**ΧΗΜΕΙΑ Α ΛΥΚΕΙΟΥ**

Αντικείμενο μελέτης της Χημείας είναι η **ύλη** και κυριότερο μέλημα είναι η **ταξινόμηση** με βάση:

* τις μακροσκοπικές ιδιότητες: ***στερεά***, ***υγρά***, ***αέρια***
* την χημικά ανάλυση: ***στοιχεία***, ***χημικές ενώσεις***, ***μίγματα***
* τις δομικές μονάδες: ***ατομικές***, ***ιοντικές***, ***μοριακές ουσίες***

Βασικοί στόχοι είναι η μελέτη των ιδιοτήτων (***φυσικές***, ***χημικές***) και των μεταβολών (***φυσικά*** ***χημικά*** ***φαινόμενα***)

**1.1** Η **Χημεία** μελετά τη δομή, τη χημική σύσταση καθώς και τα χαρακτηριστικά γνωρίσματα (φυσικές ιδιότητες) των καθαρών ουσιών και των μιγμάτων. Μελετά τον τρόπο με τον οποίο οι χημικές ουσίες αντιδρούν μεταξύ τους, δηλαδή μετατρέπονται μέσω χημικών φαινομένων σε άλλες ουσίες με διαφορετική σύσταση και ιδιότητες.

Ότι υπάρχει στη φύση αποτελείται από χημικές ουσίες, το ανθρώπινο σώμα με τα κύτταρα, η ατμόσφαιρα, το νερό, η τροφή. Επίσης τα τρόφιμα, τα φάρμακα, τα καλλυντικά, τα απορρυπαντικά, τα λιπάσματα, τα φυτοφάρμακα, τα σπίτια, τα προϊόντα ψυχαγωγίας κ.ά.

Επίδραση στη **διατροφή** (Παρασκευή, συντήρηση, τυποποίηση, βιταμίνες), **ενδυμασία** (συνθετικές ύλες), **θέρμανση** και **μεταφορά** (καύσιμα), **ιατρική** (φάρμακα, αναλύσεις)

**Αρνητικές συνέπειες** είναι τα τοξικά αέρια σε πολέμους, πυρηνικά όπλα, μόλυνση περιβάλλοντος (απόβλητα, καυσαέρια, υπερεκμετάλλευση φυσικών πόρων)

Ο άνθρωπος καθορίζει τη θετική ή αρνητική χρήση των επιτευγμάτων της Χημείας.

**1.2** Πολλά χαρακτηριστικά μεγέθη της ύλης μπορούν να μετρηθούν με ειδικά όργανα και η ποσοτική έκφραση είναι ένας αριθμός με μια μονάδα. (Π.χ. μάζα – ζυγός – kg)

Το Διεθνές Σύστημα Μονάδων **SI** περιέχει 7 θεμελιώδη μεγέθη με τις χαρακτηριστικές μονάδες τους. Τα άλλα μεγέθη έχουν μονάδες που παράγονται από αυτές τις θεμελιώδεις.

**Θεμελιώδη μεγέθη - Μονάδες**

|  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Μέγεθος | Μήκος ℓ | Μάζα m | Χρόνος t | Θερμοκρασία Τ | Ποσ. Ύλης N | Ένταση η.ρ.I | Φωτ έντ Iu |
| Μονάδα | m | kg | s | K | mol | A | cd |

**Πολλαπλάσια – υποπολλαπλάσια μονάδων**

|  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| mega **M** | kilo **k** | deci **d** | centi **c** | milli **m** | micro **μ** | nano **n** | pico **p** |
| 106 | 103 | 10-1 | 10-2 | 10-3 | 10-6 | 10-9 | 10-12 |

**Γνωρίσματα ύλης**

**Μάζα** **m** είναι το μέτρο της αντίστασης που παρουσιάζει ένα σώμα ως προς την μεταβολή της ταχύτητάς τους και εκφράζει το ποσό της ύλης που περιέχεται σε μια ουσία.

Η μέτρηση της μάζας γίνεται με το ζυγό κι εκτός από το kg χρησιμοποιούμε το g=10-3 kg και mg= 10-6 kg

Η μάζα ενός σώματος είναι σταθερή ενώ το βάρος του (ελκτική δύναμη που ασκείται στο σώμα από το πεδίο βαρύτητας της γης) μεταβάλλεται (εξαρτάται από το υψόμετρο και το γεωγραφικό πλάτος)

**Όγκος** **V** είναι ο χώρος που καταλαμβάνει ένα σώμα.

Η μέτρηση του όγκου γίνεται με ογκομετρικά όργανα (προχοΐδα, σιφώνιο εκροής, ογκομετρικός κύλινδρος, ογκομετρική φιάλη). Μονάδα όγκου στο SI είναι το **1m3** αλλά χρησιμοποιούμε το 1dm3=1L και 1cm3=1ml

**Πυκνότητα ρ** ορίζεται το πηλίκο της μάζας προς τον αντίστοιχο όγκο σε σταθερές συνθήκες πίεσης (για αέριο) και θερμοκρασίας. **ρ = m/V**

Μονάδα πυκνότητας στο SI είναι το **1kg/m3** αλλά χρησιμοποιούμε το 1g/cm3 (1g/mL) και το 1g/L

**1.3** Δομικά σωματίδια ή δομικές μονάδες ύλης είναι τα άτομα, μόρια, ιόντα που συγκροτούν κάθε σώμα.

**Μόριο** είναι το μικρότερο κομμάτι μιας καθορισμένης ουσίας (ένωσης ή στοιχείου) που μπορεί να υπάρξει ελεύθερο, διατηρώντας τις ιδιότητες της ύλης από την οποία προέρχεται.

Τα μόρια των στοιχείων αποτελούνται από ένα είδος ατόμων, ενώ των χημικών ενώσεων από δύο ή περισσότερα. Τα μόρια είναι ομάδες ατόμων με καθορισμένη γεωμετρική διάταξη στο χώρο.

**Άτομο** είναι το μικρότερο σωματίδιο ενός στοιχείου, που μπορεί να πάρει μέρος στο σχηματισμό χημικών ενώσεων.

**Ατομικότητα** στοιχείου είναι ο αριθμός που δείχνει από πόσα άτομα συγκροτείται το μόριο ενός στοιχείου. Γράφεται ως δείκτης στο σύμβολο το στοιχείου.

**Μονοατομικά** είναι τα ευγενή αέρια He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn

**Διατομικά** είναι H2, O2, N2, F2, Cℓ2, Br2, I2

**Τριατομικό** είναι το όζον Ο3

**Τετρατομικά** είναι P4, As4, Sb4

**Ιόντα** είναι είτε φορτισμένα άτομα (π.χ. Nα+, Cα2+, S2-, Cℓ-) είτε φορτισμένα συγκροτήματα ατόμων (π.χ. NH4+, CO32-, H2PO4-)

**Κατιόντα** είναι τα ιόντα που έχουν θετικό ηλεκτρικό φορτίο και **ανιόντα** είναι εκείνα που έχουν αρνητικό ηλεκτρικό φορτίο.

**Δομή ατόμου**

Οι Έλληνες φιλόσοφοι **Δημόκριτος** και **Λεύκιππος** είπαν πως η ύλη αποτελείται από **άτομα** δηλαδή μικρά σωματίδια που δεν μπορούν να διαιρεθούν σε άλλα απλούστερα.

Σύμφωνα με την **ατομική θεωρία** του Dalton τα άτομα και τα μόρια είναι οι δομικές μονάδες της ύλης.

Σύμφωνα με τον **Rutherford** η μάζα του ατόμου είναι συγκεντρωμένη στον **πυρήνα**.

Σύμφωνα με τον **Bohr** τα ηλεκτρόνια κινούνται σε καθορισμένες κυκλικές τροχιές (**στιβάδες**) γύρω από τον πυρήνα.

Σύμφωνα με τον **Sommerfield** τα ηλεκτρόνια διαγράφουν εκτός από κυκλικές τροχιές και ελλειπτικές.

Σύμφωνα με τις **σύγχρονες απόψεις** το ηλεκτρόνιο συμπεριφέρεται ως κύμα και δεν μπορούμε να γνωρίζουμε τη τροχιά που διαγράφει. Ατομικό τροχιακό είναι ο χώρος γύρω από τον πυρήνα που υπάρχει μεγάλη πιθανότητα να βρεθεί το ηλεκτρόνιο.

