη). Μιά τέτοια συσκευή καύσεως του  $H_2$  βλέπουμε στο σχ. 4 και λέγεται «**συσκευή του DANIELL** (Ντάνιελ)». Η φλόγα που παράγεται με τη συσκευή του DANIELL λέγεται οξυυδρική φλόγα και αναπτύσσει πολύ μεγάλη θερμοκρασία ( $2000^\circ C$ ). Με την οξυυδρική φλόγα γίνονται οξυγονοκολλήσεις σιδερένιων αντικειμένων.

Τό υδρογόνο μπορεί νά συνυπάρξει με 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 με φλόγα είτε με ήλεκτρικό σπινθήρα. Ένας τρίτος τρόπος γιά ν' άρχισει ή αντίδραση είναι με τη βοήθεια ενός **καταλύτη** (π.χ. λευκόχρυσος, Pt). Στην τελευταία περίπτωση ή αντίδραση άρχίζει ουσιαστικά από σχετικά χαμηλή θερμοκρασία ( $25^\circ C$ ), χωρίς ανάφλεξη.

● **Αναγωγική δράση του υδρογόνου.** Τό  $H_2$  αντιδρά με πολλά όξειδια μετάλλων και τούς άφαιρεί τό οξυγόνο πού περιέχουν.

Π.χ.  $CuO + H_2 \xrightarrow{\text{θερμωση}} Cu + H_2O$  (ύδρατμοί)  
 Η αντίδραση αυτή κατά την όποια άποσπάται όξυγόνο από ένα όξειδιο λέγεται **άναγωγή**. Τά σώματα πού μπορούν ν' άφαιρέσουν όξυγόνο λέγονται άναγωγικά σώματα. Ένα τέτοιο σώμα είναι και τό υδρογόνο (σχ. 5).

● **Άλλες αντίδράσεις του υδρογόνου.** Τό  $H_2$  ένωνεται και με πολλά άμέταλλα στοιχεία, καθώς και με όρισμένα μέταλλα. Οι ένώσεις του ονομάζονται **ύδρίδια**.

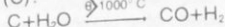
Π.χ.  $H_2 + Cl_2 \xrightarrow{\text{φως}} 2HCl$  (ύδριδιο χλωρίου ή υδροχλωρίο)

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

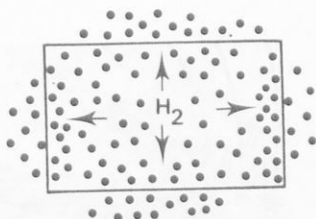
## A) Παρασκευές υδρογόνου

Στη βιομηχανία τό  $H_2$  παρασκευάζεται με τούς έξης τρόπους:

1. Με ήλεκτρόλυση του νερού:  $2H_2O \rightarrow 2H_2 + O_2$
2. Με διαβίβαση υδρατμών πάνω από πυρωμένα κάρβουνα (C):



Τό μείγμα ( $CO + H_2$ ) λέγεται **υδράεριο**. Από αυτό άπομονώνεται κατάλληλα τό  $H_2$ .



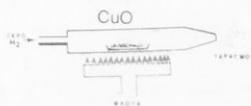
Διαπίδωση του υδρογόνου

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



Συσκευή του DANIELL

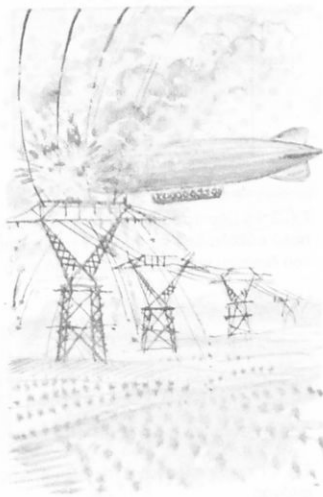
Σχ. 4 Γιά την παραγωγή της οξυυδρικής φλόγας.



Σχ. 5 Τό υδρογόνο είναι σώμα άναγωγικό

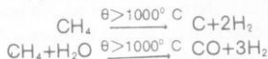


Σχ. 6 Παρασκευή του υδρογόνου. Τό υδρογόνο αναφλέγεται στά άκρα του άκροφύσιου (Σ) και καίγεται σχηματίζοντας σταγόνες νερού.



Σχ. 7 Τα παλιά αερόπλοια με υδρογόνο καταστρέφονταν γιατί αυτό είναι πολύ έκρηκτικό αέριο.

3. Με διάσπαση του μεθανίου ( $\text{CH}_4$ ) που υπάρχει άφθονο στα φυσικά αέρια (ή γαιαέρια).  
 Η διάσπαση του  $\text{CH}_4$  γίνεται είτε με ισχυρή θέρμανση, είτε με επίδραση υδρατμών:



Στό **έργαστήριο** το υδρογόνο παρασκευάζεται εύκολα με επίδραση υδροχλωρικού οξέος ( $\text{HCl}$ ) σε ψευδάργυρο ( $\text{Zn}$ ):



### 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  $\text{H}_2$  χρησιμοποιεί ή χημική βιομηχανία για τή σύνθεση πολλών χημικών ενώσεων ( $\text{HCl}$ ,  $\text{NH}_3$ , κτλ.). Ορισμένα λάδια δεύτερης ποιότητας με  $\text{H}_2$  μετατρέπονται σε μαγειρικά λίπη. Παλιότερα χρησιμοποιήσαν τό  $\text{H}_2$  για τό γέμισμα μπαλονιών στά αερόστατα. Επειδή όμως τό  $\text{H}_2$  βγαίνει εύκολα από τούς πόρους του ύφασματος (διαπίδωση) και αναφλέγεται από τούς κεραυνούς, ή χρήση του στά αερόστατα εγκαταλείφθηκε (σχ. 7). Σήμερα χρησιμοποιούν κυρίως τό ήλιο.

## ΠΕΡΙΛΗΨΗ

Τό υδρογόνο υπάρχει στή φύση ελεύθερο και ένωμένο. Είναι αέριο, άχρωμο και άοσμο. Κατά τήν καύση του με όξυγόνο σχηματίζει νερό. Τό υδρογόνο αφαιρεί τό όξυγόνο από πολλά όξειδια μετάλλων. Τό φαινόμενο αυτό λέγεται αναγωγή. Στή 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 τήν παρασκευή πολλών υδρογονούχων χημικών ενώσεων.

### ΟΡΟΛΟΓΙΑ ΜΑΘΗΜΑΤΟΣ

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

- Μέ πόσα γραμμάρια οξειδίου του χαλκού (CuO) αντιδρούν 10 mol  $H_2$ ; (A.B.: Cu=64, O=16).
- Πόσα mol νερού παράγονται κατά την καύση 40 g  $H_2$ ; (A.B.: H=1)
- Πόσα λίτρα υδρογόνου (στις Κ.Σ) πρέπει να καούν με  $O_2$  ώστε να σχηματισθούν 1,8 Kg  $H_2O$ ; (A.B.: H=1, O=16)

### ΤΡΕΙΣ ΣΠΟΥΔΑΙΕΣ ΟΜΑΔΕΣ ΤΟΥ ΠΕΡΙΟΔΙΚΟΥ ΣΥΣΤΗΜΑΤΟΣ

Στά επόμενα μαθήματα θά 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 εξωστ. στιβάδας	1e			4e			7e	

**A) 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 εξέτάσαμε στό προηγούμενο μάθημα χωριστά. Τά υπόλοιπα στοιχεία (Li, Na, K, Rb, Cs, Fr) είναι μέταλλα και ονομάζονται **άλκαλιμέταλλα** ή **άλκάλια**. Τά άτομα τών στοιχείων τής 1ης ομάδας έχουν 1e στην έξωτερική στιβάδα τους.

**B) 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.

Ἡ 4η ομάδα ονομάζεται καί «**ομάδα τοῦ ἀνθρακα**».

Γ) 7η ομάδα. Περιλαμβάνει τὰ στοιχεῖα **φθόριο** (F), **χλώριο** (Cl), **βρώμιο** (Br), **ιώδιο** (I) καί **ἀστάτιο** (At). Εἶναι ὅλα ἀμέταλλα στοιχεῖα καί ἔχουν 7e στήν ἐξωτερική τους στιβάδα. Ἀποτελοῦν τήν «**ομάδα τῶν ἀλογόνων**».



## 17<sup>ο</sup> ΜΑΘΗΜΑ

ΤΑ ΑΛΚΑΛΙΜΕΤΑΛΛΑ ἢ ΑΛΚΑΛΙΑ - ΤΟ ΝΑΤΡΙΟ

### Α) Ἡ πρώτη ομάδα τοῦ περιοδικοῦ συστήματος

Τὰ στοιχεῖα τῆς πρώτης (I) ομάδας τοῦ περιοδικοῦ συστήματος ἀναγράφονται στόν πίνακα (I). Τά ἐξί αὐτά μέταλλα ονομάζονται **ἀλκαλιμέταλλα** ἢ **ἀλκάλια**. Βρίσκονται τοποθετημένα στήν ἴδια κάθετη στήλη (ομάδα) καί ἔχουν 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	

Ἀπόσπασμα τοῦ περιοδικοῦ συστήματος

## ΠΙΝΑΚΑΣ Ι

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

Σχ. 1 Τα ΑΛΚΑΛΙΑ (ΜΕΤΑΛΛΑ). Οι ιδιότητές τους είναι ανάλογες επειδή όλα έχουν ίδιο αριθμό ηλεκτρονίων στήν εξωτερική τους στιβάδα (1 e<sup>-</sup>).

κυριότερα σημεία στα όποια μοιάζουν είναι τα ακόλουθα:

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

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

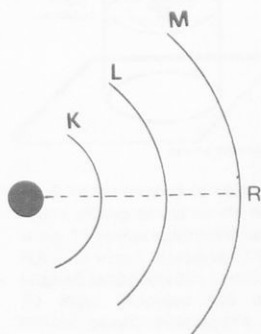
- 4) Σχηματίζουν έτεροπολικές ενώσεις στις όποιες έμφανίζουν πάντοτε σθένος +1.

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

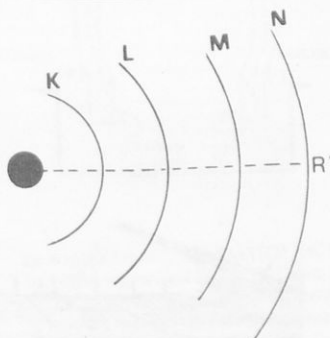
- 5) Είναι πολύ δραστικά στοιχεία και γι' αυτό στή φύση υπάρχουν μόνο ένωμένα με άλλα στοιχεία. Οι ενώσεις τών άλκαλιών είναι διαλυτές στό νερό κι έτσι μεταφέρονται με τά νερά τών ποταμών και στή θάλασσα (π.χ. τό  $\text{NaCl}$ ).

● Η δραστικότητα τών άλκαλιών μεγαλώνει από πάνω προς τά κάτω. Έτσι, π.χ., τό K είναι δραστικότερο από τό Na. Όσο μεγαλώνει ό ατομικός τους αριθμός (Z), δηλαδή όσο μεγαλώνει ή ατομική τους άκτίνα (R), τόσο πιά δραστικά γίνονται τά μέταλλα της ομάδας αυτής. Αυτό εξηγείται ως εξής: Όσο πιά μακριά από τόν πυρήνα βρίσκεται τό ηλεκτρόνιο της εξωτερικής στιβάδας, τόσο άσθενέστερα έλκεται από τόν πυρήνα και συνεπώς τόσο εύκολότερα θά απομακρύνεται από τό άτομο. Επομένως, τό K, πού έχει μεγαλύτερη ατομική άκτίνα από τό Na, θά χάνει εύκολότερα τό ηλεκτρόνιο της εξωτερικής του στιβάδας και γι' αυτό είναι δραστικότερο από τό Na (σχ. 2).

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



ΗΛΕΚΤΡΟΝΙΚΗ ΔΟΜΗ του ΝΑΤΡΙΟΥ	
K = 2e <sup>-</sup>	ΣΥΝΟΛΟ 11e <sup>-</sup>
L = 8e <sup>-</sup>	
M = 1e <sup>-</sup>	



ΗΛΕΚΤΡΟΝΙΚΗ ΔΟΜΗ του ΚΑΛΙΟΥ	
K = 2e <sup>-</sup>	ΣΥΝΟΛΟ 19e <sup>-</sup>
L = 8e <sup>-</sup>	
M = 8e <sup>-</sup>	
N = 1e <sup>-</sup>	

Σχ. 2 Τό K είναι πιά δραστικό από τό Na γιατί ή ατομική άκτίνα 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 άλατι)
	$KCl$	ΧΛΩΡΙΟΥΧΟ ΚΑΛΙΟ
	$LiCl$	ΧΛΩΡΙΟΥΧΟ ΛΙΘΙΟ

Σχ. 3 Μερικές έτεροπολικές ενώσεις των αλκαλίων

## Β) Ένώσεις των αλκαλίων

α) Τά αλκάλια ενώνονται πολύ εύκολα με τά περισσότερα άμέταλλα και σχηματίζουν έτεροπολικές ενώσεις (όξειδια, ύδριδια, αλογονίδια κ.ά.). Μερικές από τίς ενώσεις αυτές βλέπουμε στόν πίνακα (II) (σχ. 3).

β) Υπάρχουν άκόμη και άλατα των αλκαλίων πού έχουν όξυγονούχες ήλεκτρωνητικές ρίζες (iónτα), όπως π.χ. τό άνθρακικό νάτριο ή σόδα ( $Na_2CO_3$ ), τό θειικό κάλιο ( $K_2SO_4$ ) κτλ.

γ) Οί ενώσεις των αλκαλίων με τήν ήλεκτρωνητική ρίζα ( $OH^-$ ) λέγονται **ύδροξείδια** και άνήκουν στις **βάσεις**. Π.χ.  $NaOH$ : Ύδροξείδιο του νατρίου ή καυστικό νάτριο.  $KOH$ : Ύδροξείδιο του καλίου ή καυστικό κάλιο.

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

## Γ) Τό νάτριο (Na)

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



Σχ. 4 ΑΛΥΚΕΣ. Τό νερό εξατμίζεται σιγά σιγά και άπομένει τό  $NaCl$  που καθαρίζεται και μετά προσφέρεται στό έμπόριο σαν μαγειρικό άλατι.

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

● **Ιδιότητες.** Το Na είναι αργυρόλευκο μέταλλο, μαλακό και έλαφρότερο 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 ύδροξειδιο του νατρίου (NaOH) και H<sub>2</sub>:



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

● **Πυροχημική ανίχνευση του νατρίου.** Το νάτριο χρωματίζει τη φλόγα **κίτρινη**. Αντίθετα τό Κ τή χρωματίζει **ιώδη** (βιολετί).

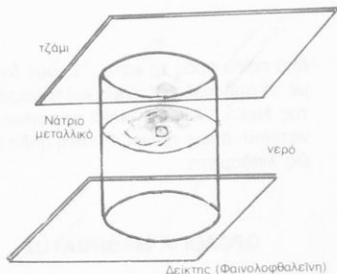
● **Παρασκευή νατρίου.** Τό Na παρασκευάζεται μέ ήλεκτρόλυση **τήγματος** NaCl (σχ. 6). Μέσα σε συσκευή ήλεκτρολύσεως τό NaCl θερμαίνεται και λιώνει (τήκεται). Τό τήγμα του NaCl πού προκύπτει έτσι περιέχει τά ιόντα Na<sup>+</sup> και Cl<sup>-</sup>. Κατά τήν ήλεκτρόλυση του τήγματος αυτού στήν **κάθοδο** ελευθερώνεται Na και στήν **άνοδο** Cl<sub>2</sub>. Οι αντίδρασεις πού γίνονται στά δύο ήλεκτρόδια περιγράφονται στό σχ. 6.

#### Δ) Χρήσεις του νατρίου και καλίου.

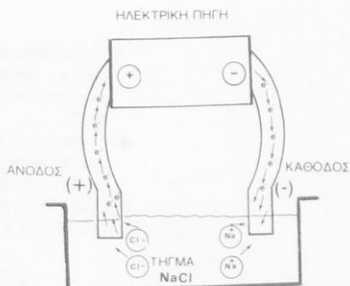
Τά δύο μέταλλα, σε καθαρή κατάσταση, έχουν περιορισμένη χρήση. Αντίθετα οι ενώσεις τους βρίσκουν πολλές εφαρμογές. Έτσι, π.χ. τό NaCl είναι έντελως απαραίτητο για τόν οργανισμό μας, στον οποίο εισάγεται μέ τις τροφές (μαγειρικό άλάτι). Χρησιμοποιείται επίσης στή χημική βιομηχανία για τήν παρασκευή πολλών άλλων χημικών ενώσεων (π.χ. HCl, NaOH, Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> κτλ.). Ορισμένα άλατα καλίου χρησιμοποιούνται ως **καλιούχα λιπάσματα**.

#### ΠΕΡΙΛΗΨΗ

Τά άλκάλια ανήκουν στήν πρώτη ομάδα του περιοδικού συστήματος και έχουν 1e<sup>-</sup> στήν εξωτερική στιβάδα των ατόμων τους. Η δραστικότητα των άλκαλιών αύξάνεται



Σχ. 5 Τό Na αντίδρα μέ το νερό. Ένα κομμάτι νάτριο εισάγεται σε ποτήρι μέ νερό. Τό ποτήρι καλύπτεται άμέσως μέ τζάμι. Τό νάτριο στριφογυρίζει συνέχεια μέχρι νά αντιδράσει όλη ή ποσότητά του. Τό άεριο ύδρογόνο πού παράγεται πολλές φορές άναφλέγεται. Μέ τήν προσθήκη του δείκτη διαπιστώνουμε ότι σχηματίσθηκε και NaOH.



