

002
ΚΛΣ
ΣΤ2Β
1763

Ε 4 XHN
ΕΥΑΓΓΕΛΟΥ Σ. ΣΤΑΜΑΤΗ

Στοιχείων / Ενδειγμάτων Σ.

Χ Η Μ Ε Ι Α

Β' ΓΥΜΝΑΣΙΟΥ



181



ΑΘΗΝΑΙ 1966

X H M E I A

Πᾶν γνήσιον ἀντίτυπον φέρει τὴν ὑπογραφήν
τοῦ συγγραφέως.

E. Desmarches

Ε 4 ΧΗΜ
Σταμάτης Σταμάτης
ΕΥΑΓΓΕΛΟΥ Σ. ΣΤΑΜΑΤΗ

Χ Η Μ Ε Ι Α

Β' ΓΥΜΝΑΣΙΟΥ



002
4NE
ET2B
1763

X H M E I A

Ἱστορία τῆς Χημείας

Πρὸ πολλῶν χιλιάδων ἐτῶν οἱ ἄνθρωποι παρετήρησαν ὅτι ἀπὸ τὴν πτώσιν κεραυνῶν ἐγίνοντο πυρκαϊαί. Ἡ φωτιά, ἡ προκαλουμένη ἀπὸ τὸν κεραυνόν, εἶχε προκαλέσει μεγάλην ἐντύπωσιν εἰς τοὺς πρωτογόνους ἀνθρώπους. Τὴν ἐθεώρουν ὡς θαῦμα.

Μὲ τὴν πάροδον τοῦ χρόνου ὁ ἄνθρωπος ἀνεκάλυψε τρόπον νὰ παράγῃ καὶ αὐτὸς φωτιά, ὅπως ὁ κεραυνός. Ἡ ἀνακάλυψις αὕτῃ τοῦ ἀνθρώπου θεωρεῖται ἡ μεγαλυτέρα ἀνακάλυψις τοῦ ἀνθρωπίνου πνεύματος ὅλων τῶν αἰώνων.

Ὀλίγας χιλιάδας ἔτη πρὸ Χριστοῦ οἱ πολιτισμένοι λαοὶ τῆς παλαιᾶς ἐκείνης ἐποχῆς, ὅπως ἦσαν οἱ Ἕλληνες, οἱ Αἰγύπτιοι, οἱ Σουμεριοὶ (τῆς Μεσοποταμίας), οἱ Χαλδαῖοι (Βαβυλώνιοι) τῆς Μεσοποταμίας, οἱ Ἰνδοί, οἱ Κινέζοι, κατώρθωσαν μὲ τὴν βοήθειαν τῆς φωτιᾶς νὰ παράγουν ὕαλον καὶ νὰ λυώνουν τὰ μέταλλα. Ἀπὸ τὴν ἐποχὴν αὐτὴν χρονολογοῦνται αἱ στοιχειώδεις, αἱ ἀπλαῖ γνώσεις τῆς Χημείας.

Ἡ λέξις χημεία δὲν εἶναι ἐλληνικὴ· εἶναι κοπτικὴ. Κόπται ἐλέγοντο οἱ κάτοικοι τῆς νοτίου Αἰγύπτου. Εἰς τὴν παρὰ τὸν Νεῖλον ποταμὸν πόλιν τῆς ἄνω Αἰγύπτου Χεμμίς (Chemis), ἀπέχουσιν τῆς Μεσογείου θαλάσσης 550 χιλιομέτρα, ἐγεννήθη καὶ ἔδρασεν ὁ Ἕλλην ἰδρυτὴς τῆς ἐπιστήμης τῆς Χημείας Ζώσιμος περὶ τὸ 325 μ. Χ. Ἀπὸ τῆς ἐποχῆς τοῦ Μεγάλου Ἀλεξάνδρου ἡ Αἴγυπτος ἦτο ἐλληνικὴ ἐπαρχία,

ή δὲ πόλις Χερμῖς εἶχεν ὀνομασθῆ Πανόπολις, πρὸς τιμὴν τοῦ Θεοῦ τῶν δασῶν Πανός. Ἐκ τῆς ὀνομασίας αὐτῆς τῆς πόλεως ὁ Ζώσιμος μνημονεύεται πάντοτε ὡς Ζώσιμος ὁ Πανοπολίτης.

Ὁ Ζώσιμος εἶχε γράψει 28 ἐπιστημονικὰ ἔργα, τὰ περισσότερα τῶν ὁποίων ἀφεώρων εἰς τὴν σπουδὴν τῶν χημικῶν φαινομένων. Ὅλα τὰ ἔργα αὐτὰ ἐχάθησαν. Ἐσώθη μόνον μία συνταγή, εἰς τὴν ὁποῖαν ὁ Ζώσιμος δίδει ὁδηγίαν, πῶς γὰ κατασκευάζεται ὁ ζυθος (κοινῶς μπύρα).

Ἀπὸ τὰ περισσότερα ἔργα τοῦ Ζωσίμου γνωρίζομεν τοὺς τίτλους. Μεταξὺ αὐτῶν περιλαμβάνεται καὶ ἓν, τὸ ὁποῖον ἔφερε τὸν τίτλον «Περὶ τῆς τοῦ χρυσοῦ καὶ τοῦ ἀργύρου κατασκευῆς». Ὁ Ζώσιμος προσεπάθει νὰ εὕρῃ τρόπον διὰ νὰ κατασκευάζῃ ἀπὸ εὐτελεῖ, φθινὰ μέταλλα, χρυσὸν καὶ ἄργυρον. Οὕτω πῶς ἔκαμε τὴν ἀρχὴν τῶν πειραμάτων τῆς χημείας. Περὶ τὸ ἔτος 650 μ. Χ., οἱ Ἀραβες διδασκόμενοι ἀπὸ τοὺς Ἑλληνας συνέχισαν τὴν προσπάθειαν αὐτὴν τοῦ Ζωσίμου μὲ πολλὴν ἐπιμέλειαν.

Ἐπὶ 1300 ἔτη ἡ ἐπιστήμη τῆς Χημείας εἰργάζετο ἐπὶ τῇ δάσει τῶν κατευθύνσεων καὶ τῶν ἀρχῶν, τὰς ὁποίας εἶχε θέσει ὁ Ζώσιμος. Ἡ σύγχρονος Χημεία ἔχει τὴν ἀρχὴν τῆς εἰς τὸν Ἀγγλον φυσικὸν καὶ χημικὸν Μπόυλ (Boyle, 1626 - 1691), τὸν ἀνακαλύψαντα μαζὶ μὲ τὸν Γάλλον Μαριότ (Mariotte, 1620 - 1684) τὸν φυσικὸν νόμον τῆς σχέσεως, ἡ ὁποία ὑπάρχει μεταξὺ τοῦ ὄγκου καὶ τῆς πίεσεως ἐνδὸς αερίου.

Εἰς τοὺς σπουδαίους ἐρευνητὰς τῆς Χημείας τῶν νεωτέρων χρόνων ἀνήκει ὁ Γάλλος Λαβουαζιέ (Lavoisier, 1743 - 1794), ὁ ὁποῖος πρῶτος ἡρμήνευσε διὰ ζυγίσεως τὰ χημικὰ φαινόμενα τῆς καύσεως, ὁ Ἀγγλος Πρίστλυ (Pristley, 1733 - 1804), ὅστις ἀνεκάλυψε τὸ ὀξυγόνον, καὶ ὁ ἐπίσης Ἀγγλος Ντῶλτον (Dalton, 1766 - 1864), ὁ ὁποῖος ἀνεβίωσε τὴν λησμονημένην ἕως τότε ἀτομικὴν θεωρίαν, τὴν ὁποῖαν εἶχον πρῶτοι διατυπώσει οἱ ἀρχαῖοι Ἕλληνες σοφοὶ Λεύκιππος καὶ Δημόκριτος (600 - 450 π. Χ.), οἱ καταγόμενοι ἀπὸ τὰ Ἀδδῆρα τῆς Μακεδονίας (σημ. ἡ πόλις Ἀδδῆρα ἔκειτο ἀνατολικῶς τῶν ἐκβολῶν τοῦ ποταμοῦ Νέστου).

Κατὰ τὴν αὐτὴν ἀρχαίαν ἐποχὴν ὁ σοφὸς ἐρευνητὴς Ἐμπεδοκλῆς, ὁ καταγόμενος ἐκ τῆς ἐλληνικῆς πόλεως Ἀκράγας τῆς Σικελίας, εἶχε διατυπώσει τὴν θεωρίαν ὅτι ὅλα τὰ πράγματα γίνονται ἀπὸ τέσσαρα ἀρχικὰ πράγματα, λεγόμενα καὶ στοιχεῖα: τὸ πῦρ, τὸν ἀέρα, τὸ ὕδωρ

καὶ τὴν γῆν. Ὅλα τὰ πράγματα, ἔλεγεν ὁ Ἐμπεδοκλῆς, γίνονται ἀπὸ τὴν ἀνάμειξιν δύο ἢ περισσοτέρων ἐκ τῶν τεσσάρων ἀρχικῶν στοιχείων.

Ὁ Λευκίππος καὶ ὁ Δημόκριτος εἶπαν ὅτι εἰς τὸν κόσμον ὑπάρχουν δύο μόνον πράγματα: ὕλη, τῆς ὁποίας τὰ μικρότατα τεμαχίδια δὲν τέμνονται ἀκόμη περισσότερο, εἶναι ἄτμητα (καὶ δι' αὐτὸ τὰ ἐκάλεσαν ἄτομα), καὶ τὸ κενὸν μέρος, ὁ κενὸς ὕλης χώρος, εἰς τὸν ὁποῖον ἀναμειγνύονται τὰ ἄτομα καὶ δίνουν τὰ διάφορα πράγματα.

Ἡ σύγχρονος ἐπιστήμη κατώρθωσε νὰ διασπάσῃ καὶ τὰ ἄτομα καὶ νὰ λάβῃ κατὰ τὴν διάσπασιν αὐτὴν ἀτομικὴν ἐνέργειαν. Τοῦτο δὲν σημαίνει ὅτι ἡ ἀτομικὴ θεωρία τοῦ Λευκίππου καὶ τοῦ Δημοκρίτου ἦτο ἀτελής. Διότι τὰ ἄτομα τῆς συγχρόνου ἐπιστήμης δὲν εἶναι ἐκεῖνα ἀκριβῶς τὰ ἄτομα, τὰ ὅποια ἐνόουν οἱ Ἕλληνες σοφοί. Τὰ πρωτόνια, τὰ οὐδετερόνια, τὰ ἠλεκτρόνια, εἰς τὰ ὅποια διασπᾶται ἓνα ἄτομον τῆς συγχρόνου Χημείας, αὐτὰ ἀνήκουν εἰς τὴν κατηγορίαν τῶν ἀτόμων τοῦ Λευκίππου καὶ τοῦ Δημοκρίτου, δηλαδὴ τῶν ὕλικῶν τεμαχιδίων, τὰ ὅποια δὲν τέμνονται πλέον ἀκόμη περισσότερο.

ΕΙΣΑΓΩΓΗ

1. Φαινόμενα φυσικά και χημικά. Φαινόμενα φυσικά ονομάζονται εκείνα, εις τὰ ὅποια ἡ ὕλη, ὅπου αὐτὰ λαμβάνουν χώραν, δὲν ὑφίσταται ῥιζικὴν μεταβολήν. Φαινόμενα χημικά ονομάζονται ἐκεῖνα, εις τὰ ὅποια ἡ ὕλη, ὅπου αὐτὰ λαμβάνουν χώραν, ὑφίσταται ῥιζικὴν μεταβολήν. Ἀναφέρομεν μερικὰ παραδείγματα φυσικῶν καὶ χημικῶν φαινομένων.

Φυσικά φαινόμενα

Συγκόλλησις τεμαχίων σιδηρῶν
Μαγνήτισις σιδήρου
Θραύσις ὕδατος
Πήξις ὕδατος
Τήξις πάγου
Σχίσσιμον χάρτου
Διάλυσις σακχάρου εἰς τὸ ὕδωρ

Χημικά φαινόμενα

Ἀνάφλεξις βενζίνης
Ὄξειδωσις σιδήρου
Καύσις ἀνθρακος
Ὄξύνισις γάλακτος
Μετατροπὴ μούστου εἰς κρασί
Παρασκευὴ χάρτου
Καύσις σακχάρου

2. Στοιχεῖα ἢ ἀπλᾶ σώματα. Ἡ ἐπιστήμη κατῴρθωσε νὰ διαπιστώσῃ μὲ διάφορα μέσα ὅτι εἰς τὸν κόσμον ὑπάρχουν, εἰς διάφορον τὸ καθένα ποσότητα, 92 στοιχεῖα ἢ ἀπλᾶ σώματα. Κανένα ἀπὸ αὐτὰ δὲν εἶναι ὅμοιον πρὸς τὰ ἄλλα. Τοιαῦτα σώματα εἶναι ὁ ἀνθραξ, ὁ σίδηρος, ὁ χαλκός, ὁ μόλυβδος, τὸ ὀξυγόνον, τὸ ὕδρογόνον καὶ ἄλλα. Τὰ περισσότερα σώματα εἶναι σύνθετα ἀπὸ δύο ἢ περισσότερα ἐκ τῶν 92 στοιχείων.

Κατὰ τὰ τελευταῖα ἔτη κατωρθώθη νὰ κατασκευασθοῦν τεχνητῶς καὶ ἄλλα δέκα στοιχεῖα, τὰ ὅποια δὲν εἶναι γνωστὸν ἂν τυχὸν ὑπάρχουν εἰς μικρὰν ποσότητα εἰς τὴν γῆν ἢ εἰς ἄλλα ἄστρα.

Κύριον μέσον μὲ τὸ ὅποιον θεβαιούμεθα ὅτι τὰ ἄστρα ἀποτελοῦνται ἀπὸ τὰ 92 στοιχεῖα εἶναι τὸ φασματοσκόπιον. Μὲ τὸ ὄργανον αὐτὸ ἀνα-

λύομεν τὸ φῶς τῶν ἄστρον καὶ ἀπὸ τὴν ἐξέτασιν τοῦ φάσματος, τὸ ὅποιον μᾶς δίδουν, συνάγομεν συμπεράσματα διὰ τὴν σύστασιν τῶν οὐρανίων σωμάτων. Ἡ χημικὴ ἀνάλυσις μετεωρολίθων καὶ ἄλλοι τρόποι ἐρεῦνης, τοὺς ὁποίους χρησιμοποιεῖ ἡ Φυσικὴ καὶ ἡ Χημεία, ἐπιβεβαιῶνουν τὴν ἀντίληψιν ὅτι ὁ κόσμος ἀποτελεῖται ἀπὸ 92 στοιχείων.

3. Χημικὰ σύμβολα. Διὰ τὴν εὐκολωτέραν μελέτην καὶ ἔρευναν τῶν χημικῶν φαινομένων, ἀντὶ νὰ γράφωμεν τὸ ὄνομα ἑνὸς στοιχείου, γράφομεν τὸ ἀρχικὸν αὐτοῦ γράμμα ἐκ τοῦ λατινικοῦ τοῦ ὀνόματος. Ἐὰν συμβαίῃ δύο (ἢ περισσότερα) στοιχεῖα νὰ ἀρχίζουν μὲ τὸ αὐτὸ γράμμα, τότε εἰς τὸ ἓνα ἐξ αὐτῶν γράφομεν καὶ τὸ δεύτερον ἢ, ἀντ' αὐτοῦ τὸ τρίτον γράμμα τοῦ λατινικοῦ τοῦ ὀνόματος.

Παραδείγματα στοιχείων, τῶν ὁποίων τὸ λατινικὸν ὄνομα ἀρχίζει μὲ τὸ αὐτὸ γράμμα :

Ἑλληνικὴ ὀνομασία	Λατινικὴ ὀνομασία	Χημικὸν σύμβολον
Ἄργον	Argon	Ar
Ἄργυρος	Argentum	Ag
Ἀκτίνιον	Actinium	Ac
Θεῖον	Sulfur	S
Πυρίτιον	Silicium	Si
Ἀζωτον	Nitrogenium	N
Νάτριον	Natrium	Na

Εἰς τὸν κατωτέρω πίνακα ἀναγράφομεν τὰ χημικὰ σύμβολα μερικῶν ἀπὸ τὰ 92 στοιχεῖα, τῶν ὁποίων ἡ καλὴ ἐκμάθησις ἀπὸ μνήμης ὑποβοηθεῖ πάρα πολὺ εἰς τὴν κατανόησιν τοῦ μαθήματος τῆς Χημείας.

Όνομασία	Σύμβολον	Όνομασία	Σύμβολον
Άργον	Ar	Υδρογόνο	H
Άργυρος	Ag	Υδράργυρος	Hg
Άρσενικόν	As	Ήλιον	He
Χρυσός	Au	Κάλιον	K
Βόριον	B	Μαγγάνιον	Mn
Βάριον	Ba	Μαγνήσιον	Mg
Βισμούθιον	Bi	Νάτριον	Na
Βρώμιον	B	Άζωτον	N
Άνθραξ	C	Νικέλιον	Ni
Άσβέστιον	Ca	Όξυγόνο	O
Κοβάλτιον	Co	Ράδιον	Ra
Χαλκός	Cu	Φωσφόρος	P
Χρώμιον	Cr	Λευκόχρυσος	Pt
Χλώριον	Cl	Ίώδιον	J
Φθόριον	F	Ουράνιον	U
Σίδηρος	Fe	Ψευδάργυρος	Zn
Θείο	S		
Πυρίτιον	Si		
Κασσίτερος	Sn		

4. Μέταλλα και άμέταλλα. Τα στοιχεία τα διακρίνουν εις δύο μεγάλας κατηγορίας:

α) Εις τα μέταλλα και β) Εις τα άμέταλλα.

Η διάκρισις αυτή γίνεται με βάση τας κοινάς ιδιότητας, τας οποίας έχουν τα στοιχεία κάθε κατηγορίας.

Μέταλλα. Μέταλλα λέγονται εκείνα τα στοιχεία, τα οποία παρουσιάζουν τας εξής ιδιότητας:

Ψηφιοποιήθηκε από το Ινστιτούτο Εκπαιδευτικής Πολιτικής

α) ἔχουν (μεταλλικὴν) λάμψιν, ἢ ὁποῖα φαίνεται κατὰ τὴν ἀνάκλασιν τοῦ φωτός, ὅταν τοῦτο προσπέσῃ ἐπὶ τῆς ἐπιφανείας των.

β) εἶναι ἐλατά, δηλαδὴ δυνάμεθα νὰ κάμωμεν ἐξ αὐτῶν πολὺ λεπτὰ ἐλάσματα, λεπτότατα φύλλα.

γ) εἶναι ὀλκιμα, δηλαδὴ δυνάμεθα νὰ κάμωμεν ἐξ αὐτῶν πολὺ λεπτὰ σύρματα.

δ) ἔχουν, κατὰ τὸ πλεῖστον, μεγάλην πυκνότητα καὶ ἐπομένως μεγάλο εἰδικὸν βάρος.

ε) εἶναι καλοὶ ἀγωγοὶ τῆς θερμότητος καὶ τοῦ ἡλεκτρισμοῦ.

Τὰς προηγουμένας ιδιότητας δὲν παρουσιάζουν τὰ ἀμέταλλα. Τὸ ἰώδιον ὅμως, καίτοι εἶναι ἀμέταλλον, ἔχει κατ' ἐξαιρέσιν μεταλλικὴν λάμψιν.

Εἰς τὴν συνήθη θερμοκρασίαν (15° C) τὰ μέταλλα εἶναι στερεά. Τοῦ κανόνος αὐτοῦ ἐξαιρεῖται ὁ ὑδράργυρος, ὁ ὁποῖος εἶναι ὑγρόν.

Μερικὰ ἐκ τῶν μετὰλλων εἶναι :

Ὁ σίδηρος, ὁ μόλυβδος, ὁ χαλκός, ὁ χρυσός, ὁ ἄργυρος, τὸ νικέλιον, τὸ χρώμιον, τὸ κάλιον, τὸ νάτριον, ὁ ψευδάργυρος, ὁ κασσίτερος.

Ἀμέταλλα. Ἀμέταλλα λέγονται ἐκεῖνα τὰ στοιχεῖα, τὰ ὁποῖα παρουσιάζουν τὰς ἐξῆς ιδιότητας :

α) Δὲν ἔχουν μεταλλικὴν λάμψιν (ἐκτὸς τοῦ ἰωδίου).

β) Δὲν εἶναι ἐλατά.

γ) Δὲν εἶναι ὀλκιμα.

δ) ἔχουν μικρὰν πυκνότητα καὶ ἐπομένως μικρὸν εἰδικὸν βάρος.

ε) εἶναι κακοὶ ἀγωγοὶ τῆς θερμότητος καὶ τοῦ ἡλεκτρισμοῦ.

Τὰ ἀμέταλλα εἶναι σώματα στερεὰ ἢ ἀέρια, ἐκτὸς τοῦ βρωμίου, τὸ ὁποῖον εἶναι ὑγρόν.

Μερικὰ ἐκ τῶν ἀμετάλλων εἶναι :

Τὸ ὀξυγόνον, τὸ ὕδρογόνον, τὸ θεῖον, ὁ φωσφόρος, τὸ ἄζωτον, τὸ φθόριον, τὸ χλώριον, τὸ βρώμιον, τὸ ἰώδιον, ὁ ἀνθραξ.

ΑΤΟΜΑ ΚΑΙ ΜΟΡΙΑ

5. Ἄτομα. Ὅρισμός. Ἄτομα λέγονται τὰ ἀπειροελάχιστα τεμαχίδια τῆς ὕλης, ἐνὸς στοιχείου, τὰ ὅποια εἶναι δυνατόν νὰ λάβουν μέρος εἰς τὰς ἐνώσεις τῶν στοιχείων μεταξύ των. Εἰς τὰ διάφορα χημικά φαινόμενα τὰ ἄτομα, τὰ ὅποια λαμβάνουν μέρος εἰς αὐτὰ παραμένουν ἀναλλοίωτα, δηλαδή ἀμετάβλητα.

Τὰ ἄτομα δὲν τέμνονται εἰς μικρότερα μέρη διὰ χημικῶν μεθόδων ἢ διὰ τῶν συνήθων φυσικῶν μεθόδων. Δι' αὐτὸ ἄλλως τε ἐκλήθησαν ἄτομα, ὥς μὴ τεμνόμενα.

Τὰ ἄτομα τοῦ αὐτοῦ στοιχείου εἶναι ἐντελῶς ὅμοια μεταξύ των. Τὰ ἄτομα ὅμως διαφόρων στοιχείων εἶναι ἀνόμοια. Εἰς ἐλευθέραν κατάστασιν, ὑπὸ τὴν συνήθη θερμοκρασίαν καὶ πίεσιν, νὰ ἄτομα δὲν δύναται νὰ παραμείνουν. Ἐμφανίζονται ἐλεύθερα μόνον κατὰ τὴν διάρκειαν χημικῶν φαινομένων. Εἰς πολὺ μεγάλην θερμοκρασίαν ἕνα σῶμα δύναται νὰ διασπασθῇ εἰς τὰ ἄτομα, τὰ ὅποια τὸ ἀποτελοῦν.

6. Μόρια. Ὅρισμός. Μόρια ὀνομάζονται τὰ ἀπειροελάχιστα τεμαχίδια τῆς ὕλης ἐνὸς στοιχείου ἢ μιᾶς ἐνώσεως στοιχείων, τὰ ὅποια δύναται νὰ ὑπάρξουν εἰς ἐλευθέραν κατάστασιν καὶ διατηροῦν τὰς ιδιότητας τοῦ σώματος, εἰς τὸ ὁποῖον ἀνήκουν.

Τὸ μόριον τοῦ ὕδρογόνου, π. χ., ἔχει τὰς ιδιότητας τοῦ ὕδρογόνου. Τὸ μόριον τοῦ ὕδατος ἔχει τὰς ιδιότητας τοῦ ὕδατος.

Τὰ μόρια τῶν μετάλλων ἀποτελοῦνται ἀπὸ ἕνα ἄτομον. Καὶ τὸ μόρια τῶν εὐγενῶν λεγομένων αερίων ἀποτελοῦνται ἀπὸ ἕνα ἄτομον. Εὐγενῆ αέρια λέγονται τὰ στοιχεῖα ἀργόν, ἥλιον, νέον, κρυπτόν, ξένον, ραδόνιον.

Τὰ μόρια ὅμως τῶν περισσοτέρων στοιχείων ἀποτελοῦνται ἀπὸ δύο ἢ περισσότερα ἄτομα.

Τὰ ἄτομα καὶ τὰ μόρια τῶν σωμάτων εἶναι τόσο μικρά, ὥστε καὶ μὲ τὰ καλύτερα μικροσκόπια, τὰ ὅποια χρησιμοποιοῦν οἱ μικροβιολόγοι ἱατροί, εἶναι ἀδύνατον νὰ τὰ ἴδωμεν. Εἶναι ὅμως δυνατόν νὰ τὰ φωτογραφίσωμεν διὰ καταλλήλου ἡλεκτρονικοῦ μικροσκοπίου, τὸ ὁποῖον τὰ μεγεθύνει 3.500.000 φορές.

ΧΗΜΙΚΗ ΕΝΩΣΙΣ ΚΑΙ ΜΗΧΑΝΙΚΟΝ ΜΕΙΓΜΑ

7. Ὁρισμός. Χημικὴ ἔνωσις λέγεται ἡ ἔνωσις ἀτόμων διαφόρων στοιχείων πρὸς ἀποτελέσειν ἑνὸς σώματος, τοῦ ὁποίου αἱ ιδιότητες δὲν ὁμοιάζουν πρὸς τὰς ιδιότητας τῶν ἀτόμων, ἀπὸ τὰ ὁποῖα τὸ σῶμα ἀπετελέσθη.

8. Ὁρισμός. Μηχανικὸν μεῖγμα ὀνομάζεται ἡ ἀνάμειξις δύο ἢ περισσοτέρων στοιχείων πρὸς ἀποτελέσειν ἄλλου σώματος, τὸ ὁποῖον διατηρεῖ τὰς ιδιότητας τῶν στοιχείων ἐκ τῶν ὁποίων ἀπετελέσθη. Ἐὰν π.χ. ἀναμείξωμεν εἰς ἓνα γουδί 1 λίτρον ῥινίσματα σιδήρου (σκόνη σιδήρου) (Fe) μὲ ἓνα λίτρον θείου (S) θὰ λάβωμεν ἐκ τῆς ἀναμείξεως 2 λίτρα θείου καὶ σιδήρου. Τὸ σῶμα τοῦτο δὲν εἶναι ἡ χημικὴ ἔνωσις θειοῦχος σιδήρος.

Ὁ σίδηρος ἔχει εἰδικὸν βάρος 7,8. Τὸ θεῖον ἔχει εἰδικὸν βάρος 2. Τὸ ληφθὲν ἐκ τῆς ἀναμείξεως σῶμα θὰ ἔχῃ εἰδικὸν βάρος $7,8 + 2 : 2 = 4,9$. Ἐχει δηλαδὴ εἰδικὸν βάρος τὸν μέσον ὅρον τῶν εἰδικῶν βαρῶν, τῶν στοιχείων ἀπὸ τὰ ὁποῖα προήλθε. Μὲ ἓνα μαγνήτην εἶναι εὐκόλον νὰ ἀποσπᾶσωμεν τὸν σίδηρον ἀπὸ τὸ μεῖγμα, ἐν ᾧ εἰς τὴν χημικὴν ἔνωσιν τοῦ θειοῦχος σιδήρου τοῦτο δὲν εἶναι δυνατόν.

Ἡ χημικὴ ἔνωσις θειοῦχος σιδήρος δὲν γίνεται ἀπλῶς μὲ ἀνάμειξιν θείου καὶ σιδήρου, ἀλλὰ ἀπαιτοῦνται καὶ ἄλλαι ἐνέργειαι, ὅπως εἶναι ἡ θέρμανσις, ἡ ἐπίδρασις ἄλλων ἐνώσεων κλπ.

Ρ Ι Ζ Α Ι

9. Ὁρισμός. Ρίζαι εἰς τὴν Χημείαν ὀνομάζονται ἐνώσεις χημικαί, αἱ ὁποῖαι δὲν εἶναι δυνατόν νὰ ὑπάρξουν αὐτοτελεῖς, δορὺν ὅμως αὐτοτελῶς.