Η μάζα του ατόμου είναι συγκεντρωμένη σ’ ένα χώρο που λέγεται πυρήνας, ο οποίος συγκροτείται από τα θετικά φορτισμένα πρωτόνια p και από τα ουδέτερα νετρόνια n. Γύρω από τον πυρήνα και σε μεγάλες αποστάσεις από αυτόν κινούνται τα αρνητικά φορτισμένα ηλεκτρόνια e, τα οποία ευθύνονται για τη χημική συμπεριφορά των ατόμων. Τα άτομα είναι ηλεκτρικά ουδέτερα γιατί τα πρωτόνια και τα ηλεκτρόνια έχουν αντίθετο στοιχειώδες φορτίο (│q│= 1,6.10-19C) και ο αριθμός των πρωτονίων είναι ίσος με τον αριθμό των ηλεκτρονίων.

**Ατομικός αριθμός Ζ** είναι ο αριθμός των πρωτονίων στον πυρήνα του ατόμου ενός στοιχείου. Καθορίζει το είδος του ατόμου και στο ηλεκτρικά ουδέτερο άτομο ισούται με τον αριθμό των ηλεκτρονίων.

**Μαζικός αριθμός Α** είναι ο αριθμός των πρωτονίων και των νετρονίων στον πυρήνα ενός ατόμου. Α = Ζ+Ν

Αφαιρώντας από τον μαζικό αριθμό Α τον ατομικό αριθμό Ζ υπολογίζουμε τον αριθμό τω νετρονίων.

Το άτομο ενός στοιχείου Χ συμβολίζεται ΑΖΧ

**Ισότοπα** ονομάζονται τα άτομα που έχουν τον ίδιο ατομικό αλά διαφορετικό μαζικό αριθμό. Δηλαδή τα ισότοπα είναι άτομα ενός στοιχείου με διαφορετική μάζα.

Π.χ. 11Η, 21Η, 21Η για το υδρογόνο 116C, 126C, 136C, 146C

**1.4** Οι 3 **καταστάσεις της ύλης** είναι η στερεά (s), η υγρή (ℓ) και η αέρια (g)

Στην **στερεά** κατάσταση τα δομικά σωματίδια βρίσκονται σε μικρές αποστάσεις μεταξύ τους, είναι σχεδόν ακίνητα, έλκονται με ισχυρές δυνάμεις. Το σχήμα και ο όγκος είναι σταθερά εφόσον δεν μεταβάλλονται η πίεση και η θερμοκρασία.

Στην **υγρή** κατάσταση τα δομικά σωματίδια βρίσκονται, συγκριτικά με τη στερεά κατάσταση, σε μεγαλύτερες αποστάσεις και οι ελκτικές δυνάμεις είναι ασθενέστερες γι’ αυτό υπάρχει μεγαλύτερη κινητικότητα. Τα υγρά έχουν καθορισμένο όγκο και παίρνουν το σχήμα του δοχείου που περιέχονται.

Στην **αέρια** κατάσταση τα δομικά σωματίδια κινούνται άτακτα προς όλες τις κατευθύνσεις και οι δυνάμεις συνοχής είναι αμελητέες. Στα αέρια δεν έχουμε καθορισμένο σχήμα και όγκο.

Με μεταβολή των συνθηκών πίεσης και θερμοκρασίας οι ουσίες μεταπηδούν από τη μια φυσική κατάσταση στην άλλη.

Με αύξηση θερμοκρασίας έχουμε τήξη (στερεό → υγρό) και εξάτμιση (υγρό → αέριο)

Με μείωση θερμοκρασίας έχουμε πήξη (υγρό → στερεό →) και υγροποίηση (υγρό → αέριο)

Οι **ιδιότητες της ύλης** διακρίνονται σε φυσικές και χημικές.

Οι **φυσικές** ιδιότητες καθορίζονται από την ουσία αυτή καθ’ αυτή, χωρίς να γίνεται αναφορά σε άλλες ουσίες. Π.χ. χρώμα, σημείο τήξης, σημείο βρασμού, πυκνότητα κ.ά.

Ο προσδιορισμός της φυσικής ιδιότητας μιας ουσίας δεν μεταβάλλει τη χημική της σύσταση.

Οι **χημικές** ιδιότητες καθορίζουν τη συμπεριφορά της ουσίας σε σχέση με μιαν άλλη. Π.χ. καύση

Ο προσδιορισμός μιας χημικής ιδιότητας προκαλεί μεταβολή στη χημική σύσταση της ουσίας.

Στα **φυσικά φαινόμενα** αλλάζουν ορισμένες μόνο από τις φυσικές ιδιότητες των ουσιών, ενώ η χημική τους σύσταση διατηρείται. Π.χ. εξαέρωση νερού

Στα **χημικά φαινόμενα** έχουμε ριζική αλλαγή στη σύσταση και τις ιδιότητες των ουσιών. Π.χ. καύση Η2.

**1.5 Ταξινόμηση της ύλης**

 ΣΤΟΙΧΕΙΑ

 ΚΑΘΟΡΙΣΜΕΝΕΣ ΟΥΣΙΕΣ ΕΝΩΣΕΙΣ

ΥΛΗ

ΜΙΓΜΑΤΑ ΟΜΟΓΕΝΗ

 ΕΤΕΡΟΓΕΝΗ

Οι ουσίες μπορούν να διακριθούν σε καθαρές ουσίες και μίγματα.

**Καθαρές** ή **καθορισμένες** ουσίες είναι εκείνες που ανεξάρτητα από τον τρόπο παρασκευής τους έχουν καθορισμένη σύσταση και ιδιότητες.

Π.χ. νερό Η2Ο έχει Η2 και Ο2 σε αναλογία μαζών 1:8, οινόπνευμα C2H5OH, σίδηρος Fe

Τα **μίγματα** έχουν μεταβλητή σύσταση ανάλογα με τον τρόπο παρασκευής και την προέλευσή τους.

Π.χ. γάλα, θαλασσινό νερό, ατμοσφαιρικός αέρας

Οι καθαρές ουσίες διακρίνονται στα χημικά στοιχεία και στις χημικές ενώσεις.

**Χημικό στοιχείο** είναι η καθαρή ουσία που δεν διασπάται σε απλούστερη και αποτελείται από ένα είδος ατόμων (άτομα με ίδιο Ζ)

Από τα 112 γνωστά στοιχεία στη φύση υπάρχουν τα 88 και τα υπόλοιπα είναι τεχνητά.

**Χημικές ενώσεις** είναι οι καθαρές ουσίες που μπορούν να διασπαστούν σε άλλες απλούστερες και αποτελούνται από δύο τουλάχιστον είδη ατόμων (άτομα με διαφορετικό Ζ)

Τα μίγματα διακρίνονται σε ομογενή και ετερογενή.

**Ομογενή μίγματα** (διαλύματα) είναι ομοιόμορφα μίγματα, έχουν δηλαδή την ίδια σύσταση και τις ίδιες ιδιότητες σε όλη την έκτασή τους.

Χαρακτηριστικό τους είναι πως δεν μπορούμε να διακρίνουμε τα χαρακτηριστικά τους. Π.χ. αλατόνερο

Τα **ετερογενή μίγματα** είναι ανομοιόμορφα, δηλαδή δεν έχουν την ίδια σύσταση σε όλη την έκτασή τους.

Φάσεις είναι τα ομογενή μέρη ενός μίγματος Π.χ. λάδι (επιπλέει) και νερό (βρίσκεται κάτω)

**Διαλύτης** είναι στα διαλύματα το συστατικό που έχει την ίδια φυσική κατάσταση με αυτή του διαλύματος και συνήθως βρίσκεται σε περίσσεια.

**Διαλυμένες ουσίες** είναι τα υπόλοιπα συστατικά του διαλύματος.

Τα διαλύματα διακρίνονται σε **αέρια** (ατμοσφαιρικός αέρας), **υγρά** (θαλασσινό νερό), **στερεά** (κράματα).

Τα διαλύματα ταξινομούνται σε **μοριακά** (η διαλυμένη ουσία είναι σε μορφή μορίων) και σε **ιοντικά** ή **ηλεκτρολυτικά** (η διαλυμένη ουσία είναι σε μορφή ιόντων)

Στα **υδατικά** διαλύματα διαλύτης είναι το νερό και η διαλυμένη ουσία μπορεί να είναι αέριο (coca-cola CO2), υγρό (οινόπνευμα στο κρασί), στερεό (αλάτι NaCℓ στο θαλασσινό νερό)

Άλλοι διαλύτες είναι η ακετόνη, η βενζίνη, ο αιθέρας κ.ά.