Σχ. 6 ΗΛΕΚΤΡΟΛΥΣΗ ΤΗΓΜΑΤΟΣ NaCl

Τά στάδια τής ΗΛΕΚΤΡΟΛΥΣΕΩΣ είναι:

I Τό NaCl διαχωρίζεται σε ιόντα προτού περάσει τό ηλεκτρικό ρεύμα.  
NaCl - Na<sup>+</sup> + Cl<sup>-</sup>

II Τά ιόντα έλκονται άπ' τά αντίθετα προς αυτά φορτισμένα ήλεκτρόδια.

ΑΝΟΔΟΣ: 2Cl<sup>-</sup> - 2e<sup>-</sup> → Cl<sub>2</sub><sup>0</sup> (άεριο χλώριο)

ΚΑΘΟΔΟΣ: 2Na<sup>+</sup> + 2e<sup>-</sup> → 2Na<sup>0</sup> (μεταλλικό νάτριο)

Η πλήρης αντίδραση είναι:



από πάνω προς τα κάτω. Έχουν ανάλογες χημικές ιδιότητες. Αντιδρούν πολύ εύκολα με τα αμέταλλα στοιχεία και το νερό. Το νάτριο παρασκευάζεται με ηλεκτρόλυση τήγματος NaCl. Από το NaCl παρασκευάζονται επίσης ορισμένες σπουδαίες ενώσεις του νατρίου, όπως το NaOH και η σόδα ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ). Πολλά άλατα του καλίου χρησιμοποιούνται ως λιπάσματα.

### ΟΡΟΛΟΓΙΑ ΜΑΘΗΜΑΤΟΣ

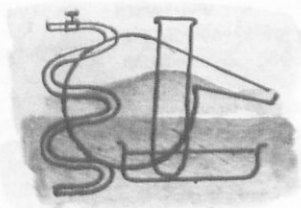
Στό μάθημα αυτό συναντήσαμε κυρίως τους εξής όρους: *αλκάλια, καυστικά αλκάλια, άλυκές, ηλεκτρόλυση τήγματος, υδροξειδία (βάσεις), άλατα, σόδα.*

### 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. Που υπάρχουν άλυκές στη χώρα μας;

### ΑΣΚΗΣΕΙΣ

1. Πόσα γραμμάρια χλωριούχου νατρίου πρέπει να ηλεκτρολυθούν, ώστε να παρασκευαστούν 92 g Na; (A.B: Na=23, Cl=35,5).
2. Πόσα λίτρα υδρογόνου (στις Κ.Σ) παράγονται κατά την επίδραση 4,6 g Na σε νερό; (A.B 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 όνομασία τους «**άλoγόνoνa**» ή «**άλoτoγόνoνa**», επειδή δίνουν άλατα. Τά άτομα τών αλογόνων έχουν όλα 7e<sup>-</sup> στην έξωτερική τους στιβάδα (σχ. 1).

## ΠΙΝΑΚΑΣ II

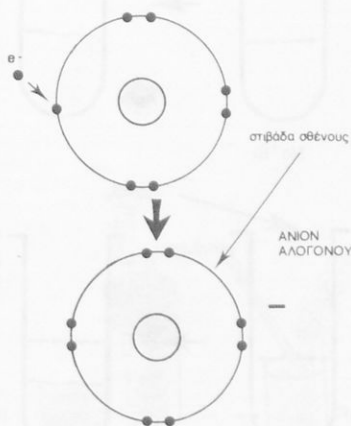
ΣΥΜΒΟΛΟ	ΟΝΟΜΑ	ΑΡΙΘΜΟΣ e <sup>-</sup> ΕΞΩΤΕΡΙΚΗΣ ΣΤΙΒΑΔΑΣ	Z
F	ΦΘΟΡΙΟ	7e <sup>-</sup>	9
Cl	ΧΛΩΡΙΟ	7e <sup>-</sup>	17
Br	ΒΡΩΜΙΟ	7e <sup>-</sup>	35
I	ΙΩΔΙΟ	7e <sup>-</sup>	53
At	ΑΣΤΑΤΙΟ	7e <sup>-</sup>	85

Σχ. 1 Τά ΑΛΟΓΟΝΑ. (ΑΜΕΤΑΛΛΑ)

## Β) Ιδιότητες τών αλογόνων

**Φυσικές ιδιότητες.** Μερικές από τις φυσικές ιδιότητες τών 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<sup>-</sup> στην έξωτερική στιβάδα τών ατόμων τους. Έμφανίζουν τάση νά προσλαμβάνουν 1e<sup>-</sup> (σχ. 3), γιά νά συμπληρώσουν την έξωτερική στιβάδα του μέ 8e<sup>-</sup>. Επομένως είναι **όξειδωτικά σώματα** (βλέπε 15° μάθημα). Μέ τόν τρόπο αυτό προκύπτουν τά απλά ίόντα τών αλογό-

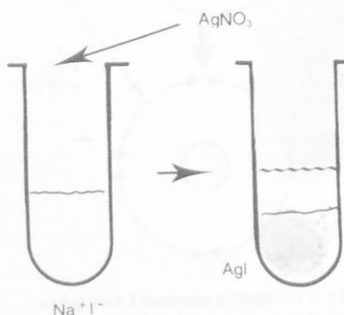
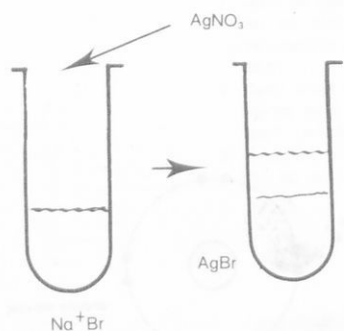
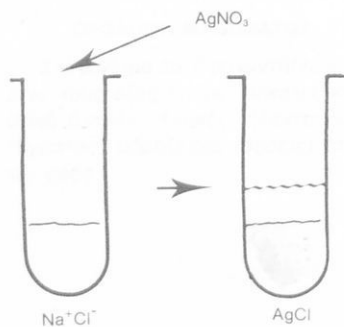


Σχ. 3 Τά αλογόνα παίρνουν 1 ηλεκτρόνιο και συμπληρώνουν την έξωτερική τους στιβάδα αθένους μέ 8 ηλεκτρόνια, άρα είναι όξειδωτικά σώματα.

ΠΙΝΑΚΑΣ ΙΙ

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

Σχ. 2 Μερικές φυσικές ιδιότητες των αλογόνων



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

ων που έχουν φορτίο -1. Π.χ. Cl<sup>0</sup>+1e → Cl<sup>-</sup> Τα ηλεκτρόνια προέρχονται από τα διάφορα μέταλλα, που με τον τρόπο αυτό μεταπίπτουν σε θετικά ιόντα. Κατά την αντίδραση μετάλλων με αλογόνα προκύπτουν τα **άλογονίδια** ή αλαγονούχα άλατα. Π.χ. NaCl, KCl, CaCl<sub>2</sub> 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 τό πιο δραστήριο από όλα τα άμεταλλα στοιχεία. Κατά την ένωση του υδρογόνου με τα αλογόνα προκύπτουν τα υδραλογόνα υδροφθόριο (HF), υδροχλώριο (HCl), υδροβρώμιο (HBr) και υδροιώδιο (HI).

π.χ. H<sub>2</sub>+Cl<sub>2</sub>  $\xrightarrow{\text{φώς}}$  2HCl (υδροχλώριο)

Τά υδραλογόνα ανήκουν στα **όξέα**.

● **Ανίχνευση των ιόντων Cl<sup>-</sup>, Br<sup>-</sup>, και I<sup>-</sup>.** Για να ανιχνεύσουμε τά ιόντα αυτά χρησιμοποιούμε ένα χημικό αντιδραστήριο που λέγεται νιτρικός άργυρος (AgNO<sub>3</sub>). Η ένωση αυτή διαλύεται στο νερό και δίνει ιόντα άργυρου (Ag<sup>+</sup>). Τά ιόντα Cl<sup>-</sup>, Br<sup>-</sup>, I<sup>-</sup>, που περιέχονται σε διάλυμα κάποιου αλογονούχου άλατος ή υδραλογόνου, αντιδρούν με τά ιόντα Ag<sup>+</sup> και δίνουν αδιάλυτα σώματα με χαρακτηριστικό χρώμα (σχ. 4).

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



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

### Γ) Τό χλώριο

Τό χλώριο (Cl) βρίσκεται στή φύση κυρίως μέ τή μορφή τών άλατων NaCl και KCl.

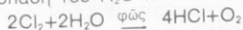
Στή **βιομηχανία** παρασκευάζεται μέ ήλεκτρολύση χλωριούχου νατρίου (NaCl).

Στό εργαστήριο παρασκευάζεται συνήθως μέ επίδραση διαλύματος HCl σέ διοξειδίο του μαγγανίου (MnO<sub>2</sub>) (σχ. 6).



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

● **Χλωριούχο νερό.** Τό χλώριο έχει μέτρια διαλυτότητα στό νερό. (Ένα λίτρο νερού διαλύει 3 λίτρα άεριο χλώριο, στή συνηθισμένη θερμοκρασία περιβάλλοντος). Τό διάλυμα πού προκύπτει λέγεται **χλωριούχο νερό**. Αν τό χλωριούχο νερό φωτιστεί, γίνεται διάσπαση του H<sub>2</sub>O και έλευθερώνεται O<sub>2</sub>:



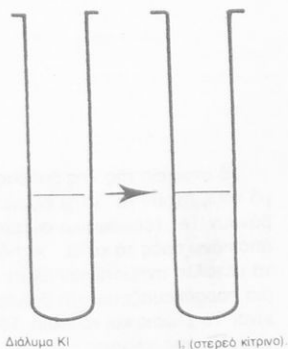
Η αντίδραση αυτή βρίσκει εφαρμογή στήν καταστροφή τών μικροβίων του πόσιμου νερού μέ **χλωρίωση**. Τό όξυγόνο πού παράγεται, καταστρέφει τούς παθογόνους μικροοργανισμούς (μικρόβια) κι έτσι άπολυμαίνεται τό νερό.

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

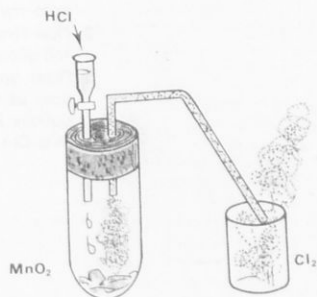
### Δ) Χρήσεις τών αλογόνων

Οι ενώσεις τών αλογόνων (άλατα κτλ.) χρησιμοποιούνται σέ πολλούς τομείς. Τό Cl<sub>2</sub> χρησιμοποιείται για τή χλωρίωση του πόσιμου νερού τών πόλεων, για τήν παρασκευή τών χλωρινών, του HCl και πολλών άλλων ενώσεων. Τό βάμμα ιωδίου είναι άπαραίτητο σέ κάθε σπίτι ως άπολυμαντικό και άντσηπτικό μέσο. Τό I<sub>2</sub> μέ άμυλο χρωματίζεται μπλέ. Τό φαινόμενο

Διάλυμα χλωρίου  
(χλωριούχο νερό)



Σχ. 5 Άπλή αντικατάσταση Αλογόνου σέ μείγμα χλωριούχου νερού. Τό διάλυμα κίτρινίζει επειδή έλευθερώνεται στερεό ιώδιο άδιάλυτο στό νερό.



Σχ. 6 Έργαστηριακή παρασκευή χλωρίου

αυτό βρίσκεται εφαρμογή στην ανίχνευση του ιωδίου ή του αμύλου. Τά άλατα βρωμιούχος άργυρος (AgBr) και ιωδιούχος άργυρος (AgI) χρησιμοποιούνται στή φωτογραφική. Τά άλογόνα άποτελοΰν έπίσης συστατικά πολλών έντομοκτόνων, πλαστικών, φαρμάκων κ.τ.λ. Τό Cl<sub>2</sub> χρησιμοποιήθηκε και ώς πολεμικό άέριο.

## ΠΕΡΙΛΗΨΗ

Τά στοιχεία τής 7ης ομάδας του περιοδικού συστήματος λέγονται άλογόνα. Τά άτομά τους έχουν 7e<sup>-</sup> στή έξωτερική τους στιβάδα. Τά άλογόνα έχουν τάση νά προσλαμβάνουν 1e<sup>-</sup> (όξειδωτικά σώματα). Η δραστικότητα των στοιχείων αυτών ελαττώνεται από πάνω πρós τά κάτω. Αντιδρούν εύκολα μέ πολλά στοιχεία και χημικές ένώσεις. Μέ τά μέταλλα σχηματίζουν άλατα, πού τά περισσότερα είναι εύδιάλυτα στό νερό. Τό χλώριο παρασκευάζεται στή βιομηχανία μέ ηλεκτρόλυση NaCl. Τά πιά σπουδαία άλογόνα είναι τό χλώριο και τό ιώδιο. Τό υδροχλώριο (HCl), οι χλωρίνες, τό χλωριούχο νερό κ.ά. γίνονται από χλώριο.

## ΟΡΟΛΟΓΙΑ ΜΑΘΗΜΑΤΟΣ

*Στό μάθημα αυτό συναντήσαμε κυρίως τούς έξής όρους: Άλογόνα, θάμμα ιωδίου, υδραλογόνα, χλωρίνη, χλωριούχο νερό, ύποχλωριώδη άλατα.*

## ΕΡΓΑΣΙΕΣ - ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ

1. Ποιά στοιχεία λέγονται «άλογόνα» και γιατί; Σε ποιά όμάδα ανήκουν;
2. Ποιά σώματα λέγονται υδραλογόνα και πού ανήκουν;
3. Πώς παρασκευάζεται τό χλώριο και ποιές είναι οι κυριότερες χρήσεις του;
4. Πώς μεταβάλλεται ή δραστικότητα των άλογόνων, ανάλογα μέ τόν ατομικό τους αριθμό.

## ΑΣΚΗΣΕΙΣ

1. Πόσα λίτρα Cl<sub>2</sub> (στις Κ Σ) παρασκευάζονται κατά τήν επίδραση 8 mol HCl σε MnO<sub>2</sub>;
2. Ποιά είναι ή ηλεκτρονική δομή των ατόμων του φθορίου (Z=9) και του χλωρίου (Z=17);
3. Πόσα γραμμάρια Cl<sub>2</sub> πρέπει νά αντιδράσουν μέ νερό (στό φώς) ώστε νά ελευθερωθούν 2,24 λίτρα O<sub>2</sub> (στις Κ Σ). (Α Β Cl= 35,5).

## 19<sup>ο</sup> 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 <sup>-</sup>	6
Si	ΠΥΡΙΤΙΟ	4e <sup>-</sup>	14
Ge	ΓΕΡΜΑΝΙΟ	4e <sup>-</sup>	32
Sn	ΚΑΣΣΙΤΕΡΟΣ	4e <sup>-</sup>	50
Pb	ΜΟΛΥΒΔΟΣ	4e <sup>-</sup>	82

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

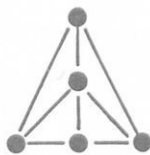
Το γεγονός αυτό έχει ως συνέπεια τις ανάλογες χημικές ιδιότητες που εμφανίζουν τα στοιχεία της ομάδας αυτής.

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

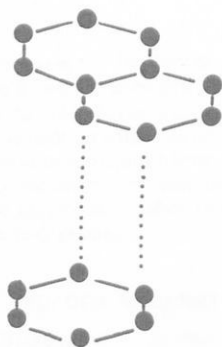
Η τέταρτη ομάδα λέγεται και «ομάδα του άνθρακα».

#### 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-

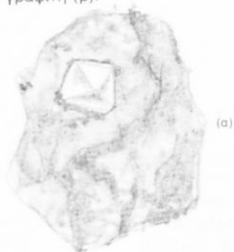


α

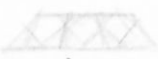


β

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



(α)



(β)

Ροζέτα

Έκλαμπρος (Μηριγιάν)

Σχ. 4 (α) Ακατέργαστα και (β) κατεργασμένα διαμάντια.

σης σχηματίστηκαν, έδω και πολλά έκατομμύρια χρόνια, οι φυσικοί άνθρακες που βρίσκονται βαθιά στο υπέδαφος.

● **Φυσικοί άνθρακες.** Έτσι ονομάζονται τα διάφορα είδη του άνθρακα που υπάρχουν σε κοιτάσματα μέσα στη γη. Οι φυσικοί άνθρακες διακρίνονται σε δύο κατηγορίες: στους **κρυσταλλικούς** και τους **άμορφους**.