Π α ρ á δ ε ι γ μ α

Ἐνα ἄτομον ὕδρογόνου (H) καὶ ἓνα ἄτομον ὀξυγόνου (O) ἐνοῦνται χημικῶς καὶ ἀποτελοῦν τὴν χημικὴν ἔνωσιν, ἡ ὁποία λέγεται ὕδροξύλιον (OH). Τὸ ὕδροξύλιον εἶναι ρίζα. Ἀλλὰ δὲν εἶναι δυνατόν νὰ Ψηφιοποιήθηκε ἀπὸ τὸ Ἰνστιτούτο Ἐκπαιδευτικῆς Πολιτικῆς

ἔχωμεν εἰς μίαν φιάλην σῶμα, τὸ ὁποῖον νὰ ἀποτελεῖται ἀπὸ μόρια ὑδροξυλίου. Τὸ ὑδροξύλιον ὅμως εἶναι δυνατόν νὰ ἐνωθῇ μὲ ἄλλα ἄτομα ἢ ἄλλας ῥίζας καὶ νὰ μᾶς δώσῃ σταθερὰς χημικὰς ἐνώσεις. Τὸ ὑδροξύλιον π.χ. ἐνοῦται μὲ ἓνα ἄτομον ὑδρογόνου καὶ μᾶς δίδει ἓνα μόριον ὕδατος ($\text{OH} + \text{H} \rightarrow \text{H}_2\text{O}$).

Συμπεριφέρονται δηλαδὴ αἱ ῥίζαι κατὰ τὰς χημικὰς ἐνώσεις ὅπως καὶ τὰ ἄτομα.

10. Ὁ σχηματισμὸς τῶν χημικῶν ἐνώσεων.

Ἡ ἐνωσις ἀτόμων διαφόρων στοιχείων πρὸς ἀποτελέσειν μιᾶς χημικῆς ἐνώσεως δὲν γίνεται τυχαίως, ἀλλὰ ἐπὶ τῇ βάσει ὠρισμένων νόμων.

Παραδείγματα

α) Ἐὰν φέρωμεν πρὸς ἀνάμειξιν 10 ἄτομα ὑδρογόνου (H) καὶ 10 ἄτομα ἀζώτου (N), δὲν θὰ σχηματισθοῦν 10 μόρια ἀπὸ ἀζωτον καὶ ὑδρογόνον (NH), ἀλλὰ τρία μόρια τῆς χημικῆς ἐνώσεως, ἡ ὁποία λέγεται ἀμμωνία, ὅπου κάθε μόριον ἀποτελεῖται ἀπὸ ἓνα ἄτομον ἀζώτου καὶ τρία ἄτομα ὑδρογόνου (NH_3). Τὰ ὑπόλοιπα 7 ἄτομα ἀζώτου καὶ 1 ἄτομον ὑδρογόνου θὰ παραμείνουν ἐλεύθερα χωρὶς νὰ ἐνωθοῦν.

β) Ἐὰν φέρωμεν πρὸς ἀνάμειξιν 8 ἄτομα ὀξυγόνου (O) καὶ 20 ἄτομα ὑδρογόνου (H), θὰ σχηματισθοῦν 8 μόρια ὕδατος, ὅπου κάθε μόριον ἀποτελεῖται ἀπὸ 1 ἄτομον ὀξυγόνου καὶ 2 ἄτομα ὑδρογόνου (H_2O). Θὰ περισσεύσουν ἐπομένως 4 ἄτομα ὑδρογόνου, ἀφοῦ διὰ τὰ 8 μόρια ὕδατος θὰ ἔχουν διατεθῇ 8 ἄτομα ὀξυγόνου καὶ 16 ἄτομα ὑδρογόνου. Ἀπὸ τὰ ἀνωτέρω παραδείγματα συνάγεται τὸ συμπέρασμα, ὅτι διὰ νὰ γίνῃ μία χημικὴ ἐνωσις ἀκολουθοῦνται ὠρισμένοι νόμοι, ἐνῶ εἰς τὰ μείγματα δὲν ἀκολουθοῦνται ὠρισμένοι νόμοι.

11. Ὁ συμβολισμὸς τῶν χημικῶν ἐνώσεων. Χημικοὶ τύποι.

Ὅταν γράφωμεν τὸ σύμβολον ἐνὸς στοιχείου, ἐνοοῦμεν μὲ αὐτὸ ἓνα ἄτομον τοῦ στοιχείου. Ὅταν θέλωμεν νὰ δηλώσωμεν περισσότερα τοῦ

ένος άτομα, γράφομεν πρὸς τὰ δεξιὰ καὶ κάτω τοῦ συμβόλου τοῦ στοιχείου τὸν ἀριθμὸν, ὃ ὁποῖος δηλώνει τὸ πλῆθος τῶν ἀτόμων.

Παραδείγματα

- α) $\text{Na} = 1$ ἄτομον νατρίου
 $\text{H} = 1$ ἄτομον ὑδρογόνου
 $\text{O} = 1$ ἄτομον ὀξυγόνου
 $\text{Fe} = 1$ ἄτομον σιδήρου
 β) $\text{Na}_2 = 2$ άτομα νατρίου
 $\text{H}_4 = 4$ άτομα ὑδρογόνου
 $\text{O}_3 = 3$ άτομα ὀξυγόνου
 $\text{Fe}_5 = 5$ άτομα σιδήρου

Ἐὰν πρὸ τοῦ συμβόλου ἑνὸς στοιχείου ἢ ἑνὸς μορίου ὑπάρχῃ ἄριθμός, οὗτος δηλώνει πόσας φορές πρέπει νὰ ληφθοῦν τὰ άτομα, τὰ μόρια παριστάνονται ἀπὸ τὰ δεξιὰ καὶ κάτω τοῦ ἀριθμοῦ σύμβολα τῶν στοιχείων.

Παραδείγματα

α) $3 \text{H} = 3$ άτομα ὑδρογόνου (ἢ H_3 . Διότι ἂν ὑπάρχῃ τὸ σύμβολον ἑνὸς μόνον στοιχείου, τότε ὁ ἀριθμὸς εἶτε πρὸ τοῦ συμβόλου τοῦ στοιχείου τεθῇ εἶτε δεξιὰ καὶ κάτω αὐτοῦ εἶναι τὸ ἴδιον).

β) 1 μόριον ὑδρογόνου $= \text{H}_2$. Ὁ συμβολισμὸς 3H_2 σημαίνει τρία μόρια ὑδρογόνου, τὰ ὅποια ἔχουν $3 \times 2 = 6$ άτομα ὑδρογόνου.

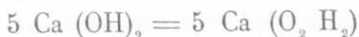
γ) 1 μόριον θειικοῦ ὀξέος $= \text{H}_2 \text{SO}_4$. Ὁ συμβολισμὸς $3 \text{H}_2 \text{SO}_4$ σημαίνει τρία μόρια θειικοῦ ὀξέος. Τὸ πλῆθος τῶν ἀτόμων τῶν τριῶν μορίων εἶναι :

$3 \times 2 = 6$ άτομα ὑδρογόνου (H), $3 \times 1 = 3$ άτομα θείου (S),
 $4 \times 16 = 64$ άτομα ὀξυγόνου (O).

δ) 1 μόριον ὑδροξειδίου τοῦ ἀσβεστίου $= \text{Ca}(\text{OH})_2$. Ὁ συμβολισμὸς $5 \text{Ca}(\text{OH})_2$ σημαίνει πέντε μόρια ὑδροξειδίου τοῦ ἀσβεστίου. Ὁ ἀριθμὸς 2 εἰς τὸ δεξιὸν καὶ κάτω μέρος τῶν παρενθέσεων σημαίνει ὅτι πρέπει νὰ λαμβάνωνται δύο φορές τὰ ἐντὸς τῶν παρενθέσεων δηλούμενα άτομα ἢ μόρια.

Διὰ νὰ εὕρωμεν τὸ πλῆθος τῶν ἀτόμων τῶν προηγουμένων πέντε μορίων, ἐξάγομεν πρῶτον τὰς παρενθέσεις, ἀφοῦ πολλαπλασιάσωμεν τὸ πλῆθος τῶν ἐντὸς αὐτῶν σημειουμένων ἀτόμων ἢ μορίων ἐπὶ τὸν ἐκτὸς καὶ δεξιὰ τῶν παρενθέσεων τεθέντα ἀριθμὸν, ἐδῶ τὸν 2.

Κατὰ ταῦτα θὰ ἔχωμεν :

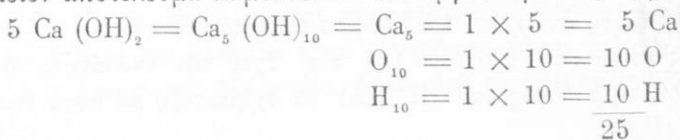


Τὸ πλῆθος ἐπομένως τῶν ἀτόμων τῶν 5 μορίων τῆς ἐνώσεως θὰ εἶναι
 $5 \text{ Ca} = 1 \times 5 = 5 \text{ Ca}, 5 \text{ O}_2 = 2 \times 5 = 10 \text{ O}, 5 \text{ H}_2 = 2 \times 5 = 10 \text{ H}$

Δηλαδή

Ἀσθέστιον = 5 ἄτομα. Ὁξυγόνον = 10 ἄτομα. Ὑδρογόνον = 10 ἄτομα, ἤτοι ἐν ὅλῳ 25 ἄτομα.

Τὸ ἴδιον ἀποτέλεσμα λαμβάνεται δταν ἐργασθῶμεν ὡς ἐξῆς :



Ἐκ τῶν προηγουμένων παραδειγμάτων εἶναι δυνατόν νὰ δώσωμεν τὸν ἐξῆς ὅρισμόν τοῦ χημικοῦ τύπου :

Ὅρισμός. Χημικὸς τύπος ὀνομάζεται ὁ συμβολισμὸς ἐνὸς ἢ πολλῶν μορίων μιᾶς χημικῆς ἐνώσεως, ὁ ὁποῖος δηλώνει καὶ τὸ εἶδος τῶν ἀτόμων καὶ τὸ πλῆθος αὐτῶν.

12. Χημικὴ συγγένεια τῶν στοιχείων.

Ἐὰν εἰς μίαν φιάλην συγκεντρώσωμεν ἄτομα διαφόρων στοιχείων, δὲν θὰ ἐνωθοῦν ὅλα διὰ νὰ σχηματίσουν χημικὰς ἐνώσεις, ἀλλὰ ἐκεῖνα μόνον θὰ ἐνωθοῦν, τὰ ὅποια παρουσιάζουν κάποιαν συγγένειαν μεταξὺ τῶν, κάποιαν τάσιν πρὸς ἑνῶσιν.

Ὅρισμός. Ἡ τάσις, τὴν ὁποίαν παρουσιάζουν τὰ διάφορα στοιχεῖα νὰ ἐνοῦνται μεταξὺ τῶν, ὀνομάζεται χημικὴ συγγένεια αὐτῶν.

Ἡ τάσις αὕτη εἶναι διάφορος εἰς τὰ διάφορα στοιχεῖα. Τὸ ὕδρογόνον (H) π. χ. ἐνοῦται μὲ τὸ φθόριον (F) ἀκαριαίως, καὶ εἰς τὸ σκότος ἀκόμῃ καὶ ἐν ψυχρῷ. Μὲ τὸ ἀσθέστιον (Ca) ἀπαιτεῖται θέρμανσις διὰ νὰ ἐνωθῇ τὸ ὕδρογόνον. Μὲ τὸ ἥλιον (He) δὲν ἐνοῦται καθόλου.

Τὸ ὀξυγόνον μὲ τὸν φωσφόρον ἔχει μεγάλην τάσιν πρὸς ἔνωσιν, ἐνοῦται πολὺ εὐκόλα μὲ αὐτόν· μὲ τὸν σίδηρον (Fe) ἐνοῦται σχετικῶς εὐκόλα, ἐν ᾧ μὲ τὸν χρυσὸν (Au) δὲν ἐνοῦται καθόλου.

Γενικῶς δυνάμεθα νὰ εἰπώμεν ὅτι χημικὴ συγγένεια εἶναι τὸ αἷτιον, τὸ ὁποῖον προκαλεῖ τὴν ἔνωσιν μεταξὺ τῶν διαφόρων ἀτόμων καὶ καθορίζει τὴν ἔκτασιν (δηλ. τὴν δύναμιν), μὲ τὴν ὁποίαν συγκρατοῦνται ταῦτα εἰς τὸ μόριον μιᾶς χημικῆς ἐνώσεως.

13. Σθένος τῶν στοιχείων.

Ἀπὸ διάφορα πειράματα εἶναι γνωστὸν ὅτι τὸ ἄτομον κάθε στοιχείου ἔχει τὴν ἱκανότητα νὰ ἐνοῦται μὲ ἓνα ἢ περισσότερα ἅτομα ὑδρογόνου ἢ ἄλλου στοιχείου ἰσοδυνάμου πρὸς τὸ ὑδρογόνον.

Τὸ ἄτομον τοῦ ὀξυγόνου (O) π.χ. ἔχει τὴν ἱκανότητα νὰ ἐνοῦται μὲ δύο ἅτομα ὑδρογόνου (H_2) καὶ νὰ σχηματίζῃ μὲ αὐτὰ ἓνα μόριον ὕδατος (H_2O).

Τὸ ἄτομον τοῦ ἄνθρακος (C) ἔχει τὴν ἱκανότητα νὰ ἐνοῦται μὲ τέσσαρα ἅτομα ὑδρογόνου καὶ νὰ σχηματίζῃ μὲ αὐτὰ ἓνα μόριον μεθανίου (CH_4).

Τὸ ἄτομον τοῦ ἀζώτου (N) ἔχει τὴν ἱκανότητα νὰ ἐνοῦται μὲ δύο ἅτομα ὀξυγόνου (NO_2). Ἐπειδὴ δὲ τὸ ἄτομον τοῦ ὀξυγόνου δύναται νὰ ἐνοῦται μὲ δύο ἅτομα ὑδρογόνου, ἔπεται ὅτι τὸ ἄτομον τοῦ ἀζώτου δύναται νὰ ἐνοῦται μὲ τέσσαρα ἅτομα ὑδρογόνου (NH_4).

Ἀπὸ τὰ προηγούμενα παραδείγματα δυνάμεθα νὰ δώσωμεν τὸν ἑξῆς ὅρισμόν τοῦ σθένους τῶν στοιχείων :

Ὅρισμός. Σθένος ἐνὸς στοιχείου λέγεται ὁ ἀριθμὸς, ὁ ὁποῖος ἐκφράζει τὸ πλῆθος τῶν ἀτόμων τοῦ ὑδρογόνου (ἢ ἰσοδυνάμου στοιχείου), πρὸς τὰ ὁποῖα δύναται νὰ ἐνωθῇ τὸ ἄτομον τοῦ θεωρουμένου στοιχείου.

Ὅταν τὸ ἄτομον ἐνὸς στοιχείου δύναται νὰ ἐνωθῇ μὲ ἓνα ἄτομον ὑδρογόνου (ἢ ἰσοδυνάμου πρὸς τοῦτο στοιχείου), λέγεται *μονοσθενές* (ἢ *μονατομικόν*).

Ὅταν δύναται νὰ ἐνωθῇ τοῦτο μὲ δύο ἅτομα ὑδρογόνου (ἢ ἰσοδυνάμου πρὸς τοῦτο), λέγεται *δισθενές* (ἢ *διατομικόν*).

Όταν δύνανται νά ένωθῇ τοῦτο μὲ τρία ἄτομα ὕδρογόνου (ἢ ἰσοδυνάμου πρὸς τοῦτο), λέγεται τρισθενές (ἢ τριατομικόν), καὶ οὕτω καθ' ἑξῆς.

Μερικὰ ἄτομα δὲν ἔχουν μόνον ἓνα σθένος, ἀλλὰ ἔχουν δύο ἢ περισσότερα σθένη, ἐκ τῶν ὁποίων ἓνα εἶναι τὸ κυριώτερον.

Παραδείγματα

α) HCl (ὕδροχλωρίον). Τὸ ἄτομον τοῦ χλωρίου ἐνοῦται μὲ ἓνα ἄτομον ὕδρογόνου καὶ σχηματίζεται ἓνα μόριον τῆς ἐνώσεως τοῦ ὕδροχλωρίου. Εἶναι ἐπομένως τὸ ἄτομον τοῦ χλωρίου μονοσθενές.

β) NaCl (χλωριούχον νάτριον, τὸ ἀλάτι). Τὸ ἄτομον τοῦ νατρίου ἐνοῦται μὲ ἓνα ἄτομον χλωρίου καὶ σχηματίζεται 1 μόριον χλωριούχου νατρίου. Τὸ ἄτομον τοῦ χλωρίου εἶναι μονοσθενές, εἶναι δηλαδὴ ἰσοδύναμον πρὸς τὸ ἄτομον τοῦ ὕδρογόνου. Εἶναι ἄρα τὸ ἄτομον τοῦ νατρίου μονοσθενές.

γ) CaCl_2 (χλωριούχον ἀσδέστιον). Τὸ ἄτομον τοῦ ἀσδεστίου ἐνοῦται μὲ δύο ἄτομα χλωρίου καὶ σχηματίζεται 1 μόριον χλωριούχου ἀσδεστίου. Τὸ ἄτομον τοῦ χλωρίου εἶναι μονοσθενές. Εἶναι ἄρα τὸ ἄτομον τοῦ ἀσδεστίου δισθενές.

δ) H_2O (ὕδωρ). Τὸ ἄτομον τοῦ ὀξυγόνου ἐνοῦται μὲ δύο ἄτομα ὕδρογόνου καὶ σχηματίζεται ἓνα μόριον ὕδατος. Εἶναι ἄρα τὸ ἄτομον τοῦ ὀξυγόνου δισθενές.

ε) N_2O (νιτρῶδες ὀξειδίου). Δύο ἄτομα ἀζώτου ἐνοῦνται μὲ ἓνα ἄτομον ὀξυγόνου καὶ σχηματίζεται 1 μόριον νιτρῶδους ὀξειδίου. Τὸ ὀξυγόνον εἶναι δισθενές. Εἶναι ἄρα ἐδῶ τὸ ἄτομον τοῦ ἀζώτου μονοσθενές.

στ) NO (νιτρικὸν ὀξειδίου). Τὸ ἄτομον τοῦ ἀζώτου ἐνοῦται μὲ ἓνα ἄτομον ὀξυγόνου καὶ σχηματίζεται 1 μόριον νιτρικοῦ ὀξειδίου. Τὸ ὀξυγόνον εἶναι δισθενές. Εἶναι ἄρα ἐδῶ τὸ ἄτομον τοῦ ἀζώτου δισθενές.

ζ) NH_3 (ἀμμωνία). Τὸ ἄτομον τοῦ ἀζώτου ἐνοῦται μὲ τρία ἄτομα ὕδρογόνου καὶ σχηματίζεται ἓνα μόριον ἀμμωνίας. Εἶναι ἄρα ἐδῶ τὸ ἄτομον τοῦ ἀζώτου τρισθενές.

η) CO (μονοξείδιον τοῦ ἀνθρακος). Τὸ ἄτομον τοῦ ἀνθρακος ἐνοῦται μὲ ἓνα ἄτομον ὀξυγόνου καὶ σχηματίζεται 1 μόριον μονοξειδίου τοῦ

άνθρακος. Τὸ ἄτομον τοῦ ὀξυγόνου εἶναι δισθενές. Εἶναι ἄρα ἐδῶ τὸ ἄτομον τοῦ ἄνθρακος δισθενές.

θ) CH_4 (μεθάνιον). Τὸ ἄτομον τοῦ ἄνθρακος ἐνοῦται μὲ τέσσαρα ἄτομα ὕδρογόνου καὶ σχηματίζεται ἓνα μόριον μεθανίου. Εἶναι ἄρα ἐδῶ τὸ ἄτομον τοῦ ἄνθρακος τετρασθενές.

ι) CO_2 (διοξειδίδιον τοῦ ἄνθρακος). Τὸ ἄτομον τοῦ ἄνθρακος ἐνοῦται μὲ δύο ἄτομα ὀξυγόνου καὶ σχηματίζεται ἓνα μόριον διοξειδίου τοῦ ἄνθρακος. Τὸ ἄτομον τοῦ ὀξυγόνου εἶναι δισθενές. Εἶναι ἄρα ἐδῶ τὸ ἄτομον τοῦ ἄνθρακος τετρασθενές.

Ἐκ τῶν προηγουμένων παραδειγμάτων βλέπομεν ὅτι τὸ ἄτομον τοῦ ἁζώτου εἶναι μονοσθενές ἢ δισθενές ἢ τρισθενές. Ἐχει δηλαδὴ τοῦτο περισσότερα τοῦ ἑνὸς σθένη.

Τὸ ἄτομον τοῦ ἄνθρακος βλέπομεν ὅτι εἶναι καὶ δισθενές καὶ τετρασθενές.

14. Παράστασις τοῦ σθένους τῶν στοιχείων

Ἐκ τῆς φωτογραφίσεως τῶν ἀτόμων διὰ τοῦ ἡλεκτρονικοῦ μικροσκοπίου συνάγομεν τὸ συμπέρασμα ὅτι ταῦτα εἶναι σφαιρικοῦ σχήματος.

Ἐὰν θέλωμεν νὰ παραστήσωμεν τὸ σθένος ἑνὸς στοιχείου εἰς τὸ ἐπίπεδον τοῦ χάρτου, τὸ μὲν ἄτομον τὸ παριστῶμεν μὲ ἓνα κύκλον, τὸ σθένος δὲ διὰ μιᾶς μικρᾶς εὐθείας γραμμῆς, ἣ ὁποία ἀναχωρεῖ ἀπὸ τὴν περιφέρειαν τοῦ κύκλου. Ὅταν τὸ ἄτομον εἶναι μονοσθενές, γράφομεν ἓκ τοῦ κύκλου μίαν γραμμὴν, ὅταν εἶναι δισθενές, γράφομεν δύο γραμμάς, μίαν ἀπὸ τὸ ἓνα μέρος καὶ μίαν ἀπὸ τὸ ἄλλο κλπ.

15. Χημικὴ ἀντίδρασις. Ἀντιδραστήρια

Ὅταν δύο ἢ περισσότερα ἀπλᾶ ἢ σύνθετα σώματα ἔλθουν καταλλήλως εἰς ἐπαφὴν μεταξὺ των, ὥστε νὰ ἐπιδράσῃ τὸ ἓνα ἐπὶ τοῦ ἄλλου, τὰ μὲν σώματα λέγονται ἀντιδραστήρια τὸ δὲ φαινόμενον λέγεται χημικὴ ἀντίδρασις. Τὸ ἀποτέλεσμα τῆς χημικῆς ἀντιδράσεως εἶναι ὁ σχηματισμὸς τῆς χημικῆς ἐνώσεως. Αἱ χημικαὶ οὐσίαι, αἱ ὁποῖαι

φυλάσσονται εις τὰ σχολικά ἐργαστήρια φυσικῆς καὶ χημείας, μέσα εις μικρὰ φιαλίδια, λέγονται ἀντιδραστήρια.

16. Χημικαὶ ἐξισώσεις

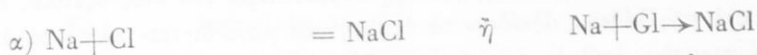
Ὅπως τὰ ἀπλᾶ στοιχεῖα καὶ αἱ χημικαὶ ἐνώσεις παρίστανται διὰ χημικῶν συμβόλων ἢ διὰ χημικῶν τύπων, οὕτω πῶς καὶ τὰ χημικὰ γενικῶς φαινόμενα, ἤτοι αἱ χημικαὶ ἀντιδράσεις, παρίστανται διὰ ἰσοτήτων, αἱ ὁποῖαι λέγονται χημικαὶ ἐξισώσεις.

Ο ΤΡΟΠΟΣ ΓΡΑΦΗΣ ΤΩΝ ΧΗΜΙΚΩΝ ΕΞΙΣΩΣΕΩΝ

α) Εἰς μίαν χημικὴν ἐξίσωσιν γράφομεν εἰς τὸ ἀριστερὸν μέρος αὐτῆς τὰ ἀντιδρῶντα σώματα (τὰ ὁποῖα παριστῶμεν διὰ τῶν μορίων των ἢ τῶν ἀτόμων των). Κατόπιν γράφομεν τὸ σημεῖον τῆς ἰσότητος ἢ ἓνα θέλος, τὸ ὁποῖον δηλώνει τὴν κατεύθυνσιν τῆς ἀντιδράσεως. Εἰς τὸ δεξιὸν μέρος τῆς ἰσότητος, ἢ μετὰ τὸ θέλος, γράφομεν τὸ προϊόν, ἢ τὰ προϊόντα, τῆς χημικῆς ἀντιδράσεως.

β) Ἡ χημικὴ ἐξίσωσις εἶναι ὀρθή, ὅταν ὁ ἀριθμὸς τῶν ἀτόμων τοῦ πρώτου μέλους εἶναι ὁ αὐτὸς πρὸς τὸν ἀριθμὸν τῶν ἀτόμων τοῦ δευτέρου μέλους.

Παραδείγματα χημικῶν ἐξισώσεων



1 ἄτομον νατρίου + 1 ἄτομον χλωρίου = 1 μόριον χλωριούχου νατρίου.



2 ἄτομα ὕδρογόνου + 1 ἄτομον ὀξυγόνου = 1 μόριον ὕδατος.



1 ἄτομον ἀνθρακος + 2 ἄτομα ὀξυγόνου = 1 μόριον διοξειδίου τοῦ ἀνθρακος. Ψηφιοποιήθηκε ἀπὸ τὸ Ἰνστιτούτο Ἑκπαιδευτικῆς Πολιτικῆς



1 άτομον ψευδαργύρου + 2 μόρια υδροχλωρίου = 1 μόριον χλωριούχου ψευδαργύρου + 2 άτομα υδρογόνου.

17. Χημική ονοματολογία.

Εἰς πολλὰς χημικὰς ἐνώσεις δυνάμεθα νὰ δώσωμεν ὀνόματα, ἐπὶ τῇ θάσει κανόνων ονοματολογίας, διὰ κατατάξεως πολλῶν ἐξ αὐτῶν εἰς τὴν αὐτὴν ὁμάδα, εἰς τὴν ὁποίαν δίδομεν ἑνιαίαν ὀνομασίαν.

Ἡ γνῶσις τῆς ονοματολογίας εἶναι ἀναγκαία διὰ τὴν ὀρθὴν γραφὴν καὶ ἀνάγνωσιν τοῦ χημικοῦ τύπου μιᾶς χημικῆς ἐνώσεως.

ΜΕΡΙΚΑΙ ΟΝΟΜΑΤΟΛΟΓΙΑΙ

α) **Ὁξειδία.** Ἡ ἔνωσις στοιχείου τινὸς (μετάλλου ἢ ἀμετάλλου) μὲ τὸ ὀξυγόνον ὀνομάζεται διὰ τῆς λέξεως ὀξείδιον καὶ διὰ τῆς λέξεως, ἢ ὁποῖα ἐκφράζει τὸ ὄνομα τοῦ στοιχείου.

Παραδείγματα

H_2O (ὕδρογόνον 2, ὀξυγόνον) = ὀξείδιον τοῦ ὑδρογόνου (τὸ ὕδωρ)

CaO (ἀσβεστίον, ὀξυγόνον) = ὀξείδιον τοῦ ἀσβεστίου

HgO (ὕδραργυρος, ὀξυγόνον) = ὀξείδιον τοῦ ὑδραργύρου

Ἐὰν ἓνα στοιχεῖον σχηματίζῃ περισσότερα τοῦ ἑνὸς ὀξείδια, θέτομεν πρὸ τῆς λέξεως ὀξείδιον τὰ ἀριθμητικὰ μονο-δι-τρι- κλπ., τὰ ὁποῖα δηλώνουν τὸν ἀριθμὸν τῶν ἀτόμων ὀξυγόνου, τὰ ὁποῖα φέρει τὸ μόριον ἐκάστου ἐξ αὐτῶν.

Παραδείγματα

CO (ἄνθραξ, ὀξυγόνον) = μονοξείδιον τοῦ ἄνθρακος

SO_2 (θεῖον, ὀξυγόνον δύο) = διοξείδιον τοῦ θείου

SO_3 (θεῖον, ὀξυγόνον 3) = τριοξείδιον τοῦ θείου

P_2O_3 (φωσφόρος 2, ὀξυγόνον 3) = τριοξείδιον τοῦ φωσφόρου

P_2O_5 (φωσφόρος 2, ὀξυγόνον 5) = πεντοξείδιον τοῦ φωσφόρου.

6) **Υδροξείδια.** Ἡ ἔνωση τῆς ρίζης τοῦ ὑδροξυλίου (OH) μετέταλλον ἢ μετὴν ρίζαν τοῦ ἀμμωνίου (NH_4) ὀνομάζεται **ὑδροξείδιον**.