**2.1 Ηλεκτρονική δομή των ατόμων**

Η πιο απλή εικόνα για το άτομο είναι το ατομικό πρότυπο του Bohr σύμφωνα με το οποίο το άτομο αποτελείται από τον πυρήνα, που περιέχει τα θετικά φορτισμένα πρωτόνια και τα ουδέτερα νετρόνια, και σε αρκετά μεγάλες αποστάσεις κινούνται σε καθορισμένες επιτρεπτές τροχιές (**στιβάδες**) τα ηλεκτρόνια. Τα ηλεκτρόνια που κινούνται περίπου στην ίδια απόσταση από τον πυρήνα βρίσκονται στην ίδια στιβάδα ή ενεργειακή στάθμη.

Οι στιβάδες είναι το πολύ εφτά K, L, M, N, O, P, Q και χαρακτηρίζονται από τον **κύριο κβαντικό αριθμό η**. Για η=1 έχουμε την πλησιέστερη στο πυρήνα Κ και όσο απομακρυνόμαστε αυξάνεται η ενεργειακή στάθμη της στιβάδας. ΕΚ < ΕL < EM < …

Για την κατάταξη των ηλεκτρονίων σε στιβάδες ακολουθούμε τους εξής κανόνες:

**1** Ο μέγιστος αριθμός ηλεκτρονίων που μπορεί να πάρει κάθε μια από τις 4 πρώτες στιβάδες δίνεται από τον τύπο **2η2**. Η Κ μπορεί να πάρει μέχρι 2 ηλεκτρόνια, η L μέχρι 8 ηλεκτρόνια, η Μ μέχρι 18 ηλεκτρόνια και η Ν μέχρι 32 ηλεκτρόνια.

**2** Η τελευταία στιβάδα δεν μπορεί να έχει περισσότερα από 8 ηλεκτρόνια, εκτός από την Κ που συμπληρώνεται με 2 ηλεκτρόνια.

**3** Η προτελευταία στιβάδα δεν μπορεί να έχει περισσότερα από 18 ηλεκτρόνια, αλλά ούτε και λιγότερα από 8. Εκτός από την Κ που έχει το πολύ 2.

Η κατανομή των ηλεκτρονίων σε στιβάδες, για τα στοιχεία με Ζ = 1 – 20 είναι:

1**Η** – υδρογόνο Κ(1), 2**He** – ήλιο K(2), 3**Li** - λίθιοK(2)L(1), 4**Be** – βηρύλλιο K(2)L(2), 5**B** – βόριο K(2)L(3), 6**C** – άνθρακας K(2)L(4), 7**N** – άζωτο K(2)L(5), 8**O** – οξυγόνο K(2)L(6), 9**F** κάλιο - K(2)L(7) , 10**Ne** – νέον K(2)L(8) , 11**Na** – νάτριο K(2)L(8)M(1), 12**Mg** – μαγνήσιο K(2)L(8)M(2), 13**Al** – αργίλιο K(2)L(8)M(3), 14**Si** – πυρίτιο K(2)L(8)M(4) , 15**P** – φώσφορος K(2)L(8)M(5), 16**S** – θείο K(2)L(8)M(6), 17**Cl** – χλώριο K(2)L(8)M(7), 18**Ar** – αργό K(2)L(8)M(8), 19**K** –κάλιο K(2)L(8)M(8)N(1), 20**Ca** – ασβέστιο K(2)L(8)M(8)Ν(2)

**2.2 Κατάταξη των στοιχείων (Περιοδικός πίνακας)**

Στον σύγχρονο Περιοδικό πίνακα τα στοιχεία κατατάσσονται με βάση τον ατομικό τους αριθμό. Σύμφωνα με τον **Περιοδικό Νόμο** οι ιδιότητες των στοιχείων είναι περιοδικές συναρτήσεις του ατομικού αριθμού.

Οι οριζόντιες σειρές του πίνακα ονομάζονται **περίοδοι** και οι κατακόρυφες στήλες ονομάζονται **ομάδες**.

Κάθε περίοδος καταλαμβάνεται από στοιχεία που τα άτομά τους έχουν τον ίδιο αριθμό στιβάδων για την κατανομή των ηλεκτρονίων τους. Ο αριθμός της περιόδου που ανήκει ένα στοιχείο δείχνει τον αριθμό των στιβάδων στις οποίες έχουν κατανεμηθεί τα ηλεκτρόνιά του. Υπάρχουν 7 περίοδοι και ***κατά μήκος μιας περιόδου υπάρχει βαθμιαία μεταβολή ιδιοτήτων των στοιχείων*** (ελάττωση του μεταλλικού χαρακτήρα και αύξηση του χαρακτήρα αμετάλλου). Στο δεξιό άκρο βρίσκονται τα αμέταλλα που διαχωρίζονται με τεθλασμένη γραμμή από τα μέταλλα. **Μεταλλοειδή** ονομάζονται τα στοιχεία που βρίσκονται κοντά στην διαχωριστική γραμμή και εμφανίζουν ιδιότητες μετάλλων και αμετάλλων. Οι **λανθανίδες** και οι **ακτινίδες** ανήκουν στην 6η και 7η περίοδο.

Οι ***ομάδες καταλαμβάνονται από στοιχεία με ανάλογες ιδιότητες.*** Στοιχεία που ανήκουν στην ίδια ομάδα έχουν τον ίδιο αριθμό ηλεκτρονίων στην εξωτερική τους στιβάδα, ο οποίος ταυτίζεται με τον αύξοντα αριθμό της ομάδας. Γνωρίζοντας τις ιδιότητες ενός μέλους της ομάδας μπορούμε να προβλέψουμε τις ιδιότητες τω υπόλοιπων μελών.

**Αλκάλια** ονομάζονται τα μέταλλα της 1ης ομάδας, **αλκαλικές γαίες** τα μέταλλα της 2ης ομάδας, **αλογόνα** τα στοιχεία της προτελευταίας ομάδας και **ευγενή αέρια** τα στοιχεία της τελευταίας ομάδας

**Μεταβατικά** στοιχεία ή στοιχεία **μετάπτωσης** είναι τα στοιχεία που ανήκουν σε δευτερεύουσες ομάδες.

Ο Περιοδικός πίνακας είναι χρήσιμος γιατί:

1. Αποτελεί βάση για την ανακάλυψη νέων στοιχείων
2. Διευκολύνει την μελέτη των ιδιοτήτων και των μεθόδων παρασκευής των στοιχείων (εξετάζονται κατά ομάδες και όχι ξεχωριστά)
3. Δίνει τη δυνατότητα πρόβλεψης της συμπεριφοράς ενός στοιχείου (είδος δεσμών, συμπεριφορά ενώσεων)

**2.3 Χημικός δεσμός**

**Χημικός δεσμός** είναι η σύνδεση των δομικών μονάδων της ύλης (ατόμων, ιόντων κ.ά.) προς σχηματισμό ενώσεων ή πολυατομικών στοιχείων.

Χημικός δεσμός δημιουργείται όταν οι ελκτικές δυνάμεις που αναπτύσσονται μεταξύ των δομικών μονάδων της ύλης υπερβούν τις απωστικές δυνάμεις. Οι συνδέσεις των ατόμων γίνονται μέσω των ηλεκτρονίων σθένους, δηλαδή των ηλεκτρονίων της εξωτερικής στιβάδας.

Η δημιουργία του χημικού δεσμού οδηγεί το σύστημα σε χαμηλότερη ενέργεια, το κάνει σταθερότερο.

Οι **παράγοντες που καθορίζουν τη χημική συμπεριφορά των ατόμων** είναι:

* τα ηλεκτρόνια σθένους (ηλεκτρονιακή δομή)
* το μέγεθος του ατόμου (ατομική ακτίνα)

**Ηλεκτρόνια σθένους**

Τα στοιχεία που έχουν συμπληρωμένη την εξωτερική τους στιβάδα με 8 ηλεκτρόνια (εκτός από την Κ που συμπληρώνει με 2 ηλεκτρόνια), όπως είναι τα **ευγενή αέρια**, έχουν την τάση να μη σχηματίζουν χημικές ενώσεις, γιατί τα άτομα αυτών των στοιχείων βρίσκονται σε σταθερή ενεργειακή κατάσταση.