Στην πρώτη κατηγορία ανήκουν το **διαμάντι** και ο **γραφίτης**. Τα σώματα αυτά αποτελούνται από άτομα άνθρακα που συνδέονται μεταξύ τους με

Οι κρυσταλλικοί άνθρακες διαφέρουν	
ΔΙΑΜΑΝΤΙ	ΓΡΑΦΙΤΗΣ
ΠΟΛΥ ΣΚΛΗΡΟ ΣΩΜΑ	ΜΑΛΑΚΟ ΣΩΜΑ
ΔΙΑΦΑΝΕΣ	ΑΔΙΑΦΑΝΕΣ
ΚΑΚΟΣ ΑΓΩΓΟΣ ΘΕΡΜΟΤΗΤΑΣ και ΗΛΕΚΤΡΙΣΜΟΥ	ΚΑΛΟΣ ΑΓΩΓΟΣ ΘΕΡΜΟΤΗΤΑΣ και ΗΛΕΚΤΡΙΣΜΟΥ
ΠΥΚΝΟΤΗΤΑ 3,5 g/cm <sup>3</sup>	ΠΥΚΝΟΤΗΤΑ 2,2 g/cm <sup>3</sup>
ΦΩΤΟΘΛΑΣΤΙΚΟ	ΟΧΙ
ΑΧΡΩΜΟ ή ΧΡΩΜΑΤΙΣΤΟ	ΓΚΡΙΖΟ - ΜΑΥΡΟ

Σχ. 3 Το διαμάντι και ο γραφίτης διαφέρουν σε πολλές ιδιότητες.

ισχυρούς ομοιοπολικούς δεσμούς και οικοδομούν **κρυστάλλους** με κανονικούς γεωμετρικούς τρόπους. Οι τρόποι όμως που σχηματίζονται τα **κρυσταλλικά πλέγματα** στο διαμάντι και στο γραφίτη είναι διαφορετικοί (σχ. 2). Έδω οφείλονται και οι διαφορές που εμφανίζουν τα δύο αυτά είδη του άνθρακα στις φυσικές τους ιδιότητες (σχ. 3).

● Τα διαμάντια **έξάγονται** μέσα από πετρώματα της γης (άδαμαντορυχεία) σε **άκατέργαστη** μορφή (σχ. 4 (α)). Ύστερα από ειδική κατεργασία της επιφάνειάς τους, παίρνουν διάφορες μορφές που λάμπουν έντονα στο φως (σχ. 4 (β)). Τα διαμάντια χρησιμοποιούνται κυρίως για την κατασκευή κοσμημάτων. Τα μαύρα διαμάντια είναι φτηνότερα και μ' αυτά κόβουν το γυαλί.

● Ο γραφίτης είναι πολύ μαλακό σώμα. Όταν σύρεται πάνω στο χαρτί αφήνει ίχνη (**γράφει**). Χρησι-

μποιείται κυρίως γιά τήν κατασκευή μολυβιών και ήλεκτροδίων.

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

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

Έξάγονται από τή γή (άνθρακωρυχεία) και χρησιμοποιούνται κυρίως ως στερεά καύσιμα. Η χώρα μας διαθέτει μεγάλα κοιτάσματα λιγνίτη στην Πτολεμαίδα, στό Άλιβέρι, στή Μεγαλόπολη κτλ. Στην περιοχή τών Φιλιππων ύπάρχει τύρφη. Ο λιγνίτης καίγεται στά θερμοηλεκτρικά εργοστάσια και ή παραγόμενη θερμική ενέργεια μετατρέπεται κατάλληλα σέ ήλεκτρική ενέργεια.

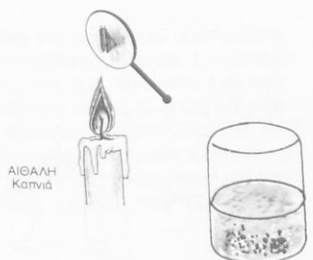
ΟΝΟΜΑ	ΠΕΡΙΕΚΤΙΚΟΤΗΤΑ σέ C % κ.β.
ΑΝΘΡΑΚΙΤΗΣ	> 90 %
ΛΙΘΑΝΘΡΑΚΑΣ	75-90 %
ΛΙΓΝΙΤΗΣ	45-70 %
ΤΥΡΦΗ	50 %
* ΤΟ ΞΥΛΟ Περιέχει κι αυτό C = 50% κ.β.	

Σχ. 5 Οι γαϊάνθρακες (άμορφοι άνθρακες).

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

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

● **Άπανθράκωση του ξύλου.** Μέσα σέ δοκιμαστικό σωλήνα θερμαίνουμε ένα μικρό κομμάτι από σπιρτόξυλο (σχ. 7), ώστε νά άπανθρακωθεί. Παρατηρούμε ότι στό τοιχώματα του σωλήνα άπομένου καστανόμαυρα πιασώδη ύλικά, ενώ τά άέρια πού



ζωϊκός άνθρακας (για άποχρωματισμό διαφόρων υγρών)

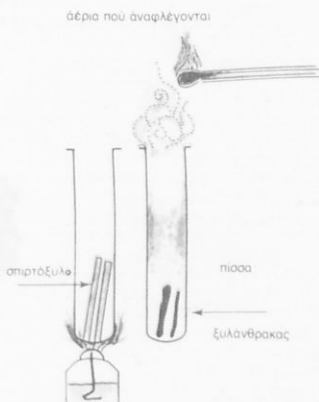


ξυλάνθρακας (ξυλοκάρβουνο)

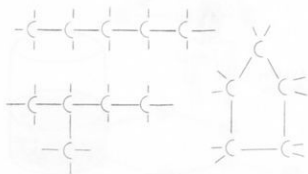


κώκ (πετροκάρβουνο)

Σχ. 6 Οι κυριότεροι άμορφοι άνθρακες.



Σχ. 7 Άπανθράκωση του ξύλου.



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

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

### Γ) Χημικές ιδιότητες του άνθρακα.

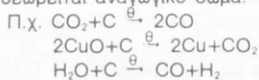
● Ο άνθρακας γενικά δύσκολα αντιδρά με άλλα σώματα. Έχει όμως μία πολύ σπουδαία ικανότητα: Δημιουργεί ισχυρούς όμοιοπολικούς δεσμούς όχι μόνο με άλλα στοιχεία, αλλά και με πολλά άνθρακώδη. Έτσι σχηματίζει μικρές ή μεγάλες άνθρακικές αλυσίδες, άνοιχτες ή κλειστές, που αποτελούν τον «κορμό» των μορίων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

● **Καύση του άνθρακα.** Ο άνθρακας, αφού προθερμανθεί, ενώνεται με το οξυγόνο και σχηματίζει διοξείδιο του άνθρακα ( $\text{CO}_2$ ). Κατά την αντίδραση αυτή ελευθερώνεται θερμότητα (εξώθερμη αντίδραση):



Κατά την άτελή καύση όμως του άνθρακα σχηματίζεται και το δηλητηριώδες μονοξείδιο του άνθρακα ( $\text{CO}$ ) που μπορεί να προκαλέσει ακόμη και το θάνατο του ανθρώπου.

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



Το μείγμα  $\text{CO}$  και  $\text{H}_2$  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. Το 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 στή σιβάδα σθένους και γι' αυτό είναι τετρασθενές στοιχείο. Σχηματίζει ομοιοπολικές ενώσεις με άλλα άμεταλλα στοιχεία. Τα μόρια των οργανικών ενώσεων έχουν μικρές ή μεγάλες άνθρακικές αλυσίδες. Ο C καίγεται προς  $\text{CO}_2$  ή CO και είναι αναγωγικό σώμα. Στη φύση υπάρχουν κρυσταλλικοί άνθρακες (διαμάντι, γραφίτης) και άμορφοι (γαϊάνθρακες). Παρασκευάζονται ακόμη και πολλοί τεχνητοί άμορφοι άνθρακες (ξυλάνθρακας, αιθάλη, κώκ κτλ.). Οι γαϊάνθρακες αποτελούν τα κυριότερα στερεά καύσιμα. Ο άνθρακας περιέχεται σε όλες τις οργανικές ενώσεις που τόσο μεγάλη σημασία έχουν για τη ζωή.

### ΟΡΟΛΟΓΙΑ ΜΑΘΗΜΑΤΟΣ

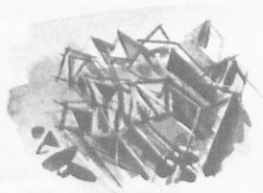
Στό μάθημα αυτό συνηθήσαμε κυρίως τους εξής όρους: Υδρογόνάνθρακες, πετρέλαιο, φυσικοί άνθρακες, διαμάντι (άδάμας), γραφίτης, αλλοτροπία, αλλοτροπικές μορφές, γαϊάνθρακες, τεχνητοί άμορφοι άνθρακες, άπανθράκωση ξύλου, οργανικές ενώσεις, άνθρακικές αλυσίδες.

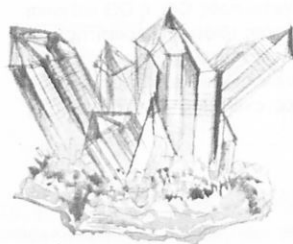
### ΕΡΓΑΣΙΕΣ - ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ

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

### ΑΣΚΗΣΕΙΣ

1. Πόσα mol  $\text{CO}_2$  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  $\text{CO}_2$  (στις Κ.Σ.) παράγονται κατά την καύση 1 Kg άνθρακιτη; (A.B.C = 12)



ΤΑ ΣΤΟΙΧΕΙΑ ΤΗΣ ΤΕΤΑΡΤΗΣ ΟΜΑΔΑΣ  
 (II) ΤΟ ΠΥΡΙΤΙΟ


(α)



ΑΜΕΘΥΣΤΟΣ

Σχ. 1 Φυσικοί κρύσταλλοι (α) διοξειδίου του πυριτίου. Μερικές μορφές του χαλαζία έχουν ωραία χρώματα και χρησιμοποιούνται ως πολύτιμοι λίθοι π.χ. ο άμεθυστος.

**A) Προέλευση του πυριτίου**

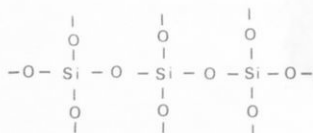
• Το πυρίτιο (Si) είναι το πίο διαδομένο στοιχείο στη φύση, μετά το οξυγόνο. Σε αντίθεση με τον άνθρακα, το πυρίτιο δέν υπάρχει ελεύθερο, αλλά πάντοτε ένωμένο με οξυγόνο και άλλα στοιχεία. Τα κυριότερα όρυκτά του πυριτίου είναι το διοξείδιο του πυριτίου ( $\text{SiO}_2$ ), ή άργιλος, ο άμιαντος, ο μαρμαρυγίας (μικά) κτλ. Το  $\text{SiO}_2$  έχει πολλές μορφές στη φύση. Το συναντάμε και ως κρυσταλλικό (**χαλαζίας**) και ως άμορφο (**άμμος**). Μερικές μορφές του χαλαζία (άμεθυστος, καπνίας, δονυχας κτλ.) είναι έγχρωμες και χρησιμοποιούνται ως «πολύτιμοι λίθοι» (σχ. 1). Τά καλάμια όρισμένων φυτών, τά φτερά και τά νύχια έχουν μικρές ποσότητες διοξειδίου πυριτίου, ως σπρηκτικό ύλικό.

**B) Ίδιότητες του πυριτίου**

Τό πυρίτιο είναι τό δεύτερο στοιχείο τής 4ης ομάδας του περιόδικου συστήματος, άμέσως μετά τον άνθρακα. Έχει κι αυτό  $4e^-$  στη στιβάδα σθένους και σχηματίζει όμοιοπολικές ένώσεις, όπου έμφανίζει σθένος 4. Με τον άνθρακα έχει πολλές όμοιότητες, αλλά και άρκετές διαφορές. Έτσι, π.χ., ενώ ο C σχηματίζει μεγάλες και άνθεκτικές άλυσίδες, τό πυρίτιο αντίθετα έχει πολύ περιορισμένη αυτή τήν ικανότητα. Όταν όμως ανάμεσα στά άτομα πυριτίου παρεμβάλλονται άτομα οξυγόνου, τότε προκύπτουν σταθερές ένώσεις, όπως π.χ. τό  $\text{SiO}_2$  (σχ. 2).

**Γ) Χρήσεις του πυριτίου**

Τό καθαρό Si χρησιμοποιείται στην ήλεκτρονική για τήν κατασκευή των τρανζιστορ. Ένα είδικό ύλικό φτιαγμένο από σίδηρο και πυρίτιο, τό **σιδηροπυρίτιο**, χρησιμοποιείται στη χημική βιομηχανία. Τό άνθρακοπυρίτιο (SiC) είναι πολύ σκληρό σώμα και χρησιμοποιείται ως λιπαντικό μέσο. Τά τελευταία χρόνια άρχισαν νά χρησιμοποιούνται οι **σιλικόνες**, πού άποτελούνται από Si, O και όργανικές ρίζες. Άπ' αυτές παρασκευάζονται είδικά βερνίκια και λιπαντικά έλαια, άνθεκτικό καουτσούκ κ.ά.



Σχ. 2 Τό μόριο του  $\text{SiO}_2$  είναι στην πραγματικότητα ένα μακρομόριο.

Μεγάλη σπουδαιότητα για όρισμένες βιομηχανίες έχουν οι ενώσεις του πυριτίου και ιδιαίτερα το  $\text{SiO}_2$  και η άργιλος.

Στή συνέχεια θα γνωρίσουμε μερικές εφαρμογές των ενώσεων αυτών.

### Δ) Τό γυαλί (ύαλος)

Τό γυαλί είναι γνωστό από την αρχαιότητα. Ή 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 ( $\text{SiO}_2$ ), σόδας ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ) και άβεσστόλιθου ( $\text{CaCO}_3$ ). Προκύπτει τότε μία παχύρρευστη μάζα που διαμορφώνεται σε ειδικά καλούπια και παίρνει τις επιθυμητές μορφές. Αυτό συνήθως γίνεται με έμφύσηση αέρα, είτε με τό στόμα, είτε με ειδικούς φυσητήρες (σχ. 3). Από κοινό γυαλί κατασκευάζονται τζάμια, ποτήρια κτλ.

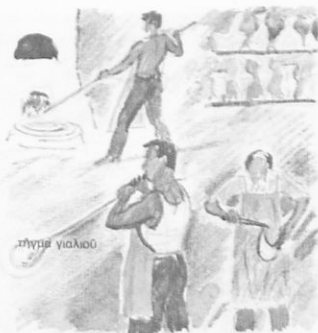
Τό **γυαλί Βοημίας** (ή γυαλί με κάλιο), αντί για νάτριο περιέχει κάλιο. Από αυτό φτιάχνουν χημικά όργανα, κάτοπτρα και άλλα είδη. Τό **κρύσταλλο** (ή γυαλί με μόλυβδο) παρασκευάζεται από  $\text{SiO}_2$  και ενώσεις καλίου και μολύβδου. Από αυτό κατασκευάζουν πολυτελή γυάλινα αντικείμενα για τό σπίτι, φακούς και άλλα όπτικά όργανα. Για την κατασκευή χημικών οργάνων χρησιμοποιούνται ειδικά άνθεκτικά γυαλιά, όπως τό γυαλί πυρέξ (PYREX) και τό γυαλί της Γιένας (JENA). Ο χρωματισμός του γυαλιού γίνεται με όρισμένα όξειδια που του προσθέτουν.

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

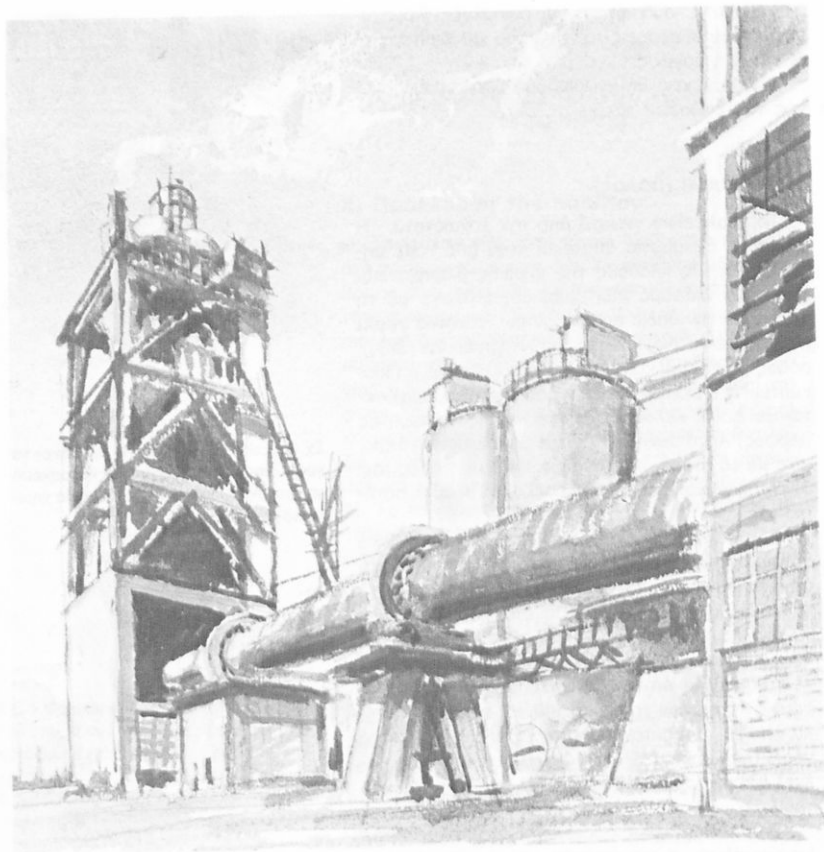
Από **γυαλί άσφαλείας** κατασκευάζονται τά γυάλινα εξαρτήματα των αυτοκινήτων. Τό γυαλί αυτό, όταν σπάσει, δίνει πολλά μικρά κομματάκια (χωρίς αιχμές) κι έτσι περιορίζονται οι πιθανότητες άτυχήματος από σπασμένα τζάμια, κατά τις συγκρούσεις των αυτοκινήτων.