Π α ρ α δ ε ί γ μ α τ α

K.OH

ὑδροξείδιον τοῦ καλίου

Na.OH

ὑδροξείδιον τοῦ νατρίου

NH_4OH

ὑδροξείδιον τοῦ ἀμμωνίου

$\text{Ba}(\text{OH})_2$

ὑδροξείδιον τοῦ βαρίου

(Σημείωσις. Ὁ δείκτης 2 σημαίνει ὅτι λαμβάνεται εἰς τὸ διπλάσιον τὸ περιεχόμενον ἐντὸς τῶν παρενθέσεων. Ἐὰν ὁ δείκτης εἶναι 3 ἢ 4 κλπ., τὸ περιεχόμενον ἐντὸς τῶν παρενθέσεων λαμβάνεται 3 ἢ 4 κλπ. φορές).

$\text{Ca}(\text{OH})_2$

ὑδροξείδιον τοῦ ἀσβεστίου

$\text{Al}(\text{OH})_3$

ὑδροξείδιον τοῦ ἀργιλίου.

γ) **Ἐνώσεις μετέταλλων — οὐχὸς ἢ — οὐχον.** Εἰς τὰς ἐνώσεις αὐτὰς τὰ ἀμέταλλα στοιχεῖα εἶναι ἡνωμένα μετέταλλα ἢ ἀμέταλλα.

Π α ρ α δ ε ί γ μ α τ α

NaCl

χλωριούχον νάτριον (τὸ μαγειρικὸν ἄλατι)

NaF

φθοριούχον νάτριον

NaBr

βρωμιούχον νάτριον

Kj

ιωδιούχον κάλιον

AgBr

βρωμιούχος ἄργυρος

CS_2

διθειούχος ἄνθραξ

PCl_3

τριχλωριούχος φωσφόρος

δ). **Ἐνώσεις μετέταλλων — ικόν και — ὤδες.**

HNO_3

νιτρικὸν ὀξύ

H_2SO_4

θεικὸν ὀξύ

H_2CO_3

ἀνθρακικὸν ὀξύ

HNO_2

νιτρῶδες ὀξύ

H_2SO_3

θειῶδες ὀξύ

NaNO_3

νιτρικὸν νάτριον

KClO_4

γλωφικὸν κάλιον

CaCO_3

ἀνθρακικὸν ἀσβέστιον

18. Ἀτομικὸν καὶ μοριακὸν βάρος

Ἀτομικὸν βάρος. Ὁρισμός. Ἀτομικὸν βάρος ἐνὸς στοιχείου λέγεται ὁ ἀριθμὸς, ὁ ὁποῖος δηλώνει πόσας φορὰς τὸ ἄτομον ἐνὸς στοιχείου εἶναι βαρύτερον τοῦ ἐνὸς δεκάτου ἔκτου ($1 : 16$) τοῦ θάρους ἐνὸς ατόμου ὀξυγόνου.

(Σημείωσις. Παλαιότερα ἐλαμβάνετο ὡς μονὰς πρὸς σύγκρισιν τῶν ατομικῶν βαρῶν τὸ θάρος ἐνὸς ατόμου ὕδρογόνου. Κατόπιν ἐλήφθη τὸ $1 : 16$ τοῦ θάρους τοῦ ατόμου τοῦ ὀξυγόνου. Κατὰ τὸ 1960 ὁμοῦς τὸ Διεθνὲς Συνέδριον τῶν Φυσικῶν ἀπεφάσισε νὰ λαμβάνεται ὡς μονὰς τὸ $1 : 12$ τοῦ θάρους τοῦ ατόμου τοῦ ἀνθρακος. Κατὰ τὸ 1962 ἀπεφασίσθη τοῦτο καὶ ἀπὸ τὸ Διεθνὲς Συνέδριον τῶν Χημικῶν. Ἐδῶ διατηροῦμεν διὰ λόγους πρακτικοῦς ὡς μονάδα πρὸς σύγκρισιν τὸ $1 : 16$ τοῦ ατομικοῦ θάρους τοῦ ὀξυγόνου).

Κατὰ τὸν προηγούμενον ὁρισμόν, τὸ θάρος τοῦ ατόμου τοῦ ὀξυγόνου ἐκφράζεται διὰ τοῦ ἀριθμοῦ 16. Ἐν συγκρίσει μὲ τὸν ἀριθμὸν αὐτὸν τὸ ατομικὸν θάρος, δηλαδὴ τὸ θάρος ἐνὸς ατόμου, τοῦ ὕδρογόνου (H) εἶναι 1,008.

Οἱ ἀριθμοὶ διὰ τῶν ὁποίων ἐκφράζονται τὰ ατομικὰ θάρη τῶν ατόμων εἶναι ἀπόλυτοι. Δὲν ἐκράζουσιν δηλαδὴ κάτι τὸ συγκεκριμένον, ἀλλὰ ἀπλῶς δηλώνουσιν τὰς σχέσεις τῶν βαρῶν τῶν διαφόρων ατόμων, αἱ ὁποῖαι ὑπάρχουσιν μεταξὺ τῶν. Ὁ λόγος τῆς τοιαύτης ἐκφράσεως εἶναι πρακτικός, διότι σπανίως χρειάζεται εἰς τὴν χημεῖαν ἢ εὑρεσις τῶν πραγματικῶν βαρῶν τῶν ατόμων. Ἐὰν οἱ διάφοροι λογαριασμοὶ μὲ τὰ ατομικὰ θάρη ἐγίνοντο μὲ τὰ πραγματικὰ ατομικὰ θάρη, θὰ ἦτο πάρα πολὺ δύσκολον καὶ ἐπίπονον διὰ νὰ γίνουσιν.

Εἰς τὸν κατωτέρω πίνακα ἐκτίθενται τὰ 102 στοιχεῖα μὲ τὸ σύμβολον αὐτῶν καὶ τὸ ατομικὸν τῶν θάρων (92 φυσικὰ + 10 τεχνητά).

Ἐπειδὴ κάθε ἄτομον στοιχείου τινὸς ἀποτελεῖται ἀπὸ πρωτόνια, οὐδετερόνια καὶ ἠλεκτρόνια, ὁ δὲ ἀριθμὸς τῶν πρωτονίων εἶναι πάντοτε ἴσος πρὸς τὸν ἀριθμὸν τῶν ἠλεκτρονίων, εἰς εἰδικὴν στήλην τοῦ πίνακος ἀναγράφεται καὶ ὁ ἀριθμὸς τῶν πρωτονίων ἢ ἠλεκτρονίων τοῦ ατόμου, ὁ ὁποῖος λέγεται ατομικὸς ἀριθμὸς καὶ παρίσταται διὰ τοῦ Z.

ΠΙΝΑΞ ΤΩΝ ΣΤΟΙΧΕΙΩΝ

Ατμ. αριθ.	ΣΤΟΙΧΕΙΟΝ	Σύμβολον	Ατομικόν βάρος	Ατομ. αριθ. (Z)	Ατμ. αριθ.	ΣΤΟΙΧΕΙΟΝ	Σύμβολον	Ατομικόν βάρος	Ατομ. αριθ. (Z)
1	Ήλωσητον	N	14,008	7	52	Μαντελέβιον	Mn	256	101
2	Άϊνσταϊνιον	E	254	99	53	Μολυβδαίνιον	Mo	95,95	42
3	Άκτίνιον	Ac	227	89	54	Μόλυβδος	Pb	207,21	82
4	Άμερίκιον	Am	241	95	55	Μπερκέλιον	Bk	243	97
5	Άνθραξ	C	12,01	6	56	Νάτριον	Na	22,997	11
6	Άντιμόνιον	Sb	121,76	51	57	Νέον	Ne	20,183	10
7	Άργύλιον	Al	26,97	13	58	Νεοδύμιον	Nd	144,27	60
8	Άργόν	Ar	39,944	18	59	Νεπτούνιον	Np	239	93
9	Άργυρος	Ag	107,88	47	60	Νικέλιον	Ni	58,69	28
10	Άρσενικόν	As	74,91	33	61	Νομπέλιον ;	No	:	102
11	Άσβέστιον	Ca	40,08	20	62	Ξένον	Xe	131,3	54
12	Άστατίον	At	210	85	63	Όλμιον	Ho	164,94	67
13	Άφνιον	Hf	178,6	72	64	Όξυγόνον	O	16,000	8
14	Βανάδιον	V	50,95	23	65	Όσμιον	Os	190,2	76
15	Βάριον	Ba	137,36	56	66	Ουράνιον	U	238,07	92
16	Βηρύλλιον	Be	9,02	4	67	Παλλάδιον	Pd	105,7	46
17	Βισμούθιον	Bi	209,00	83	68	Πλουτώνιον	Pu	239	94
18	Βολφράμιον	W	183,92	74	69	Πολώνιον	Po	210	84
19	Βόριον	B	10,82	5	70	Πρασινοδύμιον	Pr	140,92	59
20	Βρώμιον	Br	79,916	35	71	Προμήθειον	Pm	147	61
21	Γαδολίνιον	Gd	156,9	64	72	Πρωτακτίνιον	Pa	231	91
22	Γάλλιον	Ga	69,72	31	73	Πυρίτιον	Si	28,06	14
23	Γερμάνιον	Ge	72,60	32	74	Ράδιον	Ra	226,05	88
24	Δημήτριον	Ce	140,13	58	75	Ραδόνιον	Rn	222	86
25	Δυσπρόσιον	Dy	162,46	66	76	Ρήνιον	Re	186,31	75
26	Έρβιον	Er	167,2	68	77	Ρόδιον	Rh	102,91	45
27	Ευρώπιον	Eu	152,0	63	78	Ρουβίδιον	Rb	85,48	37
28	Ζιρκόνιον	Zr	91,22	40	79	Ρουθένιον	Ru	101,7	44
29	Ήλιον	He	4,003	2	80	Σαμάριον	Sm	150,43	62
30	Θάλλιον	Tl	204,39	81	81	Σελήνιον	Se	78,96	34
31	Θείον	S	32,066	16	82	Σίδηρος	Fe	55,85	26
32	Θόριον	Th	232,12	90	83	Σκάνδιον	Sc	45,10	21
33	Θούλιον	Tm	169,4	69	84	Στρόντιον	Sr	87,63	38
34	Ίνδιον	In	114,76	49	85	Ταντάλιον	Ta	180,88	73
35	Ίριδιον	Ir	193,1	77	86	Τελλούριον	Te	127,61	52
36	Ιώδιον	I	126,92	53	87	Τέρβιον	Tb	159,2	65
37	Κάδμιον	Cd	112,41	48	88	Τεχνήτιον	Tc	99	43
38	Καίσιον	Cs	132,91	55	89	Τιτάνιον	Ti	47,90	22
39	Κάλιον	K	39,096	19	90	Υδράργυρος	Hg	200,61	80
40	Καλιφόρνιον	Cf	244	98	91	Υδρογόνον	H	1,008	1
41	Κασσίτερος	Sn	118,70	50	92	Υττέρβιον	Yb	173,04	70
42	Κιούριον	Cm	242	96	93	Υττριον	Y	88,92	39
43	Κοβάλτιον	Co	58,94	27	94	Φέρμιον	Fm	255	100
44	Κολούμβιον	Cb	92,91	41	95	Φθόριον	F	19,00	9
45	Κρυπτόν	Kr	83,7	36	96	Φράγγιον	Fr	223	87
46	Λανθάνιον	La	138,92	57	97	Φωσφόρος	P	30,98	15
47	Λευκόχρυσος	Pt	195,23	78	98	Χαλκός	Cu	63,54	29
48	Λίθιον	Li	6,94	3	99	Χλώριον	Cl	35,457	17
49	Λουτέτιον	Lu	174,99	71	100	Χρυσός	Au	197,2	79
50	Μαγγάνιον	Mn	54,92	25	101	Χρώμιον	Cr	52,01	24
51	Μαγνήσιον	Mg	24,32	12	102	Ψευδάργυρος	Zn	65,38	30

Μοριακὸν βάρος. ὁρισμός. Μοριακὸν βάρος ἐνὸς στοιχείου ἢ μιᾶς χημικῆς ἐνώσεως λέγεται ὁ ἀριθμὸς, ὁ ὁποῖος ἐκφράζει πόσας φορές τὸ μόριον τοῦ στοιχείου ἢ τῆς χημικῆς ἐνώσεως εἶναι βαρύτερον ἀπὸ τὸ ἓνα δέκατον ἔκτον ($1/16$) τοῦ βάρους ἐνὸς ἀτόμου ὀξυγόνου.

Διὰ νὰ εὕρωμεν τὸ μοριακὸν δᾶρος ἐνὸς στοιχείου ἢ μιᾶς χημικῆς ἐνώσεως, πρέπει νὰ προσθέσωμεν τὰ ἀτομικὰ δᾶρη τῶν ἀτόμων, ἐκ τῶν ὁποίων ἀποτελεῖται τὸ θεωρούμενον μόριον.

ΠΑΡΑΔΕΙΓΜΑΤΑ ΕΥΡΕΣΕΩΣ ΤΟΥ ΜΟΡΙΑΚΟΥ ΒΑΡΟΥΣ

α) Νὰ εὕρεθῇ τὸ μοριακὸν δᾶρος τοῦ ὕδρογόνου (H).

Τὸ μόριον τοῦ ὕδρογόνου ἀποτελεῖται ἀπὸ 2 ἄτομα ὕδρογόνου. Ἀφοῦ δὲ τὸ ἀτομικὸν δᾶρος τοῦ ὕδρογόνου εἶναι 1,008, ὡς φαίνεται ἐκ τοῦ πίνακος, τὸ δᾶρος τοῦ μορίου τοῦ ὕδρογόνου θὰ εἶναι $H + H = 1,008 + 1,008 = 2,016$. Τοῦτο σημαίνει ὅτι τὸ δᾶρος ἐνὸς μορίου ὕδρογόνου (μ. β. H_2) εἶναι 2,016 φορές βαρύτερον τοῦ ἐνὸς δεκάτου ἔκτου τοῦ βάρους τοῦ ἀτόμου τοῦ ὀξυγόνου.

β) Νὰ εὕρεθῇ τὸ μοριακὸν δᾶρος τοῦ θειικοῦ δξέος (H_2SO_4). Ὁ χημικὸς τύπος H_2SO_4 παριστάνει, ὡς ἐμνημονεύθη εἰς τὰ προηγούμενα, τὴν σύνθεσιν τοῦ μορίου τοῦ θειικοῦ δξέος.

Διὰ νὰ εὕρωμεν τὸ δᾶρος τοῦ μορίου αὐτοῦ, ἀρκεῖ νὰ προσθέσωμεν τὰ ἀτομικὰ δᾶρη τῶν στοιχείων ἐκ τῶν ὁποίων τοῦτο ἀποτελεῖται. Κατὰ ταῦτα θὰ ἔχωμεν :

$H_2SO_4 = H_2 + S + O_4$. Ἐκ τοῦ πίνακος τῶν ἀτομικῶν βαρῶν λαμβάνομεν Ἀτομικὸν δᾶρος ὕδρογόνου (H) = 1,008. Εἶναι ἄρα $H_2 = H + H = 1,008 + 1,008 = 2,016$. Ἀτομικὸν δᾶρος θείου (S) = 32,066. Ἀτομικὸν δᾶρος O = 16. Ἀτομ. δᾶρος $O_4 = 16 \times 4 = 64$.

Καὶ διὰ προσθέσεως τῶν εὐρεθέντων ἀτομικῶν βαρῶν θὰ ἔχωμεν

$$2,016 + 32,066 + 64 = 98,082.$$

Τοῦτο σημαίνει ὅτι ἓνα μόριον θειικοῦ δξέος εἶναι 98,082 φορές βαρύτερον τοῦ ἐνὸς δεκάτου ἔκτου ($1/16$) τοῦ βάρους ἐνὸς ἀτόμου ὀξυγόνου.

ΚΥΡΙΩΤΕΡΟΙ ΧΗΜΙΚΟΙ ΝΟΜΟΙ

α) Νόμος τῆς ἀφθαρσίας τῆς ὕλης

Ὅταν δύο ἢ περισσότερα σώματα ἐνώνωνται διὰ νὰ ἀποτελέσουν ἓνα νέον σώμα, τὸ νέον αὐτὸ σώμα ἔχει μᾶζαν ὅσῃν εἶχον καὶ τὰ ἐνωθέντα σώματα. Ἄν τυχὸν κατὰ τὴν ἐνωσιν ἐγινε ὀλίγος ἀτμός, ἢ μᾶζα τοῦ ἀτμοῦ αὐτοῦ καὶ τὸ σχηματισθὲν νέον σώμα ἔχουν ὅσῃν μᾶζαν εἶχαν τὰ ἀρχικὰ σώματα.

Ἄν τυχὸν κατὰ τὴν ἐνωσιν προσελήφθῃ ἀπ' ἔξω καὶ ἀέριον ἄλλο, ἔαν ἀπὸ τὸ σχηματισθὲν νέον σώμα ἀφαιρέσωμεν τὴν μᾶζαν αὐτοῦ τοῦ ἀερίου, τὸ ὑπόλοιπον θὰ ἰσοῦται μὲ ὅσῃν μᾶζαν εἶχαν τὰ ἀρχικὰ σώματα. Κατὰ τὰς χημικὰς δηλ. ἐνώσεις ἡ ὕλη τῶν στοιχείων δὲν καταστρέφεται, δὲν φθείρεται.

Τὸν νόμον τῆς ἀφθαρσίας τῆς ὕλης τὸν διετύπωσαν διὰ πρώτην φοράν οἱ μεγάλοι Ἕλληνες σοφοὶ τῷ 450 π. Χ. Ἀναξαγόρας, Δημόκριτος καὶ ὁ ἀπὸ τὸ Ῥέθυμνον τῆς Κρήτης καταγόμενος Διογένης ὁ Ἀπολλωνιάτης (Σημ. Ἡ ἀρχαία Ἀπολλωνία ἔκειτο πλησίον τοῦ Ῥεθύμνου). Ὁ Γάλλος χημικὸς Λαβουαζιὲ ἀπέδειξε τὸν νόμον αὐτὸν μὲ πολλὰ πειράματα κατὰ τὸ 1776 μ. Χ.

β) Νόμος τῶν σταθερῶν λόγων

Κάθε χημικὴ ἐνωσις περιέχει πάντοτε τὰ αὐτὰ στοιχεῖα ἢ γνωμένα ὑπὸ τὴν ἰδίαν πάντοτε ἀναλογίαν κατὰ βάρος. Παράδειγμα :

Διὰ νὰ γίνῃ ἀπὸ τὸ ὕδρογόνον καὶ τὸ ὀξυγόνον ἡ χημικὴ ἐνωσις ὕδωρ, πάντοτε τὸ βάρος τοῦ ὀξυγόνου εἶναι 8 φορές μεγαλύτερον τοῦ βάρους τοῦ ὕδρογόνου (εἰς κάθε μόριον ὕδατος), ἤτοι εἶναι πάντοτε ὕδρογόνον 1 : Ὄξυγόνον 8 (κατὰ τὸ βάρος).

γ) Νόμος τῶν ἀπλῶν πολλαπλασίων

Ὅταν δύο στοιχεῖα ἐνώνωνται πρὸς σχηματισμὸν περισσοτέρων τῆς μιᾶς χημικῶν ἐνώσεων, τὰ θάρη τῶν στοιχείων εὐρίσκονται εἰς σχέσιν ἀπλῶν ἀκεραίων πολλαπλασίων. Παράδειγμα :

Ψηφιοποιήθηκε ἀπὸ τὸ Ἰνστιτούτο Εκπαιδευτικῆς Πολιτικῆς

Ἀτομικὸν θάρος ἁζώτου (N) = 14. Ὁξυγόνου (O) = 16.

Διὰ νὰ γίνη ἡ χημικὴ ἔνωσις ὑποξειδίου τοῦ ἁζώτου (N_2O), λαμβάνουν μέρος 2 ἅτομα ἁζώτου καὶ 1 ἅτομον ὀξυγόνου. Τὰ ἀτομικὰ θάρη αὐτῶν τῶν ἀτόμων εἶναι $2 \cdot 14 = 28$ καὶ $1 \cdot 16 = 16$. Τοὺς ἀριθμοὺς 28 καὶ 16 τοὺς θεωροῦμεν τώρα ὅτι παριστάνουν γραμμάρια.

Διὰ νὰ γίνη λοιπὸν τὸ ὑποξειδίου τοῦ ἁζώτου (N_2O), λαμβάνουν μέρος $2 \cdot 14 = 28$ γραμμάρια ἁζώτου καὶ $1 \cdot 16$ γραμμάρια ὀξυγόνου. Ἡ σχέσις τῶν θαρῶν των εἶναι $28 : 16$ ἢ 2 ἁζωτον : 1 ὀξυγόνον.

Τὸ τριοξειδίου τοῦ ἁζώτου εἶναι N_2O_3 . Τὰ ἀτομικὰ θάρη ἐδῶ εἶναι $2 \cdot 14 = 28$ τοῦ ἁζώτου καὶ $3 \cdot 16 = 48$ τοῦ ὀξυγόνου.

Διὰ νὰ γίνη λοιπὸν τὸ τριοξειδίου τοῦ ἁζώτου (N_2O_3), λαμβάνουν μέρος $2 \cdot 14 = 28$ γραμμάρια ἁζώτου καὶ $3 \cdot 16 = 48$ γραμμάρια ὀξυγόνου. Ἡ σχέσις τῶν θαρῶν εἶναι $28 : 48$ ἢ 2 ἁζωτον : 3 ὀξυγόνον.

Ἐν ᾧ τὸ ἁζωτον εἰς τὴν δευτέραν ἔνωσιν ἔμεινε μὲ θάρος 28 γραμμάρια, ὅπως καὶ εἰς τὴν πρώτην ἔνωσιν, τὸ ὀξυγόνον ἔγινε 3, τὸ ὁποῖον εἶναι ἀκέραιον πολλαπλάσιον τοῦ θάρους 1 τοῦ ὀξυγόνου τῆς πρώτης ἐνώσεως.

19. Ἑκατοστιαία σύνθεσις μιᾶς χημικῆς ἐνώσεως

Εἰς πολλὰς περιπτώσεις εἶναι ἀνάγκη νὰ γνωρίζωμεν πόσον ἐπὶ τοῖς ἑκατὸν (%) ἐξ ἐκάστου στοιχείου ἀποτελεῖται μία χημικὴ ἔνωσις. Πρὸς τοῦτο ὀδηγοῦμεθα ἐκ τῆς συνθέσεως τοῦ μορίου τῆς χημικῆς ἐνώσεως.

Παράδειγματα

Ποία εἶναι ἡ ἑκατοστιαία σύνθεσις τοῦ νιτρικοῦ ὀξέος (HNO_3) ;

Ἀνατρέχοντες εἰς τὸν πίνακα τῶν στοιχείων καὶ λαμβάνοντες τὰ ἀτομικὰ θάρη τῶν στοιχείων, ἀπὸ τὰ ὅποια ἀποτελεῖται τὸ μόριον τοῦ νιτρικοῦ ὀξέος. Ἐξ αὐτοῦ ἔχομεν

ἀτομικὸν θάρος H (ὕδρογόνου) = 1 (εἰς στρογγυλὸν ἀριθμὸν)

ἀτομικὸν θάρος N (ἁζώτου) = 14

ἀτομικὸν θάρος O (ὀξυγόνου) = 16. Ἀτομικὸν θάρος $O_3 = 16 \times 3 = 48$.

Προσθέτομεν τὰ εἰρηθέντα ἀτομικὰ θάρη καὶ ἔχομεν ὅτι τὸ μόριον

κὸν βάρος (δηλαδή τὸ βάρος ἑνὸς μορίου) τοῦ νιτρικοῦ ὀξέος εἶναι

$$1 + 14 + 48 = 63$$

Τοῦτο σημαίνει ὅτι ἓνα μόνιον νιτρικοῦ ὀξέος εἶναι 63 φορές βαρύτερον τοῦ $\frac{1}{16}$ τοῦ βάρος τοῦ ατόμου τοῦ ὀξυγόνου.

Ἐφαρμόζομεν τώρα τὴν ἀπλὴν μέθοδον τῶν τριῶν διὰ τὴν λύσιν τοῦ προβλήματος, τὸ ὁποῖον ἐτέθη.

1) Εἰς τὰ 63 μέρη νιτρικοῦ ὀξέος (HNO_3) τὸ 1 μέρος εἶναι ὕδρογονον (H).

Εἰς τὰ 100 μέρη νιτρικοῦ ὀξέος πόσον εἶναι ὕδρογονον ;

Ἀπάντησις : Θὰ εἶναι $1 \times \frac{100}{63} = 1,587...$

2) Εἰς τὰ 63 μέρη νιτρικοῦ ὀξέος τὰ 14 μέρη εἶναι ἄζωτον (N).

Εἰς τὰ 100 μέρη νιτρικοῦ ὀξέος πόσον εἶναι ἄζωτον ;

Ἀπάντησις : Θὰ εἶναι $14 \times \frac{100}{63} = 22,222...$

3) Εἰς τὰ 63 μέρη νιτρικοῦ ὀξέος τὰ 48 μέρη εἶναι ὀξυγόνον.

Εἰς τὰ 100 μέρη νιτρικοῦ ὀξέος πόσον εἶναι ὀξυγόνον ;

Ἀπάντησις : Θὰ εἶναι $48 \times \frac{100}{63} = 76,1904...$

Ἐὰν προσθέσωμεν τώρα τὰ εὑρεθέντα ἐξαγόμενα ἀπὸ τὰς ἀνωτέρω πράξεις, πρέπει νὰ εὗρωμεν 100. Ἐδῶ θὰ εὗρωμεν κάτι ὀλιγώτερον, ἐπειδὴ αἱ διαιρέσεις δὲν ἦσαν τέλειαι καὶ ἄφιναν κάποιο ὑπόλοιπον. Μόνον ἂν προσθέσωμεν καὶ τὰ παραλειφθέντα ὑπόλοιπα, θὰ εὗρωμεν ἀκριβῶς 100.

Κατὰ τὰ ἀνωτέρω λοιπὸν θὰ ἔχωμεν ὅτι ἡ περιεκτικότης ἐπὶ τοῖς ἑκατὸν (%) τῶν στοιχείων ὕδρογονοῦ (H), ἄζωτου (N) καὶ ὀξυγόνου (O), ἀπὸ τὰ ὁποῖα ἀποτελεῖται τὸ μόνιον τοῦ νιτρικοῦ ὀξέος, εἶναι

$$\text{ὕδρογονοῦ} \quad \text{H} = 1,587...$$

$$\text{ἄζωτου} \quad \text{N} = 22,222...$$

$$\text{ὀξυγόνου} \quad \text{O} = 76,1904$$

Ἀ σ κ ή σ ε ι ς

Νὰ εὐρεθῇ ἡ ἑκατοστιαία σύνθεσις τῶν κάτωθι μορίων :

1) Θειϊκοῦ ὀξέος (H_2SO_4). 2) Ἀμμωνίας (NH_3). 3) Χλωρικοῦ

Ψηφιοποιήθηκε ἀπὸ τὸ Ἰνστιτούτο Ἑκπαιδευτικῆς Πολιτικῆς

καλίου (KClO_3). 4) Θειϊκοῦ χαλκοῦ (CuSO_4). 5) Ἀνθρακικοῦ ἀσβεστίου (CaCO_3). 6) Νιτρικοῦ ἀργύρου (AgNO_3).

Τὰ ἀτομικὰ βάρη τῶν στοιχείων τῶν προηγούμενων μορίων τὰ λαμβάνομεν ἀπὸ τὸν πίνακα τῶν ἀτομικῶν βαρῶν, ὅποτε ἔχομεν

ἀτ. β. $\text{H} = 1$, $\text{S} = 32$, $\text{O} = 16$, $\text{N} = 14$, $\text{K} = 39$, $\text{Cl} = 35,45$, $\text{Cu} = 63,5$, $\text{Ca} = 40$, $\text{C} = 12$, $\text{Ag} = 107,8$ (μερικὰ εἰς στρογγυλοῦς ἀριθμούς).

20. Γραμμοάτομα καὶ γραμμομόρια.

Γραμμοάτομα. Ὅρισμός. Γραμμοάτομον ἐνὸς στοιχείου καλεῖται ὁ ἀριθμὸς τοῦ ἀτομικοῦ βάρους τοῦ στοιχείου, ὅταν οὗτος ἐκφράζη γραμμάρια τῆς μάζης τοῦ στοιχείου.