Τα άτομα των άλλων στοιχείων συνδέονται μεταξύ τους, αποβάλλοντας, προσλαμβάνοντας ή συνεισφέροντας ηλεκτρόνια, ώστε να αποκτήσουν τη σταθερή ηλεκτρονική δομή των ευγενών αερίων (**κανόνας των οκτώ**)

Τα στοιχεία που έχουν "λίγα" ηλεκτρόνια στην εξωτερική τους στιβάδα (στοιχεία της 1ης, 2ης, 3ης ομάδας του περιοδικού πίνακα) έχουν την τάση να αποβάλλουν ηλεκτρόνια και φορτίζονται θετικά. Τα στοιχεία που έχουν "πολλά" ηλεκτρόνια στην εξωτερική τους στιβάδα (στοιχεία της 5ης, 6ης, 7ης ομάδας του περιοδικού πίνακα) έχουν την τάση να προσλαμβάνουν ηλεκτρόνια και φορτίζονται αρνητικά.

**Ατομική ακτίνα**

Το μέγεθος του ατόμου καθορίζει τη δύναμη με την οποία τα ηλεκτρόνια της εξωτερικής στιβάδας συγκρατούνται από τον πυρήνα, σύμφωνα με το νόμο Coulomb.

**Όσο πιο μικρό είναι ένα άτομο, τόσο πιο δύσκολα χάνει ηλεκτρόνια** (ή πιο εύκολα παίρνει e)

**Όσο πιο μεγάλο είναι ένα άτομο, τόσο πιο εύκολα χάνει ηλεκτρόνια** (ή πιο δύσκολα παίρνει e)

*Κατά μήκος μιας περιόδου η ατομική ακτίνα ελαττώνεται από τα αριστερά προς τα δεξιά*. (αυξάνει ο Ζ, αυξάνει το θετικό φορτίο του πυρήνα, μεγαλώνει η ελκτική δύναμη στα ηλεκτρόνια, μειώνεται η ακτίνα)

Σε μια ομάδα η ατομική ακτίνα αυξάνεται από πάνω προς τα κάτω (προστίθενται στιβάδες στο άτομο, μεγαλώνει η απόσταση ηλεκτρονίων σθένους από τον πυρήνα, αυξάνεται η ακτίνα)

Τα δυο **βασικά είδη χημικών δεσμών** είναι ο ιοντικός ή ετεροπολικός και ο ομοιπολικός, ενώ υπάρχουν ο μεταλλικός δεσμός και οι δεσμοί van der Waals.

Ο **ιοντικός** ή **ετεροπολικός** **δεσμός** αναπτύσσεται μεταξύ ετεροατόμων, συνήθως μεταξύ ενός μετάλλου (στοιχείο που έχει την τάση να αποβάλλει ηλεκτρόνια) και ενός αμετάλλου (στοιχείο που έχει την τάση να προσλαμβάνει ηλεκτρόνια). Ο δεσμός απορρέει από την έλξη αντίθετα φορτισμένων ιόντων, κατιόντων (θετικά φορτισμένα) και ανιόντων (αρνητικά φορτισμένα), τα οποία σχηματίζονται με μεταφορά ηλεκτρονίων.

Κατά το σχηματισμό ιοντικού δεσμού μεταξύ δυο ατόμων, το ένα άτομο αποβάλλει 1 έως 3 ηλεκτρόνια και γίνεται κατιόν, ενώ το άλλο άτομο προσλαμβάνει 1 έως 3 ηλεκτρόνια και γίνεται ανιόν. Τα ιόντα έλκονται με ηλεκτροστατικές δυνάμεις Coulomb και διατάσσονται στο χώρο σε κανονικά γεωμετρικά σχήματα, τους ιοντικούς κρυστάλλους.

Στις ιοντικές ενώσεις δεν υπάρχει η έννοια του μορίου και ο χημικός τύπος δείχνει την απλούστερη ακέραια αναλογία κατιόντων και ανιόντων στον κρύσταλλο.

Π.χ 3Li + 9F → 3Li (2, 1) + 9F (2, 7) → Li+(2) + F-(2, 8) → LiF ή 11Na + 17Cℓ

Η αποβολή του ηλεκτρονίου στο άτομο του Li οδηγεί σε μείωση της ατομικής ακτίνας, γι’ αυτό τα κατιόντα έχουν μικρότερο μέγεθος από τα αντίστοιχα ουδέτερα άτομα. Η πρόσληψη του ηλεκτρονίου στο άτομο του Li οδηγεί σε αύξηση της ατομικής ακτίνας, γι’ αυτό τα ανιόντα έχουν μεγαλύτερο μέγεθος από τα αντίστοιχα ουδέτερα άτομα.

Τα βασικά **χαρακτηριστικά των ιοντικών ή ετεροπολικών ενώσεων** είναι:

1) Ιοντικές ενώσεις είναι κυρίως τα οξείδια των μετάλλων, τα υδροξείδια των μετάλλων, τα άλατα.

2) Στις ιοντικές ενώσεις δεν υπάρχουν μόρια και σχηματίζεται κρύσταλλος με δομικές μονάδες τα ιόντα.

3) Οι ιοντικές ενώσεις έχουν υψηλά σημεία τήξεως, λόγω των ισχυρών δυνάμεων Coulomb που συγκρατούν τα ιόντα.

4) Οι κρύσταλλοί τους είναι σκληροί και εύθραυστοι, όχι όμως ελατοί και όλκιμοι όπως στα μέταλλα.

5) Οι ιοντικές ενώσεις στην στερεά κατάσταση είναι κακοί αγωγοί του ηλεκτρισμού. Τα τήγματα και τα υδατικά διαλύματα άγουν το ηλεκτρικό ρεύμα.

6) Πολλές ιοντικές ενώσεις είναι ευδιάλυτες στο νερό.

**Ομοιοπολικός δεσμός** είναι ο τρόπος σύνδεσης μεταξύ δυο ατόμων όταν υπάρχει αμοιβαία συνεισφορά ηλεκτρονίων.

Τα άτομα συνδέονται με **απλό** δεσμό όταν υπάρχει ένα κοινό ζευγάρι ηλεκτρονίων, με **διπλό** δεσμό όταν υπάρχουν δυο κοινά ζευγάρια ηλεκτρονίων και με **τριπλό** δεσμό όταν υπάρχουν τρία κοινά ζευγάρια ηλεκτρονίων.

Με ομοιοπολικό δεσμό μπορούν να συνδεθούν άτομα του ίδιου στοιχείου (αμέταλλα) ή διαφορετικών στοιχείων (συνήθως αμέταλλα). Ομοιοπολικοί δεσμοί σχηματίζονται όταν το σύστημα οδηγείται σε χαμηλότερη ενεργειακή στάθμη, πότε έχουμε σταθερότερη δομή.

**Ηλεκτρονιακοί τύποι** είναι οι παραστάσεις που δείχνουν την κατανομή των ηλεκτρονίων σθένους στο μόριο, καθώς και το σχηματισμό των ομοιοπολικών δεσμών.

**Ηλεκτραρνητικότητα** στοιχείου ονομάζεται η τάση του ατόμου στοιχείου να έλκει ηλεκτρόνια, όταν αυτό συμμετέχει στο σχηματισμό πολυατομικών συγκροτημάτων. (Η ηλεκτραρνητικότητα αυξάνει όσο η ατομική ακτίνα μειώνεται και όσο αυξάνεται ο αριθμός των ηλεκτρονίων σθένους)

**Μη πολικό ομοιοπολικό δεσμό** έχουμε όταν τα άτομα που σχηματίζουν ομοιοπολικό δεσμό είναι όμοια μεταξύ τους (π.χ. Η2, Ο2, ..) το κοινό ζεύγος ηλεκτρονίων κατανέμεται ομοιόμορφα μεταξύ των δύο ατόμων.

 **Πολικό ομοιοπολικό δεσμό** έχουμε όταν τα άτομα που σχηματίζουν ομοιοπολικό δεσμό είναι διαφορετικά (π.χ. μόριο ΗCℓ) το κοινό ζεύγος ηλεκτρονίων κατανέμεται ανομοιόμορφα μεταξύ των δύο ατόμων, κυρίως προς την μεριά του ηλεκτραρνητικότερου στοιχείου. Όσο πιο μεγάλη είναι η διαφορά ηλεκτραρνητικότητας μεταξύ δυο ατόμων πόσο πιο πολωμένος είναι ο ομοιοπολικός δεσμός.

Τα βασικά **χαρακτηριστικά των ομοιοπολικών ενώσεων** είναι:

1. Οι μοριακές ενώσεις διαφέρουν από τις ιοντικές γιατί είναι διακριτά συμπλέγματα ατόμων (μόρια) και όχι εκτενή συσσωματώματα (κρύσταλλοι). Οι ελκτικές δυνάμεις μεταξύ των μορίων είναι ασθενείς σε σχέση με τις ιοντικές στα κρυσταλλικά πλέγματα γι αυτό σχηματίζουν μοριακές ενώσεις με χαμηλά σημεία τήξης, βρασμού.