### Ε) Τό τσιμέντο

Τό τσιμέντο γίνεται με συνθέρμανση άβεσστόλιθου ( $\text{CaCO}_3$ ) και άργιλου μέσα σε μεγάλους περιστρεφόμενους κυλίνδρους (σχ. 4). Τό προϊόν που παράγεται με τόν τρόπο αυτό όνομάζεται κλίνκερ και αποτελείται από άλατα του άβεστίου. Τό μείγμα



Σχ. 3 Ειδικευμένοι τεχνίτες «φυσάνε» τό γυαλί με διάφορα μέσα για κατασκευή κομμοτεχνημάτων, οργάνων για τά χημικά έργαστήρια κτλ.



Σχ. 4 : Εγκατάσταση παρασκευής τσιμέντου.

αυτό τὸ μετατρέπουν σὲ σκόνη καὶ ἀφ' οὗ τοῦ προσθέσουν λίγο γύψο, εἶναι ἔτοιμο γιὰ χρῆση. Ὄταν ἡ σκόνη τοῦ τσιμέντου ἔρχεται σ' ἐπαφὴ μὲ τὸ νερό, σχηματίζεται μιά πλαστικὴ μάζα ποὺ ὕστερα ἀπὸ λίγο χρόνο στερεοποιεῖται (πῆζει). Τὸ τσιμέντρο ἀποτελεῖ τὴ βάση γιὰ τὴν παρασκευὴ τοῦ **ὕδραυλικοῦ κονιάματος**, ποὺ χρησιμοποιεῖται στὴν οἰκοδομικὴ, στὴν ὁδοποιΐα, στὴ γεφυροποιΐα κτλ. Τὸ **σκυρόδεμα** ἢ **μπετόν** (BETON) γίνεται ἀπὸ τσιμέντο, ἄμμο, χαλίκια (σκύρα) καὶ νερό. Ἡ ἀντοχὴ τοῦ σκυροδέματος μεγαλώνει, ὅταν μέσα στὴ μάζα του ὑπάρχουν καὶ ράβδοι σιδήρου. Τότε λέγεται **ὀπλισμένο σκυρόδεμα** (BETON ARMÉ). Στὴ χώρα μας ὑπάρχουν μεγάλες βιομηχανίες τσιμέντου.

## ΣΤ) Κεραμεική

Ἡ κεραμεική εἶναι μιά παράρχεια τέχνη πού ἀπό εἰδικό χῶμα (ἀργιλόχωμα) ἐφτιαχνη ἀγγεῖα, τοῦβλα, κεραμιῖδια κτλ. Καθαρή μορφή ἀργίλου εἶναι ὁ **καολίνης**, ἀπό τόν ὁποῖο κατασκευάζονται τά διάφορα εἶδη πορσελάνης. Ἀκάθαρη μορφή ἀργίλου εἶναι ὁ πηλός, ἀπό τόν ὁποῖο κατασκευάζονται τά λεγόμενα πορώδη εἶδη τῆς κεραμεικῆς (τοῦβλα, κεραμιῖδια, γλάστρες κ.ά.). Στό σχ. 5 φαίνονται μερικά ἀπό τά προϊόντα τῆς κεραμεικῆς καί ὁ στό σχ. 6 ὁ τροχός τοῦ ἀγγειοπλάστη.



Σχ. 6 Ὁ κεραμεικός τροχός τοῦ ἀγγειοπλάστη εἶναι ἀπό τίς πρώτες ἐφευρέσεις τοῦ ἀνθρώπου.



Σχ. 5 Διάφορα εἶδη ἀπό κεραμεικά υλικά.

## ΠΕΡΙΛΗΨΗ

Τό πυρίτιο εἶναι τό δεύτερο στοιχεῖο τῆς 4ης ὁμάδας τοῦ περιοδικοῦ συστήματος καί ἔχει 4e<sup>-</sup> 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 ὄμως χρησιμοποιοῦνται εὐρύτατα. Ἡ ἄμμος (SiO<sub>2</sub>) χρησιμοποιεῖται στήν οἰκοδομική καί στήν ὑαλοουργία. Ἡ ἀργίλος ἀποτελεῖ πρώτη ὕλη τῆς βιομηχανίας τοιμέντων καί τῆς κεραμεικῆς. Οἱ οἰλικόνες εἶναι σπουδαῖες ἐνώσεις πού βρῖσκουν πολλές ἐφαρμογές.

## ΟΡΟΛΟΓΙΑ ΜΑΘΗΜΑΤΟΣ

Στό μάθημα αὐτό συναντήσαμε κυρίως τούς ἐξῆς ὄρους: Ἀργίλος, χαλαζίας, πολύτιμοι λίθοι, σιδηροπυρίτιο, ἀνθρακοπυρίτιο, οἰλικόνες, γυαλί, τοιμέντο, ὑδραυλικό κονίαμα, σκυρόδεμα, καολίνης, πηλός.

## ΕΡΓΑΣΙΕΣ - ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ

1. Ποιές εἶναι οἱ χημικές ιδιότητες καί οἱ χρήσεις τοῦ πυρίτιου;
2. Ποιά εἶδη γυαλιοῦ γνωρίζετε καί πού χρησιμοποιοῦνται;
3. Ἀπό τί γίνεται τό τοιμέντο καί πού χρησιμοποιεῖται;
4. Ποιές εἶναι οἱ πρώτες ὕλες τῆς κεραμεικῆς;

## ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ - ΑΛΑΤΑ

(I) ΤΑ ΟΞΕΑ - ΥΔΡΟΧΛΩΡΙΚΟ ΚΑΙ ΘΕΙΙΚΟ ΟΞΥ



## Α) Οι ηλεκτρολύτες

Υπάρχουν χημικές ενώσεις, τα **όξεα**, οι **βάσεις** και τα **άλατα**, που τὰ υδατικά τους διαλύματα εμφανίζουν ηλεκτρική αγωγιμότητα, δηλαδή είναι καλοί αγωγοί του ηλεκτρικού ρεύματος. Τὰ σώματα αυτά λέγονται **ηλεκτρολύτες** (σχ. 1).

Ηλεκτρική αγωγιμότητα εμφανίζουν επίσης και τὰ πηγμάτα τῶν βάσεων και τῶν αλάτων.

## Β) Τὰ όξεα

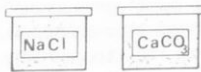
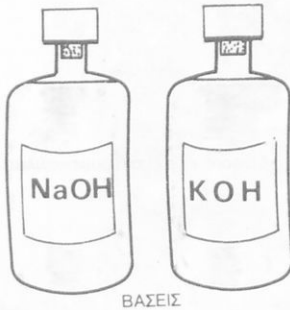
Όλοι μας γνωρίζουμε ότι τὸ ξίδι, ὁ χυμός τῶν λεμονιῶν, τὰ ἀνώριμα (ἀγουρα) σταφύλια κ.ἄ. ἔχουν ξινή γεύση. Αυτό ὀφείλεται στήν παρουσία τῶν ἐνώσεων που λέγονται **όξεα** και ἔχουν ξινή γεύση. Ἔτσι π.χ. τὸ ξίδι περιέχει ἕνα ὀξύ που λέγεται **όξικό**. Ὑπάρχουν ὀργανικά και ἀνόργανα όξεα\*. Στὸ μάθημα αὐτὸ θ' ἀσχοληθοῦμε με τὴ δευτέρη κατηγορία (τὰ ἀνόργανα).

Όλα τὰ όξεα περιέχουν στὸ μόριό τους ὑδρογόνο και τὰ περισσότερα ἀπ' αὐτὰ περιέχουν και ὀξυγόνο (σχ. 2).

Ἡ ὀργανοληπτική ἐξέταση τῶν όξεων με τὸ αἰσθητήριο τῆς γεύσης δέν είναι πάντοτε δυνατή, γιατί πολλά όξεα είναι ἰσχυρά δηλητήρια (σχ. 3). Ἡ παρουσία όξεος σέ κάποιο διάλυμα διαπιστώνεται ἀκίνδυνα με ὀρισμένες ὀργανικές ἐνώσεις που λέγονται **δεικτες**. Δύο - τρεῖς σταγόνες ἀπὸ τὰ σώματα αὐτὰ ἀρκοῦν γιά νὰ δώσουν στὸ ὀξινο διάλυμα κάποιο χαρακτηριστικό χρώμα. Ἔτσι π.χ. ὁ δεικτης που λέγεται **βάμμα ἠλιοτροπιῦ** ἔχει μενεξεδί χρώμα. Ὁταν ὁμως πέσει μέσα σέ διάλυμα όξεος, ἀλλάζει χρώμα και γίνεται κόκκινος. Στὸ σχ. 4 ἀναφέρονται οἱ κυριότεροι δεικτες καθὼς και τὸ χρώμα τους μέσα σέ ὀξινο διάλυμα.

**Άλλες ιδιότητες τῶν όξεων.** α) Τὰ όξεα ἀντιδρῶν με τὰ ἀνθρακικά ἄλατα και ἐλευθερῶνουν διοξειδίο του ἀνθρακα ( $\text{CO}_2$ ). Ἡ κιμωλία

**Όργανικές** λέγονται οἱ ἐνώσεις που περιέχουν στὸ μόριό τους ἀνθρακα. Τὰ ὀξειδία του ἀνθρακα ( $\text{CO}$ ,  $\text{CO}_2$ ), τὸ ἀνθρακικό ὀξύ ( $\text{H}_2\text{CO}_3$ ) και τὰ ἀνθρακικά ἄλατα θεωροῦνται ἀνόργανες ἐνώσεις.



ΑΛΑΤΑ

Σχ. 1 Οι ηλεκτρολύτες είναι μιά μεγάλη ὀμάδα ἀπὸ τρεῖς κατηγορίες χημικῶν ἐνώσεων.

ΠΙΝΑΚΑΣ 1

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

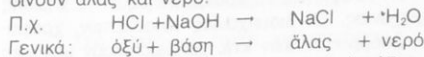
Σχ. 2 Τά κυριότερα ανόργανα οξέα.

π.χ. είναι άνθρακικό ασβέστιο (CaCO<sub>3</sub>) και διασπάται απ' το διάλυμα του HCl (σχ. 5). β) Τα δραστικά **μέταλλα** (π.χ. Mg, Al, Zn κτλ.) αντιδρούν με πολλά οξέα και ελευθερώνουν αέριο υδρογόνο (σχ. 6).



Γενικά: μέταλλο + οξύ → άλας + υδρογόνο

γ) Όλα τα οξέα αντιδρούν με τις **βάσεις** και δίνουν άλας και νερό.



Γενικά: οξύ + βάση → άλας + νερό

Τό φαινόμενο αυτό είναι γνωστό ως **έξουδετέρωση**. (ΜΑΘΗΜΑ 23<sup>ο</sup>). Τό σύνολο τών κοινών ιδιοτήτων πού εμφανίζουν τό διαλύματα τών οξέων όνομάζεται όξινη αντίδραση (ή όξινος χαρακτήρας).

### Γ) Τό υδροχλωρικό οξύ, HCl

Τό **υδροχλωρίο** (HCl) είναι ένα άχρωμο αέριο σώμα μέ δυσάρεστη (άποπνικτική) μυρωδιά. Έχει μεγάλη διαλυτότητα στό νερό. Τό ύδατικό διάλυμα τού υδροχλωρίου λέγεται **υδροχλωρικό οξύ** και αυτό συνήθως χρησιμοποιείται στην πράξη.

**Παρασκευή.** Τό HCl παρασκευάζεται εύκολα μέ επίδραση θειικού οξέος (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>) σέ χλωριούχο νάτριο (NaCl) (σχ. 7). Έπίσης παρασκευάζεται από τό στοιχείο του μέ άπευθείας έξωση:



Τό υδροχλωρικό οξύ εμφανίζει τίς γενικές ιδιότητες τών οξέων πού είδαμε πίο πάνω. Χρησιμοποιείται σέ όλα τό χημικά έργαστήρια γιά έξουδετέρωση βάσεων και γιά τήν παρασκευή άλλων σωμάτων. Χρησιμοποιείται έπίσης στίς βιομηχανίες χρωμάτων, φαρμάκων γλυκόζης κτλ.

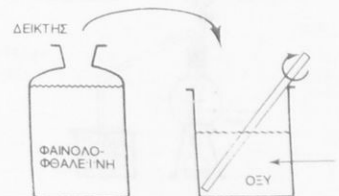
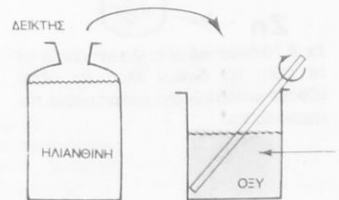
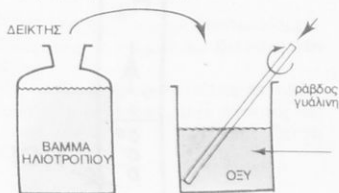
ΟΧΙ



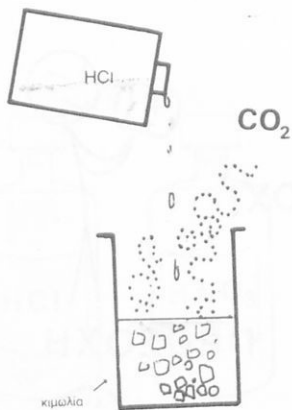
ΠΡΟΣΟΧΗ



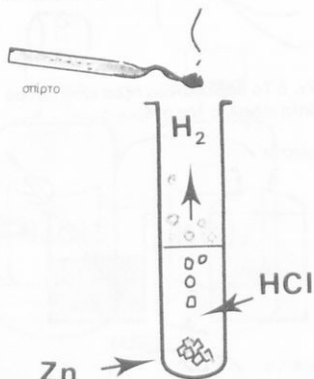
Σχ. 3 Τά περισσότερα οξέα είναι ισχυρά δηλητήρια γιά τόν άνθρωπο.



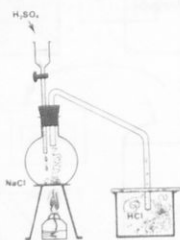
Σχ. 4 Οι 3 βασικοί δείκτες και οι χρωματισμοί τους μέσα σέ οξύ.



Σχ. 5 Τά άνθρακικά άλατα διασπώνται άπ' τά όξέα και έκλύουν άέριο CO<sub>2</sub>.



Σχ. 6 Τά δραστικά μέταλλα αντίδρουν μέ τά όξέα και δίνουν άλας και άέριο ύδρογόνο πού εύκολα πιστοποιούμε τή παρουσία του.



Σχ. 7 Έργαστηριακή παρασκευή του άεριου ύδροχλωρίου.

## Δ) Τό θειικό όξύ, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>

Τό **θειικό όξύ** (ή βιτριόλι) είναι ένα άχρωμο ύγρό πού διαλύεται εύκολα στό νερό. 'Η διάλυση αύτ ή πρέπει νά γίνεται πάντοτε μέ **προσθήκη του H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> στό νερό**, γιατί τό αντίθετο είναι επικίνδυνο (σχ. 8). Γενικά ή χρήση του θειικού όξέος πρέπει νά γίνεται μέ μεγάλη προσοχή. Όταν τό όξύ αύτό πέσει πάνω μας, καταστρέφει τά ρούχα και προκαλεί σοβαρά έγκαύματα στό σώμα.

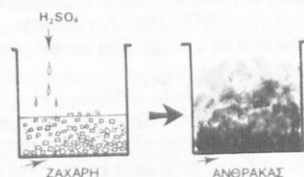
**Παρασκευή.** 'Η κυριότερη μέθοδος γιά τήν παρασκευή του θειικού όξέος στή βιομηχανία είναι ή ακόλουθη: Μέ καύση θείου (S) ή θειούχων ενώσεων παράγεται διοξειδίο του θείου (SO<sub>2</sub>). Αυτό στή συνέχεια τό όξειδώνουν πρós τριοξειδίο του θείου (SO<sub>3</sub>), άπ' τό όποιο τελικά φτιάχνουν τό H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>.

Τό διάλυμα του H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> εμφανίζει 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<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> είναι τό κυριότερο όξύ τής χημικής βιομηχανίας. Οί βιομηχανίες λιπασμάτων, χρωμάτων, άπορρυπαντικών κτλ. χρησιμοποιούν μεγάλες ποσότητες H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>.



Σχ. 8 Διαλύουμε πάντοτε τό H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> στό νερό και όχι αντίθετα.

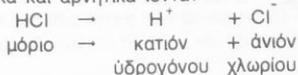


Σχ. 9 Τό πυκνό H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> άφυδατώνει τή ζάχαρη και μένει άνθρακας.

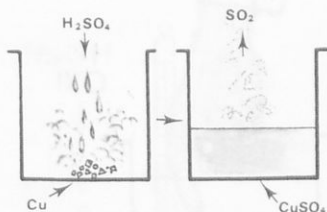


## Ε) Διάσπαση τών οξέων στό νερό

Όταν ένα οξύ (π.χ. HCl) διαλυθεί στό νερό, γίνεται **διάσπαση** τών μορίων του και προκύπτουν θετικά και άρνητικά ιόντα:



Τό **κατιόν υδρογόνου ή πρωτόνιο (H<sup>+</sup>)** είναι τό κοινό ιόν πού υπάρχει στά διαλύματα όλων τών οξέων. Οί κοινές (γενικές) ιδιότητες τών οξέων οφείλονται στην παρουσία αυτού άκριβώς του ιόντος.