Παράδειγματα

Ἀτομικὸν ἄρος ὑδρογόνου (H) = 1. Τὸ γραμμοάτομον τοῦ ὑδρογόνου = 1 γραμμάριον.

Ἀτομικὸν ἄρος θείου (S) = 32. Τὸ γραμμοάτομον τοῦ θείου = 32 γραμμάρια.

Ἀτομικὸν ἄρος ἄνθρακος (C) = 12. Τὸ γραμμοάτομον τοῦ ἄνθρακος = 12 γραμμάρια.

Ἀτομικὸν ἄρος ὀξυγόνου (O) = 16. Τὸ γραμμοάτομον τοῦ ὀξυγόνου = 16 γραμμάρια.

Γραμμομόρια. Ὅρισμός. Γραμμομόριον ἐνὸς στοιχείου ἢ τοῦ μορίου μιᾶς χημικῆς ἐνώσεως ὀνομάζεται ὁ ἀριθμὸς τοῦ μοριακοῦ βάρους τοῦ στοιχείου ἢ τῆς χημικῆς ἐνώσεως, ὅταν οὗτος ἐκφράζη γραμμάρια τῆς μάζης τοῦ στοιχείου. Εἰς τὴν διεθνή γλῶσσαν τῆς χημείας τὸ γραμμομόριον ὀνομάζεται *Mol*.

Παράδειγματα

α) Μόριον τοῦ ὑδρογόνου = H_2 , ἦτοι τὸ μόριον τοῦ ὑδρογόνου ἀποτελεῖται ἀπὸ 2 ἄτομα ὑδρογόνου. Ἀτομικὸν ἄρος ὑδρογόνου = 1. Μοριακὸν ἄρος ὑδρογόνου = 2. Εἶναι ἄρα τὸ γραμμομόριον τοῦ ὑδρογόνου = 2 γραμμάρια.

Ψηφιοποιήθηκε ἀπὸ τὸ Ἰνστιτούτο Εκπαιδευτικῆς Πολιτικῆς

6) Μόριον τῆς ἀμμωνίας = NH_3 . Μοριακὸν βάρος $\text{NH}_3 = 14 + 3 = 17$
Εἶναι ἄρα τὸ γραμμομόριον τῆς ἀμμωνίας = 17 γραμμάρια.

γ) Μόριον τοῦ θειικοῦ ὀξέος = H_2SO_4 . Μοριακὸν βάρος $\text{H}_2\text{SO}_4 =$
 $1 \times 2 + 1 \times 32 + 16 \times 4 = 2 + 32 + 64 = 98$.

Εἶναι ἄρα τὸ γραμμομόριον τοῦ θειικοῦ ὀξέος = 98 γραμμάρια.

ΓΡΑΜΜΟΜΟΡΙΑΚΟΣ ΟΓΚΟΣ

21. Γραμμομοριακὸς ὄγκος ὀνομάζεται ὁ ὄγκος, τὸν ὁποῖον καταλαμβάνει ἓνα γραμμομόριον. Ἐχει εὐρεθῇ ὅτι ὁ γραμμομοριακὸς ὄγκος κάθε χημικῆς ἐνώσεως, ἐν ἀερίῳ καταστάσει, ἰσοῦται μὲ 22, 4 λίτρα ὑπὸ κανονικᾶς συνθήκας, ἥτοι ὑπὸ πίεσιν 760 mm Hg καὶ θερμοκρασίαν 0°C (mm Hg = χιλιοστά στήλης ὕδραργύρου).

ΝΟΜΟΣ ΤΟΥ AVOGADRO

Ὁ Ἰταλὸς φυσικὸς καὶ χημικὸς Ἀδολφάντρο διετύπωσε τὸν ἐξῆς χημικὸν νόμον: Ἰσοὶ ὄγκοι ἀερίων ὑπὸ τὴν αὐτὴν πίεσιν καὶ θερμοκρασίαν περιέχουν τὸν αὐτὸν ἀριθμὸν μορίων. Εὐρέθη δὲ μὲ διάφορα πειράματα καὶ ὑπολογισμοὺς ὅτι κάθε γραμμομόριον κάθε οὐσίας ἔχει $6,023 \cdot 10^{23}$ μόρια.

Μὲ τὴν βοήθειαν τοῦ νόμου τοῦ Ἀδολφάντρο εἶναι δυνατόν νὰ εὐρωμεν τὸ ἀτομικὸν καὶ τὸ μοριακὸν βάρος τῶν στοιχείων, ἔπως π. χ. τοῦ ὑδρογόνου καὶ τοῦ ὀξυγόνου, ὅταν γνωρίζωμεν τὸ βάρος ἐνὸς λίτρου (μῆς κυβικῆς παλάμης) τῶν στοιχείων αὐτῶν ἢ τὴν σχέσιν ἢ ὁποῖα ὑπάρχει μεταξὺ τῶν βαρῶν ὑπὸ τὴν αὐτὴν πίεσιν καὶ θερμοκρασίαν.

Τὸ βάρος ἐνὸς λίτρου ὑδρογόνου πρὸς τὸ βάρος ἐνὸς λίτρου ὀξυγόνου ἔχει σχέσιν ὡς οἱ ἀριθμοὶ

$$0,09 : 1,43.$$

Κατὰ τὸν νόμον τοῦ Avogadro, ὁ ἀριθμὸς τῶν μορίων ἐνὸς λίτρου ὑδρογόνου εἶναι ἴσος πρὸς τὸν ἀριθμὸν τῶν μορίων ἐνὸς λίτρου ὀξυγόνου, ὑπὸ τὴν αὐτὴν πίεσιν καὶ θερμοκρασίαν. Ἐὰν τὴν προηγούμενην σχέσιν τὴν πολλαπλασιάσωμεν ἐπὶ 100, διὰ νὰ κάμωμεν καὶ τὸ πρῶτον μέλος ἀκέραιον ἀριθμὸν, θὰ ἔχωμεν

$$9 : 143.$$

Ἐὰν διαιρέσωμεν ἀμφότερα τὰ μέλη τῆς προηγουμένης σχέσεως διὰ 9, λαμβάνομεν

$$1 : 16 \text{ περίπου.}$$

Ὡστε, ὅταν τὸ βάρος ἑνὸς ατόμου ὑδρογόνου εἶναι 1, τὸ βάρος ἑνὸς ατόμου ὀξυγόνου εἶναι 16. Εὐρέθησαν λοιπὸν τὰ ἀτομικὰ βάρη τῶν στοιχείων ὑδρογόνου καὶ ὀξυγόνου μὲ τὴν βοήθειαν τοῦ νόμου τοῦ Avogadro καὶ μὲ τὴν γνῶσιν τοῦ βάρους ἑνὸς λίτρου ἐκ τῶν στοιχείων αὐτῶν, ὅταν αὐτὰ εἶναι εἰς ἀέριον κατάστασιν.

Ὑπολογισμὸς τοῦ γραμμομοριακοῦ ὄγκου τοῦ ὑδρογόνου καὶ τοῦ ὀξυγόνου μὲ τὴν βοήθειαν τοῦ βάρους, τὸ ὁποῖον ἔχει 1 λίτρον ἐξ αὐτῶν, ὑπὸ κανονικᾶς συνθήκας θερμοκρασίας καὶ πιέσεως, δηλ. 0°C καὶ 760 mm Hg.

α) Δίδεται : 1 λίτρον ἀπὸ μόρια ὑδρογόνου (H_2) ζυγίζει 0,0899 gr.

Τὸ γραμμομόριον ὑδρογόνου (H_2) ἰσοῦται μὲ τὸ μοριακὸν βάρος τοῦ ὑδρογόνου ἐκπεφρασμένον εἰς γραμμάρια, ἦτοι :

Ἀτομικὸν βάρος $\text{H} = 1,008$. Μοριακὸν βάρος $\text{H}_2 = 2 \cdot 1,008 = 2,016$. Γραμμομόριον ἄρα $\text{H}_2 = 2,016$ γραμμάρια.

Ἀφοῦ 0,0899 gr κατέχουν ὄγκον 1 λίτρον

τὰ 2,016 gr πόσον ὄγκον κατέχουν ;

Ἀπάντησις. Θὰ κατέχουν $\frac{1 \cdot 2,016}{0,0899} = 22,4$ λίτρα.

β) Δίδεται : 1 λίτρον ἀπὸ μόρια ὀξυγόνου (O_2) ζυγίζει 1,4289 gr.

Τὸ γραμμομόριον τοῦ ὀξυγόνου (O_2) ἰσοῦται μὲ τὸ μοριακὸν βάρος τοῦ ὀξυγόνου ἐκπεφρασμένον εἰς γραμμάρια, ἦτοι :

Ἀτομικὸν βάρος $\text{O} = 16$. Μοριακὸν βάρος $\text{O}_2 = 2 \cdot 16 = 32$.

Γραμμομόριον ἄρα $\text{O}_2 = 32$ γραμμάρια.

Ἀφοῦ 1,4289 gr κατέχουν ὄγκον 1 λίτρον

τὰ 32 gr πόσον ὄγκον κατέχουν ;

Ἀπάντησις. Θὰ κατέχουν $\frac{1 \cdot 32}{1,4289} = 22,4$ λίτρα.

22. Διαίρεσις τῆς Χημείας.

Πρὸς εὐκολωτέραν μελέτην τῶν στοιχείων καὶ τῶν ἐνώσεων αὐτῶν ἡ Χημεία διαιρεῖται εἰς δύο μεγάλους κλάδους : α) εἰς τὴν Ἀνόργανον Χημείαν καὶ β) εἰς τὴν Ὀργανικὴν Χημείαν.

Ἡ Ἀνόργανος Χημεία ἐξετάζει ὅλα τὰ στοιχεῖα καὶ τὰς ἐνώσεις αὐτῶν μεταξὺ τῶν, ἐκτὸς τῶν ἐνώσεων τοῦ ἀνθρακός. Αἱ ἐνώσεις τῆς Ἀνοργάνου Χημείας ὑπολογίζεται ὅτι εἶναι περισσότεραι τῶν 50.000.

Ἡ Ὄργανικὴ Χημεία ἐξετάζει τὰς ἐνώσεις τοῦ ἀνθρακός μὲ ὅλα τὰ ἄλλα στοιχεῖα. Αἱ ἐνώσεις τῆς Ὄργανικῆς Χημείας ὑπολογίζεται ὅτι εἶναι περισσότεραι τῶν 500.000.

Ὁ κλάδος τῆς Χημείας, ὁ ὁποῖος λέγεται Ἀναλυτικὴ Χημεία, ἀνήκει καὶ εἰς τὴν Ἀνόργανον καὶ εἰς τὴν Ὄργανικὴν Χημείαν. Ἡ Ἀναλυτικὴ Χημεία μᾶς διδάσκει πῶς πρέπει νὰ κάμωμεν τὰς χημικὰς ἀναλύσεις.

ΠΑΡΑΔΕΙΓΜΑΤΑ ΔΙΑ ΤΑΣ ΧΗΜΙΚΑΣ ΑΝΑΛΥΣΕΙΣ

α) Ἐὰν ἔχωμεν ἐνδείξεις ὅτι εἰς τὸ τάδε μέρος ὑπάρχει χρυσός, πρέπει νὰ κάμωμεν χημικὴν ἀνάλυσιν τοῦ χρώματος διὰ νὰ τὸ ἐξακριβώσωμεν.

β) Ὄταν βάλωμεν τὸν μούστον εἰς τὸ βαρέλι, πρέπει νὰ κάμωμεν χημικὴν ἀνάλυσιν αὐτοῦ, διὰ νὰ ἴδωμεν ἂν περιέχῃ τὰ κατάλληλα συστατικά καὶ δὲν ὑπάρχῃ φόβος νὰ γίνῃ ξεῖδι.

γ) Ὁ καλὸς γεωργὸς πρέπει νὰ κάμῃ ἀνάλυσιν τοῦ χρώματος τῶν χωραφίων του, διὰ νὰ ἴδῃ ποῖαι καλλιέργειαι τὸν συμφέρουν περισσότερο.

δ) Ὄταν συγκεντρώνωμεν τὸ λάδι, καλὸν εἶναι νὰ κάμωμεν χημικὴν ἀνάλυσιν, διὰ νὰ ἴδωμεν ποῖαν ὀξύτητα ἔχει. Ἄν ἔχῃ μεγάλην ὀξύτητα εἶναι ἐπιβλαβὲς εἰς τὴν υγείαν μας.

ε) Τὰ περισσότερα ἐμπορεύματα ὑποβάλλονται εἰς χημικὴν ἀνάλυσιν ὑπὸ τοῦ Γενικοῦ Χημείου τοῦ Κράτους, διότι ἐπὶ τῇ βάσει αὐτῆς ῥυθμίζεται ὁ φόρος εἰσαγωγῆς αὐτῶν ἐκ τοῦ Ἐξωτερικοῦ.

Ο Ξ Υ Γ Ο Ν Ο Ν

Σύμβολον Ο, ατομικὸν βάρος 16

23. Τὸ ὀξυγόνον ἀνεκαλύφθη περὶ τὸ τέλος τοῦ 18ου αἰῶνος.

Εἶναι τὸ περισσότερον διαδεδομένον στοιχεῖον εἰς τὴν φύσιν. Τὰ 46,7% τοῦ στερεοῦ φλοιοῦ τῆς γῆς εἶναι ὀξυγόνον, τὸ ὅποιον εὐρίσκεται εἰς τὰς χημικὰς ενώσεις τῶν διαφόρων ὀρυκτῶν. Τὰ 85,79% κατὰ βάρος τοῦ θαλασσίου ὕδατος εἶναι ὀξυγόνον, τὸ ὅποιον εἶναι ἠγνωμένον μὲ τὸ ὕδρογόνον. Εἰς ὅλους τοὺς ζωϊκοὺς καὶ φυσικοὺς ὁργανισμοὺς τὸ ὀξυγόνον ἀπαντᾷ ὑπὸ μορφὴν ενώσεων μετὰ τοῦ ἀνθρακος, τοῦ ἀζώτου καὶ τοῦ ὕδρογόνου.

Τὸ ἀνθρώπινον σῶμα ἀποτελεῖται κατὰ τὰ δύο τρίτα περίπου (69,66%) ἀπὸ ὀξυγόνου. Ἐὰν π.χ. ἕνας μαθητῆς ζυγίξη 60 χιλιόγραμμα, τὰ 40 χιλιόγραμμα περίπου εἶναι ὀξυγόνον.

Παρασκευὴ τοῦ ὀξυγόνου.

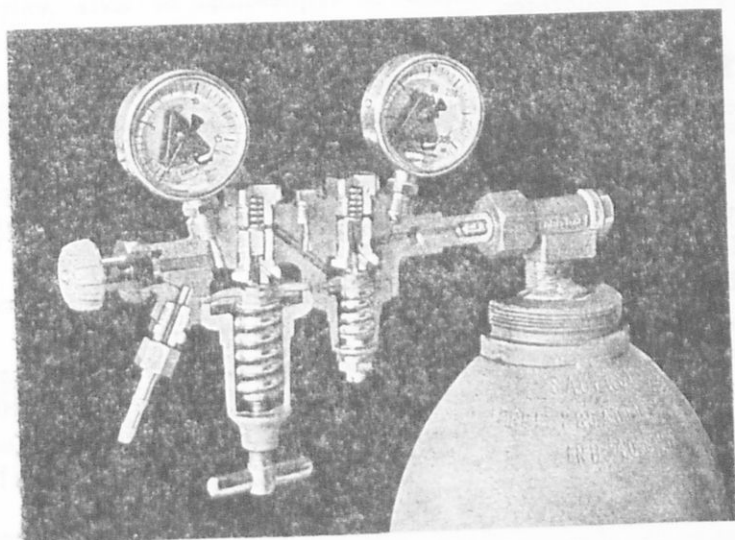
Πείραμα. Εἰς ἕνα δοκιμαστικὸν σωλῆνα θέτομεν ἕως τὸ μέσον περίπου ὀξυγονοῦχον ὕδωρ. Εἰς τὸν φελλόν, μὲ τὸν ὅποιον θὰ κλείσωμεν τὸν δοκιμαστικὸν σωλῆνα, ἔχομεν διαπεράσει λεπτὸν ὑάλινον σωλῆνα, μήκους ὀλίγων ἑκατοστῶν τοῦ μέτρου, ἀνοιχτὸν κατὰ τὰ δύο ἄκρα. Ἀνάπτομεν μικρὰν παρασχίδα ξύλου (μικρὴ, λεπτὴ, ξηρὴ ξυλαράκι) καὶ ἀφίνομεν αὐτὴν νὰ εἶναι μισοσθησμένη. Ρίπτομεν ἐντὸς τοῦ δοκιμαστικοῦ σωλῆνος ὀλίγον ὑπερμαγγανικὸν κάλιον, κλείνομεν αὐτὸν μὲ τὸν φελλόν, ὅπου ἔχομεν διαπεράσει τὸν ὑάλινον σωλῆνα, καὶ τὸν θερμαίνομεν μὲ ἕνα καμινέτο οἶνοπνεύματος. Ἐντὸς ὀλίγου ἐξέρχεται ἀπὸ τὸ ἀνοιχτὸν στόμιον τοῦ ὑαλίνου σωλῆνος ἀέριον. Πλησιάζομεν ἀμέσως τὴν ἡμισθεσμένην παρασχίδα ξύλου καὶ παρατηροῦμεν μὲ ἐκπληξιν ὅτι ἀναφλέγεται καὶ καίεται μὲ ἀρκετὴν φλόγα. Τοῦτο ὀφείλεται εἰς τὸ ὀξυγόνον, τὸ ὅποιον ἐλευθερώθη κατὰ τὴν ἐντὸς τοῦ δοκιμαστικοῦ σωλῆνος χημικὴν ἀντίδρασιν καὶ κατὰ τὴν θέρμανσιν αὐτοῦ.

Ἐπάρχουν καὶ ἄλλοι πολλοὶ τρόποι παρασκευῆς τοῦ ὀξυγόνου, ὅπως π.χ. διὰ τῆς ἐπιδράσεωςθειϊκοῦ ὀξέος (H_2SO_4) ἐπὶ ὑπερμαγγανι-

κοῦ καλλίου (KMnO_4), ἢ ἀπλῶς διὰ θερμάνσεως χλωρικοῦ καλλίου (KClO_3) τῇ παρουσίᾳ ὑπεροξειδίου τοῦ μαγγανίου (MnO_2) (κ. πυρολουσίτου).

Εἰς τὴν Βιομηχανίαν τὸ δξυγόνον παρασκευάζεται :

α) Δι' ὑγροποιήσεως τοῦ ἀτμοσφαιρικοῦ ἀέρος. Ὁ ἀτμοσφαιρικός ἀήρ περιέχει δξυγόνον 23% κατὰ βάρος καὶ 21% κατ' ὄγκον. (σημ. τὸ καθαρὸν δξυγόνον εἶναι θαρύτερον ἴσου ὄγκου ἀέρος). Ὑπὸ μεγάλην ψύξιν καὶ πίεσιν ὁ ἀήρ ὑγροποιεῖται. Τὰ κύρια συστατικά του εἶναι τὸ δξυγόνον καὶ τὸ ἄζωτον (περίπου 78%). Τὸ ὑγρὸν ἄζωτον μετατρέπεται εἰς ἀέριον (ζέει) εἰς τὴν θερμοκρασίαν — 195,8° C (ὑπὸ τὸ μηδέν), ἐν ᾧ τὸ ὑγρὸν δξυγόνον γίνεται ἀέριον (ζέει) εἰς τὴν θερμοκρασίαν — 183° C (ὑπὸ τὸ μηδέν). Ὅταν ἐξατμίζεται τὸ ἄζωτον εἰς τὴν σταθερὰν θερμοκρασίαν — 195,8° C, τὸ δξυγόνον παραμένει ὑγρὸν. Ἀφοῦ ἐξατμίσωμεν ὅλο τὸ ἄζωτον, διατηροῦμεν εἰς μεγάλας σιδηρᾶς φιάλας μόνον τοῦ τὸ ὑγρὸν δξυγόνον. Διὰ καταλλήλου συστήματος θαλβίδων ἐλαττώνομεν τὴν πίεσιν καὶ παραλαμβάνομεν ἀέριον δξυγόνον κατὰ βούλησιν (σχ. 1).



Σχ. 1. Διὰ καταλλήλου συστήματος θαλβίδων παραλαμβάνομεν ἀπὸ τὴν σιδηρᾶν φιάλῃν τὸ δξυγόνον

6) Διὰ τῆς ἡλεκτρολύσεως τοῦ ὕδατος. Ὁ τρόπος αὐτὸς εἶναι προτιμότερος, ὅταν ὑπάρχῃ πολὺ φθηνὸ ἡλεκτρικὸ ρεῦμα.

ΙΔΙΟΤΗΤΕΣ ΤΟΥ ΟΞΥΓΟΝΟΥ

Φυσικαὶ καὶ χημικαὶ ιδιότητες. Τὸ ὀξυγόνον εἶναι ἀέριον ἄχρουν, ἄγευστον καὶ ἄοσμον. Εἰς τὸ ὕδωρ διαλύεται 3% κατ' ὄγκον. Ἐπομένως, εἰς τὸ ὕδωρ τῶν θαλασσῶν, τῶν λιμνῶν καὶ τῶν ποταμῶν ὑπάρχει ἐν διαλύσει ἀέριον ὀξυγόνον, τὸ ὁποῖον παραλαμβάνουν οἱ ἰχθύες διὰ τῶν βραγχίων καὶ οὕτω πως ἀναπνέουν. Ἔχει εἰδικὸν βάρος 1,104. Ἐνα λίτρον ὀξυγόνου ζυγίζει 1,429 γραμμάρια.

Τὸ ὀξυγόνον δὲν καίεται, συντελεῖ ὅμως πολὺ εἰς τὴν καύσιν ἄλλων σωμάτων. Ἔχει τὴν ιδιότητα νὰ ἐνοῦται μὲ ὅλα σχεδὸν τὰ στοιχεῖα (πλὴν τῶν εὐγενῶν ἀερίων). Αἱ σχηματιζόμεναι ἐνώσεις τῶν ἄλλων στοιχείων μὲ τὸ ὀξυγόνον λέγονται ὀξειδία.

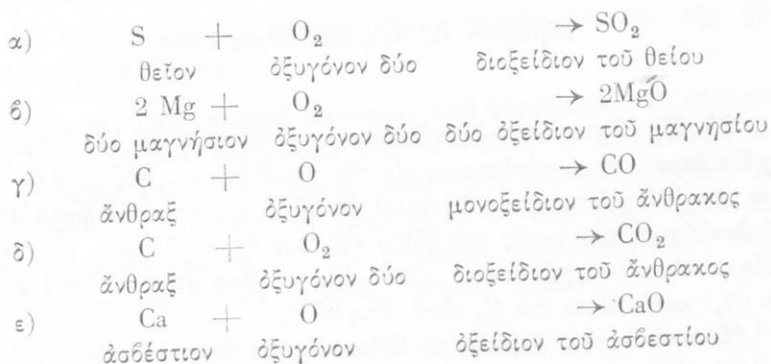
Ὁξείδωσις. Ὄταν ἡ χημικὴ ἔνωσις ἐνὸς σώματος μὲ ὀξυγόνον γίνεται βραδέως, λέγεται ὀξείδωσις. Κατὰ τὴν ὀξείδωσιν ἐκλύεται καὶ μικρὸν ποσὸν θερμότητος.

Καῦσις. Ὄταν ἡ χημικὴ ἔνωσις ἐνὸς σώματος μὲ ὀξυγόνον γίνεται ταχέως καὶ μὲ παραγωγὴν θερμότητος καὶ φωτός, λέγεται καῦσις.

Πολλὰ ἐκ τῶν μετάλλων ἐκτιθέμενα εἰς τὴν ὑγρασίαν τοῦ ἀέρος ἐνοῦνται μὲ τὸ ὀξυγόνον καὶ σχηματίζουν ὀξειδία διάφορα, σχηματίζουν σκωρίαν (κοινῶς σκουριάν).

Τὸ ὀξυγόνον, τὸ ὁποῖον ἀναπνέομεν διαρκῶς, ἔρχεται εἰς τοὺς πνεύμονας, ἐνώνεται μὲ τὰς τροφάς, αἱ ὁποῖαι ὑπάρχουν εἰς τὸ αἷμα καὶ σχηματίζει διάφορα ὀξειδία. Συγχρόνως ὅμως ἐκλύεται συνεχῶς θερμότης καὶ οὕτω πως τὸ σῶμα μας ἔχει πάντοτε τὸ ἀναγκαῖον ποσὸν θερμότητος διὰ νὰ ζῇ. Ὡστε τὸ ὀξυγόνον εἶναι ἀπαραίτητον διὰ τὴν ζωὴν. Χῶροι, ὅπου δὲν ὑπάρχει εἰς τὸν ἀέρα των ἀρκετὸν ὀξυγόνον, εἶναι ἀνθυγιεῖνοι καὶ πρέπει νὰ ἀερίζωνται τακτικῶς.

Παραδείγματα ὀξειδώσεως

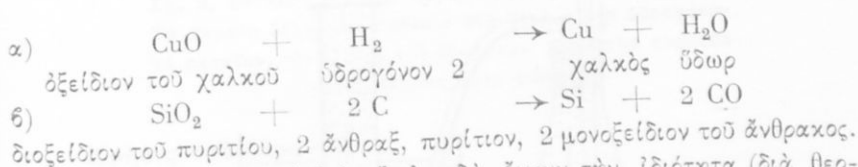


Ἀναγωγή. Τὸ ἀντίθετον φαινόμενον τῆς ὀξειδώσεως λέγεται ἀναγωγή. Διὰ τοῦ ὅρου ἀναγωγή νοεῖται ἡ ἀφαίρεσις τοῦ ὀξυγόνου ἀπὸ τὰ οξειδία.

Ἡ πλέον σπουδαία, ἀλλὰ καὶ δύσκολος ἐνέργεια εἰς τὴν μεταλλουργίαν, εἶναι νὰ ἀφαιρέσωμεν τὸ ὀξυγόνον ἀπὸ τὰ μέταλλα, μὲ τὰ ὅποια εἶναι ἠνωμένον χημικῶς εἰς τὰ διάφορα ὀρυκτὰ ὑπὸ μορφήν οξειδίων. Νὰ κάμωμεν δηλαδὴ ἀναγωγήν τῶν οξειδίων τῶν μετάλλων καὶ νὰ λάβωμεν τὰ μέταλλα καθαρὰ.

Καὶ ἡ σῆψις διαφόρων φυτικῶν καὶ ζωϊκῶν οὐσιῶν εἶναι βραδεῖα οξειδώσεις, ἡ ὅποια ὑποδοιθεῖται διὰ τῆς παρουσίας διαφόρων βακτηριδίων (μικροβίων).

Παραδείγματα ἀναγωγῆς



Τὸ ὕδρογόνον καὶ ὁ ἄνθραξ, ἐπειδὴ ἔχουν τὴν ιδιότητα (διὰ θερμάνσεως) νὰ ἀφαιροῦν τὸ ὀξυγόνον ἀπὸ τὰ οξειδία, λέγονται σώματα ἀναγωγικά.

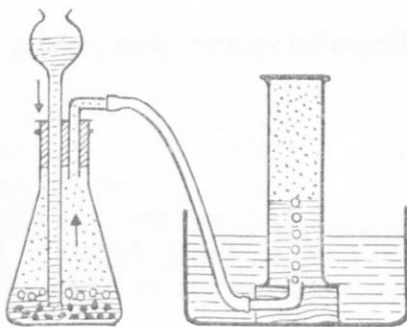
Υ Δ Ρ Ο Γ Ο Ν Ο Ν

Σύμβολον H, ατομικὸν βάρος 1,008

24. Τὸ ὑδρογόνον. Προέλευσις τοῦ ὑδρογόνου. Τὸ ὑδρογόνον ὡς ἐλεύθερον ἀέριον εὐρίσκεται εἰς τὴν ἀτμόσφαιραν. Εἰς μεγάλο ὕψος, ἄνω τῶν 100 χιλιομέτρων, ἀποτελεῖ τὰ 95% τοῦ ἀτμοσφαιρικοῦ ἀέρος. Δι' ἀναλύσεως τοῦ φωτὸς τοῦ ἡλίου καὶ τῶν ἄλλων ἄστρων εὐρέθη ὅτι ὑπάρχει εἰς τὴν ἀτμόσφαιραν αὐτῶν. Εἰς τὸ ὕδωρ ἀποτελεῖ τὸ ἓνα ἕνα-τον (1%) κατὰ βάρος (τὰ % εἶναι δεξυγόνον).