2. Ομοιοπολικές ενώσεις είναι κυρίως οι ενώσεις μεταξύ αμετάλλων.

3. Σε καθαρή κατάσταση είναι κακοί αγωγοί του ηλεκτρισμού, ενώ τα υδατικά διαλύματα ορισμένων ομοιοπολικών ενώσεων άγουν το ηλεκτρικό ρεύμα.

**2.4 Αριθμός Οξείδωσης – Χημικοί τύποι – Ονοματολογία χημικών ενώσεων**

Τα **χημικά σύμβολα** είναι συντομογραφίες των ονομάτων των 112 χημικών στοιχείων.

Οι **χημικοί τύποι** αποτελούν τα σύμβολα των χημικών ενώσεων και διακρίνονται σε διάφορα είδη ανάλογα με τις πληροφορίες που δίνουν για τις ενώσεις τις οποίες συμβολίζουν.

Οι **μοριακοί τύποι** μας δείχνουν:

1. από ποια στοιχεία αποτελείται η ένωση
2. τον ακριβή αριθμό των ατόμων στο μόριο της ένωσης

Η οργανική χημεία περιλαμβάνει τις ενώσεις του άνθρακα εκτός από CO, CO2, H2CO3 και τα ανθρακικά άλατα.

|  |
| --- |
| **Ονοματολογία των κυριότερων μονοατομικών ιόντων** |
| Cl- **χλωριούχο** ή χλωρίδιο | Ο2- οξυγονούχο ή **οξείδιο** |
| Br- **βρωμιούχο** ή βρωμίδιο | S2- **θειούχο** ή σουλφίδιο |
| Ι- **ιωδιούχο** ή ιωδίδιο | N3- **αζωτούχο** ή νιτρίδιο |
| F- **φθοριούχο** ή φθορίδιο | P3- **φωσφορούχο** ή φωσφίδιο |
| H- **υδρονούχο** ή υδρογονίδιο |  |

|  |
| --- |
| **Ονοματολογία των κυριότερων πολυατομικών ιόντων** |
| ΝΟ3- νιτρικό | ΝΗ4+ αμμώνιο |
| CO32- ανθρακικό | CN- κυάνιο |
| SO42- θειικό | HCO3- όξινο ανθρακικό |
| PO43- φωσφορικό | MnO- υπερμαγγανικό |
| ΟΗ- υδροξείδιο | CrO42- χρωμικό |

**Αριθμός Οξείδωσης** (Α.Ο.) ενός ατόμου σε μια ομοιοπολική ένωση ορίζεται το φαινομενικό φορτίο που θα αποκτήσει το άτομο, αν τα κοινά ζεύγη ηλεκτρονίων αποδοθούν στο ηλεκτραρνητικότερο άτομο. Αντίστοιχα Αριθμός Οξείδωσης ενός ιόντος σε μια ιοντική ένωση είναι το πραγματικό φορτίο του ιόντος.

|  |
| --- |
| **Συνήθεις Α.Ο. στοιχείων στις ενώσεις τους** |
| **Μέταλλα** | **Αμέταλλα** |
| K, Na, Ag | +1 | H | +1 |
| Ba, Ca, Mg, Zn | +2 | O | -2 |
| Al | +3 | F, Cl, Br, I | -1 |
| Cu | +1, +2 |  |  |
| Fe | +2, +3 |  |  |

Πρακτικοί κανόνες υπολογισμού των αριθμών οξείδωσης σε ενώσεις:

1. Κάθε στοιχείο σε ελεύθερη κατάσταση έχει Α.Ο. ίσο με μηδέν
2. Το Η του έχει Α.Ο. ίσο με +1 τις ενώσεις του με τα μέταλλα που έχει -1
3. Το F στις ενώσεις του έχει πάντα Α.Ο. ίσο με +1
4. Το Ο του έχει Α.Ο. ίσο με -2 εκτός από τα υπεροξείδια (έχει -1) και το OF2 (έχει +2)
5. Τα αλκάλια έχουν πάντα Α.Ο. ίσο με +1 και οι αλκαλικές γαίες έχουν πάντα Α.Ο. ίσο με +2
6. Το αλγεβρικό άθροισμα των Α.Ο. όλων των ατόμων σε μια ένωση είναι ίσο με μηδέν
7. Το αλγεβρικό άθροισμα των Α.Ο. όλων των ατόμων σε ένα πολυατομικό ιόν είναι ίσο με το φορτίο του ιόντος

Μια ανόργανη χημική ένωση αποτελείται από δυο μέρη, που είναι άτομα ή ιόντα. Αν το πρώτο μέρος Α έχει θετικό Α.Ο. +x και το δεύτερο μέρος έχει αρνητικό Α.Ο. –ψ τότε ο μοριακός τύπος γράφεται ΑψΒx

1. αν κάποιος δείκτης είναι 1, τότε αυτός παραλείπεται
2. αν ο λόγος ψ:x απλοποιείται, τότε προηγείται η απλοποίηση πριν την γραφή του μοριακού τύπου

**3.1 Θεωρία ηλεκτρολυτικής διάστασης**

Τα οξέα, οι βάσεις και τα άλατα είναι γνωστοί ως ηλεκτρολύτες και τα υδατικά τους διαλύματα άγουν το ηλεκτρικό ρεύμα. Η θεωρία της ηλεκτρολυτικής διάστασης του Arrhenius συνοψίζεται στα εξής σημεία:

1. Όταν ο ηλεκτρολύτης (οξύ, βάση, άλας) διαλυθεί στο νερό διίσταται σε κατιόντα και σε ανιόντα.

2. Η διάσταση μπορεί να είναι πλήρης (διίσταται όλη η ποσότητα του ηλεκτρολύτη) ή μερική (διίσταται μέρος αυτής).

3. Η διάσταση είναι ανεξάρτητη από την ύπαρξη ηλεκτρικού πεδίου.

4. Το συνολικό φορτίο των θετικών ιόντων είναι ίσο με το συνολικό φορτίο των αρνητικών ιόντων στο διάλυμα, το οποίο είναι ηλεκτρικά ουδέτερο.

**3.1 Οξέα – Βάσεις**

Τα **οξέα** περιέχονται σε πολλά τρόφιμα, ποτά, φάρμακα και είδη καθημερινής χρήσης. Λεμόνι (κιτρικό) Ασπιρίνη (ακετυλοσαλικυλικό), Ξίδι (οξικό), Coca-cola (φωσφορικό), Στομάχι (υδροχλωρικό)

Σύμφωνα με τη θεωρία της ηλεκτρολυτικής διάστασης του Arrhenius **οξέα** **ΗxΑ** είναι οι υδρογονούχες ενώσεις που διαλυόμενες στο νερό δίνουν κατιόντα υδρογόνου (Η+)

**Ονοματολογία οξέων**

 1. Ανάλογα με το είδος του Α τα οξέα διακρίνονται σε:

Α) **Μη οξυγονούχα οξέα (υδρο – Α)** Β) **Οξυγονούχα οξέα (Α – ικό οξύ)**

HBr → Υδροβρώμιο HNO3 → νιτρικό οξύ

H2S → Υδρόθειο H2SO4 → θειικό οξύ

HCN → Υδροκυάνιο H3PO4 → φωσφορικό οξύ

**Ταξινόμηση οξέων**

1. Ανάλογα με τον αριθμό των Η+ που αποδίδουν στα υδατικά διαλύματα διακρίνονται σε:

**Μονοπρωτικά** (μονοβασικά) → HCℓ

**Διπρωτικά** (διβασικά) → H2SO4

**Τριπρωτικά** (τριβασικά) → H3PO4

1. Ανάλογα με το πόσο διίστανται τα οξέα διακρίνονται σε:

**Ισχυρά** (ιονίζονται πλήρως - HCℓ, HBr, HI, HNO3) HCℓ → Η+ + Cℓ-

**Ασθενή** (διίστανται μερικώς σε ιόντα – H2S, HCN, H3PO4) HCN ↔ Η+ + CN-

Οι **βάσεις** περιέχονται σε πολλά υλικά καθημερινής χρήσης. Φάρμακα για στομάχι (αντιόξινα – γάλα της μαγνησίας Mg(OH)2), αποφρακτικά νιπτήρων (NaOH), καθαριστικά (αμμωνία ΝΗ3), οικοδομικά υλικά Ca(OH)2, σαπωνοποιία, επεξεργασία χάρτου