Σχ. 10 Τό πυκνό H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> διαλύει (οξειδώνει) τό χαλκό και έκλύεται άέριο SO<sub>2</sub>.

## ΠΕΡΙΛΗΨΗ

Τά διαλύματα τών οξέων εμφανίζουν κοινές ιδιότητες, εξαιτίας του κοινού ιόντος (H<sup>+</sup>) πού περιέχουν. Μεταβάλλουν όμοιόμορφα τό χρώμα τών δεικτών, διασπούν τό άνθρακικά άλατα και αντίδρουν μέ βάσεις και μέταλλα. Δύο πολύ σπουδαία βιομηχανικά και έργαστηριακά οξέα είναι τό υδροχλωρικό και τό θειικό οξύ.

## ΟΡΟΛΟΓΙΑ ΜΑΘΗΜΑΤΟΣ

Στό μάθημα αυτό συναντήσαμε κυρίως τούς έξής όρους: *Ηλεκτρολύτες, οξέα, βάσεις, άλατα, δείκτες, έξουδετέρωση, κατιόν υδρογόνου, υδροχλωρικό οξύ, θειικό οξύ.*

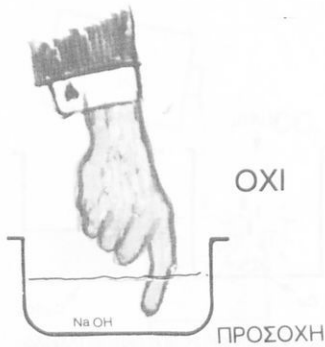
## ΕΡΓΑΣΙΕΣ - ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ

1. Ποιές ένώσεις λέγονται ηλεκτρολύτες;
2. Ποιές είναι οι κυριότερες ιδιότητες τών οξέων;
3. Πώς παρασκευάζεται τό HCl και τό H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>;
4. Ποιές είναι οι δύο σπουδαιές ιδιότητες του θειικού οξέος πού δέν τις εμφανίζει τό HCl.

## ΑΣΚΗΣΕΙΣ

1. Πόσα mol HCl έξουδετερώνονται από 10 mol NaOH;
2. Δίνεται ή 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<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> σέ 4 mol NaCl; (Α.Β: H=1, Cl=35,5).
3. Νά συμπληρώσετε τις έξής χημικές έξι-ώσεις:  
 $\text{Zn} + \text{HCl} \rightarrow \dots\dots$   
 $\text{CaCO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \dots\dots$   
 $\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \dots\dots$

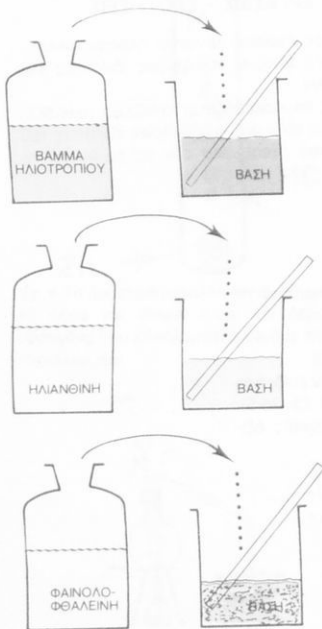
ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ - ΑΛΑΤΑ  
(II) ΟΙ ΒΑΣΕΙΣ - ΤΟ ΚΑΥΣΤΙΚΟ ΝΑΤΡΙΟ



Σχ. 1



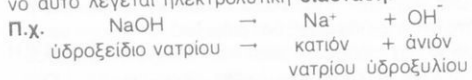
Σχ. 2



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

### Α) Οι βάσεις.

Τα **υδροξειδία** των μετάλλων ονομάζονται και **βάσεις**. Είναι μία κατηγορία ηλεκτρολυτών που όταν διαλυθούν στο νερό δίνουν θετικά ιόντα μετάλλων και αρνητικά ιόντα υδροξυλίου ( $\text{OH}^-$ ). Το φαινόμενο αυτό λέγεται ηλεκτρολυτική **διάσταση**.



Το **ανιόν υδροξυλίου** ή **υδροξυλίο** ( $\text{OH}^-$ ) είναι το **κοινό ιόν** όλων των βασικών διαλυμάτων και γι' αυτό οι βάσεις εμφανίζουν κοινές ιδιότητες. Υπάρχουν βάσεις με ένα, δύο ή τρία υδροξυλία στο μόριό τους, ανάλογα με το σθένος του μετάλλου (σχ. 1). Ορισμένες βάσεις είναι ευδιάλυτες στο νερό ( $\text{KOH}$ ,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{NH}_4\text{OH}$ ).

● **Καυστικές ιδιότητες των βάσεων.** Οι βάσεις έχουν καυστική γεύση. Στο δέρμα προκαλούν εγκαύματα (σχ. 1,2). Έξαιτίας της δράσώς τους αυτής ονομάζονται και **καυστικές**. Π.χ. καυστικό νάτριο ( $\text{NaOH}$ ), καυστικό κάλιο ( $\text{KOH}$ ), καυστικό ασβέστιο ( $\text{Ca(OH)}_2$ ) κτλ. Οι βάσεις του καλίου και νατρίου είναι γνωστές και ως **καυστικά αλκάλια**.

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

ΧΗΜΙΚΟΣ ΤΥΠΟΣ	ΟΝΟΜΑΤΟΛΟΓΙΑ	ΔΙΑΛΥΤΟΤΗΤΑ στο ΝΕΡΟ
$\text{NaOH}$	ΥΔΡΟΞΕΙΔΙΟ ΝΑΤΡΙΟΥ	ΕΥΔΙΑΛΥΤΗ
$\text{KOH}$	ΥΔΡΟΞΕΙΔΙΟ ΚΑΛΙΟΥ	ΕΥΔΙΑΛΥΤΗ
$\text{NH}_4\text{OH}$	» ΑΜΜΩΝΙΟΥ	ΕΥΔΙΑΛΥΤΗ
$\text{Ca(OH)}_2$	» ΑΣΒΕΣΤΙΟΥ	ΔΥΣΔΙΑΛΥΤΗ
$\text{Mg(OH)}_2$	» ΜΑΓΝΗΣΙΟΥ	»
$\text{Ba(OH)}_2$	» ΒΑΡΙΟΥ	»
$\text{Bi(OH)}_3$	» ΒΙΣΜΟΥΘΙΟΥ	»
$\text{Al(OH)}_3$	» ΑΡΓΙΛΙΟΥ	»

Σχ. 1 Οι σπουδαιότερες βάσεις.

ζουν στα δεξιά διαλύματα. Έτσι, π.χ. όλα τα διαλύματα των βάσεων από το βάμμα ήλιωτροπίου χρωματίζονται μπλέ, από την ηλιανθίνη 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.



Γενικά: Βάση + όξύ → άλας + νερό

Τό φαινόμενο αυτό λέγεται **έξουδετέρωση**.

β) Κατά την ηλεκτρόλυση διαλύματος (ή τήγματος) βάσεως, στην άνοδο (+) ελευθερώνεται πάντοτε όξυγόνο ( $\text{O}_2$ ).

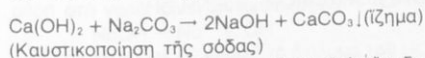
Τό σύνολο των ιδιοτήτων που εμφανίζουν τά βασικά διαλύματα λέγεται **βασική αντίδραση** ή **βασικός χαρακτήρας**.

## Β) Τό καυστικό νάτριο ( $\text{NaOH}$ )

Τό **ύδροξείδιο του νατρίου** ή καυστικό νάτριο ( $\text{NaOH}$ ) είναι μία από τίς κυριότερες βάσεις. Είναι λευκό, κρυσταλλικό σώμα, εύδιάλυτο στο νερό. Κατά τή διάλυση του στερεού  $\text{NaOH}$  στο  $\text{H}_2\text{O}$  ελευθερώνεται θερμότητα (σχ. 4). Τό υδατικό διάλυμα του  $\text{NaOH}$  έχει καυστική γεύση και αφή σαπωνοειδή (σαν σαπούνι). Στο δέρμα προκαλεί έγκαύματα. Τό  $\text{NaOH}$  εμφανίζει τίς γενικές ιδιότητες των βάσεων και συγκεκριμένα: α) μεταβάλλει τό χρώμα όρισμένων δεικτών. β) Αντιδρά με όξέα και δίνει άλατα και νερό. γ) Κατά τήν ηλεκτρόλυση διαλύματος (ή τήγματος)  $\text{NaOH}$  εκλύεται  $\text{O}_2$  στην άνοδο.

● **Βιομηχανικές παρασκευές του  $\text{NaOH}$ .** Τό  $\text{NaOH}$  παρασκευάζεται στή βιομηχανία κατά δύο μεθόδους:

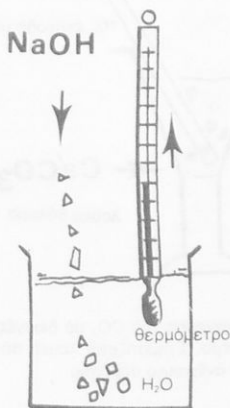
1. Μέ αντίδραση διπλής αντικατάστασης μεταξύ του  $\text{Ca(OH)}_2$  και τής σόδας ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ):



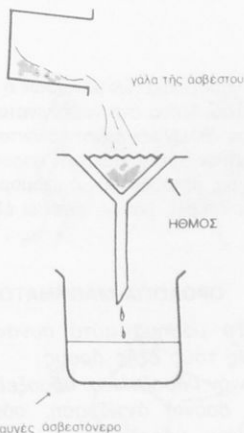
2. Μέ ηλεκτρόλυση διαλύματος  $\text{NaCl}$ . Στήν άνοδο εκλύεται  $\text{Cl}_2$ . Γύρω από τήν κάθοδο σχηματίζεται διάλυμα καυστικού νατρίου ( $\text{NaOH}$ ) και εκλύεται ύδρογόνο:



● **Χρήσεις του  $\text{NaOH}$ .** Τό καυστικό νάτριο είναι άπαραίτητο αντίδραστήριο γιά κάθε χημικό έργαστήριο. Μεγάλα ποσά  $\text{NaOH}$  χρησιμοποιεί ή σαπωνο-



Σχ. 4 Η διάλυση του στερεού  $\text{NaOH}$  στο νερό προκαλεί έκλυση θερμότητας και ό υδράργυρος άνεβαίνει στο θερμόμετρο (ΕΞΩΘΕΡΜΟ ΦΑΙΝΟΜΕΝΟ).



Σχ. 5 ΤΟ ΑΣΒΕΣΤΟΝΕΡΟ



Σχ. 6 Ανίχνευση του  $\text{CO}_2$  με διαυγές ασβεστόνερο. Σχηματίζεται λευκό θόλωμα από άνθρακικό ασβέστιο.

ποία. Το συνηθισμένο σαπούνι γίνεται από λίπη (ή έλαια) και  $\text{NaOH}$ .

### Γ) Άλλες βάσεις

Η άμμωνία ( $\text{NH}_3$ ) όταν διαλύεται στο νερό σχηματίζει ιόντα **άμμωνίου** ( $\text{NH}_4^+$ ) και ιόντα υδροξυλίου ( $\text{OH}^-$ ). Το υδατικό διάλυμα της άμμωνίας εμφανίζει όλες τις ιδιότητες που εμφανίζουν τα διαλύματα των άλλων βάσεων (π.χ.  $\text{NaOH}$ ). Επομένως στο υδατικό της διάλυμα η άμμωνία ( $\text{NH}_3$ ) συμπεριφέρεται σαν υδροξείδιο του άμμωνίου ( $\text{NH}_4\text{OH}$ ).

Μία άλλη βάση είναι το **υδροξείδιο του ασβεστίου** ή καυστικό ασβέστιο,  $\text{Ca(OH)}_2$ . Είναι στερεό, λευκό σώμα, με μικρή διαλυτότητα στο νερό. Παρασκευάζεται από οξείδιο του ασβεστίου ( $\text{CaO}$ ) με επίδραση νερού:



Το  $\text{CaO}$  λέγεται και **ασβεστος** (ή ασβέστης).

Όταν ανακατέψουμε νερό με αρκετό  $\text{Ca(OH)}_2$  γίνεται το «γάλα της ασβέστου». Με τον πολύ αυτόν ασβεστώνουμε τους τοίχους. Αν διηθήσουμε το λευκό αυτό μείγμα θα πάρουμε ένα άχρωμο διάλυμα  $\text{Ca(OH)}_2$  που λέγεται «ασβεστόνερο» (σχ. 5). Χρησιμοποιείται ως χημικό αντιδραστήριο. Μείγμα από  $\text{Ca(OH)}_2$ , άμμο και νερό αποτελεί το κοινό κονίαμα (ασβεστοκονίαμα) με το οποίο χτίζουν τοίχους από πέτρες και τούβλα. Με το ασβεστόνερο ανιχνεύουμε το  $\text{CO}_2$  (σχ. 6).

### ΠΕΡΙΛΗΨΗ

Τά υδροξείδια των μετάλλων ή βάσεις περιέχουν στο μόριό τους ένα ή περισσότερα υδροξύλια. Μέσα στο νερό γίνεται διάσπαση των μορίων τους και προκύπτουν θετικά ιόντα μετάλλων και αρνητικά ιόντα υδροξυλίου ( $\text{OH}^-$ ). Οι κοινές ιδιότητες των βασικών διαλυμάτων οφείλονται στην παρουσία του κοινού ιόντος  $\text{OH}^-$ . Οι βάσεις έχουν καυστική γεύση, μεταβάλλουν ομοιόμορφα τό χρώμα των δεικτών και αντιδρούν με όξέα. Οι σπουδαιότερες βάσεις είναι οι εξής:  $\text{NaOH}$ ,  $\text{KOH}$ ,  $\text{Ca(OH)}_2$  και  $\text{NH}_4\text{OH}$ .

### ΟΡΟΛΟΓΙΑ ΜΑΘΗΜΑΤΟΣ

Στό μάθημα αυτό συναντήσαμε κυρίως τούς εξής όρους:

Ανιόν υδροξυλίου, υδροξείδια, βάσεις, βασική αντίδραση, σόδα, ιόν άμμωνίου, υδροξείδιο του άμμωνίου, ασβεστος, ασβεστοκονίαμα, ασβεστόνερο.

### ΕΡΓΑΣΙΕΣ - ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ

1. Ποιό είναι τό κοινό ίόν όλων των βασικών διαλυμάτων;
2. Ποιές είναι οι κοινές (γενικές) ιδιότητες των βάσεων;
3. Πώς παρασκευάζεται τό  $\text{NaOH}$ ;
4. Πού χρησιμοποιείται τό  $\text{Ca(OH)}_2$ ;

## ΑΣΚΗΣΕΙΣ

1. Πόσα mol  $\text{Ca(OH)}_2$  πρέπει ν' αντιδράσουν με  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  για νά δώσουν 10 mol  $\text{NaOH}$ ;
2. Πόσα γραμμάρια  $\text{NaCl}$  πρέπει νά ηλεκτρολυθούν για νά παρασκευαστούν 3 mol  $\text{NaOH}$ ; (A.B: Na = 23, Cl = 35,5).
3. Πόσα mol  $\text{CaO}$  πρέπει ν' αντιδράσουν με νερό για νά σχηματίσουν 37 g  $\text{Ca(OH)}_2$ ; (A.B: Ca = 40, H = 1, O = 16).

## 23° ΜΑΘΗΜΑ

ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ - ΑΛΑΤΑ

(III) ΕΞΟΥΔΕΤΕΡΩΣΗ - ΑΛΑΤΑ

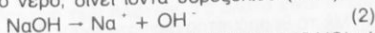
### A) Η εξουδετέρωση

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

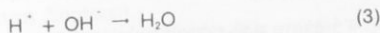
● **Μηχανισμός εξουδετερώσεως.** Γνωρίζουμε ότι σέ κάθε διάλυμα όξέος υπάρχουν κατιόντα ύδρογόνου ( $\text{H}^+$ ) που προέρχονται άπό τή διάσταση τών μορίων του όξέος. Έτσι π.χ. ή διάσταση του  $\text{HCl}$  στό νερό γράφεται ως εξής:



Έξάλλου, ή διάσταση μιάς βάσεως (π.χ.  $\text{NaOH}$ ) μέσα στό νερό, δίνει ίοντα ύδροξυλίου ( $\text{OH}^-$ ).

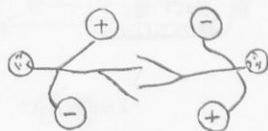
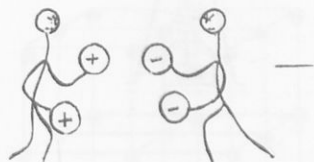
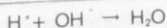


Όταν φέρουμε σ' έπαφή τό διάλυμα του  $\text{HCl}$  μέ τό διάλυμα  $\text{NaOH}$ , αντιδρούν τά κατιόντα του ύδρογόνου ( $\text{H}^+$ ) του πρώτου μέ τά ύδροξύλια ( $\text{OH}^-$ ) του δεύτερου διαλύματος και σχηματίζουν μόρια νερού ( $\text{H}_2\text{O}$ ):

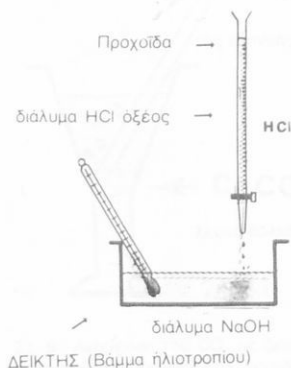


Η αντίδραση (3) είναι ή εξουδετέρωση.