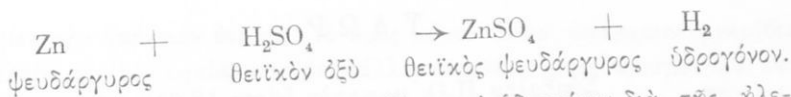
Ἡνωμένον τὸ ὑδρογόνον μὲ ἄλλα σώματα ἀποτελεῖ τὰ 0,97% τοῦ στερεοῦ φλοιοῦ τῆς γῆς.

Παρασκευὴ τοῦ ὑδρογόνου. Εἰς τὸ ἐργαστήριον δυνάμεθα νὰ παρασκευάσωμεν ὑδρογόνον δι' ἐπιδράσεως θειικοῦ ὀξέος (H_2SO_4) ἐπὶ ψευδαργύρου (τσιγκου). Εἰς τὸ σχῆμα (2) θέτομεν ἐντὸς τῆς φιάλης, τῆς ὁποίας τὸ πῦμα ἔχει δύο ὁπὰς διὰ τὴν διόδον λεπτῶν υαλίνων σωλήνων (λέγεται βούλφειος φιάλη), τεμάχια ψευδαργύρου. Κατόπιν ῥίπτομεν διὰ τοῦ χωνίου ὀλίγον θειικὸν ὄξύ, τὸ ὁποῖον ἐπιδρᾷ εἰς τὸν ψευδάργυρον, ἐνώνεται μὲ αὐτὸν καὶ ἀπελευθερώνεται τὸ ὑδρογόνον, τὸ ὁποῖον, ὡς πολὺ ἐλαφρόν, ἀνέρχεται εἰς τὸν πρὸς τὰ δεξιὰ κύλινδρον. Εἰς τὸν κύλινδρον καὶ τὴν λεκάνην ὑπάρχει ὕδωρ διὰ νὰ μὴ διαφεύγῃ τὸ ὑδρογόνον. Ἡ χημικὴ ἀντίδρασις ἔχει ὡς ἑξῆς :



Σχ. 2. Ἡ συσκευή, ὅπου παράγεται

τὸ ὑδρογόνον.
Ψηφιοποιήθηκε ἀπὸ τὸ Ἰνστιτούτο Εκπαιδευτικῆς Πολιτικῆς

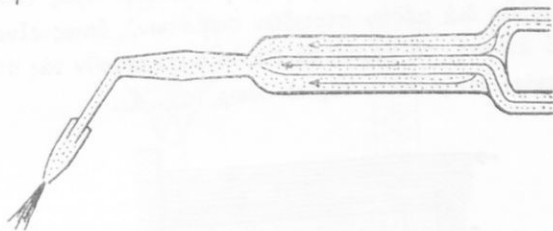


Εἰς τὴν βιομηχανίαν παρασκευάζεται τὸ υδρογόνον διὰ τῆς ἡλεκτρολύσεως τοῦ ὕδατος.

Φυσικαὶ καὶ χημικαὶ ιδιότητες τοῦ υδρογόνου. Τὸ υδρογόνον εἶναι ἀέριον ἄχρουν, ἄσμον καὶ ἄγευστον. Εἶναι τὸ ἐλαφρότερον ἀπὸ ὅλα τὰ ἀέρια. Εἶναι 14,5 φορές ἐλαφρότερον ἰσοῦ ὄγκου ἀέρος. Ἐνα λίτρον αὐτοῦ ζυγίζει 0,089 τοῦ γραμμαρίου. Ἐπειδὴ εἶναι τόσο πολὺ ἐλαφρὸν χρησιμοποιεῖται διὰ τὴν πλήρωσιν τῶν ἀεροστάτων. Ὅταν ψυχθῇ εἰς -259°C (ὑπὸ τὸ μηδέν), γίνεται στερεόν.

Εἰς τὸν ἀέρα καίεται μὲ κυανὴν φλόγα, ἡ ὁποία εἶναι πολὺ θερμαντική, ἀλλὰ ὄχι φωτιστική. Ἐνώνεται μὲ διάφορα μέταλλα καὶ ἀμέταλλα στοιχεῖα καὶ εἶναι σῶμα ἀναγωγικόν. Μὲ τὸ ὀξυγόνον ἐνώνεται καὶ παρέχει τὸ ὕδωρ.

Ἐάν διὰ σωλήνος διαδιβάσωμεν ἀέριον μείγμα ὀξυγόνου καὶ ὀξυγόνου ὑπὸ ἀναλογίαν 2 ὄγκους ὀξυγόνου καὶ 1 ὄγκον ὀξυγόνου καὶ ἀναφλέξωμεν, λαμβάνομεν φλόγα, ἡ ὁποία παρέχει θερμοκρασίαν 2000°C (σχ. 3). Αὕτη καλεῖται ὀξυυδρική φλόξ.



Σχ. 3. Συσκευὴ διὰ τὴν παραγωγὴν ὀξυυδρικῆς φλογός. Τὰ ἀκραῖα θέλη παριστάνουν τὴν ἔξοδον τοῦ ὀξυγόνου. Τὸ μεσαῖον, τὴν ἔξοδον τοῦ ὀξυγόνου. Μὲ αὐτὴν ἀναπτύσσεται θερμοκρασία 2000°C

Χρῆσις τοῦ υδρογόνου.

Χρησιμοποιεῖται, ἐκτὸς τῆς πληρώσεως τῶν ἀεροστάτων, διὰ τὴν τήξιν δυστήκτων οὐσιῶν. Ἐπίσης, χρησιμοποιεῖται εἰς τὴν παρασκευὴν τῆς ἀμμωνίας καὶ ἄλλων χημικῶν ἐνώσεων, ὅπως εἶναι ἡ τεχνητὴ βενζίνη κλπ.

Υ Δ Ω Ρ

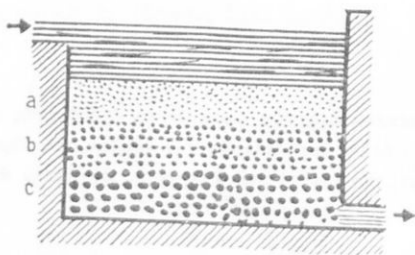
Σύμβολον H_2O , μοριακὸν βάρος 18,016

25. Τὸ ὕδωρ. Τὸ φυσικὸν ὕδωρ. Φυσικὸν ὕδωρ ὀνομάζεται τὸ ὕδωρ τῶν θαλασσῶν, τῶν λιμνῶν, τῶν ποταμῶν, τῶν πηγῶν, τῆς βροχῆς, τῶν χιόνων. Τοῦτο δὲν εἶναι χημικῶς καθαρὸν, ἀλλὰ ἔχει εἰς μικρὰν ποσότητα καὶ ἄλλας προσμείξεις.

Τὸ χημικῶς καθαρὸν ὕδωρ ἀποτελεῖται ἀπὸ ὕδρογόνου καὶ ὀξυγόνου. Εἰς κάθε μῦριον αὐτοῦ ὑπάρχουν 2 ἄτομα ὕδρογόνου καὶ 1 ἄτομον ὀξυγόνου. Ὁ ἄνθρωπος καὶ τὰ ζῶα, ὅταν πίνουν μόνον χημικῶς καθαρὸν ὕδωρ, δὲν δύνανται νὰ ζήσουν παρὰ μόνον ὀλίγας ἡμέρας.

Ἀλλὰ καὶ κάθε φυσικὸν ὕδωρ δὲν εἶναι κατάλληλον πρὸς πόσιν. Τὸ κατάλληλον πρὸς πόσιν ὕδωρ πρέπει νὰ περιέχῃ ἐν διαλύσει καὶ ἄλλας οὐσίας, τὰς ὁποίας ὀνομάζουν ἅλατα, εἰς ὠρισμένην ὁμῶς ἀναλογίαν. Ὅταν περιέχῃ περισσότερα τοῦ κανονικοῦ ἅλατα, εἶναι γλυφὸ καὶ ἐπικίνδυνον διὰ τὴν υγείαν μας.

Διὰ νὰ λάβωμεν καθαρὸν πρὸς πόσιν ὕδωρ, ὑποβάλλομεν τὸ ὕδωρ εἰς καθαρισμόν, ὃ ὁποῖος λέγεται διήθησις ἢ διύλισις. Πρὸς τοῦτο, ἀφίνομεν τὸ ὕδωρ νὰ διέλθῃ διὰ μέσου πορωδῶν σωμάτων, ὅπως εἶναι ἡ ἄμμος, τὰ χαλίκια, ὁ ἄνθραξ, τὸ χαρτί, τὰ ὁποῖα συγκρατοῦν τὰς στερεὰς ξένας οὐσίας, αἱ ὁποῖαι αἰωροῦνται εἰς τὸ ὕδωρ (σχ. 4).

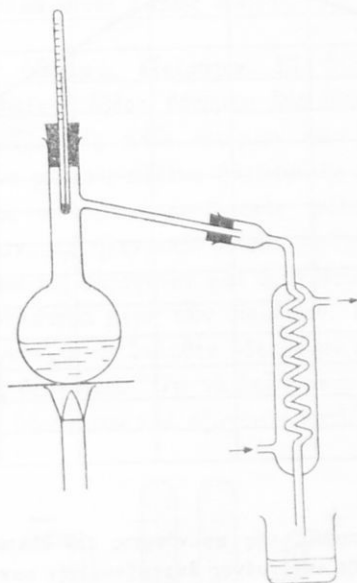


Σχ. 4. Διήθησις ὕδατος διὰ ἐπαλλήλων
στρωμάτων ἄμμου καὶ χαλικίων

Ὅταν ὑπάρχουν τυχόν εἰς τὸ ὕδωρ καὶ ὀργανικαὶ οὐσίαι, ὑποβάλλονται αὗται εἰς ὀξείδωσιν καὶ δὲν εἶναι πλέον ἐπιθλαβεῖς. Ἐὰν ὁμῶς

ἔχωμεν τὴν ὑπόνοιαν ὅτι εἰς τὸ πρὸς πόσιν ὕδωρ ὑπάρχουν μικρόδια ἐπιβλαβῆ εἰς τὴν υἱείαν μας, ὑποβάλλομεν αὐτὸ εἰς καθαρισμὸν διὰ κατὰλληλων μέσων. Ὁ καθαρισμὸς αὐτὸς λέγεται ἀποστείρωσις. Τὸ χλώριον, ἡ χλωράσβεστος καὶ ἄλλαι χημικαὶ οὐσίαι εἶναι κατὰλληλοι διὰ τὴν ἀποστείρωσιν τοῦ ὕδατος.

Διὰ νὰ λάβωμεν χημικῶς καθαρὸν ὕδωρ, ὑποβάλλομεν τὸ φυσικὸν ὕδωρ εἰς ἀπόσταξιν. Θερμαίνομεν αὐτὸ εἰς κατάλληλον συσκευὴν μέχρι βρασμοῦ. Οἱ ἀτμοὶ ψύχονται εἰς τὸν ἀπαγωγὸν σωλῆνα καὶ γίνονται ὕδωρ. Αὐτὸ εἶναι χημικῶς καθαρὸν ὕδωρ. Τὰ ἅλατα τοῦ φυσικοῦ ὕδατος παραμένουν εἰς τὸν πυθμένα τοῦ θερμαινομένου δοχείου ὡς ἱζημα (κοινῶς κατακάθι) (σχ. 5).

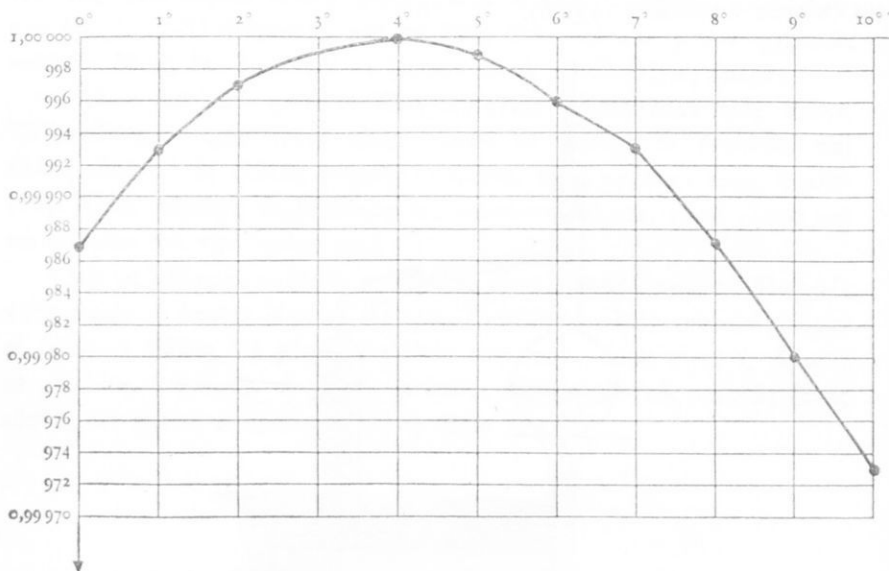


Σχ. 5. Συσκευή ἀποστάξεως τοῦ ὕδατος.
Εἰς τὸν ὀφιοειδῆ σωλῆνα ψύχονται οἱ
ἀτμοὶ καὶ γίνονται νερὸ

ΙΔΙΟΤΗΤΕΣ ΤΟΥ ΥΔΑΤΟΣ

Φυσικαὶ ιδιότητες. Εἰς τὴν συνήθη θερμοκρασίαν τὸ ὕδωρ εἶναι διαυγές, χωρὶς καμμίαν γεῦσιν, καὶ εἰς μικρὰν ποσότητα φαίνεται ἄχρουν, Ψηφιοποιήθηκε ἀπὸ τὸ Ἰνστιτούτο Εκπαιδευτικῆς Πολιτικῆς

εἰς μεγάλης ποσότητος κυανοῦν (θαλασσί). Ὅταν εἶναι ὑπὸ μορφὴν πάγου καὶ θερμοκρασίαν 0°C καὶ πίεσιν 760 mm, ἀρχίζει καὶ λιώνει. Εἰς τοὺς 100°C ζέει καὶ γίνεται ἀτμός. Τὴν μεγαλυτέραν πυκνότητα τὴν ἔχει εἰς τοὺς 4°C καὶ ὅχι εἰς τοὺς 0°C , ὅπου εἶναι ψυχρότερον καὶ ἔπρεπε νὰ εἶχε συσταλῇ (σχ. 6). Τοῦτο γίνεται κατὰ θείαν οἰκονομίαν, ἄγνωστον εἰς τὴν ἐπιστήμην, ἣ ὅποια ἐκ πείρας γνωρίζει ὅτι ὅλα τὰ σώματα θερμαινόμενα διαστέλλονται καὶ ψυχόμενα συστέλλονται. Ἐὰν καὶ τὸ ὕδωρ ἠκολούθει τὸν κανόνα αὐτόν, αἱ θάλασσαι ὅλαι θὰ ἐπάγωναν σιγὰ - σιγὰ καὶ δὲν θὰ ὑπῆρχε ζωὴ ἐπὶ τῆς γῆς.



Σχ. 6. Γραφικὴ παράστασις τῆς πυκνότητος τοῦ ὕδατος εἰς διαφόρους θερμοκρασίας. Οἱ ἀριθμοὶ τῆς τεταγμένης ἐκφράζουσι τὴν πυκνότητα. Οἱ ἀριθμοὶ τῆς τετμημένης ἐκφράζουσι τὴν θερμοκρασίαν

Τὸ ὕδωρ εἶναι σπουδαιότατον διαλυτικὸν μέσον, διότι εἰς αὐτὸ διαλύονται πλεῖστα σώματα.

Χημικαὶ ιδιότητες. Εἰς μεγάλην θερμοκρασίαν τὰ μόρια τοῦ ὕδατος διασπῶνται εἰς τὰ ἄτομα ἐκ τῶν ὁποίων συντίθενται, ἥτοι εἰς ἄτομα ὕδρογόνου καὶ ὀξυγόνου.

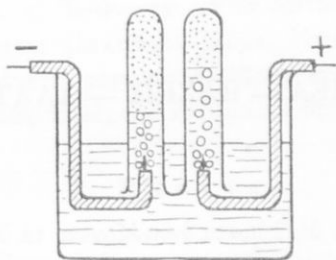
Εἰς τὰ 100.000 μέρια ὕδατος ἡ διάσπασις ἔχει ὡς ἑξῆς, ἀναλόγως τῆς θερμοκρασίας :

Εἰς θερμοκρασίαν	1000° C,	1500° C,	2000° C,	2500° C,	3000° C,	3500° C
διασπῶνται μέρια	0,03	20	580	4200	14400	30900

Τὸ κρυσταλλικὸν ὕδωρ. Πολλὰ ὄρυκτά, ὅπως π.χ. ἡ γύψος, ἔχουν ὠρισμένον γεωμετρικὸν σχῆμα καὶ ὀνομάζονται κρύσταλλοι. Ὁ σχηματισμὸς τῶν κρυστάλλων ὀφείλεται εἰς τὴν παρουσίαν ὕδατος, τὸ ὁποῖον, εἰς τὴν περίπτωσιν αὐτήν, λέγεται κρυσταλλικὸν ὕδωρ.

Τὸ διαμάντι περιέχει κρυσταλλικὸν ὕδωρ. Ὅταν τὸ διαμάντι θερμανθῇ, χάνει τὸ κρυσταλλικὸν τοῦ ὕδωρ καὶ γίνεται μαῦρο καὶ δὲν εἶναι πλέον διαμάντι, ἀλλὰ εἶναι ἀπλῶς ἄνθραξ.

Ἀνάλυσις τοῦ ὕδατος. Πείραμα. Εἰς δοχεῖον περιέχον ὕδωρ μὲ ὀλίγας σταγόνας θειικοῦ ὀξέος, θέτομεν δύο δοκιμαστικοὺς σωλήνας ἀνεστραμμένους (σχ. 7). Εἰς καθέ ὅστιον τῶν σωλήνων ὑπάρχουν ἡλεκτρόδια συνδεδεμένα μὲ τοὺς πόλους ἡλεκτρικῆς πηγῆς συνεχοῦς ρεύματος (—=ἀρνητικὸς πόλος, +=θετικὸς πόλος). Ἐὰν ἀφήσωμεν νὰ διέλθῃ διὰ τῆς συσκευῆς ἡλεκτρικὸν ρεῦμα, τοῦτο διασπᾷ τὸ ὕδωρ εἰς τὰ συστατικά του, ἦτοι εἰς ὕδρογόνον καὶ ὀξυγόνον, τὰ ὁποῖα ὡς ἀέρια ἀνέρχονται εἰς τὰ ὑψηλότερα μέρη τῶν σωλήνων. Παρατηροῦμεν δὲ ὅτι ὁ ὄγκος τὸν ὁποῖον κατέχει τὸ ἐκλυθὲν ὕδρογόνον εἶναι διπλάσιος τοῦ ὄγκου τοῦ ἐκλυθέντος ὀξυγόνου. Ὅτι τὰ ἐκλυόμενα ὑπὸ τοῦ ἡλεκτρικοῦ ρεύματος ἀέρια εἶναι ὕδρογόνον καὶ ὀξυγόνον πειθόμεθα ὡς ἑξῆς :



Σχ. 7 Συσκευή διὰ τὴν ἡλεκτρόλυσιν τοῦ ὕδατος. Εἰς τὸν ἀριστερὸν σωλήνα ἐκλύεται ὕδρογόνον. Εἰς τὸν δεξιὸν ἐκλύεται ὀξυγόνον. Ὁ ὄγκος τοῦ ὕδρογόνου εἶναι διπλάσιος τοῦ ὄγκου τοῦ ὀξυγόνου.

Ἀφοῦ διακόψωμεν τὸ ἡλεκτρικὸν ρεῦμα, δοκιμάζομεν καταλλήλως τὰ ὑπάρχοντα εἰς τοὺς σωλῆνας ἀέρια. Εἰς τὸ ἀέριον τοῦ ἀριστεροῦ σωλῆνος, ἂν πλησιάσωμεν φλόγα, βλέπομεν ὅτι τοῦτο ἀναφλέγεται καὶ καίεται μὲ ἄχρουν φλόγα. Τοῦτο μᾶς πείθει ὅτι τὸ ἐξερχόμενον ἀέριον εἶναι ὕδρογόνον. Ἐὰν εἰς τὸ ἀέριον τοῦ πρὸς τὰ δεξιὰ σωλῆνος πλησιάσωμεν ἡμισθεσμένην παρασχίδα ξύλου (λεπτὸ μισοσθησμένο ξυλαράκι), παρατηροῦμεν ὅτι αὕτη ἀναφλέγεται καὶ καίεται ζωηρῶς. Τοῦτο μᾶς πείθει ὅτι τὸ ἐξερχόμενον ἐκ τοῦ σωλῆνος ἀέριον εἶναι ὀξυγόνον.

Ἀπὸ τὸ ἀνωτέρω πείραμα συνάγομεν τὸ συμπέρασμα ὅτι τὸ ὕδωρ ἀποτελεῖται ἀπὸ ὕδρογόνου καὶ ὀξυγόνου καὶ ὅτι εἰς τρεῖς ὄγκους ὕδατος οἱ δύο ὄγκοι εἶναι ὕδρογόνον καὶ ὁ ἕνας ὄγκος εἶναι ὀξυγόνον. Ἀφοῦ δὲ τὸ ἀτομικὸν βάρος τοῦ ὀξυγόνου εἶναι 16 καὶ τοῦ ὕδρογόνου εἶναι 1,008, ἔπεται ὅτι εἰς τὸ μόριον τοῦ ὕδατος (H_2O) τὰ βάρη τῶν στοιχείων του θὰ εἶναι: $H_2 = 2,016$. $O = 16$.

Ἦτοι τὰ βάρη τῶν στοιχείων τοῦ μορίου τοῦ ὕδατος ἔχουν σχέσιν μεταξὺ τῶν, ὅπως οἱ ἀριθμοὶ $2,016 : 16$ ἢ, διὰ διαιρέσεως διὰ 2, θὰ ἔχουν σχέσιν $1 : 8$ περίπου. Ἐπομένως, εἰς τὰ $1 + 8 = 9$ μέρη ὕδατος, τὸ μὲν ὕδρογόνον ἔχει βάρος 1, τὸ δὲ ὀξυγόνον ἔχει βάρος 8.

Ὡστε ἡ σύστασις τοῦ ὕδατος ἔχει ὡς ἑξῆς:

Κατ' ὄγκον: Εἰς 3 ὄγκους ὕδατος, οἱ 2 ὄγκοι εἶναι ὕδρογόνον καὶ ὁ 1 εἶναι ὀξυγόνον.

Κατὰ βάρος: Εἰς 9 χιλιόγραμμα ὕδατος, τὸ 1 χιλγρ. εἶναι ὕδρογόνον καὶ τὰ 8 χιλγρ. ὀξυγόνον.

ΟΞΕΑ — ΒΑΣΕΙΣ — ΑΛΑΤΑ

26. Διαλύματα. Διαλύματα ὀνομάζονται τὰ ὑγρά ἐκεῖνα, τὰ ὅποια περιέχουν ἐν διαλύσει στερεὰ σώματα. Ἐὰν π.χ. εἰς ποτήριον ὕδατος ρίψωμεν μιὰ κουταλιά ζάχαρη καὶ ἀναδεύσωμεν, τότε τὸ ὑγρὸν τοῦ ποτηρίου τὸ ὀνομάζομεν διάλυμα σακχάρου.

Τὰ διαλύματα ἐκεῖνα, εἰς τὰ ὅποια εὐκόλως διέρχεται τὸ ἡλεκτρικόν ρεῦμα, καλεῖται διαλύματα ἡλεκτρικῶς διαγώγια.

κόν βρεῦμα καὶ ἐπιφέρει συνάμα διάσπασιν τῶν συστατικῶν τῶν, λέγονται ἡλεκτρολύται. Τοὺς ἡλεκτρολύτας, ἀναλόγως τῶν διαφόρων ιδιοτήτων αὐτῶν, τοὺς διακρίνουν εἰς τρεῖς μεγάλας κατηγορίας : Εἰς

1) ὀξέα, 2) βάσεις, 3) ἄλατα.

1. Ὀ ξ έ α

27. Ὀξέα λέγονται ἐνώσεις χημικαὶ (ἡλεκτρολύται), αἱ ὁποῖαι περιέχουν εἰς τὸ μόριον αὐτῶν ὑδρογόνον, τὸ ὁποῖον δύναται νὰ ἀντικατασταθῇ ὑπὸ μετὰλλου τινός. Εἰς τὴν περίπτωσιν αὐτὴν τὸ ὑδρογόνον ὀνομάζεται ἡλεκτροθετικὸν ἰὸν ἢ κατιόν.

Ἰδιότητες τῶν ὀξέων. Τὰ ὀξέα ἔχουν τὰς ἐξῆς ιδιότητες :

α) Ἔχουν γεῦσιν ὀξινον. β) Ἐρυθραίνουν τὸ κυανοῦν θάμμα τοῦ ἡλιοτροπίου. [Σημείωσις. Βάμματα λέγονται ὑγρὰ παρασκευάσματα, τὰ ὁποῖα χρησιμοποιοῦνται εἰς τὴν θεραπευτικὴν, τὴν ἀρωματοποιεῖαν, τὴν ποτοποιεῖαν κλπ. Διάλυμα ἰωδίου εἰς οἶνόπνευμα (ἀλκοόλην) λέγεται π.χ. θάμμα ἰωδίου. Εἰς τὴν Χημεῖαν λέγεται ἡλιοτρόπιον τὸ χρῶμα, τὸ ὁποῖον λαμβάνεται ἀπὸ τοὺς λειχήνας (μικροὺς φυτικοὺς ὁργανισμούς), οἱ ὁποῖοι ὀνομάζονται εἰς τὴν φυτολογίαν ῥοκκὲλη ἢ βαφικὴ καὶ λεκάριος ἢ βαφικὴ. Διὰ καταλλήλου ἐπεξεργασίας τῶν λειχίνων αὐτῶν λαμβάνεται ἡ χημικὴ οὐσία, ἡ ὀνομαζομένη θάμμα τοῦ ἡλιοτροπίου]. γ) Διαλύουν τὰ περισσότερα ἐκ τῶν μετάλλων, ὅποτε ἐλευθερώνεται κατὰ τὴν διάλυσιν τὸ ὑδρογόνον τῶν ὀξέων. δ) Ἐνώνονται μὲ τὰς χημικὰς ἐνώσεις, αἱ ὁποῖαι λέγονται βάσεις καὶ παρέχουν ἐνώσεις, αἱ ὁποῖαι λέγονται ἄλατα. ε) Ἐνώνονται μὲ τὰ ὀξειδία τῶν μετάλλων. στ) Ὅταν δι' αὐτῶν διέρχεται ἡλεκτρικὸν βρεῦμα, ἐλευθερώνεται ὡς ἀέριον τὸ ὑδρογόνον. Τοῦτο λέγεται τότε κατιόν ὑδρογόνον καὶ εἶναι ἡλεκτροθετικόν. Τὰ ὀξέα γενικῶς παρέχουν ἀντίδρασιν ὀξινον.

2. Β ά σ ε ι ς

28. Βάσεις καλοῦνται ἐνώσεις χημικαὶ (ἡλεκτρολύται), αἱ ὁποῖαι περιέχουν τὴν ὀρίξαν τοῦ ὑδροξυλίου, ἡ ὁποῖα δύναται νὰ ἀντικατασταθῇ ὑπὸ ἀμετάλλου τινός.

Ἰδιότητες τῶν βάσεων. α) Αἱ βάσεις ἔχουν τὰς ἐξῆς ιδιότητες :

Ψηφιοποιήθηκε ἀπὸ τὸ Ἰνστιτούτο Ἑκπαιδευτικῆς Πολιτικῆς

α) ἔχουν γεῦσιν καυστικήν καὶ ἀφὴν σαπωνοειδῆ. β) Τὸ ἐρυθρὸν χρῶμα τοῦ ἡλιοτροπίου τὸ μετατρέπουν εἰς κυανοῦν (θαλασσί). γ) Ἐνώνονται μὲ τὰ ὀξέα καὶ παρέχουν χημικὰς ἐνώσεις, αἱ ὁποῖαι ὀνομάζονται ἅλατα.

Αἱ βάσεις παρέχουν γενικῶς ἀντίδρασιν, ἡ ὁποία λέγεται ἀλκαλικὴ ἀντίδρασις.