Σύμφωνα με τη θεωρία της ηλεκτρολυτικής διάστασης του Arrhenius **βάσεις** **Μ(ΟΗ)x** είναι οι ενώσεις που διαλυόμενες στο νερό δίνουν ανιόντα υδροξυλίου (ΟΗ-)

**Ονοματολογία βάσεων (υδροξείδιο του Μ)**

NaOH → υδροξείδιο του νατρίου Η αμμωνία ΝΗ3 στα υδατικά διαλύματα

Ca(OH)2  → υδροξείδιο του ασβεστίου συμπεριφέρεται ως βάση (δεν έχει υδροξείδιο)

Fe(OH)2 → υδροξείδιο του σιδήρου (ΙΙ) ΝΗ3 + Η2Ο ↔ ΝΗ4+ + ΟΗ-

**Ταξινόμηση οξέων**

1. Ανάλογα με τον αριθμό των ΟΗ- που αποδίδουν στα υδατικά διαλύματα διακρίνονται σε:

**Μονοϋδροξυλικές** (μονόξινες) → ΚΟΗ

**Πολυυδροξυλικές** (πολυόξινες) → Βa(ΟΗ)2 , Αℓ(ΟΗ)3

1. Ανάλογα με το πόσο διίστανται οι βάσεις διακρίνονται σε:

**Ισχυρές** (ιονίζονται πλήρως – NaOH, ΚΟΗ) NaOH → Na+ + OH-

**Ασθενείς** (διίστανται μερικώς σε ιόντα - ΝΗ3 ) ΝΗ3 + Η2Ο ↔ ΝΗ4+ + ΟΗ-

**3.2.2 Όξινος και Βασικός χαρακτήρας**

**Όξινος χαρακτήρας** ή όξινες ιδιότητες ή όξινη αντίδραση είναι οι κοινές ιδιότητες που παρουσιάζουν τα οξέα και οφείλονται στην παρουσία κατιόντων Η+ σε υδατικά διαλύματά τους. Αυτές είναι:

α) **Όξινη γεύση**. Τα οξέα έχουν ξινή γεύση

β) **Αλλάζουν το χρώμα των δεικτών**. Δείκτες είναι ουσίες που αλλάζουν χρώμα ανάλογα με το περιβάλλον (όξινο ή βασικό) στο οποίο βρίσκονται. Π.χ. φαινολοφθαλεΐνη, βάμμα ηλιοτροπίου (γίνεται κόκκινο), ηλιανθίνη. Με το χρώμα που παίρνει το πεχαμετρικό χαρτί μπορούμε να καταλάβουμε πόσο όξινο ή βασικό είναι ένα διάλυμα.

γ) **Αντιδρούν με μέταλλα** (ελευθερώνεται αέριο υδρογόνο) Zn (s) + 2 HCℓ (aq) → ZnCℓ2 (aq) + H2 (g)

δ) **Αντιδρούν με βάσεις** (αντιδράσεις **εξουδετέρωσης** και σχηματισμός αλάτων)

 HCℓ + NaOH → NaCℓ + Η2Ο (**Ο**ξύ + **Β**άση → **Ά**λας + **Ν**ερό)

ε) **Άγουν** **το ηλεκτρικό ρεύμα** και κατά την ηλεκτρόλυσή τους ελευθερώνεται **υδρογόνο** στην κάθοδο.

**Ηλεκτρόλυση** είναι το σύνολο των χημικών αντιδράσεων που λαμβάνουν χώρα κατά τη διαβίβαση συνεχούς ρεύματος σε διαλύματα ηλεκτρολυτών. Κατά τη διάσταση του οξέος τα ιόντα είναι φορείς του ηλεκτρικού ρεύματος και όσο πιο ισχυρός είναι ο ηλεκτρολύτης τόσο πιο μεγάλη είναι η αγωγιμότητα. Η διαβίβαση ηλεκτρικού ρεύματος σε διάλυμα οξέος απελευθερώνει αέριο Η2 στην κάθοδο (αρνητικό πόλο)

**Βασικός** ή **αλκαλικός** **χαρακτήρας** ή βασική αντίδραση είναι οι κοινές ιδιότητες που παρουσιάζουν οι βάσεις και οφείλονται στην παρουσία ανιόντων ΟΗ- σε υδατικά διαλύματά τους. Αυτές είναι:

α) **Αφή σαπωνοειδής και καυστική γεύση.**

β) **Αλλάζουν το χρώμα των δεικτών**. Π.χ. η φαινολοφθαλεΐνη σε βασικό διάλυμα γίνεται κόκκινη

γ) **Εξουδετερώνουν τα οξέα**.

δ) **Άγουν** **το ηλεκτρικό ρεύμα τα τήγματα και τα υδατικά διαλύματα βάσεων** και κατά την ηλεκτρόλυσή τους ελευθερώνεται **οξυγόνο** στην άνοδο.

**Το pH (πε-χα)**

**Όξινο** λέγεται το υδατικό διάλυμα που το πλήθος των ιόντων Η+ είναι μεγαλύτερο από αυτό των ιόντων ΟΗ-. **Βασικό** λέγεται το υδατικό διάλυμα που το πλήθος των ιόντων ΟΗ- είναι μεγαλύτερο από αυτό των ιόντων Η+. **Ουδέτερο** λέγεται το υδατικό διάλυμα που το πλήθος των ιόντων Η+ είναι περίπου ίσο με αυτό των ιόντων ΟΗ-.

Το **pH** είναι ένας αριθμός με τιμές από **0** έως **14** και εκφράζει πόσο όξινο ή βασικό είναι ένα διάλυμα.

Στα **ουδέτερα** διαλύματα έχουμε **pH=7**.

Στα **όξινα** διαλύματα έχουμε **pH<7**και όσο πιο μικρή είναι η τιμή αυτή, τόσο πιο όξινο είναι το διάλυμα.

Στα **βασικά** διαλύματα έχουμε **pH>7**κι όσο πιο μεγάλη είναι η τιμή αυτή, τόσο πιο βασικό είναι το διάλυμα.

Το pH ενός διαλύματος προσδιορίζεται με πεχαμετρικό χαρτί και με πεχάμετρο.

**3.3 Οξείδια**

Ορισμένα οξείδια έχουν ιδιαίτερη βαρύτητα στη ζωή μας όπως CO2 (αναπνοή, φωτοσύνθεση, φαινόμενο θερμοκηπίου), NO, NO2, SO2, CO (ατμοσφαιρικοί ρύποι), CaO (οικοδομικό υλικό), Aℓ2O3, Fe2O3 (μεταλλουργία)

**Οξείδια** είναι οι ενώσεις στοιχείων με το οξυγόνο και ο γενικός τους τύπος είναι **Σ2Οx**.

Οξείδια μετάλλων Οξείδια αμετάλλων

CaO Οξείδιο του ασβεστίου CO Μονοξείδιο του άνθρακα

Aℓ2O3 Οξείδιο του αργιλίου CO2 Διοξείδιο του άνθρακα

Cu2O Οξείδιο του χαλκού (Ι) Ν2Ο3 Τριοξείδιο του αζώτου

Na2O Οξείδιο του νατρίου SO3 Τριοξείδιο του θείου

**Ταξινόμηση οξειδίων**

**Όξινα οξείδια** (ανυδρίτες οξέων) είναι κυρίως οξείδια αμετάλλων και προκύπτουν από τα αντίστοιχα οξυγονούχα οξέα με αφαίρεση, με τη μορφή νερού, όλων των ατόμων υδρογόνου.

H2SO4 – H20 → **SO3**  Ο αριθμός οξείδωσης των αμετάλλων στα οξέα είναι ίδιος με

2HNO3 – H2O → **N2O5** τον αριθμός οξείδωσης των αμετάλλων στα όξινα οξείδια

2H3PO4 – 3H2O → **P2O5**

**Βασικά οξείδια** (ανυδρίτες βάσεων) είναι κυρίως οξείδια μετάλλων και προκύπτουν από τις αντίστοιχες βάσεις οξέα με αφαίρεση, με τη μορφή νερού, όλων των ατόμων υδρογόνου.

Ca(OH)2 – H2O → **CaO** Το μέταλλο στη βάση και στο βασικό οξείδιο έχει τον ίδιο

2NaOH – H2O → **Na2O** αριθμό οξείδωσης.