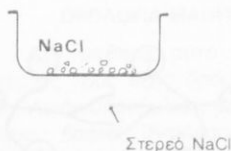
Εξουδετέρωση ονομάζεται ή αντίδραση τών ιόντων  $\text{H}^+$  μέ τά ίοντα  $\text{OH}^-$  προς σχηματισμό μορίων  $\text{H}_2\text{O}$ .



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



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



Σχ. 3 Το στερεό υπόλειμμα είναι το άλας  $\text{Na}^+\text{Cl}^-$ .

Γιά νά γίνει έξουδετέρωση πρέπει στά δύο διαλύματα όξέος καί βάσεως νά υπάρχουν αντίστοιχα **Ισοί άριθμοί** ίόντων  $\text{H}^+$  καί  $\text{OH}^-$ . Μετά τήν έξουδετέρωση δέν περισσεύει ούτε όξύ, ούτε βάση.

Η χημική έξίσωση τής έξουδετερώσεως του HCl από τό NaOH γράφεται κατά δύο τρόπους:

- α)  $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$  (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 τής έξουδετερώσεως βλέπουμε ότι ουσιαστικά ή αντίδραση γίνεται ανάμεσα στά ίοντα  $\text{H}^+$  καί  $\text{OH}^-$ . Επομένως ή έξουδετέρωση είναι μία **ιοντική αντίδραση**. Ο χρόνος πού χρειάζεται για νά τελειώσει μία αντίδραση έξουδετερώσεως είναι ελάχιστος (κλάσματα του δευτερολέπτου).

**Πείραμα.** Στο σχ. (2) βλέπουμε πώς γίνεται πειραματικά ή έξουδετέρωση. Στο ποτήρι βάζουμε διάλυμα NaOH καί ένα δείκτη (π.χ. βάμμα ηλιostroπιου). Τό διάλυμα γίνεται μπλέ. Από τήν προχοΐδα προσθέτουμε σιγά-σιγά διάλυμα HCl. Σε κάποια στιγμή τό διάλυμα στο ποτήρι αλλάζει χρώμα καί από μπλέ γίνεται μενεξεδι (πρός κόκκινο). Στο σημείο αυτό έγινε έξουδετέρωση, δηλαδή προσθέσαμε τόσα ίοντα  $\text{H}^+$ , όσα ήταν καί τά ίοντα  $\text{OH}^-$ . Τά ίοντα αυτά άντέδρασαν καί σχημάτισαν νερό ( $\text{H}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}$ ). Ο δείκτης μās βοήθησε νά διαπιστώσουμε οπτικά τό **τέλος** τής έξουδετερώσεως. Μέσα στο ποτήρι υπάρχει τώρα τό άλας NaCl διαλυμένο στο νερό μέ τή μορφή ίόντων  $\text{Na}^+$  καί  $\text{Cl}^-$ . Αν εξατμίσουμε τό νερό του διαλύματος αυτού, θά παραμείνει ένα κρυσταλλικό σώμα, τό NaCl (σχ. 3). Κατά τήν έξουδετέρωση λοιπόν θά έχουμε τό εξής γενικό σχήμα.



Μέ τό θερμόμετρο διαπιστώνουμε ότι ή έξουδετέρωση είναι **έξώθερμη αντίδραση**.

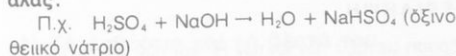
## B) Τά άλατα

Τά άλατα πού προκύπτουν κατά τήν έξουδετέρωση λέγονται **ουδέτερα** (ή κανονικά) άλατα καί άνήκουν στήν ευρύτερη κατηγορία **των άπλών** άλατων. Τέτοια άλατα είναι π.χ. τό NaCl, τό KCl, τό  $\text{NaNO}_3$ , τό  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ , τό  $\text{CaCO}_3$  κτλ. Τά ουδέτερα άλατα προκύπτουν από τήν όλική αντικατάσταση των

υδρογόνων του οξέος από μέταλλα ή ηλεκτροθετικές ρίζες (π.χ. άμμώνιο,  $\text{NH}_4^+$ ).

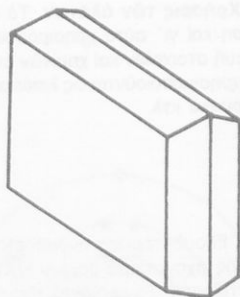


Στην περίπτωση αυτή λέμε ότι γίνεται **τέλεια** (ή πλήρης) εξουδετέρωση του  $\text{H}_2\text{SO}_4$  από το  $\text{NaOH}$ . Όταν όμως αντικατασταθεί μόνο το ένα από τα δύο υδρογόνα του  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , τότε προκύπτει ένα **οξινο άλας**:



Η αντίδραση αυτή χαρακτηρίζεται ως **μερική εξουδετέρωση του  $\text{H}_2\text{SO}_4$** . Τα οξινα άλατα άνηκουν κι αυτά στα απλά άλατα.

Τα οξυδότερα άλατα παρασκευάζονται και με άλλους τρόπους (σχ. 4).



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

### ΠΙΝΑΚΑΣ Ι

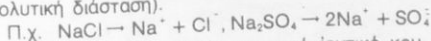
ΑΠΟ ΤΑ ΣΤΟΙΧΕΙΑ ΤΟΥΣ Π.χ. $2 \text{Na} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{NaCl}$
ΜΕ ΑΠΛΗ ΑΝΤΙΚΑΤΑΣΤΑΣΗ Π.χ. $\text{Zn} + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$ (χλωριούχος ψευδάργυρος)
ΜΕ ΔΙΠΛΗ ΑΝΤΙΚΑΤΑΣΤΑΣΗ Π.χ. $\text{AgNO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{AgCl} + \text{HNO}_3$ (διάλυμα) διάλυμα ΑΛΛΑΣ (διάλυμα) (ίζημα)

Σχ. 4 Διάφοροι άλλοι τρόποι για την παρασκευή οξυδότερων άλατων.

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

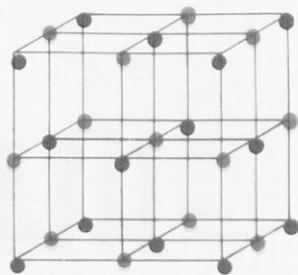
Π.χ.  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  (γύψος) (σχ. 5). Τα ένυδρα άλατα μετατρέπονται σε άνυδρα με θέρμανση.

● **Ιδιότητες των αλάτων.** Τα άλατα είναι στερεά, κρυσταλλικά σώματα, άλλα εύδιάλυτα και άλλα δυσδιάλυτα στο νερό. Τα διαλύματα και τα τήγματα των αλάτων εμφανίζουν ηλεκτρική αγωγιμότητα (ηλεκτρολύτες). Κατά τη διάλυση ενός αλατος στο νερό προκύπτουν θετικά και αρνητικά ιόντα (ηλεκτρολυτική διάσταση).



Τα ιόντα αυτά προϋπάρχουν στο ιοντικό κρυσταλλικό πλέγμα των αλάτων που είναι ετεροπολικές ενώσεις (σχ. 6).

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



Σχ. 6 Ιοντικό κρυσταλλικό πλέγμα  $\text{NaCl}$ .

● **Χρήσεις των αλάτων.** Τα άλατα άφθονούν στη φύση και γι' αυτό χρησιμοποιούνται για την παρασκευή στοιχείων και χημικών ενώσεων. Μερικά άλατα χρησιμοποιούνται ως λιπάσματα, ως σαπούνια, ως φάρμακα κτλ.

## ΠΕΡΙΛΗΨΗ

Έξουδετέρωση ονομάζεται η αντίδραση μεταξύ των ιόντων  $H^+$  και των ιόντων  $OH^-$  προς σχηματισμό μορίων  $H_2O$ . Η εξουδετέρωση είναι ιοντική, εξώθερμη και ταχύτατη αντίδραση. Τα προϊόντα της εξουδετερώσεως είναι τα ουδέτερα άλατα (π.χ.  $NaCl$ ). Τα άλατα είναι ηλεκτρολύτες. Χρησιμοποιούνται για την παρασκευή στοιχείων και χημικών ενώσεων, ως λιπάσματα, ως σαπούνια κτλ.

### ΟΡΟΛΟΓΙΑ ΜΑΘΗΜΑΤΟΣ

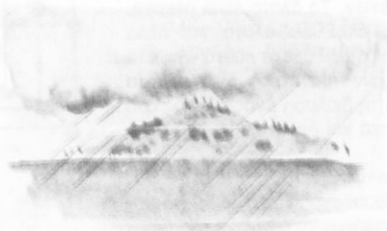
Στό μάθημα αυτό συναντήσαμε κυρίως τούς εξής όρους: Έξουδετέρωση, ουδέτερα άλατα, όξινα άλατα, άπλά άλατα, ένυδρα άλατα.

### ΕΡΓΑΣΙΕΣ - ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ

1. Τι ονομάζουμε εξουδετέρωση, πώς γίνεται και ποιά είναι τα προϊόντα της;
2. Ποιά είναι τα χαρακτηριστικά γνωρίσματα της εξουδετερώσεως, δηλαδή τι αντίδραση είναι;
3. Ποιές είναι οι ιδιότητες και οι χρήσεις των αλάτων;

### ΑΣΚΗΣΕΙΣ

Νά συμπληρώσετε τις ακόλουθες αντιδράσεις εξουδετερώσεως με ό,τι λείπει:

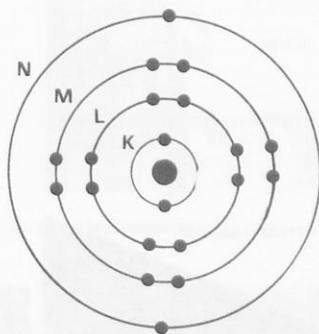




## ΤΑ ΑΛΑΤΑ ΤΟΥ ΑΣΒΕΣΤΙΟΥ

**A) Τό ασβέστιο και τά άλατά του.**

Τό ασβέστιο (Ca) είναι στοιχείο τής 2ης (IIa) ομάδας του περιοδικού συστήματος και έχει 2e- στην έξωτερική του στιβάδα (σχ. 1). Στη φύση βρίσκεται πάντοτε ένωμένο με άλλα στοιχεία και κυρίως με τη μορφή άνθρακικών, θειικών και φωσφορικών αλάτων. Τά κυριότερα άλατα του ασβεστίου είναι τό άνθρακικό ασβέστιο ( $\text{CaCO}_3$ ), τό θειικό ασβέστιο ( $\text{CaSO}_4$ ) και τό φωσφορικό ασβέστιο ( $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ ). Σε όλες τις ενώσεις του τό Ca έμφανίζει σθένος +2.



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

**B) Τό άνθρακικό ασβέστιο ( $\text{CaCO}_3$ )**

Τό  $\text{CaCO}_3$  είναι πολύμορφο σώμα, δηλαδή εμφανίζεται με πολλές μορφές: Άσβεστήτης, άραγωνίτης, μάρμαρο, άσβεστόλιθος, κιμωλία.

● Τό μάρμαρο αποτελείται από πολύ μικρούς κρυστάλλους  $\text{CaCO}_3$ . Τά λευκά μάρμαρα τής Πεντέ-

Σχ. 2 Ο ΠΑΡΘΕΝΩΝΑΣ



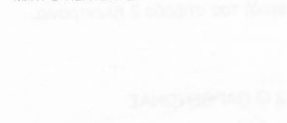
ΠΑΡΙΑΝΟ



ΚΙΤΡΙΝΩΠΟ ΒΟΙΩΤΙΑΣ



ΜΑΥΡΟ ΠΕΝΤΕΛΗΣ



ΠΕΝΤΕΛΙΣΙΟ



ΠΡΑΣΙΝΟ ΤΗΝΟΥ



ΤΡΙΑΝΤΑΦΥΛΛΙ ΙΩΑΝΝΙΝΩΝ

Σχ. 3 Διάφορα Έλληνικά μάρμαρα.

λης, της Καρράρας (Ν. Ίταλία) κτλ. είναι άριστες πρώτες ύλες για τη γλυπτική. Με τέτοια μάρμαρα κατασκευάστηκαν τό περισσότερα άθάνατα μνημεία τής χώρας μας (Παρθενώνας, Έρμης του Πραξιτέλη κτλ. σχ. 2). Τά έγχρωμα μάρμαρα όφείλουν τό χρώμα τους σε διάφορες προσμίξεις πού περιέχουν.

● **Τά ελληνικά μάρμαρα.** Στη χώρα μας υπάρχουν και λευκά και έγχρωμα μάρμαρα σε πολλές περιοχές (Πεντέλη, Ίωάννινα, Κοζάνη Θάσος, Νάξος, Τήνος κτλ.). Χρησιμοποιούνται στη γλυπτική, στη διακοσμητική και στην οικοδομική (σχ. 3). Τά μάρμαρα εξάγονται από τή γή, κόβονται με ειδικά κοπτικά εργαλεία, τούς δίνεται ή επίθυμητή μορφή και τέλος γυαλίζεται ή επιφάνειά τους.

● **Ο άσβεστόλιθος** είναι άμορφο άνθρακικό άσβεστιο ( $\text{CaCO}_3$ ). Είναι οι λευκές πέτρες (άσβεστόπετρες) πού βλέπουμε στά περισσότερα βουνά τής χώρας μας. Μεγάλα ποσά άσβεστόλιθου χρησιμοποιούνται στην οικοδομική (κατασκευή τοίχων), στην ύαλουργία και στην μεταλλουργία του σιδήρου. Από τόν άσβεστόλιθο παρασκευάζεται και ή άσβεστος ( $\text{CaO}$ ), με πύρωση στους  $1000^\circ \text{C}$ :



Αυτό γίνεται μέσα στις άσβεστοκαμίνους (σχ. 4). Από άσβεστόλιθο επίσης αποτελούνται οι **σταλακτικές** και οι **σταλαγμίτες** πού υπάρχουν στά σπήλαια (σχ. 5). Ο σχηματισμός τών σταλακτιτών και σταλαγμιτών γίνεται ως εξής: Τό νερό τής βροχής περιέχει διαλυμένο  $\text{CO}_2$ , από τόν άέρα. Πέφτοντας σε άσβεστολιθικά πετρώματα, διαλύει τόν άσβεστόλιθο ( $\text{CaCO}_3$ ) και τόν μετατρέπει σε δξινό άνθρακικό άσβέστιο,  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ :



Τό βρόχινο νερό, περιέχοντας τό διαλυτό αυτό άλας του  $\text{Ca}$ , προχωρεί μέσα στη γή και, όταν φτάνει στην όροφή τών σπηλαίων, στάζει προς τή βάση τους. Στη φάση αυτή εξατμίζεται ένα μέρος του νερού και γίνεται ή εξής αντίδραση:



Τό  $\text{CaCO}_3$  σχηματίζει σιγά - σιγά, σε πολλά στρώματα (τό ένα πάνω στ' άλλο), τούς σταλακτίτες (στην όροφή) και τούς σταλαγμίτες (στη βάση) τών σπηλαίων (σχ. 6). Για νά πάρουν τά σπήλαια τή σημερινή τους μορφή χρειάστηκαν έκατομμύρια χρόνια.

Ο άσβεστόλιθος διασπάται με επίδραση όξέων και δίνει άλας, νερό και  $\text{CO}_2$ .

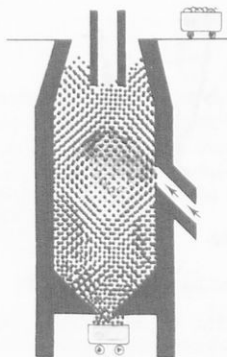


Τό φαινόμενο αυτό τό παρατηρούμε όταν πέσει ξίδι ή ΗCl σέ μάρμαρο (άφρίζει). (Πείραμα σχ. 7).

● Η **κιμωλία** είναι άμορφο  $\text{CaCO}_3$ . Τή χρησιμοποιούμε γιά νά γράφουμε στούς μαυροπίνακες.

### Γ) Τό **θειικό άσβέστιο** ( $\text{CaSO}_4$ )

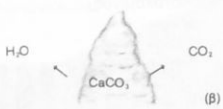
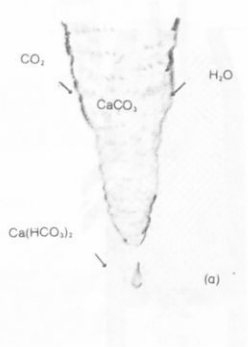
Τό θειικό άσβέστιο βρίσκεται στή φύση ώς **άνυδρίτης** ( $\text{CaSO}_4$ ) και ώς **γύψος** ( $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ). Η γύψος είναι ένυδρο άλας. Όταν θερμανθεί γύρω στούς  $130^\circ \text{C}$ , χάνει ένα μέρος άπό τό νερό πού περιέχει και δίνει ένα σώμα πού λέγεται πλαστική γύψος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



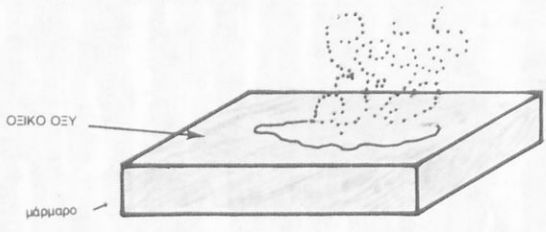
Σχ. 4 Άσβεστοκάμινος

Σχ. 5 Σπήλαιο μέ σταλακίτες και σταλαγμίτες.