3. Ἄ λ α τ α

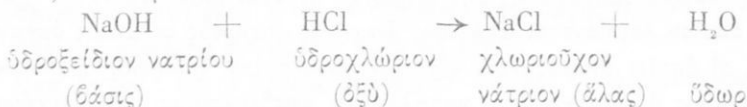
29. Ἄλατα λέγονται ἐνώσεις χημικαί, αἱ ὁποῖαι προκύπτουν ἐκ τῆς ἐπιδράσεως ἐνὸς ὀξέος ἐπὶ μιᾶς βάσεως.

Τὰ ἅλατα τὰ διακρίνουν εἰς τρεῖς κατηγορίας :

α) εἰς οὐδέτερα, β) εἰς ὄξινα, γ) εἰς βασικά.

Παραδείγματα ἁλάτων

α) Οὐδέτερα ἅλατα.



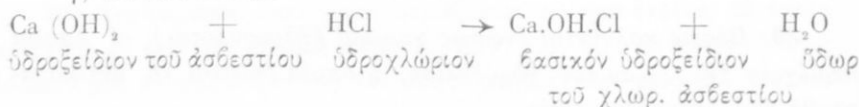
Τὸ χλωριούχον νάτριον (NaCl) εἶναι ἅλας οὐδέτερον, διότι δὲν περιέχει οὔτε τὸ ὑδρογόνον (H) τῶν ὀξέων, οὔτε τὴν ῥίζαν (OH) τῶν βάσεων.

β) Ὄξινα ἅλατα.



Τὸ ὄξινον θειϊκὸν νάτριον (NaHSO₄) εἶναι ἅλας ὄξινον, διότι περιέχει ἕνα ὑδρογόνον, τὸ ὁποῖον δύναται νὰ ἀντικατασταθῇ ὑπὸ μετάλλου τινός.

γ) Βασικά ἅλατα.



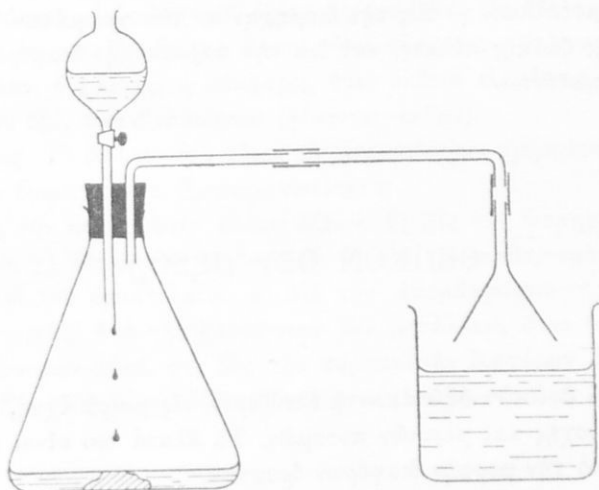
Τὸ βασικὸν ὕδροξείδιον τοῦ χλωρ. ἀσβεστίου (Ca.OH.Cl) εἶναι ἅλας

θασικόν, διότι περιέχει τὴν ῥίζαν τοῦ ὕδροξυλίου (OH), ἢ ὅποια δύναται τὰ ἀντικατασταθῇ ὑπὸ ἀμετάλλου τινός.

ΥΔΡΟΧΛΩΡΙΟΝ (HCl) καὶ ΥΔΡΟΧΛΩΡΙΚΟΝ ΟΞΥ

30. Τὸ ὕδροχλώριον ἀπαντᾷ ἐλεύθερον κατὰ μικρὰ ποσὰ εἰς τὰ ἀέρια τῶν ἡφαιστείων. Ἄλατα αὐτοῦ ὑπάρχουν καὶ εἰς τὸ θαλάσσιον ὕδωρ καὶ εἰς διάφορα ὄρυκτά.

Παρασκευὴ τοῦ ὕδροχλωρίου. Τὸ ἀέριον ὕδροχλώριον παρασκευάζεται εἰς τὸ ἐργαστήριον διὰ θερμάνσεως χλωριούχου νατρίου (NaCl) (μαγειρικοῦ ἁλατος) μετὰ πυκνοῦ θειϊκοῦ ὀξέος (H_2SO_4). Τὸ ἐκλυομένον ἀέριον ὕδροχλώριον (HCl) συλλέγεται ἐντὸς κενοῦ δοχείου. Ἐὰν τὸ ἀέριον τοῦτο ὀδηγηθῇ εἰς δοχεῖον μὲ ὕδωρ, διαλύεται εἰς τὸ ὕδωρ, τὸ διάλυμα δὲ τότε ὀνομάζεται ὕδροχλωρικὸν ὀξύ (κοινῶς σπέρτο τοῦ ἁλατος) (σχ. 8).



Σχ. 8. Συσκευή παρασκευῆς ὕδροχλωρικοῦ ὀξέος εἰς τὸ ἐργαστήριον

Φυσικαὶ ιδιότητες τοῦ ὑδροχλωρίου. Τὸ ἀέριον ὑδροχλώριον εἶναι ἄχρουν, ἔχει ὁσμὴν δηκτικὴν, εἶναι θαρύτερον ἴσου ὄγκου ἀέρος καὶ πολὺ εὐδιάλυτον εἰς τὸ ὕδωρ. Ἐνας ὄγκος ὕδατος διαλύει 500 ὄγκους ἀέριου ὑδροχλωρίου καὶ παρέχει τὸ διάλυμα ὑδροχλωρικὸν ὀξύ, τὸ ὁποῖον χρησιμοποιεῖται πλέον ὥς ὑγρὸν καὶ εἶναι ἐκ τῶν σπουδαίων χημικῶν ἀντιδραστηρίων.

Χημικαὶ ιδιότητες τοῦ ὑδροχλωρίου. Τὸ ὑδροχλώριον εἶναι ἔνωσης πολὺ σταθερά. Καὶ εἰς μεγάλην ἀκόμῃ θερμοκρασίαν μένει ἀμετάβλητον. Διὰ νὰ διασπασθῇ εἰς τὰ συστατικά του (ὑδρογόνον καὶ χλώριον) πρέπει νὰ θερμανθῇ ἄνω τῶν 1700° C. Τὸ ὕδατικόν του διάλυμα, δηλαδή τὸ ὑδροχλωρικὸν ὀξύ, διαλύει τὰ πλεῖστα τῶν μετάλλων καὶ σχηματίζει ἅλατα, τὰ ὁποῖα λέγονται χλωριούχα. Ὅταν ἡλεκτρικὸν ρεῦμα διέλθῃ διὰ τοῦ ὑδροχλωρικοῦ ὀξέος, ἀποσυνθέτει αὐτὸ εἰς ὑδρογόνον (ἡλεκτροθετικόν) καὶ χλώριον (ἡλεκτραρνητικόν).

Τρία μέρη ὑδροχλωρικοῦ ὀξέος μὲ ἓνα μέρος νιτρικοῦ ὀξέος παρέχουν διάλυμα, τὸ ὁποῖον ὀνομάζεται βασιλικὸν ὕδωρ, διότι ἀποκτᾷ πολὺ μεγάλην διαλυτικὴν ἰκανότητα.

Χρῆσις τοῦ ὑδροχλωρικοῦ ὀξέος. Τὸ ὑδροχλωρικὸν ὀξύ εἶναι ἀπὸ τὰ περισσότερα χρησιμοποιούμενα ὀξέα. Χρησιμοποιεῖται : α) Εἰς τὴν παρασκευὴν χλωριούχων ἁλάτων. β) Διὰ τὸν καθαρισμὸν τῆς ἐπιφανείας τῶν μετάλλων. γ) Εἰς τὴν βιομηχανίαν τῶν χρωμάτων, τῆς σακχάρως, τῆς ζωϊκῆς κόλλας, καὶ διὰ τὴν παρασκευὴν διαφόρων φαρμακευτικῶν προϊόντων.

ΘΕΙΪΚΟΝ ΟΞΥ (H_2SO_4)

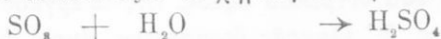
31. Τὸ θειϊκὸν ὀξύ ἀπαντᾷ ἐλεύθερον, εἰς μικρὰ ἴχνη, εἰς τὰ ὕδατα τῆς βροχῆς καὶ μερικῶν ποταμῶν. Τὰ ἅλατά του εἶναι πολὺ δεδομένα ὑπὸ τὴν μορφήν διαφόρων ὀρυκτῶν.

Παρασκευή. Εἰς τὴν βιομηχανίαν χρησιμοποιοῦνται δύο κυρίως μέθοδοι παρασκευῆς τοῦ θειϊκοῦ ὀξέος :

Ψηφιοποιήθηκε ἀπὸ τὸ Ἰνστιτούτο Εκπαιδευτικῆς Πολιτικῆς

α) **Μέθοδος τῶν μολυβδίνων θαλάμων.** Ἡ μέθοδος αὐτὴ εἶναι ἡ παλαιότερα. Κατ' αὐτὴν γίνεται ἐπίδρασις τοῦ διοξειδίου τοῦ ἁζώτου (NO_2) ἐπὶ τοῦ διοξειδίου τοῦ θείου (SO_2). Τοῦτο ἐπιτυγχάνεται κατόπιν πολλῶν χημικῶν ἀντιδράσεων, αἱ ὁποῖαι λαμβάνουν χώραν εἰς μολυβδίνους θαλάμους. Τὸ διοξείδιον τοῦ θείου παρασκευάζεται ἀπὸ τὸ θεῖον (θειάφι).

β) **Μέθοδος δι' ὀξειδώσεως τοῦ διοξειδίου τοῦ θείου.** Κατὰ τὴν μέθοδον αὐτὴν, ἡ ὁποία εἶναι ἡ νεωτέρα, τὸ διοξείδιον τοῦ θείου (SO_2) ὀξειδοῦται εἰς τριοξείδιον τοῦ θείου (SO_3), τὸ ὁποῖον κατόπιν με ὕδωρ μᾶς δίδει τὸ θειϊκὸν ὀξύ. Ἡ χημικὴ ἀντίδρασις ἔχει ὡς ἑξῆς :



Φυσικαὶ ιδιότητες τοῦ θειϊκοῦ ὀξέος. Τὸ πυκνὸν θειϊκὸν ὀξύ εἶναι ὑγρὸν ἐλαιῶδες. Παρουσιάζει μεγάλην τάσιν νὰ ἐνώνεται με τὸ ὕδωρ, ὅποτε ἀναπτύσσεται μεγάλη θερμοκρασία. Διὰ νὰ ἀραιώσωμεν τὸ θειϊκὸν ὀξύ, ρίπτομεν αὐτὸ ὀλίγον κατ' ὀλίγον εἰς τὸ ὕδωρ. Οὐδέποτε ρίπτομεν ὕδωρ εἰς τὸ θειϊκὸν ὀξύ, διότι εἶναι ἐπικίνδυνον. Εἰς τὸ δέρμα προξενεῖ ἐγκαύματα. Εἶναι δηλητήριον. Ἔχει εἰδικὸν βάρος 1,84 καὶ ζέει εἰς 338°C . Εἶναι τὸ βαρύτερον ὅλων τῶν ὀξέων.

Χημικαὶ ιδιότητες. Τὸ ἀραιὸν θειϊκὸν ὀξύ παρουσιάζει τὰς ὀξειδωτικὰς ιδιότητας ἐνὸς ἰσχυροῦ ὀξέος. Προσβάλλει τὰ πλεῖστα τῶν μετάλλων καὶ σχηματίζει θειϊκὰ ἅλατα, ὑπὸ σύγχρονον ἔκλυσιν ὕδρογόνου. Τὸ ξύλον, ὁ χάρτης, ἡ σάκχαρις, ὅταν ἔλθουν εἰς ἐπαφὴν με πυκνὸν θειϊκὸν ὀξύ, ἀπανθρακοῦνται (γίνονται μαῦρα).

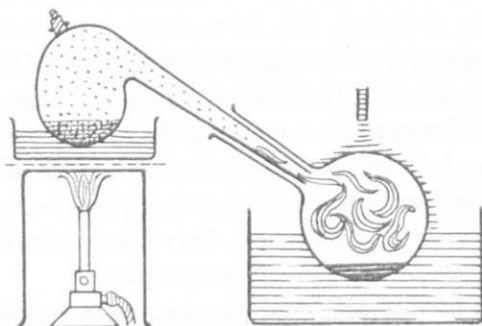
Χρῆσις. Τὸ θειϊκὸν ὀξύ εἶναι τὸ περισσότερον χρησιμοποιούμενον ὀξύ εἰς τὴν βιομηχανίαν. Χρησιμοποιεῖται :

α) Εἰς τὴν παρασκευὴν ἄλλων ὀξέων. β) Εἰς τὴν βιομηχανίαν τῶν λιπασμάτων. γ) Ὡς μέσον ἀφυδατικόν. δ) Διὰ τὸν καθαρισμὸν τοῦ πετρελαίου καὶ τοῦ ὀρυκτελαίου. ε) Διὰ τὴν ἀπομάκρυνσιν τῆς σκωρίας (κοινῶς σκουριάς) ἀπὸ τὴν ἐπιφάνειαν τῶν μετάλλων, ὅταν θέλωμεν νὰ ἐπιμεταλλώσωμεν αὐτά. στ) Εἰς τὴν παρασκευὴν διαφόρων θειϊκῶν ἁλάτων. ζ) Εἰς τοὺς ἐκ μολύβδου ἡλεκτρικοὺς συσσωρευτάς.

ΝΙΤΡΙΚΟΝ ΟΞΥ (HNO_3)

32. Τὸ νιτρικὸν ὀξύ (λατινιστὶ ἀκουαφόρτε = ἰσχυρὸ νερὸ) σχηματίζεται φυσικῶς εἰς τὴν ἀτμόσφαιραν κατὰ τὰς ἠλεκτρικὰς ἐκκενώσεις (ἀστραπὰς — κεραυνούς). Ὅταν ἔρχεται εἰς τὸ ἔδαφος διὰ τοῦ ὕδατος τῆς βροχῆς, σχηματίζει μὲ τὰ χῶματα διάφορα νιτρικὰ ἄλατα, χρήσιμα διὰ τὴν θρέψιν τῶν φυτῶν.

Παρασκευὴ τοῦ νιτρικοῦ ὀξέος. Εἰς τὸ ἐργαστήριον τὸ νιτρικὸν ὀξύ παρασκευάζεται δι' ἐλαφρᾶς θερμάνσεως, ἐντὸς ὑαλίνου κέρατος, μείγματος νιτρικοῦ νατρίου (NaNO_3) καὶ πυκνοῦθειϊκοῦ ὀξέος (H_2SO_4). Οἱ παραγόμενοι ἀτμοὶ νιτρικοῦ ὀξέος φέρονται εἰς σφαιρικὸν ὑάλινον δοχεῖον, τὸ ὁποῖον ψύχεται διαρκῶς μὲ ὕδωρ καὶ οἱ ἀτμοὶ ὑγροποιοῦνται (σχ. 9).



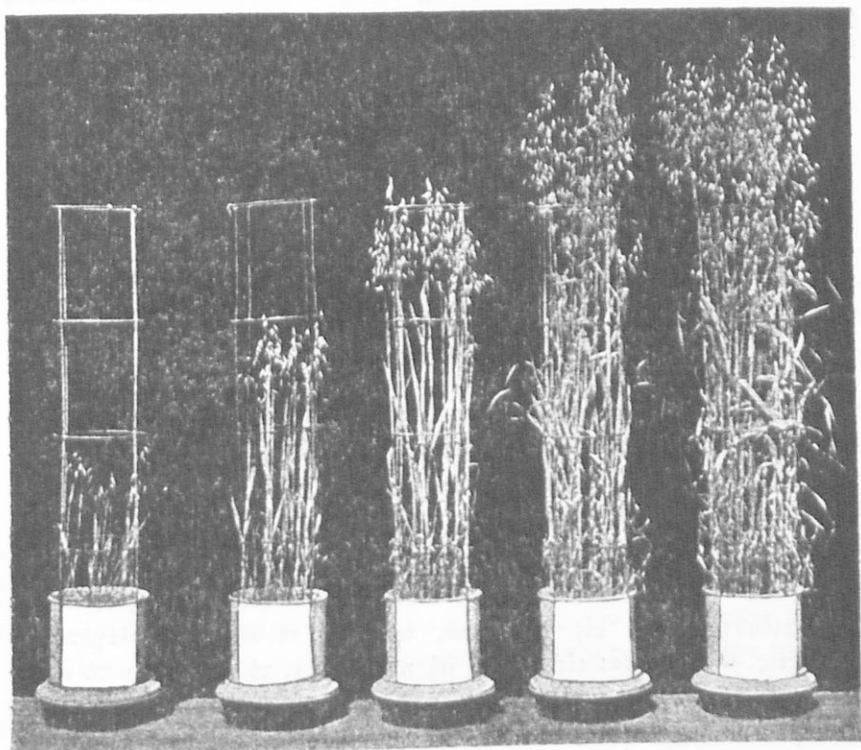
Σχ. 9. Συσκευή παρασκευῆς νιτρικοῦ ὀξέος εἰς τὸ ἐργαστήριον

Εἰς τὴν βιομηχανίαν τὸ νιτρικὸν ὀξύ παρασκευάζεται κατὰ τρεῖς τρόπους. α) Ἀπὸ τὸ νίτρον τῆς Χιλῆς, διὰ θερμάνσεως μὲ πυκνὸνθειϊκὸν ὀξύ εἰς καταλλήλους μεγάλας ἐγκαταστάσεις. β) Δι' ὀξειδώσεως τῆς ἀμμωνίας (NH_3). Ἡ ἀμμωνία ἀναμειγνύεται μὲ μεγάλην ποσότητα αέρος καὶ διοχετεύεται διὰ σπογγώδους λευκοχρύσου (λευκόχρυσος ὡς σπογγώδης μάζα) εἰς θερμοκρασίαν $600 - 700^\circ \text{C}$, ὅποτε σχηματίζεται μονοξειδίου τοῦ ἀζώτου (NO). Τοῦτο διοχετεύεται εἰς θάλαμον, ὅπου ὑπὸ τὴν ἐπίδρασιν τοῦ ὀξυγόνου τοῦ αέρος, μετατρέπεται εἰς διοξείδιον

Ψηφιοποιήθηκε ἀπὸ τὸ Ἰνστιτούτο Ἑκπαιδευτικῆς Πολιτικῆς

τοῦ ἀζώτου (NO_2). Τοῦτο μὲ ὕδωρ παρέχει τὸ νιτρικὸν ὀξύ. γ) Ἐκ τοῦ ἀτμοσφαιρικοῦ ἀέρος, δι' ἡλεκτρικῆς μεθόδου. Αὕτη περιλαμβάνει τρία στάδια : 1) Τὸν σχηματισμὸν μονοξειδίου τοῦ ἀζώτου (NO), δι' ἀπευθείας ἐνώσεως τοῦ ἀζώτου τῆς ἀτμοσφαίρας μὲ τὸ ὀξυγόνον εἰς ὑψηλὴν θερμοκρασίαν 3000°C . 2) Τὴν ἐνωσιν τοῦ μονοξειδίου τοῦ ἀζώτου μὲ ὀξυγόνον, ὅποτε σχηματίζεται διοξειδίου τοῦ ἀζώτου (NO_2) καὶ 3) Τὴν ἐπίδρασιν εἰς τοῦτο ὕδατος, ὅποτε λαμβάνεται τὸ νιτρικὸν ὀξύ.

Φυσικαὶ καὶ χημικαὶ ιδιότητες. Τὸ καθαρὸν νιτρικὸν ὀξύ εἶναι ὑγρὸν ἄχρουν, ἔχει πυκνότητα 1,42 καὶ ζεεῖ εἰς 120°C . Μὲ τὸ ὕδωρ ἀναμειγνύεται εἰς κάθε ἀναλογίαν.



Σχ. 10. Ὅταν αὐξάνεται τὸ χορηγούμενον ποσὸν λιπασμάτων, αὐξάνεται κατὰ πολὺ καὶ τὸ μέγεθος καὶ ἡ ἀπόδοσις τῶν φυτῶν

Είναι ἐκ τῶν ἰσχυροτέρων ὀξέων καὶ ἰσχυρὸν ὀξειδωτικὸν σῶμα. Ὁξειδώνει πολλὰ ἀμέταλλα καὶ μέταλλα, ὡς καὶ πολλὰς χημικὰς ἐνώσεις. Τὸ εἰς τὸ ἐμπόριον φερόμενον ὕδατικὸν διάλυμα εἶναι περιεκτικότητος 68%.

Χρῆσις. Εἰς τὴν βιομηχανίαν χρησιμοποιεῖται διὰ τὴν κατασκευὴν ἐκρηκτικῶν ὑλῶν, διαφόρων χρωμάτων, ὡς καὶ τῶν νιτρικῶν λιπασμάτων, τὰ ὅποια εἶναι πολὺ χρήσιμα εἰς τὴν γεωργίαν. Τὸ σπουδαῖον στοιχεῖον τῶν νιτρικῶν λιπασμάτων εἶναι τὸ ἄζωτον (N). Τὰ πλεῖστα τῶν φυτῶν τὸ παραλαμβάνουν ἀπὸ τὸ ἔδαφος. Μερικὰ ἐκ τῶν φυχανθῶν (ὄσπρια) τὸ παραλαμβάνουν ἐκ τοῦ ἀτμοσφαιρικοῦ ἀέρος μετὰ τὴν βοήθειαν ειδικῶν νιτρογόνων βακτηριδίων, τὰ ὅποια ἀναπτύσσονται εἰς τὰς ῥίζας τῶν φυτῶν αὐτῶν. Τὸ ἄζωτον τῶν νιτρικῶν ἀλάτων χρησιμοποιεῖται ὑπὸ τῶν φυτῶν διὰ τὴν παρασκευὴν φυτικῶν λευκωμάτων.

Εἰς τὸ σχῆμα (10) φαίνεται ἡ ἐπίδρασις τῶν νιτρικῶν ἀλάτων εἰς τὴν αὐξησιν τῶν φυτῶν.

ΥΔΡΟΞΕΙΔΙΟΝ ΤΟΥ ΝΑΤΡΙΟΥ (NaOH)

(Καυστική σόδα)

33. Σόδα ὀνομάζεται κοινῶς ἡ χημικὴ ἔνωσις ἀνθρακικὸν νάτριον (Na_2CO_3). Καυστικὴ σόδα ἢ καυστικὸν νάτριον ὀνομάζεται κοινῶς ἡ χημικὴ ἔνωσις ὑδροξειδίου τοῦ νατρίου (NaOH).

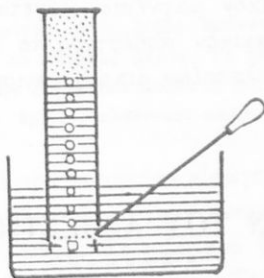
Παρασκευὴ τῆς καυστικῆς σόδας. Εἰς τὸ ἐργαστήριον δυνάμεθα νὰ παρασκευάσωμεν καυστικὴν σόδαν, ὅταν ῥίψωμεν μικρὰ τεμάχια νατρίου εἰς τὸ ὕδωρ. Τὸ ἐλαφρὸν μέταλλον νάτριον (Na) ἔχει τὴν ιδιότητα νὰ ὀξειδουται πολὺ εἰς τὸν ἀέρα, ἐν ᾧ μετὰ τὸ ὕδωρ ἀναφλέγεται μετὰ ἐκρήξεις. Φυλάσσεται εἰς φιάλας μετὰ πετρέλαιον, τὸ ὅποιον δὲν τὸ προσβάλλει. Ὅταν θέλωμεν νὰ παρασκευάσωμεν καυστικὴν σόδαν, παραλαμβάνομεν διὰ τῆς λαβίδος ἐκ τοῦ ὑπὸ τὸ πετρέλαιον φυλασσμένου νατρίου, πολὺ μικρὸν τεμάχιον, τὸ ὅποιον ῥίπτομεν εἰς δοχεῖον ὕδατος, χωρὶς νὰ εὐρισκώμεθα πολὺ πλησίον, διότι ὑπάρχει κίνδυνος ἐκρήξεως. Τὸ ὕδωρ ἐνώνεται ζωηρῶς μετὰ τὸ νάτριον, ὅποτε σχηματίζεται ὑδροξειδίου τοῦ νατρίου (καυστικὴ σόδα) ἀπὸ τοῦ ὁποῦτο ἔκπαιδευτικὴ Πόλις

τὸν ἀνεστραμμένον δοκιμαστικὸν σωλήνα (σχ. 11). Ἡ χημικὴ ἀντίδρασις ἔχει ὡς ἐξῆς:



Εἰς τὴν βιομηχανίαν ἡ καυστικὴ σόδα λαμβάνεται δι' ἡλεκτρολύσεως διαλύματος χλωριούχου νατρίου (μαγειρικοῦ ἁλατος).

Φυσικαὶ καὶ χημικαὶ ιδιότητες. Ἡ καυστικὴ σόδα εἶναι σῶμα στερεόν, λευκόν, κρυσταλλικόν καὶ πολὺ ὑγροσκοπικόν. Διαλύεται εὐκόλως εἰς τὸ ὕδωρ καὶ εἶναι ἰσχυρὰ θάσις. Εἰς τὸ δέρμα προκαλεῖ ἐγκαύματα. Δι' αὐτὸ ὠνομάσθη τὸ ὕδροξείδιον τοῦ νατρίου καὶ καυστικὴ σόδα.



Σχ. 11. Μὲ λαβίδα ρίπτομεν εἰς τὸ ὕδωρ πολὺ μικρὸν τεμάχιον νατρίου, ὁπότε σχηματίζεται καυστικὴ σόδα καὶ ἀέριον ὑδρογόνον, τὸ ὁποῖον ἀνέρχεται εἰς τὸν δοκιμαστικὸν σωλήνα

Μετατρέπει τὸ ἐρυθρὸν δάμμα τοῦ ἡλιοτροπίου εἰς κυανοῦν. Μὲ διάφορα ὀξέα παρέχει ἅλατα.

Χρῆσις. Ἡ καυστικὴ σόδα χρησιμοποιεῖται κατὰ μεγάλα ποσὰ εἰς τὴν παρασκευὴν τῶν κοινῶν σαπῶνων, εἰς τὸν καθαρισμὸν τοῦ πετρελαίου, εἰς τὴν παρασκευὴν χρωμάτων, εἰς τὴν κατεργασίαν τοῦ δάμβακος, εἰς τὴν παρασκευὴν τῆς τεχνητῆς μετάξης καὶ εἰς ἄλλας ἀκόμη βιομηχανίας.

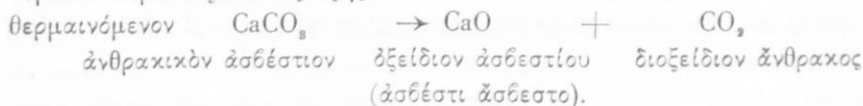
ΑΝΘΡΑΚΙΚΟΝ ΑΣΒΕΣΤΙΟΝ (CaCO_3)

34. Τὸ ἀνθρακικὸν ἀσβέστιον ἀπαντᾷ εἰς τὴν φύσιν κατὰ μεγάλας ποσότητας ὑπὸ μορφὴν ὀρυκτῶν. Τὰ δύο τρίτα τῆς ἐπιφανείας τῆς Ἑλλάδος ἔχουν ὀρυκτὰ ἀνθρακικοῦ ἀσβεστίου (ἀσβεστόλιθοι). Τὰ ὀρυκτὰ τοῦ ἀνθρακικοῦ ἀσβεστίου ἀπαντοῦν ὑπὸ πολλὰς μορφάς : ὡς κρυσταλλικά, ὡς κρυσταλλοφυῆ καὶ ὡς ἄμορφα. Τὸ ὀρυκτὸν ἰσλανδικὴ κρύσταλλος εἶναι ἀνθρακικὸν ἀσβέστιον ὑπὸ κρυσταλλικὴν μορφήν. (Σημείωσις. Κρυσταλλοῦται εἰς τὸ γεωμετρικὸν σχῆμα, τὸ ὅποιον λέγεται ῥομβόεδρον). Κρυσταλλοφυῆς ἀνθρακικὸν ἀσβέστιον εἶναι τὸ μάρμαρον. Ὡς ἄμορφον ὀρυκτὸν τὸ ἀνθρακικὸν ἀσβέστιον ἀποτελεῖ τοὺς ἀσβεστολίθους. Μαζὶ μὲ ἀνθρακικὸν μαγνήσιον λέγεται δολομίτης. Ἡ κιμωλία εἶναι ἄμορφον ἀνθρακικὸν ἀσβέστιον, τὸ ὅποιον ἔχει προέλθει ἀπὸ σωροὺς ἀπολιθωμάτων θαλασσίων μικροοργανισμῶν.