2Fe(OH)3 – 3H2O → **Fe2O3**

**Επαμφοτερίζοντα** είναι τα οξείδια που άλλοτε συμπεριφέρονται ως οξέα και άλλοτε ως βάσεις, ανάλογα με την ουσία με την οποία αντιδρούν.

Το Aℓ2O3 κατά την αντίδρασή του με οξύ συμπεριφέρεται ως βάση Aℓ(OH)3 και κατά την αντίδρασή του με βάση συμπεριφέρεται ως οξύ Η3AℓΟ3

**3.4 Άλατα**

**Άλατα** είναι ιοντικές ενώσεις που περιέχουν κατιόν Μ (μέταλλο ή θετικό πολυατομικό ιόν ΝΗ4+) και ανιόν Α (αμέταλλο, εκτός Ο2, και αρνητικό πολυατομικό ιόν) και ο γενικός τους τύπος είναι **ΜψΑx**.

**Διάκριση αλάτων**

**Μη οξυγονούχα άλατα** **Οξυγονούχα άλατα**

**NaCℓ** χλωριούχο νάτριο **Ca3(PO4)2** φωσφορικό ασβέστιο

**FeS** θειούχος σίδηρος (ΙΙ) **ZnCO3** ανθρακικός ψευδάργυρος

**KCN** κυανιούχο κάλιο **KHSO4** όξινο θειικό κάλιο

**NH4I** ιωδιούχο αμμώνιο

**Χαρακτηριστικές ιδιότητες αλάτων**

1) Προκύπτουν από την εξουδετέρωση οξέων με βάσεις ή με αντιδράσεις δραστικών μετάλλων με οξέα.

2) Ως ιοντικές ενώσεις, διίστανται πλήρως, και είναι ισχυροί ηλεκτρολύτες.

3) Τα υδατικά διαλύματα και τα τήγματά τους είναι καλοί αγωγοί του ηλεκτρικού ρεύματος.

4) Έχουν υψηλά σημεία τήξης.

5) Τα πιο πολλά είναι ευδιάλυτα στο νερό.

**3.5 Χημικές αντιδράσεις**

**Χημικά φαινόμενα** (αντιδράσεις) είναι οι μεταβολές κατά τις οποίες από ορισμένες αρχικές ουσίες (αντιδρώντα) παράγονται νέες ουσίες (προϊόντα) με διαφορετικές ιδιότητες.

Χημικές αντιδράσεις γίνονται στα κύτταρα, στα φυτά (φωτοσύνθεση CO2 και H2O και ηλιακή ενέργεια παράγεται C6H12O6 και Ο2), στα φρούτα στο κρασί και στο γάλα που ξινίζουν, στα μάρμαρα που γίνονται γύψος, η τρύπα του όζοντος κ.ά.

Κάθε χημική αντίδραση συμβολίζεται με μια **χημική εξίσωση**, που έχει δυο μέλη τα οποία συνδέονται με ένα βέλος (→). **Αντιδρώντα** είναι τα σώματα στο αριστερό μέλος (πριν γίνει η αντίδραση) και **προϊόντα** είναι τα σώματα στο δεξιό μέλος (μετά την αντίδραση).

Ο αριθμός των ατόμων κάθε στοιχείου πρέπει να είναι ίδιος στα αντιδρώντα και προϊόντα, γιατί τα άτομα δεν φθείρονται και δεν δημιουργούνται κατά τη διάρκεια της αντίδρασης. Για να είναι η μάζα των αντιδρώντων ίση με την μάζα των προϊόντων βάζουμε κατάλληλους **συντελεστές** στα δυο μέλη της εξίσωσης.

 N2 + 3H2 → 2NH3

 P4 (s) + 6Cℓ2 (g) → 4PCℓ3

 CH4 (g) + 2O2 (g) → CO2 (g) + 2H2O (g)

**Χαρακτηριστικά χημικών αντιδράσεων**

α) Μια **χημική αντίδραση πραγματοποιείται** όταν οι δομικές μονάδες της ύλης συγκρουστούν κατάλληλα (έχουν κατάλληλη ταχύτητα και ορισμένο προσανατολισμό) σπάσουν οι αρχικοί δεσμοί (των αντιδρώντων) και δημιουργούνται νέοι (προϊόντα)

**Αποτελεσματικές** συγκρούσεις (οδηγούν σε αντίδραση) είναι ένα πολύ μικρό ποσοστό των συγκρούσεων.

β) **Ταχύτητα μιας αντίδρασης** ορίζεται η μεταβολή της συγκέντρωσης ενός από τα αντιδρώντα ή τα προϊόντα στη μονάδα του χρόνου και αυξάνεται:

1) Με αύξηση της **ποσότητας** (συγκέντρωσης) των αντιδρώντων

2) Με αύξηση της **θερμοκρασίας**.

3) Με παρουσία **καταλυτών**. Στους ζωντανούς οργανισμούς οι αντιδράσεις καταλύονται από τα **ένζυμα**.

4) Με αύξηση της **επιφάνειας επαφής των στερεών σωμάτων** που αντιδρούν. Π.χ. μετατροπή σε σκόνη

γ) Οι **ενεργειακές μεταβολές** που συνοδεύουν τη χημική αντίδραση κρίνουν κατά πόσο η αντίδραση συνολικά ελευθερώνει ή εκλύει ενέργεια σε μορφή θερμότητας.

**Εξώθερμη** ονομάζεται μια χημική αντίδραση που εκλύει (ελευθερώνει ) θερμότητα στο περιβάλλον.

**Ενδόθερμη** ονομάζεται η χημική αντίδραση που απορροφά θερμότητα από το περιβάλλον.

δ) Η **απόδοση μιας αντίδρασης** καθορίζει τη σχέση μεταξύ της ποσότητας ενός προϊόντος που παίρνουμε πρακτικά και της ποσότητας που θα παίρναμε θεωρητικά αν η αντίδραση ήταν πλήρης (μονόδρομη).

Η απόδοση αυξάνεται μεταβάλλοντας:

1) Την **ποσότητα** (συγκέντρωση) των αντιδρώντων.

2) Τη **θερμοκρασία**

3) Την **πίεση** (αν συμμετέχουν αέρια στην αντίδραση)

**Είδη χημικών αντιδράσεων.**

**Α) ΟΞΕΙΔΟΑΝΑΓΩΓΙΚΕΣ ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΙΣ** (ο αριθμός οξείδωσης ορισμένων στοιχείων μεταβάλλεται)

1. **Αντιδράσεις σύνθεσης** (Δύο ή περισσότερα στοιχεία σχηματίζουν ια χημική ένωση)

N2 (g) + 3H2 (g) → 2NH3 (g)

 H2 (g) + Cℓ2 (g) → 2HCℓ (g)

 2K (s) + Cℓ2 (g) → 2KCℓ (s)

 C (s) + O2 (g) → CO2 (g)

1. **Αντιδράσεις αποσύνθεσης (διάσπασης)** (Μια χημική ένωση διασπάται στα στοιχεία της ή σε απλούστερες χημικές ουσίες)

2HgO (s) → 2Hg (ℓ) + O2 (g)

 CaCO3 (s) → CaO + CO2 (g)

 2KCℓO3 (s) → 2KCℓ (s) + 3O2 (g)

1. **Αντιδράσεις απλής αντικατάστασης**

(Δραστικότερο μέταλλο Μ αντικαθιστά άλλο μέταλλο Μ’ ή το υδρογόνο Μ + Μ’Χ → ΜΧ + Μ’

ή ένα δραστικότερο αμέταλλο Α αντικαθιστά ένα άλλο αμέταλλο Α’ Α + ΨΑ’→ ΨΑ + Α’)

**α) Μέταλλο + Άλας → Μέταλλο + Άλας**

 Zn (s) + CuSO4 (aq) → Cu (s) + ZnSO4 (aq)

 2Na (s) + FeCℓ2 (aq) → Fe (s) + 2NaCℓ (aq)

 **β)** **Μέταλλο + Οξύ → Άλας + Η2**

 2Aℓ (s) + 6 HCℓ (aq) → 2ACℓ3 (aq) + 3H2 (g)

 **γ) Μέταλλο + Η2Ο → ……. + Η2**

 2Na (s) + 2Η2Ο (ℓ) → 2 NaOH (aq) + H2 (g) (K, Ba, Ca, Na δίνουν αντίστοιχη βάση)

 Mg (s) + Η2Ο (g) → MgO (s) + H2 (g) (Άλλα δραστικότερα από Η2 δίνουν οξείδιο)

**Β) ΜΕΤΑΘΕΤΙΚΕΣ ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΙΣ** (οι αριθμοί οξείδωσης όλων των στοιχείων παραμένουν σταθεροί)