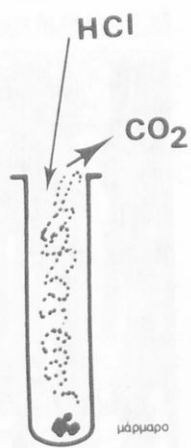




Σχ. 6 Σχηματική παράσταση σχηματισμού σταλακτική (α) και σταλαγμίτη (β).



Σχ. 7 Τά όξέα προσβάλλουν τά μάρμαρα.



Γύψινο Διακοσμητικό οροφής δωματίου

Όταν περνάμε τις διαβάσεις χρειάζεται μεγάλη προσοχή



Καλώδια και πρίζες στερεώνονται με γύψο

Σχ. 8 Χρήσεις τής γύψου.

Ξαναγίνει  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ . Τό φαινόμενο αυτό συνοδεύεται από μικρή διόγκωση. Ἡ γρήγορη στερεοποίηση ενός πολτού από πλαστική γύψο και νερό βρίσκει εφαρμογή στην Ἱατρική (για ἐπιδέσμους), στην ἠλεκτροτεχνία καί στή διακοσμητική (σχ. 8). Μεγάλα κοιτάσματα γύψου υπάρχουν στήν Κρήτη.

**Δ) Τό φωσφορικό άσβέστιο**  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ . Τό φωσφορικό άσβέστιο υπάρχει στή φύση κυρίως ως **φωσφορίτης**. Χρησιμοποιεῖται γιά τήν παρασκευή φωσφορικού όξέος ( $\text{H}_3\text{PO}_4$ ) καί φωσφορικών λιπασμάτων. Κοιτάσματα φωσφορίτη υπάρχουν στήν Ἡπειρο. Τό φωσφορικό άσβέστιο έχει επίσης μεγάλη βιολογική σημασία, γιατί άπό αυτό κυρίως άποτελοῦνται τά όστά.

## ΠΕΡΙΛΗΨΗ

Τά κυριότερα άλατα του άσβεστίου είναι τό άνθρακικό, τό θειικό και τό φωσφορικό άσβέστιο. Τό άνθρακικό άσβέστιο ( $\text{CaCO}_3$ ) έχει πολλές μορφές (πολύμορφο σώμα): Άσβεσίτης, άραγωνίτης, μάρμαρο, άσβεστόλιθος, κιμωλία. Ή γύψος είναι ένυδρο θειικό άσβέστιο ( $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ). Ή πλαστική γύψος ( $2\text{CaSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ ) με νερό ξαναγίνεται γύψος. Ο φωσφορίτης ( $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ ) άποτελεί σπουδαία πρώτη ύλη τής χημικής βιομηχανίας λιπασμάτων. Επίσης άποτελεί δομικό ύλικό των όστών.

### ΟΡΟΛΟΓΙΑ ΜΑΘΗΜΑΤΟΣ

Στό μάθημα αυτό συναντήσαμε κυρίως τούς έξής όρους: Πολύμορφο σώμα, μάρμαρο, άσβεστόλιθος, κιμωλία, γύψος, πλαστική γύψος, φωσφορίτης, σταλακτίτης, σταλαγμίτης.

### ΕΡΓΑΣΙΕΣ - ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ

1. Ποιές είναι οι μορφές του άνθρακικού άσβεστίου και πού χρησιμοποιούνται;
2. Πώς σχηματίστηκαν οι σταλακτίτες και οι σταλαγμίτες στό σπήλαιο; Τό φαινόμενο αυτό συνεχίζεται και σήμερα ή όχι;
3. Πού χρησιμοποιείται ή πλαστική γύψος και ό φωσφορίτης;

### ΑΣΚΗΣΕΙΣ

1. Πόσα mol  $\text{CaO}$  παράγονται κατά τή διάσπαση 200 g  $\text{CaCO}_3$ ;  
(Α.Β.:  $\text{Ca} = 40$ ,  $\text{C} = 12$ ,  $\text{O} = 16$ )
2. Πόσα λίτρα  $\text{CO}_2$  (στίς Κ.Σ) παράγονται κατά τήν επίδραση ύδροχλωρικού όξέος σέ 0,5 mol  $\text{CaCO}_3$ ;
3. Νά συμπληρώσετε τίς ακόλουθες χημικές εξισώσεις με ό,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<sup>ο</sup> ΜΑΘΗΜΑ

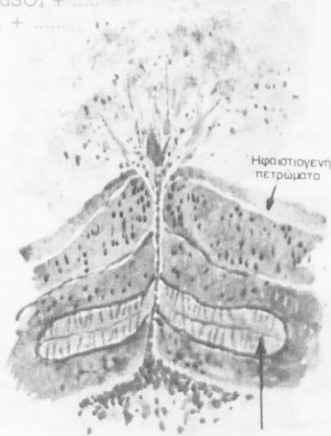
### ΣΤΟΙΧΕΙΑ ΟΡΥΚΤΟΛΟΓΙΑΣ

#### (I) ΠΕΤΡΩΜΑΤΑ - ΟΡΥΚΤΑ - ΜΕΤΑΛΛΕΥΜΑΤΑ

#### A) Πετρώματα

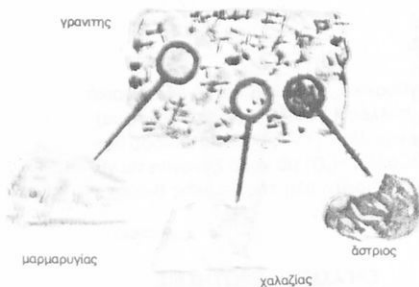
Στό 4<sup>ο</sup> μάθημα μιλήσαμε γιά τό έδαφος και τό υπέδαφος. Στό υπέδαφος υπάρχουν τά **πετρώματα**, δηλαδή ύλικά πού βρίσκονται σέ μικρές ή μεγάλες έκτάσεις, έχουν τήν ίδια σύσταση και σχηματίστηκαν με τόν ίδιο τρόπο. Τά πετρώματα δέν είναι πάντοτε σκληρά, όπως π.χ. ό γρανίτης, αλλά και μαλακά (π.χ. άργιλος, γύψος κ.ά.).

**Κατηγορίες πετρωμάτων.** Άνάλογα με τόν τρόπο σχηματισμού τους, τά πετρώματα διακρίνονται σέ τρεις κατηγορίες:



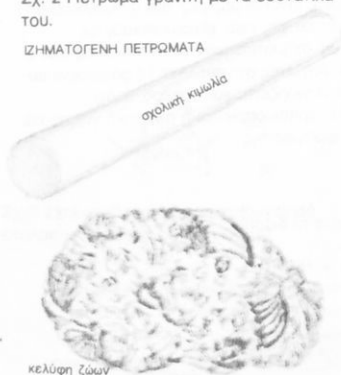
ΠΛΟΥΤΩΝΙΑ ΠΕΤΡΩΜΑΤΑ

Σχ. 1 Τά μαγματογενή πετρώματα.



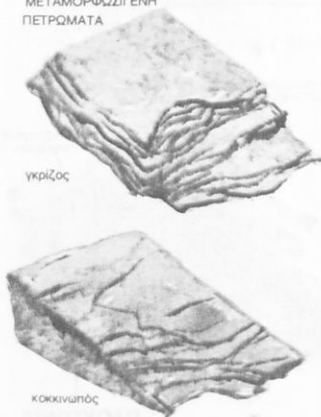
Σχ. 2 Πέτρωμα γρανίτη με τὰ συστατικά του.

ΙΖΗΜΑΤΟΓΕΝΗ ΠΕΤΡΩΜΑΤΑ



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

ΜΕΤΑΜΟΡΦΩΣΙΓΕΝΗ ΠΕΤΡΩΜΑΤΑ



Σχ. 4 Σχιστόλιθος ἀργιλικός

1. **Τὰ μαγματογενή.** Τὰ πετρώματα αὐτὰ ὀφείλουν τὴν ὀνομασία τους στὸ διάπυρο 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 **ἠφαιστειογενῆ πετρώματα**. Ὅταν τὸ μάγμα ψύχεται σὲ ὑπογειες κοιλότητες τῆς γῆς, τότε σχηματίζει τὰ **πλουτώνια πετρώματα** (σχ. 1). Ἐνα τέτοιο πέτρωμα εἶναι π.χ. ὁ γρανίτης (σχ. 2)

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

3. **Τὰ μεταμορφωσιγενή.** Τὰ πετρώματα αὐτὰ σχηματίστηκαν με ἄλλοίωση (μεταμόρφωση) τῶν ιζηματογενῶν ἢ μαγματογενῶν πετρωμάτων. Αὐτὸ ἐγινε μέσα στὴ γῆ, σὲ μεγάλο βῆθος καὶ κάτω ἀπὸ ὑψηλές πιέσεις καὶ θερμοκρασίες. Τὰ συστατικά τῶν ἀρχικῶν πετρωμάτων ἔλιωσαν καὶ ὕστερα στεροποιήθηκαν πάλι, παίρνοντας παράλληλη διάταξη. Γιὰ τὸ λόγο αὐτὸ τὰ μεταμορφωσιγενῆ 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) Ὄρυκτά**

● Ὄρυκτά ὀνομάζονται τὰ στερεὰ ἢ ὑγρὰ ὑλικά τὸ φλοιὸ τῆς γῆς πού ἔχουν καθορισμένη χημικὴ σύσταση. Τὰ σώματα αὐτὰ σχηματίστηκαν στὴ φύση πρὶν ἀπὸ πολλὰ ἑκατομμύρια χρόνια. Στὰ ὄρυκτά περιλαμβάνονται ἀκόμη τὸ νερὸ οἱ φυσικοὶ ἀνθρακες, τὸ ἤλεκτρο (κεχριμπάρι) καὶ τὸ πετρέλαιο.

● **Ὄρυκτολογία** ὀνομάζεται ἡ ἐπιστῆμη πού μελετᾷ τὴν προέλευση, τὴν σύσταση, τὶς ιδιότητες καὶ τὶς χρήσεις τῶν ὄρυκτῶν.

Τὰ ὄρυκτά εἶναι εἴτε ἐνώσεις ἀμετάλλων (π.χ. χαλαζίας,  $\text{SiO}_2$ ), εἴτε ἐνώσεις μετάλλων (π.χ. ἄσβεστόλιθος,  $\text{CaCO}_3$ ).

Ὀρισμένα ὄρυκτά ἀποτελοῦνται ἀπὸ ἓνα μόνον στοιχεῖο καὶ λέγονται αὐτοφυῆ στοιχεῖα. Π.χ. αὐτοφυῆς χρυσός (Au), αὐτοφυῆς λευκόχρυσος (Pt), αὐτοφυῆς θεῖο (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. Έπίσης τό κυριότερο μετάλλευμα τού μόλυβδου είναι ό γαληνίτης (PbS), τού 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 τού εδάφους καί ύπεδάφους σέ πολλές περιοχές καί έντοπίστηκαν μεγάλα κοιτάσματα φωσφορικού άσβεστίου, λιγνίτη, ούρανίου, χρυσοϋ, 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:

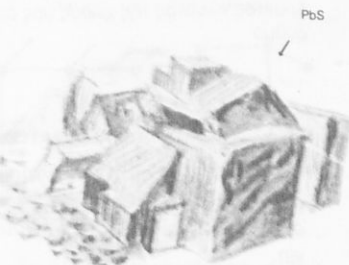
1. **Ο λιγνίτης.** Μεγάλα κοιτάσματα λιγνίτη υπάρχουν στήν Πτολεμαίδα, στή Μεγαλόπολη, στό Αλιβέρι κτλ. Αποτελούν τήν καύσιμη ύλη γιά τά θερμοηλεκτρικά εργοστάσια πού λειτουργούν στίς περιοχές αυτές.
2. **Ο βωξίτης.** Είναι ένυδρο τριοξείδιο τού άργιλίου ( $Al_2O_3 \cdot 2H_2O$ ) μέ προσμίξεις όξειδια πυριτίου, σιδήρου καί τιτανίου. Υπάρχει στόν Παρνασσό, στή Γκιώνα κτλ. Χρησιμοποιείται γιά τήν παρασκευή τού 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, όξειδιού τού 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 ΑΥΤΟΦΥΗ ΟΡΥΚΤΑ.



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



Σχ. 7 Όρυκτός γαληνίτης τού Λαυρίου.



Αιματίτης  $Fe_2O_3$



Σιδηροπυρίτης  $FeS_2$

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



Σφαλερίτης  $ZnS$

κρύσταλλος  $ZnS$

- 3 mm -

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

παρασκευή μολύβδου και άργυρου (σχ. 7).

6. Ο **σιδηροπυρίτης** ( $FeS_2$ ) υπάρχει στη Χαλκιδική, στην Έρμιόνη κτλ. Χρησιμοποιείται κυρίως για την παρασκευή θειικού όξέος (σχ. 8).
7. Ο **σφαλερίτης** ( $ZnS$ ) υπάρχει στη Χαλκιδική στη Θάσο κτλ. Χρησιμοποιείται για την παρασκευή ψευδαργύρου (σχ. 9).
8. Ο **αιματίτης** ( $Fe_2O_3$ ) υπάρχει στο Λαύριο, στη Σέριφο και άλλοι. Είναι ένα από τα κυριότερα μεταλλεύματα του σιδήρου. Ένα άλλο μέταλλευμα 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 Ίωάννινα, στην Τήνο, στην Κοζάνη και άλλοι.
11. Σε μικρότερα ποσά υπάρχουν τα **αυτοφυή στοιχεία** (θειό, άργυρος, χρυσός, χαλκός).
12. Η **γύψος**, ή **βαρυτίνη**, ή **σμίριδα**, ή **άμιαντος** ή **θηραϊκή γη** ή **κίσηρη** (έλαφρόπετρα) κ.ά., αποτελούν πολύ χρήσιμα όρυκτά για την οικοδομική και τη βιομηχανία.

## ΠΕΡΙΛΗΨΗ

Ανάλογα με τον τρόπο σχηματισμού τους, τα πετρώματα διακρίνονται σε τρεις κατηγορίες: Στά μαγματογενή, στά ιζηματογενή και στά μεταμορφωσιγενή. Τα όρυκτά είναι σώματα που δημιουργήθηκαν μέσα στη γη σε πολύ παλιότερες γεωλογικές περιόδους. Έχουν συνήθως όρισμένη χημική σύσταση. Η μελέτη των όρυκτων γίνεται από την Ορυκτολογία. Τα μεταλλεύματα είναι τα όρυκτά 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.

## ΟΡΟΛΟΓΙΑ ΜΑΘΗΜΑΤΟΣ

Στό μάθημα αυτό συναντήσαμε κυρίως τους εξής όρους: Πετρώματα, όρυκτά, μεταλλεύματα, Όρυκτολογία.

## ΕΡΓΑΣΙΕΣ - ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ

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



## ΣΤΟΙΧΕΙΑ ΟΡΥΚΤΟΛΟΓΙΑΣ

## (II) ΣΤΟΙΧΕΙΩΔΕΙΣ ΓΝΩΣΕΙΣ ΟΡΥΚΤΟΔΙΑΓΝΩΣΤΙΚΗΣ

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

## Α) Τό σχήμα των όρυκτων

Πολλά όρυκτα (π.χ. το χλωριούχο νάτριο, ή γύψος, ο σιδηροπυρίτης κ.ά) παρουσιάζουν ένα κανονικό γεωμετρικό σχήμα, στο οποίο διακρίνονται καθαρά οι άκμές, οι έδρες και οι γωνίες. Τά όρυκτα 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 επιστήμη αυτή έχει ταξινομήσει τους 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 όρυκτα 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 όρυκτα, όταν τά χτυπάμε με ένα σφυρί, σπάζουν σε μικρότερα κομμάτια με άκανόνιστη μορφή. Τέτοια σώματα π.χ. ή άσφαλτος, ό όπάλιος κ.ά.

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

## Β) Οι φυσικές ιδιότητες των όρυκτων.

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

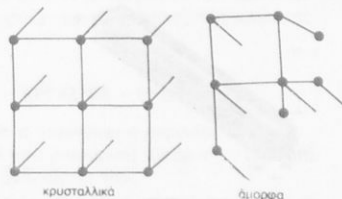
1. **Τό χρώμα.** Κάθε όρυκτό έχει στό φώς της ημέρας κάποιο χαρακτηριστικό χρώμα. Όταν όμως τό όρυκτό τό τρίψουμε σε ένα ειδικό πλακίδιο τραχείας πορσελάνης, τότε είτε αφήνει μία



Σχ. 1 Τά 7 κρυσταλλικά συστήματα και οι τυπικοί άντηπρόσωποι με διάφορα όρυκτα.

ΤΑΣΗ

ΑΤΑΣΙΑ



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



Σχ. 3 Δοκιμή γραμμής χρώματος όρυκτου σε πλακίδιο από τραχεία πορσελάνη.

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 Πρακτικός τρόπος έλέγχου σκληρότητας των όρυκτων.