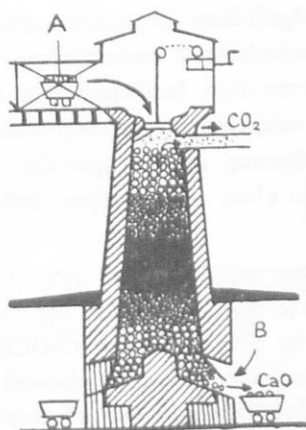
ΟΞΕΙΔΙΟΝ ΤΟΥ ΑΣΒΕΣΤΙΟΥ (CaO)

(Ἀσβεστός)

35. Τὸ ὀξειδίου τοῦ ἀσβεστίου (ἄσβεστο ἀσβέστι) παρασκευάζεται διὰ θερμάνσεως ἀνθρακικοῦ ἀσβεστίου (CaCO_3) (ἀσβεστολίθου) ἐντὸς εἰδικῶν καμίνων (ἀσβεστοκαμίνια) (σχ. 12). Εἰς τὰς καμίνους αὐτάς, αἱ ἐποῖαι θερμαίνονται μὲ καύσιμον ὕλην, ῥίπτεται συνεχῶς ἀπὸ τὸ ἄνω μέρος ἀνθρακικὸν ἀσβέστιον καὶ κάρβουνο. Ὅταν ὁ ἀσβεστόλιθος θερμανθῇ ἄρκετά, ἀποχωρίζεται ἐκ τοῦ μορίου τοῦ ἀνθρακικοῦ ἀσβεστίου ἓνα μέρος τοῦ διοξειδίου τοῦ ἀνθρακος. Τὸ χημικὸν αὐτὸ φαινόμενον συμβολίζεται ὡς ἑξῆς :



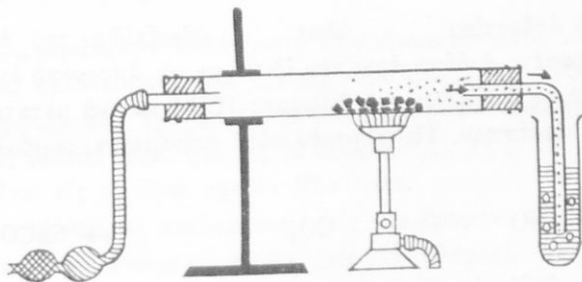
Εἰς τὸ ἐργαστήριον εἶναι δυνατόν νὰ παρασκευάσωμεν ἀσβέστι ὡς ἑξῆς : Εἰς ὕαλινον σωλῆνα θέτομεν μικρὰ χυμιατῆρια μάρμαρο καὶ



Σχ. 12. *Ασβεστοκάμινος. Α = ρίψις ασβεστολίθου και καυσίμου βλγης (κάρβουνα). Β = είσοδος αέρος. Το επάνω στόμιον τῆς καμίνου μετὰ τὴν ρίψιν τοῦ ασβεστολίθου καὶ τοῦ ἀνθρακος κλείνεται καλὰ

θερμαίνομεν (σχ 13). Μετὸν φυσητήρα εἰσάγομεν ἀέρα τόσον, ὥστε εἰς τὸν πρὸς τὰ δεξιὰ σωλῆνα νὰ ἐκφεύγουν μικραὶ φουσαλλίδες. Ὁ σωλὴν αὐτὸς περιέχει ἀσβέστιον ὕδωρ. Τὸ μάρμαρο θερμαινόμενον γίνεταί ἀσβέστι μετὰ ἐκκλυσιν διοξειδίου τοῦ ἀνθρακος. Τὸ ἀσβέστιον ὕδωρ τοῦ πρὸς τὰ δεξιὰ σωλῆνος θολώνεταί, χάρις εἰς τὸ διοξείδιον τοῦ ἀνθρακος.

Ἰδιότητες. Τὸ χημικῶς καθαρὸν ὀξείδιον τοῦ ἀσβεστίου εἶναι



Σχ. 13. Συσκευή παρασκευῆς εἰς τὸ ἐργαστήριον ὀξειδίου τοῦ ἀσβεστίου ἀπὸ μάρμαρον

σκόνη λευκὴ καὶ λιώνει εἰς θερμοκρασίαν 2570°C . Ὅταν διαπυροῦται εἰς τὴν ὀξυδρικήν φλόγα, παρέχει, λευκὸν φῶς. Μετὸ ὕδωρ ἀντιδρᾷ

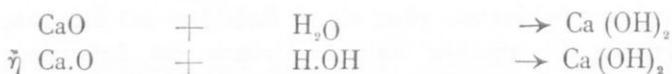
Ψηφιοποιήθηκε ἀπὸ τὸ Ἰνστιτούτο Εκπαιδευτικῆς Πολιτικῆς

ζωηρώς σχηματίζουν υδροξείδιον του ασβεστίου $[Ca(OH)_2]$, σδησμένο ασθέστι εις τους λάκκους], ἐν ᾧ ταὐτοχρόνως ἐλευθερώνεται μεγάλο ποσὸν θερμότητος. Εἰς τὸν ἀέρα ἐκτιθέμενον τὸ δξειδίου τοῦ ασβεστίου ἐνώνεται ὄχι μόνον μὲ τοὺς ὑπάρχοντας εἰς αὐτὸν ὑδρατμοὺς ἀλλὰ καὶ μὲ τὸ διοξειδίου τοῦ ἀνθρακος καὶ σχηματίζει ἀνθρακικὸν ασθέστιον. (Σημείωσις. Τὸ μάρμαρο εἶναι καθαρώτερον ἀνθρακικὸν ασθέστιον ἀπὸ τὴν ασβεστόπετρα).

Χρῆσις. Τὸ δξειδίου τοῦ ασβεστίου χρησιμοποιεῖται εἰς τὸν καθαρισμὸν τοῦ φωταερίου, εἰς τὴν θιομηχανίαν τῆς καυστικῆς σόδας ($NaOH$), τῆς ἀμμωνίας (NH_3), τῆς χλωρασθέστου ($CaOCl_2$), τοῦ χλωριούχου ασβεστίου ($CaCl_2$), εἰς τὴν ὑαλουργίαν, εἰς τὸν καθαρισμὸν τοῦ σακχάρου, εἰς τὴν παρασκευὴν ασβεστοκονιαμάτων καὶ τσιμέντων.

Μὲ διάλυμα σδησμένου ασβεστιοῦ ἐπιχρίομεν διάφορα ἀνθυγιεινὰ μέρη, ὡς καὶ κορμούς δένδρων, διότι τὸ ασθέστι εἶναι ἀντισηπτικόν, φονεύει πολλὰ μικρόβια.

Τὸ σδησμένο ασθέστι λαμβάνεται ἐκ τῆς διαλύσεως δξειδίου τοῦ ασβεστίου εἰς τὸ ὕδωρ μὲ ἔκλυσιν μεγάλου ποσοῦ θερμότητος. Τὸ ἐπιστημονικὸν τοῦ ὀνομα εἶναι υδροξείδιον τοῦ ασβεστίου. Τὸ χημικὸν φαινόμενον τῆς μετατροπῆς τοῦ δξειδίου τοῦ ασβεστίου εἰς υδροξείδιον τοῦ ασβεστίου συμβολίζεται ὡς ἑξῆς :



δξειδίου τοῦ ασβεστίου ὕδωρ υδροξείδιον τοῦ ασβεστίου

Τὸ σδησμένο ασθέστι ἔχει τὴν ιδιότητα νὰ ἀπορροφῇ ἐκ τοῦ ἀτμοσφαιρικοῦ ἀέρος διοξειδίου τοῦ ἀνθρακος (CO_2) καὶ νὰ μετατρέπεται εἰς ἀνθρακικὸν ασθέστιον. Τὸ χημικὸν αὐτὸ φαινόμενον συμβολίζεται ὡς ἑξῆς :

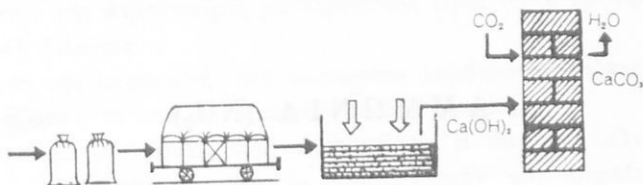


δξειδίου ασβεστίου διοξειδίου ἀνθρακος ἀνθρακικὸν ασθέστιον

Εἰς τὴν ιδιότητα αὐτὴν στηρίζεται ἡ χρησιμοποίησις τῆς ἐσβεσμένης ασθέστου εἰς τὴν οἰκοδομικήν. Διότι, ὅταν τεθῇ αὕτη μεταξὺ τῶν πλίνθων καὶ λίθων καὶ παραλάβῃ διοξειδίου τοῦ ἀνθρακος ἀπὸ τὸν ἀέ-

ρα, γίνεται στερεώτατος δεσμός μεταξύ των (σχ. 14).

Τὸ κρυσταλλικὸν ὑδροξείδιον τοῦ ἀσβεστίου διαλύεται ἐλάχιστα εἰς τὸ ὕδωρ καὶ ἀραιὸν διάλυμα τούτου λέγεται ἀσβέστιον ὕδωρ. Χρησιμεύει τοῦτο διὰ τὴν ἀνίχνευσιν τοῦ διοξειδίου τοῦ ἄνθρακος (CO_2).



Σχ. 14. Ἀριστερὰ οἱ σάκκοι μεταφέρονται μὲ τὸ θαγονάκι εἰς τὸν λάκκον, ὅπου χύνεται ὕδωρ (σθησμένο ἀσβέστι). Ἐπειτα ἀνακατεύεται τοῦτο μὲ ἄμμον. Τὰ χημικὰ φαινόμενα, μετὰ τὸ κτίσιμο τοῦ τοίχου, παριστάνονται εἰς τοὺς χημικοὺς τύπους

Διότι, ὅταν διαβιθασθῇ εἰς αὐτὸ ἄγνωστον ἀέριον καὶ θολώσῃ τὸ ἀσβέστιον ὕδωρ, τὸ θόλωμα εἶναι ἀπόδειξις, ὅτι τὸ ἄγνωστον ἀέριον εἶναι διοξείδιον τοῦ ἄνθρακος.

ΔΙΣΑΝΘΡΑΚΙΚΟΝ ΑΣΒΕΣΤΙΟΝ [$\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$]

36. Δισανθρακικὸν ἀσβέστιον. Τὸ ἀνθρακικὸν ἀσβέστιον (CaCO_3) παραλαμβάνει πολὺ εὐκόλως ἀπὸ τὸν ἀέρα διοξείδιον τοῦ ἄνθρακος καὶ ὕδωρ (ὕδρατμοὺς) καὶ σχηματίζει τὸ δισανθρακικὸν ἀσβέστιον. Τοῦτο διαλύεται εἰς μικρὰν ποσότητα εἰς τὸ ὕδωρ (3%), ἐν ᾧ τὸ ἀνθρακικὸν ἀσβέστιον εἶναι εἰς τὸ ὕδωρ σχεδὸν ἀδιάλυτον.

Εἰς τὰ σπήλαια, οἱ σταλακτῖται (εἰς τὴν δροφὴν τῶν σπηλαίων) καὶ οἱ σταλαγμίται, ἀπέναντι αὐτῶν (εἰς τὸ ἔδαφος), σχηματίζονται ἀπὸ τὸ δισανθρακικὸν ἀσβέστιον, ἐκ βραδέως στάζοντος ὕδατος, τὸ ὅποιον περιέχει αὐτὸ εἰς μικρὰς ποσότητας.

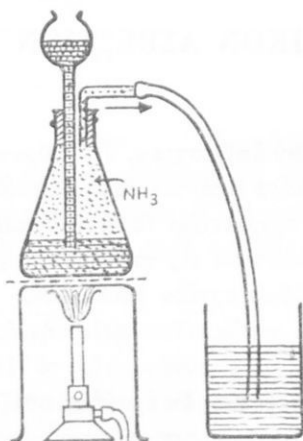
Ἡ εὐχάριστος γεῦσις τοῦ ποσίμου ὕδατος ὀφείλεται εἰς τὸ δισανθρακικὸν ἀσβέστιον, τὸ εὕρισχόμενον ἐν διαλύσει εἰς αὐτό. Τὸ ἀπεσταγμένον ὕδωρ εἶναι ἄγνωστον, διότι τοῦ λείπει τὸ δισανθρακικὸν ἀσβέστιον.

Τοῦτο εἶναι καὶ πολὺ χρήσιμον εἰς τὸν ὀργανισμόν (κυρίως διὰ τὰ ὀστὰ καὶ τοὺς πνεύμονας). Δὲν πρέπει ὅμως νὰ εἶναι περισσότερον τοῦ κανονικοῦ, διότι τότε σχηματίζονται διάφορα ἄλατα ἐπιβλαβῆ εἰς τὸν ὀργανισμόν. Οἱ ἰατροὶ δίδουν διὰ τὰ προφυματικά παιδιὰ ἐνέσεις ἀσβεστίου.

Α Μ Μ Ω Ν Ι Α (NH_3)

37. Ἡ ἀμμωνία ἀπαντᾷ εἰς τὴν φύσιν κατὰ μικρὰ ποσὰ ὡς ἀέριον. Εἰς τὰ ὕδατα τῆς βροχῆς ὑπάρχουν ἱχνη ἀμμωνιακῶν ἀλάτων. Σχηματίζεται κατὰ τὴν σήψιν διαφόρων ἀζωτούχων ὀργανικῶν οὐσιῶν, ὅπως εἶναι π.χ. ἡ οὐρία τῶν οὐρῶν.

Παρασκευὴ τῆς ἀμμωνίας. Εἰς τὸ ἐργαστήριον δυνάμεθα νὰ παρασκευάσωμεν ἀμμωνίαν διὰ θερμάνσεως ὑδροξειδίου τοῦ ἀμμωνίου (NH_4OH . Λέγεται καὶ καυστικὸν ἀμμώνιον), τὸ ὁποῖον περιέχει ἐν διαλύσει ἀρκετὴν ἀμμωνίαν (σχ. 15). Δι' ἀπαγωγῆς σωλῆνος ἐκ καουτσούκ διαδιβάζομεν τὴν ἀμμωνίαν, ἣ ὁποία παράγεται εἰς ἀτμούς, εἰς δοχεῖον



Σχ. 15. Διὰ θερμάνσεως ὑδροξειδίου τοῦ ἀμμωνίου λαμβάνεται ἀέριος ἀμμωνία, ἣ ὁποία φέρεται διὰ τοῦ σωλῆνος ἀπὸ καουτσούκ εἰς τὸ πρὸς τὰ δεξιὰ δοχεῖον μετὰ τὸ ὕδωρ.

πλήρες ύδατος, τὸ ὅποιον ἔχομεν χρωματίζει ἐρυθρὸν μὲ ἡλιοτρόπιον. Παρατηροῦμεν ἐντὸς ὀλίγου, ὅτι τὸ ἐρυθρὸν χρῶμα γίνεται κυανοῦν, χάρις εἰς τὴν ἀμμωνίαν.

Εἰς τὴν βιομηχανίαν παρασκευάζεται ἡ ἀμμωνία ἐκ τῆς ἐνώσεως τοῦ ἀζώτου τῆς ἀτμοσφαίρας μὲ ὕδρογόνον. Πρὸς τοῦτο χρησιμοποιεῖται ἡλεκτρικὴ ἐνέργεια.

Κατὰ τὴν παραγωγὴν τοῦ φωταερίου λαμβάνεται ἐπίσης ἀμμωνία ἐκ τοῦ ἀζώτου, τὸ ὅποιον περιέχουν οἱ λιθάνθρακες.

Φυσικαὶ ιδιότητες τῆς ἀμμωνίας. Ἡ ἀμμωνία εἶναι ἀέριον ἄχρουν καὶ ἔχει χαρακτηριστικὴν ἀποπνικτικὴν καὶ δριμύτην ὁσμὴν, προκαλοῦσα καὶ δάκρυα. Ὑγροποιεῖται εἰς θερμοκρασίαν — $33,5^{\circ}\text{C}$ ὑπὸ τὴν συνήθη πίεσιν καὶ στερεοποιεῖται εἰς — $77,7^{\circ}\text{C}$. Εἶναι ἀπὸ τὰ πλέον εὐδιάλυτα εἰς τὸ ὕδωρ ἀέρια.

Εἰσπνεομένη ἐπιδρᾷ δηλητηριωδῶς. Δύναται δὲ νὰ ἐπιφέρῃ καὶ τὸν θάνατον.

Χημικαὶ ιδιότητες τῆς ἀμμωνίας. Ἡ ἀμμωνία καίεται ἀσθενῶς παρουσίᾳ ἀρκετοῦ ὀξυγόνου. Δι' ἡλεκτρικοῦ σπινθήρος μείγμα ἀμμωνίας καὶ ὀξυγόνου ἐκρήγνυται. Ὅταν διαλυθῇ εἰς τὸ ὕδωρ, ἀποτελεῖ βάσιν.

Χρῆσις τῆς ἀμμωνίας. Χρησιμοποιεῖται ἡ ἀμμωνία εἰς τὴν παρασκευὴν νιτρικοῦ ὀξέος καὶ ἀμμωνιακῶν ἀλάτων χρησίμων εἰς τὴν γεωργίαν (διὰ τὰ ἀζωτοῦχα λιπάσματα). Εἰς ὑγρὰν κατάστασιν χρησιμοποιεῖται διὰ τὴν παρασκευὴν τοῦ πάγου.

Εἰς τὴν ἱατρικὴν χρησιμοποιεῖται δι' ἐπαλείψεως εἰς μέρη τοῦ σώματος, τὰ ὅποια ἔχουν δηχθῇ ὑπὸ ἐντόμων (σφήκες). Ἐπίσης ὡς ἀναλγητικὸν ἐναντίον τῶν λιποθυμιῶν καὶ τῆς μέθης. Εἰς τὰς περιπτώσεις ὅμως αὐτὰς χρειάζεται πάντοτε συνταγὴ τοῦ ἱατροῦ.

Α Ν Θ Ρ Α Ξ (C) ἀτ. β. 12

38. Ὁ ἄνθραξ εἶναι εὐρύτατα διαδεδομένος εἰς τὴν φύσιν. Ἀπαντᾷ ὑπὸ διαφόρους μορφάς, αἱ ὁποῖαι εἰς τὴν Χημεῖαν λέγονται ἄλλοτροπικαί. Αἱ μορφαὶ αὗται εἶναι : α) ἀδάμας, β) γραφίτης, γ) ἄμορφος

άνθραξ. Ὁ ἀδάμας καὶ ὁ γραφίτης παρουσιάζονται ὑπὸ κρυσταλλικὴν μορφήν, ἔχουν δηλαδὴ τὰ δύο αὐτὰ εἶδη ἄνθρακος ὠρισμένον γεωμετρικὸν σχῆμα, ἐν ᾧ ὁ ἄμορφος ἄνθραξ δὲν ἔχει.

Ὁ ἀδάμας καὶ ὁ γραφίτης εἶναι χημικῶς καθαροὶ ἄνθρακες. Ὁ ἀδάμας κρυσταλλοῦται εἰς τὸ κυβικὸν λεγόμενον σύστημα, ἐν ᾧ ὁ γραφίτης εἰς τὸ βασιεξάγωνον σύστημα.

Ἀδάμας. Ἡ χώρα ὅπου ἀνευρίσκονται οἱ περισσότεροι ἀδάμαντες εἶναι ἡ Νότιος Ἀφρική. Δὲν ἀπαντᾷ μόνον λευκός, ἀλλὰ καὶ κίτρινος, κυανοῦς, ῥοδόχρους, μαῦρος κλπ., ἔνεκα προσμείξεων ἄλλων οὐσιῶν. Θερμαίνόμενος μετατρέπεται εἰς γραφίτην. Ἐχει εἰδικὸν βάρος 3,5 καὶ εἶναι καλὸς ἀγωγὸς τῆς θερμότητος καὶ τοῦ ἡλεκτρισμοῦ. Εἶναι ὁ σπουδαιότερος πολύτιμος λίθος, ἔνεκα τῆς μεγάλης αὐτοῦ διαθλαστικῆς ἰκανότητος. Εἶναι τὸ σκληρότερον ἐκ τῶν σωμάτων καὶ χρησιμοποιεῖται εἰς τὴν κοπήν τοῦ γυαλιοῦ καὶ τὴν κατεργασίαν ἄλλων πολυτίμων λίθων.

Γραφίτης. Ἀπαντᾷ κυρίως εἰς τὴν Σιβερίαν, εἰς τὴν νῆσον Μαδαγασκάρην, τὴν Κεϋλάνην καὶ εἰς ἄλλας ἀκόμη χώρας. Ἐχει εἰδικὸν βάρος 2,5 καὶ εἶναι καλὸς ἀγωγὸς τῆς θερμότητος καὶ τοῦ ἡλεκτρισμοῦ. Εἶναι πολὺ δύστηκτος καὶ χάρις εἰς τὴν ιδιότητα αὐτὴν χρησιμοποιεῖται εἰς τὴν κατασκευὴν χωνευτηρίων διὰ τὴν τήξιν τῶν μετάλλων. Εἶναι ὅμως καὶ μαλακὸν σῶμα καὶ δι' αὐτὸ χρησιμοποιεῖται εἰς τὴν ξηρὰν λίπανσιν τῶν μηχανῶν. Εἰς μείγμα μὲ ἀργίλιον χρησιμοποιεῖται εἰς τὴν κατασκευὴν μολυβδοκονδύλων.

Ἄμορφα εἶδη ἄνθρακος

Αἱ ποικιλίαι τοῦ ἀμέρφου ἄνθρακος κατατάσσονται εἰς δύο μεγάλας κατηγορίας: α) εἰς τοὺς φυσικοὺς ἄνθρακας, οἱ ὅποιοι λέγονται καὶ γαϊάνθρακες καὶ β) εἰς τοὺς τεχνητοὺς ἄνθρακας.

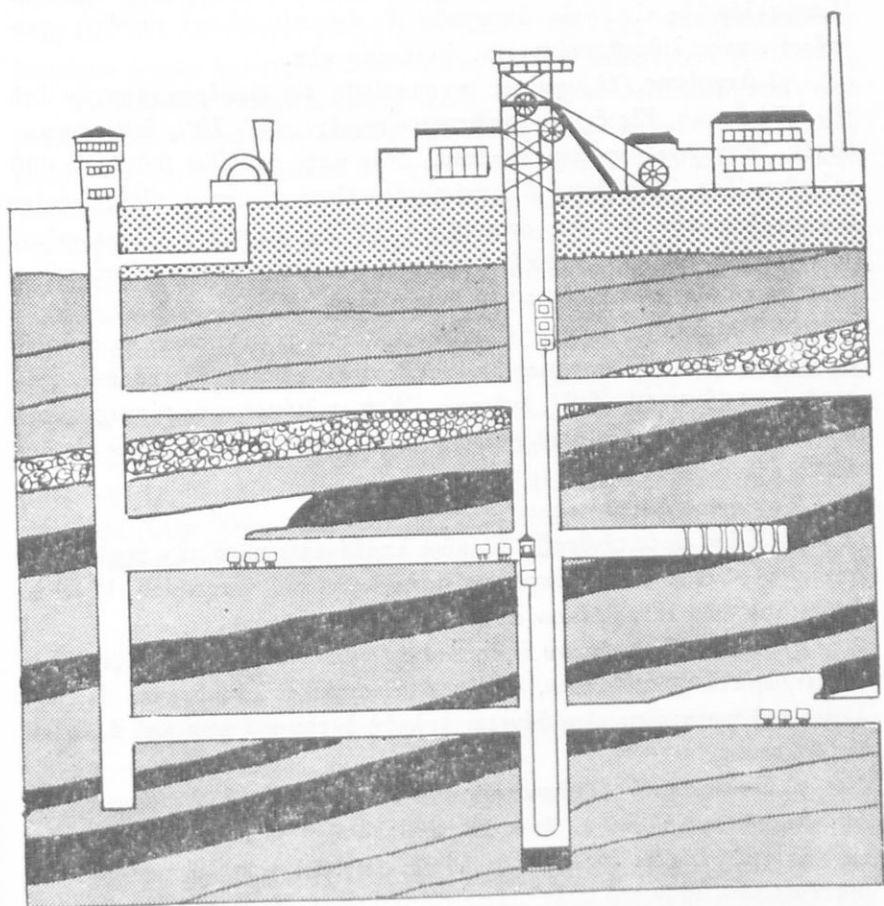
Φυσικοὶ ἄνθρακες ἢ γαϊάνθρακες. Εἰς τὴν κατηγορίαν αὐτὴν τῶν ἀνθράκων ἀνήκουν οἱ δρυκτοὶ ἄνθρακες, οἱ ὅποιοι ἀπαντοῦν εἰς ἐκτεταμένα κοιτάσματα εἰς διαφόρους περιοχὰς τῆς γῆς. Ἐσχηματίσθησαν εἰς τὰ δάθη τῆς γῆς κατὰ διαφόρους γεωλογικὰς περιόδους, διὰ βραδείας ἀπανθρακώσεως φυτικῶν ὀργανισμῶν, ὑπὸ μεγάλην πίεσιν καὶ θερμοκρασίαν καὶ ἐν ἀπουσίᾳ αἰέρος. Αἱ περιοχαί, ὅπου ἐξορύσσονται

Ψηφιοποιήθηκε ἀπὸ τὸ Ἰνστιτούτο Εκπαιδευτικῆς Πολιτικῆς

γαιάνθρακες, ονομάζονται άνθρακωρυχεία (σχ. 16).

Όσον παλαιότερα είναι ή γεωλογική περίοδος σχηματισμού των γαιανθράκων, τόσο μεγαλύτερον ποσοστόν καθαρού άνθρακος περιέχουν οὔτοι. Ἀναλόγως τοῦ περιεχομένου ποσοῦ καθαροῦ άνθρακος διακρίνουν τοὺς γαιάνθρακας εἰς τέσσαρας κατηγορίας :

α) Ἀνθρακίτης. Ὁ άνθρακίτης εἶναι ὁ παλαιότερον σχηματισθεὶς γαιάνθραξ καὶ περιέχει καθαρὸν άνθρακα 90% περίπου. Ἐνα χιλιό-



Σχ. 16. Κατακόρυφος τομή άνθρακωρυχείου. Φλέβες με τὸ μαῦρο χρώμα=άνθραξ. Ὁ ἀνελκυστὴρ ἀνεβάζει εἰς τὴν ἐπιφάνειαν τοῦ ἐδάφους τὰ βαγονάκια φορτωμένα με κάρβουνο

γραμμον άνθρακίτου, όταν καή, αποδίδει 8.500 χιλιοθερμίδας και άφίνει δλίγην τέφραν (κοινώς στάχτην). Είναι σωμα στερεόν, μαύρο, σκληρόν και στιλπνόν.

6) **Λιθάνθραξ.** Ο λιθάνθραξ είναι γαιάνθραξ μέσης ηλικίας. Έσχηματίσθη δηλαδή νεώτερον του άνθρακίτου και παλαιότερον του λιγνίτου. Είς ξηράν κατάστασιν περιέχει 75% καθαρόν άνθρακα. Ένα χιλιόγραμμον λιθάνθρακος, όταν καή, αποδίδει 7.500 χιλιοθερμίδας και άφίνει άρκετήν τέφραν. Είναι σωμα στερεόν, μαύρο και εύθρυπτον. Υποβαλλόμενος είς ξηράν απόσταξιν (έν άπουσία αέρος), παρέχει φωταέριον, κώκ, λιθανθρακόπισσαν, άμμωνίαν κλπ.

γ) **Λιγνίτης.** Ο λιγνίτης έσχηματίσθη είς νεωτέραν εποχήν από τον λιθάνθρακα. Είς ξηράν κατάστασιν περιέχει 55 - 70% άνθρακα καθαρόν. Ένα χιλιόγραμμον λιγνίτου, όταν καή, αποδίδει 3.000 - 5.000 χιλιοθερμίδας. Έπομένως ο λιγνίτης δέν είναι πλούσιον είδος γαιάνθρακος. Είς την Ελλάδα άπαντα είς πολλές περιοχάς (Μακεδονίαν, Θράκην, Θεσσαλίαν, Αττικήν, Εύβοιαν, Πελοπόννησον). Είναι σωμα στερεόν, εύθρυπτον και έχει χρώμα καστανόν.

δ) **Τύρφη.** Η τύρφη είναι ο νεώτερον σχηματισθείς γαιάνθραξ. Προέρχεται έκ της άπανθρακώσεως ύδροβίων φυτών. Είς ξηράν κατάστασιν περιέχει 40 - 50% άνθρακα. Ένα χιλιόγραμμον τύρφης, όταν καή, αποδίδει 2.000 - 3.000 χιλιοθερμίδας. Είναι το πτωχότερον είς άνθρακα είδος γαιάνθρακος.