Σχ. 6 'Ο τουρμαλίνης όταν θερμαίνεται ηλεκτρίζεται.

γραμμή με διαφορετικό χρώμα απ' αυτό που έχει τό όρυκτό, είτε δέν αφήνει καθόλου ίχνη (σχ. 3).

2. **Η λάμψη.** "Όταν πέφτει φώς σέ καθαρές επιφάνειες τών όρυκτων, παρατηρείται μιά λάμψη. "Αν ή λάμψη αύτή μοιάζει με τή λάμψη τών μεταλλικών επιφανειών, τότε λέγεται **μεταλλική**. Μερικά όρυκτά εμφανίζουν λάμψη **άδαμαντοειδή** (όπως στό διαμάντι) ή λάμψη **υάλωδη** (όπως στό γυαλί).

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

4. **Η διαφάνεια.** "Υπάρχουν όρυκτά διαφανή, δηλαδή μās επιτρέπουν νά βλέπουμε τά αντικείμενα πού είναι πίσω τους. Τά πιά πολλά όμως όρυκτά είναι άδιαφανή ή ήμισδιαφανή.

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

**Σκληρότητα** ονομάζεται ή αντίσταση πού εμφανίζει ένα όρυκτό, όταν με κάποιο αιχμηρό όργανο προσπαθούμε νά χαράξουμε τήν επιφάνειά του. 'Ο ΜΟΗΣ (Μός) διάλεξε 10 όρυκτά και δημιούργησε μιά **σκληρομετρική κλίμακα** από 1-10. Τό σκληρότερο όρυκτό χαράζει τό λιγότερο σκληρό. Τά όρυκτά με σκληρότητα 1-2 χαράζονται με τό νύχι. Με σκληρότητα 3 χαράζονται από χαλκό. Με σκληρότητα 4 χαράζονται από σιδερένιο καρφί, με 5 από γυαλί και με σκληρότητα 6 από άτσαλένιο μαχαίρι. Τά όρυκτά με 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 ηλεκτρικές ή μαγνητικές ιδιότητες. Τό ηλεκτρο (κεχριμπάρι), όταν τρίβεται, ηλεκτρίζεται, όπως επίσης και ό τουρμαλίνης όταν θερμαίνεται (σχ. 6). Τό μαγνητικό όξειδιο του σιδήρου ή μαγνητίτης (Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>) είναι επίσης ένας φυσικός μαγνήτης (σχ. 7).

7. **Άλλες ιδιότητες.** "Ορισμένα όρυκτά έχουν χαρακτηριστική γεύση, αφή ή όσμη. "Ετσι π.χ. τό όρυκτό άλας (NaCl) έχει άλμυρή γεύση. "Η ραδιενέργεια είναι μιά ακόμη ιδιότητα πού εμφανι-

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

### 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 τή 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

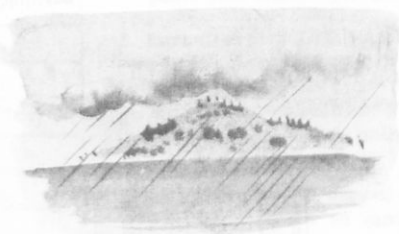
Η όρυκτοδιαγνωστική είναι ό κλάδος τής Όρυκτολογίας πού άσχολείται με τήν έξακρίβωση τής ταυτότητας τών όρυκτών. Η άναγνώριση αυτή βασίζεται στο σχήμα, στο χρώμα και στις άλλες φυσικές ή χημικές ιδιότητες πού έμφανίζει κάθε όρυκτό. Υπάρχουν κρυσταλλικά και άμορφα όρυκτά. Οί κρύσταλλοι άνήκουν σε ένα από τά 7 κρυσταλλικά συστήματα. Η σκληρότητα τών όρυκτών έκφράζεται με βαθμούς τής 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 τί άσχολείται ή όρυκτοδιαγνωστική;
2. Σε ποιά γνωρίσματα τών όρυκτών βασίζεται ή άναγνώρισή τους;
3. Τι γνωρίζετε για τή σκληρομετρική κλίμακα του MOHS;
4. Πόσα και ποιά είναι τά 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.  $\text{NH}_4^+$ ), ενώ τα αρνητικά ιόντα είναι ιόντα αμετάλλων ή ηλεκτροαρνητικές ρίζες (π.χ.  $\text{NO}_3^-$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$  κτλ.).
- Αλκάλια** ονομάζονται τα μέταλλα που ανήκουν στην 1η ομάδα περιοδικού συστήματος (π.χ. Li, Na, K κτλ.).
- Αλογόνα** ονομάζονται τα άμεταλλα που ανήκουν στην 7η ομάδα του περιοδικού συστήματος (π.χ. F, Cl κτλ.).
- Αμμώνιο** είναι το θετικό ιόν (ή κατιόν)  $\text{NH}_4^+$
- Αμμωνία** είναι η ένωση  $\text{NH}_3$ . Στο υδατικό της διάλυμα συμπεριφέρεται σαν  $\text{NH}_4\text{OH}$  (υδροξειδίο του αμμωνίου).
- Ανιόν υδροξυλίου**. Είναι το αρνητικό ιόν  $\text{OH}^-$  που περιέχεται σε όλα τα διαλύματα βάσεων. Στην παρουσία του όφειλονται 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 ασβέστιο ( $\text{CaCO}_3$ ). 'Απ' αυτό παρασκευάζεται η ασβεστός ( $\text{CaO}$ ) και το  $\text{Ca(OH)}_2$ .
- 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 ( $^{12}\text{C}$ ).
- 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 υδατικά τους διαλύματα παρέχουν ανιόντα υδροξυλίου ( $\text{OH}^-$ ), σαν τα μοναδικά αρνητικά ιόντα.
- Βολτάμετρο** είναι η συσκευή με κατάλληλα ηλεκτρόδια, μέσα στην οποία γίνεται ηλεκτρόλυση.
- Γαϊάνθρακες** ονομάζονται οι άμορφοι φυσικοί άνθρακες (άνθρακιτης, 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 (στis Κ.Σ) είναι ο όγκος των 22,4 ℓ που καταλαμβάνει τό 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 όξεων και μάλιστα διαφορετικό από 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  $\text{H}^+$  με τα ιόντα  $\text{OH}^-$  προς σχηματισμό  $\text{H}_2\text{O}$  ( $\text{H}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}$ ). Κατά την τέλεια εξουδετέρωση προκύπτουν πάντοτε ουδέτερα άλατα.
- Ευγενή αέρια** ονομάζονται τα αμέταλλα της ομάδας 0 (μηδέν) του περιοδ. συστήματος (π.χ. He, Ne κτλ.). Είναι αδρανή στοιχεία.
- Ηλεκτρολύτες**: Είναι τα όξέα, οι βάσεις και τα άλατα.
- Ηλεκτρόλυση** ονομάζεται το σύνολο των χημικών φαινομένων που γίνονται στα ηλεκτρόδια του βολταμέτρου, κατά τη διέλευση ηλεκτρικού ρεύματος μέσα από διάλυμα ή τήγμα ηλεκτρολύτη.
- Ηλεκτρόνιο**: Είναι ένα σωματίδιο που φέρει τό στοιχειώδες ηλεκτρικό αρνητικό φορτίο -1 και συμβολίζεται e ή  $e^-$ .
- Κανονικές συνθήκες αερίων (Κ.Σ)**: Είναι ή πίεση 1 Atm και ή θερμοκρασία  $0^\circ \text{C}$ .
- 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 τό ιόν  $\text{H}^+$ . Στο κοινό αυτό ιόν όφειλονται οι κοινές ιδιότητες των όξεων (όξινος χαρακτήρας).
- Καύση** ονομάζεται ή ταχύτερη αντίδραση του όξυγόνου με διάφορα σώματα, κατά την όποια όλευθερώνεται θερμότητα και παράγεται φώς.
- Κρυσταλλογραφία** είναι ή έπιστήμη που μελετά τους κρυστάλλους.
- Μαζικός αριθμός (A)** ενός ατόμου ονομάζεται ό αριθμός που δείχνει πόσα πρωτόνια και νετρόνια υπάρχουν στον πυρήνα του.
- Μείγματα** ονομάζονται τά σώματα που όποτελούνται από δύο ή περισσότερα συστατικά (στοιχεία ή χημ. ενώσεις), σε τυχαίες αναλογίες).
- Μοριακό βάρος** στοιχείου ή χημικής ένωσης ονομάζεται ό αριθμός που δείχνει πόσες φορές βαρύτερο είναι τό μόριό τους από τό 1/12 του βάρους του ατόμου του  $^{12}_6\text{C}$ .
- Νουκλεόνια**: Έτσι ονομάζονται με κοινή όνομασία τά πρωτόνια και νετρόνια του πυρήνα του ατόμου.
- Ομάδες** του περιοδικού συστήματος ονομάζονται οι κάθετες στήλες που περιλαμβάνουν στοιχεία με ανάλογες χημικές ιδιότητες.
- Όμοιοπολικός δεσμός**, λέγεται ό δεσμός που αναπτύσσεται συνήθως ανάμεσα σε αμέταλλα στοιχεία, με τη δημιουργία καινών ζευγών ηλεκτρονίων.
- Όξειδια** είναι οι ενώσεις του όξυγόνου με διάφορα στοιχεία.
- Όρυκτολογία** είναι ή έπιστήμη που μελετά τά όρυκτά.

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

**Περιοδικό σύστημα στοιχείων**: είναι ένας πίνακας που περιλαμβάνει τὰ 105 γνωστά στοιχεία, ταξινομημένα σε ομάδες και περιόδους. Τὰ στοιχεία τοποθετούνται στόν πίνακα αυτόν με βάση τόν αύξοντα ατομικό τους αριθμό (Z).

**Περίοδοι** του περιοδικού συστήματος ονομάζονται οι όριζόντιες σειρές στοιχείων, στις όποιες τὰ στοιχεία τοποθετούνται με βάση τόν αύξοντα ατομικό τους αριθμό. Είναι 7 τόν αριθμό.

**Πρωτόνια**: είναι σωματίδια που υπάρχουν στους πυρήνες όλων τών ατόμων και φέρουν στοιχειώδες φορτίο +1.  
Συμβολίζονται p ή H<sup>+</sup>.

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

**Στιβάδα σθένους** είναι ή έξωτερική ήλεκτρονική στιβάδα τών ατόμων. Η στιβάδα αυτή με τὰ e<sup>-</sup> που έχει καθορίζει τή χημική συμπεριφορά τών στοιχείων.

**Υδραέριο** είναι μείγμα ίσων όγκων H<sub>2</sub> και CO.

**Υδραλογόνα** είναι τὰ άέρια HF, HCl, HBr και HI.

**Υδροξείδια μετάλλων**: είναι οι βάσεις (π.χ. NaOH).

**Φυσικές σταθερές** είναι τό σημείο ζέσεως, τό σημείο πήξεως, ή πυκνότητα κ.ά.

**Χημικοί τύποι** είναι διεθνείς συμβολισμοί που έχουν καθιερωθεί για τήν παράσταση τών μορίων τών στοιχείων και τών χημικών ενώσεων. (Οι πιά εύχρηστοί είναι ό μοριακός, ό συντακτικός και ό ήλεκτρονικός τύπος).

**Χλωρίωση του νερού**: είναι ή διάλυση του χλωρίου στο πόσιμο νερό, για τήν καταστροφή τών μικροβίων που περιέχει.

## BIBΛΙΟΓΡΑΦΙΑ

### A) Έλληνική

**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.** «Άνόργανος Χημεία»

**Φράσσαρη Θ.** «Θέματα νεώτερης Χημείας»

### B) Ξένη

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

FAUCHER R. «CHIMIE»

CLINKA N. «GENERAL CHEMISTRY»

## ΠΕΡΙΕΧΟΜΕΝΑ

### A) ΕΙΣΑΓΩΓΗ

1 <sup>ο</sup> ΜΑΘΗΜΑ: Η Χημεία ως πειραματική έπιστήμη εφαρμογών .....	5
2 <sup>ο</sup> ΜΑΘΗΜΑ: Στοιχειώδεις μέθοδοι χημικής ανάλυσεως .....	9
3 <sup>ο</sup> ΜΑΘΗΜΑ: Επιστημονική έρευνα - Χημική βιομηχανία .....	13

### B) Η ΧΗΜΕΙΑ ΚΑΙ ΤΟ ΦΥΣΙΚΟ ΠΕΡΙΒΑΛΛΟΝ

4 <sup>ο</sup> ΜΑΘΗΜΑ: Τό έδαφος - Μείγματα .....	19
5 <sup>ο</sup> ΜΑΘΗΜΑ: Ο άτμοσφαιρικός άερας .....	23
6 <sup>ο</sup> ΜΑΘΗΜΑ: Τό νερό - Καθαρά σώματα - Φυσικές σταθερές .....	26
7 <sup>ο</sup> ΜΑΘΗΜΑ: Ανάλυση και σύνθεση του νερού - Σύνθετα και άπλά σώματα ..	30

### Γ) ΛΕΠΤΟΔΟΜΗ ΤΗΣ ΥΛΗΣ

#### - ΧΗΜΙΚΕΣ ΕΝΩΣΕΙΣ - ΧΗΜΙΚΕΣ ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΙΣ - ΣΥΜΒΟΛΙΣΜΟΙ

8 <sup>ο</sup> ΜΑΘΗΜΑ: Μόρια και άτομα .....	34
9 <sup>ο</sup> ΜΑΘΗΜΑ: Άτομικό και μοριακό βάρος - Άριθμός AVOGADRO - Γραμμομόριο - Γραμμομοριακός όγκος .....	38
10 <sup>ο</sup> ΜΑΘΗΜΑ: Άνοικοδόμηση ατόμων - Περιοδικό σύστημα τών στοιχείων ....	42
11 <sup>ο</sup> ΜΑΘΗΜΑ: Σχηματισμός χημικών ενώσεων - Δεσμοί - Σθένος στοιχείων ..	48
12 <sup>ο</sup> ΜΑΘΗΜΑ: Χημικοί τύποι - Γραφή και όνοματολογία ανόργανων χημικών ενώσεων .....	53
13 <sup>ο</sup> ΜΑΘΗΜΑ: Χημικές αντιδράσεις - Χημικές έξιτώσεις - Χημικοί ύπολογισμοί .....	58
14 <sup>ο</sup> ΜΑΘΗΜΑ: Κατηγορίες χημικών αντιδράσεων .....	62

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

15 <sup>ο</sup> ΜΑΘΗΜΑ: Τό όξυγόνο .....	65
16 <sup>ο</sup> ΜΑΘΗΜΑ: Τό ύδρογόνο .....	70

### E) ΤΡΕΙΣ ΣΠΟΥΔΑΙΕΣ ΟΜΑΔΕΣ ΤΟΥ ΠΕΡΙΟΔΙΚΟΥ ΣΥΣΤΗΜΑΤΟΣ

17 <sup>ο</sup> ΜΑΘΗΜΑ: Τά άλκάλια - Τό νάτριο (Na) .....	74
18 <sup>ο</sup> ΜΑΘΗΜΑ: Τά άλογόνα - Τό χλώριο (Cl) .....	79
19 <sup>ο</sup> ΜΑΘΗΜΑ: Ο άνθρακας (C) .....	83
20 <sup>ο</sup> ΜΑΘΗΜΑ: Τό πυρίτιο (Si) .....	88

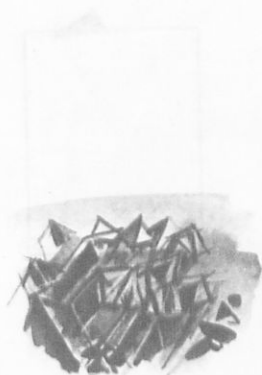


### ΣΤ) ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ - ΑΛΑΤΑ

21 <sup>ο</sup> ΜΑΘΗΜΑ: Τά όξεα - τό ύδροχλωρικό (HCl) καί τό θειικό όξύ (H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> ) . . . .	92
22 <sup>ο</sup> ΜΑΘΗΜΑ: Οί βάσεις - Τό καυστικό νάτριο (NaOH) . . . . .	96
23 <sup>ο</sup> ΜΑΘΗΜΑ: Έξουδετέρωση - Άλατα . . . . .	99
24 <sup>ο</sup> ΜΑΘΗΜΑ: Τά άλατα τοϋ άσβεστίου (Ca) . . . . .	103

### Ζ) ΣΤΟΙΧΕΙΑ ΟΡΥΚΤΟΛΟΓΙΑΣ

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



Τά αντίτυπα του βιβλίου φέρουν τό κάτωθι διβλιόσημο γιά απόδειξη τής γνησιότητας αὐτῶν.

Ἄντίτυλο στερούμενο τοῦ διβλιόσημου τούτου θεωρεῖται κλεψίτυπο. Ὁ διαθέτων, πωλῶν ἢ χρησιμοποιῶν αὐτό διώκεται κατά τῆς διατάξεις τοῦ ἀρθρου 7 τοῦ Νόμου 1129 τῆς 15/21 Μαρτίου 1946 (Ἐφ. Κυβ. 1946, Α' 108).



0020557749  
ΒΙΒΛΙΟΘΗΚΗ ΒΟΥΛΗΣ

ΕΚΔΟΣΗ Β' 1982 (VI) - ΑΝΤΙΤΥΠΑ 185.000 - ΣΥΜΒΑΣΗ 3740/27-1-82

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