Τεχνητοί άνθρακες.

α) **Κώκ** (ή όπτάνθραξ). Το κώκ λαμβάνεται κατά την ξηράν απόσταξιν των λιθανθράκων κατά την παραγωγήν του φωταερίου. Είναι το υπόλειμμα των λιθανθράκων αυτών.

β) **Άνθραξ κεράτων** ή αποστακτήρων. Ούτος σχηματίζεται είς τα τειχώματα των κεράτων, όπου θερμαίνονται οί λιθάνθρακες διά την λήψιν του φωταερίου. Λαμβάνεται δηλαδή έκτός του κώκ και άλλο είδος άνθρακος.

γ) **Ξυλάνθραξ** (ξυλοκάρβουνο). Ο ξυλάνθραξ λαμβάνεται διά άπανθρακώσεως ξύλων έν άπουσία αέρος. Τουτό το έπιτυγχάνομεν είτε είς τα καμίνια, είτε έντός κλειστών δοχείων. Είναι πολύ πορώδης και διατηρεί την ύφήν του ξύλου, από το όποιον προέρχεται. Παρουσιάζει μεγάλην ίκανότητα να απορροφή αέρια και πολλές ουσίας, αί όποιαι εύρίσκονται έν διαλύσει. Χάρις είς την ιδιότητα αυτήν χρησιμοποιείται

διὰ τὴν ἀφαίρεσιν τῆς κακῆς ὁσμῆς τὴν ὁποίαν ἔχουν τὰ ἀκάθαρτα ὕδατα. Ξυλάνθραξ, ὁ ὁποῖος προέρχεται ἀπὸ ξύλα τῆς λεύκης, χρησιμοποιεῖται εἰς τὴν ἱατρικὴν διὰ τὴν ἀπορρόφησιν τῶν ἀερίων, τὰ ὅποια ἀναπτύσσονται εἰς τὸν στόμαχον καὶ τὰ ἔντερα.

δ) **Ζωϊκὸς ἄνθραξ.** Ὁ ἄνθραξ αὐτὸς λαμβάνεται ἀπὸ ἀπανθράκωσιν ὁστῶν ἐντὸς κλειστῶν δοχείων. Ἡ περιεκτικότης του εἰς καθαρόν ἄνθρακα φθάνει τὰ 10 %. Τὸ ὑπόλοιπον εἶναι τέφρα ἀνοργάνων οὐσιῶν. ἔχει τὴν ιδιότητα νὰ ἀπορροφῇ τὰς ὀργανικὰς χρωστικὰς οὐσίας καὶ διὰ τὸν λόγον αὐτὸν χρησιμοποιεῖται πρὸς ἀποχρωματισμὸν διαφόρων ὑγρῶν καὶ εἰς τὰ διυλιστήρια, διὰ τὸν καθαρισμὸν τοῦ ὕδατος.

ε) **Αἰθάλη** (καπνιά, φοῦμο). Ὁ ἄνθραξ αὐτὸς προέρχεται ἀπὸ ἀτελεῖ καυσιν ὀργανικῶν οὐσιῶν πλουσίων εἰς ἄνθρακα. Εἶναι σκόνη μαύρη καὶ χρησιμοποιεῖται ὡς χρωστικὴ οὐσία εἰς τὴν τυπογραφικὴν μελάνην, εἰς τὴν παρασκευὴν τῆς μελάνης τῶν σχεδίων (σινικῆς μελάνης λεγομένης) καὶ εἰς τὴν ζωγραφικὴν. Ἐὰν εἰς φλόγα κηρίου φέρωμεν ἀπὸ πάνω ὑαλίνην ἐπιφάνειαν, βλέπομεν ὅτι αὕτη ἐντὸς ὀλίγου μαυρίζει ἀπὸ τὴν αἰθάλην.

Χημικαὶ ιδιότητες τοῦ ἄνθρακος. Ὁξειδοῦται ἀπὸ τὸ νιτρικὸν καὶ τὸ θεικὸν ὀξύ. Σπουδαιότατη εἶναι ἡ ιδιότης του, ὅτι ἀνάγει τὰ διάφορα ἄλατα καὶ τὰ ὀξειδία τῶν μετάλλων. Διὰ τὸν λόγον αὐτὸν χρησιμοποιεῖται εὐρύτατα εἰς τὴν μεταλλουργίαν, διὰ τὴν παραλαβὴν τῶν μετάλλων ἐκ τῶν ὀξειδίων των. Καίόμενος ἀτελῶς, δίδει μονοξείδιον τοῦ ἄνθρακος (CO). Ὅταν κατὰ περισσότερον, δίδει διοξείδιον τοῦ ἄνθρακος (CO₂). Καίόμενος μὲ θεῖον, δίδει θειοῦχον ἄνθρακα (CS₂).

ΜΟΝΟΞΕΙΔΙΟΝ ΤΟΥ ΑΝΘΡΑΚΟΣ (CO)

39. Τὸ μονοξείδιον τοῦ ἄνθρακος σχηματίζεται κατὰ τὴν ἀτελεῖ καυσιν τοῦ ἄνθρακος ἢ κατὰ τὴν καυσιν ἐνώσεων τοῦ ἄνθρακος. Εἰς τὰ καμίνια, ὅπου ἀφθονεῖ τὸ διοξείδιον τοῦ ἄνθρακος (CO₂), σχηματίζεται δι' ἀναγωγῆς τούτου ὑπὸ ἄνθρακος (δι' ἀφαιρέσεως δηλ. ὀξυγόνου)

μονοξειδίου του άνθρακος κατά την έξής χημικήν αντίδρασιν :



διοξειδίου του άνθρακος άνθραξ 2 μονοξειδίου του άνθρακος

Παρασκευή του μονοξειδίου του άνθρακος. Τò μονοξειδίου του άνθρακος παράγεται με άλλα αέρια μαζί, τὰ ὅποια ἀναπτύσσονται, ὅταν διοχετεύεται ἀήρ μέσω διαπυρρμένου άνθρακος. Εἰς τὸ ἐργαστήριον λαμβάνομεν μονοξειδίου του άνθρακος, ὅταν εἰς θερμαίνόμενον σιδηροῦν σωλῆνα περιέχοντα άνθρακα ἢ σκόνην ψευδαργύρου διαβιδάσωμεν διοξειδίου του άνθρακος. Τὸ λαμβανόμενον αέριον καθαρίζεται εἰς δοχεῖα, τὰ ὅποια περιέχουν καυστικὸν ἀλκίον (ΚΟΗ).

Φυσικαὶ καὶ χημικαὶ ιδιότητες. Εἶναι αέριον δηλητηριῶδες, ἄχρουν καὶ ἄοσμον. Δὲν ἀντιλαμβάνομεθα τὴν παρουσίαν του παρὰ μόνον ἀπὸ τὰ δυσάρεστα ἀποτελέσματα ἐκ τῆς εἰσπνοῆς του. Εἰσπνεόμενον προκαλεῖ τὸν θάνατον. Εἶναι ὀλίγον ἐλαφρότερον τοῦ αέρος, σχεδὸν ἀδιάλυτον εἰς τὸ ὕδωρ καὶ ὑγροποιεῖται δυσκόλως. Ἀφαιρεῖ τὸ ὀξύγονον ἀπὸ πολλὰς χημικὰς ἐνώσεις. Συμπεριφέρεται δηλαδὴ ὡς ἀναγωγικὸν μέσον.

Ἐὰν εἰς ὑάλινον σωλῆνα θερμάνωμεν σκόνην ὀξειδίου τοῦ χαλκοῦ (CuO) καὶ διαβιδάσωμεν μονοξειδίου τοῦ άνθρακος, τοῦτο ἀνάγει τὸ ὀξείδιον τοῦ χαλκοῦ εἰς χαλκὸν με σχηματισμὸν διοξειδίου τοῦ άνθρακος. Ἡ σχετικὴ χημικὴ ἀντίδρασις παρίσταται ὡς ἐξής :



ὀξείδιον χαλκοῦ μονοξειδίου άνθρακος χαλκὸς διοξειδίου άνθρακος.

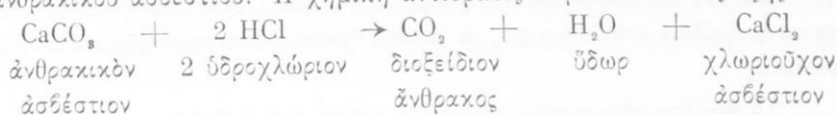
Εἰς τὰ σπίτια, ὅπου ἔχουν θερμάστρας με κάρβουνο καὶ μαγγάλια, χρειάζεται μεγάλη προσοχὴ διὰ τὸν ἀερισμὸν των. Τὰ δωμάτια πρέπει νὰ ἀερίζωνται καλά, διότι ὑπάρχει κίνδυνος δηλητηριάσεως ἀπὸ τὸ μονοξειδίου τοῦ άνθρακος.

Τοῦτο ἔχει σημαντικὴν βιομηχανικὴν ἀξίαν.

ΔΙΟΞΕΙΔΙΟΝ ΤΟΥ ΑΝΘΡΑΚΟΣ (CO₂)

40. Τὸ διοξείδιον τοῦ ἀνθρακος εὑρίσκεται εἰς τὴν φύσιν ὡς συστατικὸν τοῦ ἀτμοσφαιρικοῦ ἀέρος (0,03 - 0,04%). Ἐξέρχεται ἐκ τῶν κρατήρων τῶν ἡφαιστειῶν, ὡς καὶ ἀπὸ τὰς βωγμὰς τοῦ ἐδάφους τῆς περιοχῆς τῶν ἡφαιστειῶν. Παράγεται κατὰ τὴν τελείαν καύσιν τοῦ ἀνθρακος καὶ τὴν ἀποσύνθεσιν ὀργανικῶν οὐσιῶν. Εἰς τὰ διάφορα μεταλλικὰ ὕδατα ὑπάρχει ἐν διαλύσει. Μαζὶ μὲ διάφορα μέταλλα ἀποτελεῖ συστατικὸν τῶν ἀνθρακικῶν ὀρυκτῶν, ὅπως εἶναι π. χ. τὸ ἀνθρακικὸν ἀσθέστιον (CaCO₃), ὁ ἀνθρακικὸς σίδηρος (FeCO₃) καὶ ἄλλα.

Παρασκευὴ τοῦ διοξειδίου τοῦ ἀνθρακος. Εἰς τὸ ἐργαστήριον λαμβάνομεν διοξείδιον τοῦ ἀνθρακος κατόπιν ἐπιδράσεως ὀξέος τινὸς ἐπὶ ἀνθρακικοῦ ἀσθεστίου. Ἡ χημικὴ ἀντίδρασις παριστάνεται ὡς ἑξῆς :



Ἀλλὰ καὶ διὰ θερμάνσεως καὶ διαπυρώσεως ξυλάνθρακων ἐντὸς ὑαλίνου σωλῆνος εἶναι δυνατόν νὰ λάβωμεν διοξείδιον τοῦ ἀνθρακος. Θερμαίνομεν μέχρι διαπυρώσεως ξυλάνθρακα ἐντὸς τοῦ σωλῆνος καὶ ἐνισχύομεν τὴν καύσιν εἰσάγοντες εἰς αὐτὸν ἀέρα διὰ τοῦ φυσητήρος. Τὸ ἀναπτυσσόμενον ἀέριον ὀδηγεῖται εἰς δοχεῖον μὲ ἀσθέστιον ὕδωρ. Παρατηροῦμεν μετ' ὀλίγον ὅτι τὸ ὕδωρ θολώνεται. Τοῦτο εἶναι ἀπόδειξις ὅτι τὸ ἐκ τῶν ξυλάνθρακων προελθὸν ἀέριον εἶναι διοξείδιον τοῦ ἀνθρακος.

Εἰς τὴν βιομηχανίαν παρασκευάζεται τὸ διοξείδιον τοῦ ἀνθρακος διὰ τελείας καύσεως ἀνθράκων εἰς τὸν ἀέρα καὶ κατόπιν ἀπομακρύνσεως τοῦ ὑπάρχοντος ἀζώτου τοῦ ἀέρος.

Κάθε φλόγα σβῆναι εἰς τὸ διοξείδιον τοῦ ἀνθρακος. Ἐὰν ἀναπνέωμεν ἐπὶ πολὺν χρόνον ἀέρα περιέχοντα διοξείδιον τοῦ ἀνθρακος περιπίπτομεν εἰς λιποθυμίαν. Ἐὰν ὁ εἰσπνεόμενος ἀὴρ ἔχῃ 20 - 30% διοξειδίου τοῦ ἀνθρακος ἐπέρχεται καὶ ὁ θάνατος. Εἰς χώρους ὅπου ὑπάρχει μοῦστος πρὸς ζύμωσιν εἶναι ἐπικίνδυνον νὰ παραμένῃ κανεῖς, ἔνεκα τοῦ ἀναπτυσσομένου διοξειδίου τοῦ ἀνθρακος.

Εὐρίσκόμενον εἰς τὰ διάφορα ποτὰ δίδει γεῦσιν εὐφραντικὴν. Τὸ

λεγόμενον ὕδωρ σέλτς (Seltz) εἶναι ὕδωρ, τὸ ὁποῖον περιέχει ἀρκετὴν ποσότητα διοξειδίου τοῦ ἀνθρακος. Ὑπὸ πίεσιν 34 ἀτμοσφαιρῶν καὶ θερμοκρασίαν 0°C ὑγροποιεῖται.

Δὲν εἶναι καύσιμον ἀέριον καὶ δὲν διατηρεῖ τὴν καυσίαν. Δι' αὐτὸ χρησιμοποιεῖται εἰς τὴν κατάσβεσιν πυρκαϊῶν.

Ψυχόμενον πολὺ, γίνεται στερεὸν λευκὸν σῶμα καὶ λέγεται χιών διοξειδίου τοῦ ἀνθρακος ἢ ξηρὸς πάγος.

Χρῆσις. Χρησιμοποιεῖται εἰς τὴν βιομηχανίαν διὰ τὴν παρασκευὴν ἀνθρακικῶν ἀλάτων. Εἰς τὰ ζυθοπωλεῖα τὸ χρησιμοποιοῦν διὰ τὴν ἀνύψωσιν τοῦ ζύθου ἐκ τῶν θαρελίων. Χρησιμοποιεῖται ἐπίσης εἰς τὴν παρασκευὴν ἀφριζόντων ποτῶν (ἀεριούχοι λεμονάδες).

Ὅλοι οἱ ζῶντες ὀργανισμοὶ ἔχουν ἀνάγκην θερμικῆς ἐνεργείας, ἢ ὁποία παράγεται εἰς αὐτοὺς ἐκ τῆς ὀξειδώσεως τῶν θρεπτικῶν οὐσιῶν τῶν ὑπὸ τοῦ ὀξυγόνου τοῦ ἀέρος (ἔραδεῖα καύσις). Κατ' αὐτὴν ἀναπτύσσεται διοξείδιον τοῦ ἀνθρακος, τὸ ὁποῖον ἀποβάλλεται συνεχῶς κατὰ τὰς ἐκπνοάς.

Τὸ ἄμυλον τῶν φυτῶν, σπουδαία τροφή τοῦ ἀνθρώπου, σχηματίζεται εἰς τὰ πράσινα μέρη τῶν φυτῶν ἐκ τοῦ διοξειδίου τοῦ ἀνθρακος καὶ τοῦ ὕδατος, ὑπὸ τὴν ἐπίδρασιν τοῦ ἡλιακοῦ φωτός (ἀφομοίωσις τῶν φυτῶν).

Εἰς τὴν ἀτμόσφαιρην τὸ ποσὸν τοῦ ὑπάρχοντος διοξειδίου τοῦ ἀνθρακος παραμένει σχεδὸν σταθερόν.

ΟΞΕΙΚΟΝ ΟΞΥ ($\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$)

41. Τὸ ὀξείκον ὀξύ εἶναι μία ἔνωσις, ἢ ὁποία λεπτομερῶς ἐξετάζεται ὑπὸ τῆς Ὀργανικῆς Χημείας.

Τὸ ὀξείκον ὀξύ, ὅταν διαλυθῇ εἰς τὸ ὕδωρ, μᾶς δίδει ἓνα διάλυμα, τὸ ὁποῖον ὀνομάζεται ὀξος (κοινῶς ξεῖδι). Τὸ ὀξος εἶναι γνωστὸν ἀπὸ
Ψηφιοποιήθηκε ἀπὸ τὸ Ἰνστιτούτο Ἑκπαιδευτικῆς Πολιτικῆς

τῶν ἀρχαιοτάτων χρόνων. Ἐλεύθερον ἢ ἡνωμένον μὲ ἄλλα σώματα, ὑπὸ μορφὴν ἀλάτων, ἀνευρίσκεται εἰς τοὺς χυμοὺς τῶν φυτῶν καὶ εἰς τὰ πράσινα μέρη αὐτῶν, ὡς ἐπίσης καὶ εἰς τὰ διάφορα ζῶϊκά ἐκκρίματα, ὅπως εἶναι τὰ οὖρα, ἡ χολή, ὁ ἰδρῶς, τὰ περιττώματα καὶ ἄλλα. Εἰς τὰς διαφορὰς ζυμώσεις εἶναι δυνατόν νὰ σχηματισθῇ ὀξεικὸν ὀξύ ὑπὸ διαφόρων μικροοργανισμῶν εἰς μικρὰς ποσότητας.

Εἰς μεγάλας ποσότητας σχηματίζεται τὸ ὀξεικὸν ὀξύ κατὰ τὴν λεγομένην ὀξεικὴν ζύμωσιν. Ἡ ζύμωσις αὕτη συνίσταται εἰς τὴν ὀξειδωσιν τοῦ οἰνοπνεύματος (τὸ ὅποιον εἰς τὴν Χημεῖαν λέγεται ἀλκοόλη) τῶν ἀλκοολούχων ποτῶν ὑπὸ τοῦ ὀξεικοῦ μύκητος (μυκοδέρματος), ὅταν ὑπάρχῃ καὶ ὀξυγόνον. Ἐὰν ἔχωμεν κρασί εἰς δύο φιάλας καὶ τὴν μίαν τὴν ἔχωμεν κλειστήν καὶ τὴν ἄλλην ἀνοικτὴν, θὰ παρατηρήσωμεν μετὰ 5 - 10 ἡμέρας ὅτι τὸ κρασί τῆς ἀνοικτῆς φιάλης ἔγινε ὀξος (κοινῶς ξεῖδι). Τοῦτο γίνεται, διότι οἱ μικροοργανισμοὶ ἔχουν ἀνάγκην τοῦ ὀξυγόνου τοῦ ἀέρος καὶ μόνον τότε, μὲ τὴν παρουσίαν τοῦ ὀξυγόνου, γίνεται τὸ οἰνόπνευμα ξεῖδι.

Παρασκευὴ τοῦ ὀξεικοῦ ὀξέος.

α) Εἰς τὴν βιομηχανίαν τὸ ὀξεικὸν ὀξύ παρασκευάζεται, ὅταν ὀξειδῶσωμεν τὸ οἰνόπνευμα τῶν ἀλκοολούχων ποτῶν. Τὰ ποτὰ ὅμως αὐτὰ δὲν πρέπει νὰ περιέχουν περισσότερον ἀπὸ 10% οἰνόπνευμα (ἀλκοόλην), διότι τότε φονεύονται τὰ μικρόβια, τὰ ὅποια προκαλοῦν τὴν ὀξειδωσιν καὶ ὀξειδώσεις, δηλαδὴ μετατροπὴ τοῦ οἰνοπνεύματος εἰς ὀξεικὸν ὀξύ, δὲν γίνεται.

β) Εἶναι δυνατόν νὰ λάβωμεν ὀξεικὸν ὀξύ διὰ τῆς λεγομένης ξηρᾶς ἀποστάξεως τῶν ξύλων.

γ) Ἀπὸ τὴν ἀσετυλίην (εἰς τὴν Χημεῖαν λέγεται ἡ χημικὴ αὕτη ἔνωσις ἀκετυλένιον) λαμβάνεται σήμερον εἰς μεγάλα ποσὰ τὸ ὀξεικὸν ὀξύ. Καὶ ἐδῶ εἶναι ἀπαραίτητος ἡ παρουσία τοῦ ὀξυγόνου.

Ἰδιότητες καὶ χρήσεις τοῦ ὀξεικοῦ ὀξέος. Τὸ ἀνυδρὸν ὀξεικὸν ὀξύ εἶναι ὑγρὸν ἄχρουν καὶ ἔχει ὁσμὴν διαπεραστικὴν καυστικὴν. Μὲ τὸ ὕδωρ, ἀναμειγνύεται εἰς κάθε ἀναλογίαν, ἐν ᾧ ἡ θερμοκρασία του ἀνέρχεται καὶ ὁ ὄγκος του σμικρύνεται. Εἶναι σῶμα ὑγροσκοπικόν,
Ψηφιοποιήθηκε ἀπὸ τὸ Ἰνστιτούτο Ἐκπαιδευτικῆς Πολιτικῆς

ἀπορροφεί δηλαδή εύκολα τοὺς ὑδρατμοὺς τῆς ἀτμοσφαίρας (τὴν ὑγρασίαν). Διαλύει τὸν φωσφόρον, τὸ θεῖον καὶ διαφόρους ἄλλας ὀργανικὰς ἐνώσεις (ἐνώσεις, τὰς ὁποίας ἐξετάζει ἡ Ὁργανικὴ Χημεία). Χρησιμεύει ὡς μέσον συντηρήσεως τῶν λαχανικῶν (τουρσιά). Διάφοροι ἐνώσεις τοῦ ὀξεικοῦ ὀξέος, αἱ ὁποῖαι εἰς τὴν Χημείαν λέγονται ἅλατα, χρησιμοποιοῦνται εἰς τὴν παρασκευὴν λευκῶν χρωμάτων (στουπέτσι), εἰς τὴν φαρμακευτικὴν, ὡς ἀπολυμαντικὰ μέσα, καὶ εἰς τὴν βαφικὴν. Ἐπίσης χρησιμοποιεῖται ἐκ τὴν παρασκευὴν τῆς ἀσπιρίνης καὶ διαφόρων ἀρωμάτων.

42. Παραδείγματα χημικῶν ὑπολογισμῶν.

1. Ἀσκήσις : Πόσα γραμμάρια σιδήρου (F) περιέχουν τὰ 200 γραμμάρια θειούχου σιδήρου (FeS); (Ἀτομ. β. Fe=56, ἀτομ. β. S=32).

$$\begin{array}{rclcl}
 \text{Λύσις :} & \text{Fe} & + & \text{S} & \rightarrow \text{Fe S} \\
 & 56 & + & 32 & = 88
 \end{array}$$

Ἐκφράζομεν τώρα τὰ άτομ. καὶ μορ. ἄρρη εἰς γραμμάρια.

α). Διὰ τῆς μεθόδου τῶν τριῶν.

88 gr FeS περιέχουν 56gr Fe

τὰ 200 gr FeS πόσον σίδηρον περιέχουν ;

Ἀπάντησις :

Θὰ περιέχουν $\frac{56 \cdot 200}{88} = 127,3$ gr Fe.

β). Διὰ τῶν ἀναλογιῶν.

$$88 : 56 = 200 : x$$

Ἐκ ταύτης λαμβάνομεν

$$x = \frac{56 \cdot 200}{88} = 127,3 \text{ gr Fe.}$$

2. Ἀσκησις : Πόσα γραμμάρια ὕδραργύρου (Hg) εἶναι δυνατόν νὰ ληφθοῦν ἀπὸ 100 γραμμάρια ὀξειδίου τοῦ ὕδραργύρου (HgO) ;

(Ἀτομ. β. Hg = 200,6, ἀτομ. β. O = 16).

Λύσις : Μοριακὸν ἄρρος HgO = 200,6 + 16 = 216,6.

Ἐκφράζομεν τώρα τὰ άτομ. καὶ μορ. ἄρρη εἰς γραμμάρια.

α). Διὰ τῆς μεθόδου τῶν τριῶν.

216,6 gr HgO δίδουν 200,6 gr Hg.

Τὰ 100 gr. HgO πόσον Hg δίδουν ;

Ἀπάντησις :

Θὰ δίδουν $\frac{200,6 \cdot 100}{216,6}$ gr = 92,6 gr Hg.

β). Διὰ τῶν ἀναλογιῶν.

$$216,6 : 200,6 = 100 : x$$

Ἐκ ταύτης λαμβάνομεν

$$x = \frac{200,6 \cdot 100}{216,6} = 92,6 \text{ gr Hg.}$$

3. Ἀσκησις : Πόσα γραμμάρια ὀξειδίου τοῦ μαγνησίου (MgO) λαμβάνονται, ὅταν καύσωμεν 10 γραμμάρια μαγνησίου (Mg) ;

(Ἀτομ. ἄρρος Mg = 24, ἀτομ. β. O = 16). Τὸ χημικὸν φαινόμενον τῆς καύσεως ἐδῶ παρίσταται $\text{Mg} + \text{O} \rightarrow \text{MgO}$.

Λύσις : Μοριακὸν ἄρρος MgO = 24 + 16 = 40.

Ἐκφράζομεν τώρα τὰ άτομ. καὶ μορ. ἄρρη εἰς γραμμάρια.

α). Διὰ τῆς μεθόδου τῶν τριῶν.

24 gr Mg δίδουν καϊόμενα 40 gr MgO

Τὰ 10 gr Mg καϊόμενα πόσον ὀξείδιον τοῦ μαγνησίου (MgO) δίδουν ;

Ἀπάντησις :

Θὰ δίδουν $\frac{40 \cdot 10}{24} = 16,6$ gr MgO.

β). Διὰ τῶν ἀναλογιῶν.

$$24 : 40 = 10 : x$$

Ἐκ ταύτης λαμβάνομεν

$$x = \frac{40 \cdot 10}{24} = 16,6 \text{ gr MgO.}$$

Π Ε Ρ Ι Ε Χ Ο Μ Ε Ν Α

Ἱστορία τῆς Χημείας Εἰσαγωγή. Φαινόμενα φυσικὰ καὶ χημικὰ, 1. Στοιχεῖα ἢ ἀπλὰ σώματα, 2. Χημικὰ σύμβολα, 3. Μέταλλα καὶ ἀμέταλλα, 4. Ἄτομα, 5. Μόρια, 6. Χημικὴ ἔνωσις, 7. Μηχανικὸν μείγμα, 8. Ρίζαι, 9. Ὁ σχηματισμὸς τῶν χημικῶν ἐνώσεων, 10. Ὁ συμβολισμὸς τῶν χημικῶν ἐνώσεων. Χημικοὶ τύποι, 11. Χημικὴ συγγένεια τῶν στοιχείων, 12. Σθένος τῶν Στοιχείων, 13. Παράστασις τοῦ σθένους τῶν στοιχείων, 14. Χημικὴ ἀντίδρασις. Ἀντιδραστήρια, 15. Χημικαὶ ἐξισώσεις, 16. Χημικὴ ὀνοματολογία, 17. Ἀτομικὸν καὶ μοριακὸν βάρος. Κυριώτεροι χημικοὶ νόμοι, 18. Ἐκατοστιαία σύνθεσις μιᾶς χημικῆς ἐνώσεως, 19. Γραμμοάτομα καὶ γραμμομόρια, 20. Γραμμομοριακὸς ὄγκος, 21. Διαιρέσεις τῆς Χημείας, 22. Τὸ δξυγόνον, 23. Τὸ ὕδρογόνον, 24. Τὸ ὕδωρ 25. Διαλύματα, 26. Ὄξέα, 27. Βάσεις, 28. Ἀλατα, 29. Τὸ ὕδροχλώριον, 30. Τὸ θεϊκὸν δξύ, 31. Τὸ νιτρικὸν δξύ, 32. Σόδα, 33. Τὸ ἀνθρακικὸν ἀσβέστιον, 34. Τὸ δξειδιον τοῦ ἀσβεστίου, 35. Δισανθρακικὸν ἀσβέστιον, 36. Ἡ ἀμμωνία 37. Ὁ ἄνθραξ, 38. Τὸ μονοξειδιον τοῦ ἄνθρακος, 39. Τὸ διοξειδιον τοῦ ἄνθρακος, 40. Τὸ δξεικὸν δξύ, 41. Παραδείγματα χημικῶν ὑπολογισμῶν, 42.	Σελίς 5 9 15 32 50
--	--

ΤΥΠΟΙΣ:

Σ. ΦΩΤΙΑΔΗ

Σόλωνος 99

ΑΘΗΝΑΙ