1) **Αντιδράσεις διπλής αντικατάστασης** (αντιδράσεις μεταξύ δυο ηλεκτρολυτών σε υδατικά διαλύματα, οι οποίοι ανταλλάσσουν ιόντα σύμφωνα με το σχήμα Α+Β- + Γ+Δ- → Α+Δ- + Γ+Β-)

 AgNO3 (aq) + NaCℓ (aq) → NaNO3 (aq) + AgCℓ ↓

 NaCO3 (aq) + Ca(OH)2 (aq) → 2 NaOH (aq) + CaCO3 ↓

 BaCℓ2 (aq) + 2HNO3 (aq) → Ba(NO3)2 (aq) + 2HCℓ ↑

Μια αντίδραση διπλής αντικατάστασης γίνεται αν ένα από τα προϊόντα της αντίδρασης:

α) πέφτει ως ίζημα β) εκφεύγει ως αέριο γ) είναι ελάχιστα ιοντιζόμενη ένωση

2) **Εξουδετέρωση** (αντίδραση ενός οξέος με μια βάση. Τα κατιόντα Η+ του οξέος ενώνονται με τα ΟΗ- της βάσης και δίνουν νερό **Η+ + ΟΗ- → Η2Ο**. Το ανιόν του οξέος και το κατιόν της βάσης δίνουν άλας)

 NaOH (aq) + HCℓ(aq) → NaCℓ(aq) + H2O (ℓ)

 H2SO4 (aq) + KOH (aq) → K2SO4 (aq) + H2O (ℓ)

 3Ca(OH)2 (aq) + 2H3PO4 (aq) → Ca3(PO4)2 (aq) + H2O (ℓ)

Οι παραπάνω αντιδράσεις αποτελούν παραδείγματα **πλήρους εξουδετέρωσης**, οπότε το άλας που σχηματίζεται είναι **ουδέτερο** ή **κανονικό**.

Αν η εξουδετέρωση είναι **μερική** μπορεί να σχηματιστούν **όξινα** ή **βασικά** άλατα (π.χ. ΚΗSO4 , Ca(OH)Cl)

**Εξαίρεση**: Στις αντιδράσεις της ΝΗ3 με οξέα και στις αντιδράσεις μεταξύ όξινων και βασικών οξειδίων δεν παράγεται νερό. Π.χ. 2ΝΗ3 (aq) + Η2SO4 (aq) → (NH4)2SO4 (aq)

 3SO3 + Fe2O3 → Fe2(SO4)3 (aq)

***Παρατήρηση***: Αν στα προϊόντα υπάρχουν H2CO3, H2SO3, NH4OH αυτά αντικαθίστανται με:

 H2CO3 → CO2 ↑ + H2O

 H2SO3 → SO2 ↑ + H2O

 NH4OH → NH3 ↑ + H2O

**Γενικά για διαλύματα – Περιεκτικότητες - Μοριακότητες**

Τα **διαλύματα** είναι ομογενή μίγματα, έχουν δηλαδή την ίδια σύσταση και τις ίδιες ιδιότητες σε όλη την έκτασή τους. Χαρακτηριστικό τους είναι πως δεν μπορούμε να διακρίνουμε τα χαρακτηριστικά τους.

**Διαλύτης** είναι στα διαλύματα το συστατικό που έχει την ίδια φυσική κατάσταση με αυτή του διαλύματος και συνήθως βρίσκεται σε περίσσεια και **διαλυμένες ουσίες** είναι τα υπόλοιπα συστατικά του διαλύματος.

Η **περιεκτικότητα** εκφράζει την ποσότητα της διαλυμένης ουσίας που περιέχεται σε ορισμένη ποσότητα διαλύματος.

**1 Περιεκτικότητα στα εκατό κατά βάρος (%w/w)** εκφράζει την μάζα (σε g) της διαλυμένης ουσίας σε 100 g διαλύματος. Π.χ. 10% **w/w** → Σε 100 g διαλύματος περιέχονται 10 g της διαλυμένης ουσίας

**2 Περιεκτικότητα στα εκατό κατ’ όγκον (%w/v)** εκφράζει την μάζα (σε g) της διαλυμένης ουσίας σε 100 mL διαλύματος. Π.χ. 20% **w/v** → Σε 100 mL διαλύματος περιέχονται 20 g της διαλυμένης ουσίας

**3 Περιεκτικότητα στα εκατό όγκου σε όγκον (%v/v)** εκφράζει τoν όγκο (σε mL) της διαλυμένης ουσίας σε 100 mL διαλύματος. Π.χ. 30% **v/v** → Σε 100 mL διαλύματος περιέχονται 30 mL της διαλυμένης ουσίας

**4 Μοριακότητα κατ’ όγκο** ή **συγκέντρωση** ή **Molarity (M)** εκφράζει τα mol της διαλυμένης ουσίας που περιέχονται σε 1L διαλύματος. **C=n/V**

Στην **αραίωση διαλύματος** προσθέτουμε νερό, η ποσότητα της διαλυμένης ουσίας παραμένει σταθερή και ο όγκος του διαλύματος μεγαλώνει. Τότε ισχύει **c1.V1 = c2.V2**

Στην **ανάμειξη διαλυμάτων** αναμειγνύουμεδυο ή περισσότερα διαλύματα που έχουν την ίδια διαλυμένη ουσία. Τότε ισχύει **c1.V1 + c2.V2 = cτελ.Vτελ**

Για το διάλυμα που προκύπτει ισχύει ότι:

α) η μάζα του τελικού διαλύματος είναι ίση με το άθροισμα των μαζών των διαλυμάτων που αναμείχθηκαν

mτελ = m1 + m2 + m3 …

β) ο όγκος του τελικού διαλύματος είναι ίση με το άθροισμα των όγκων των διαλυμάτων που αναμείχθηκαν

Vτελ = V1 + V2 + V3 …

γ) η ποσότητα της διαλυμένης ουσίας στο τελικό διάλυμα είναι ίση με το άθροισμα των ποσοτήτων των διαλυμένων ουσιών που υπήρχαν στα αρχικά διαλύματα πριν την ανάμειξη.

ητελ = η1 + η2 + η3 …

**4.1 Βασικές έννοιες για χημικούς υπολογισμούς**

Για τον προσδιορισμό της μάζας των ατόμων και των μορίων ως μονάδα μάζας χρησιμοποιήθηκε η ατομική μονάδα μάζας που είναι ίση με 1,66.10-24g.

**Ατομική μάζα (amu)** ορίζεταιτο 1/12 της μάζας του ατόμου του άνθρακα – 12 (12C)

**Σχετική ατομική μάζα** ή **ατομικό βάρος** (**Αr**) λέγεται ο αριθμός που μας δείχνει πόσες φορές είναι μεγαλύτερη η μάζα του ατόμου του στοιχείου από το 1/12 της μάζας του ατόμου του άνθρακα 12C

Π.χ. Για το οξυγόνο ισχύει Ar=16 δηλαδή η μάζα του ατόμου του οξυγόνου είναι 16 φορές μεγαλύτερη από το 1/12 της μάζας του ατόμου 12C

**Σχετική μοριακή μάζα** ή **μοριακό βάρος** (**Μr**) χημικής ουσίας λέγεται ο αριθμός που μας δείχνει πόσες φορές είναι μεγαλύτερη η μάζα του μορίου του στοιχείου ή της χημικής ένωσης από το 1/12 της μάζας του ατόμου του άνθρακα 12C

α) Το Μr στοιχείου ισούται με το γινόμενο του Ar επί την ατομικότητα του στοιχείου.

Π.χ. Για το Ο2 ισχύει Μr=32 δηλαδή η μάζα του ατόμου του Ο2 είναι 16 φορές μεγαλύτερη από το 1/12 της μάζας του ατόμου 12C. Υπολογισμός Μr O2= 2.Ar = 2.16 = 32

β) Το Μr στοιχείου ισούται με το άθροισμα των γινομένων των δεικτών των στοιχείων στο μοριακό τύπο επί τα αντίστοιχα Ar των στοιχείων.

Π.χ. Για το Η2S ισχύει Μr=34 δηλαδή η μάζα του μορίου του Η2S είναι 34 φορές μεγαλύτερη από το 1/12 της μάζας του ατόμου 12C. Υπολογισμός Μr Η2S = 2.ArH + 1.ArS = 2.1+1.32 = 34

**Αριθμός Avogadro** (**ΝΑ=6,02.1023mol-1**) είναι ο αριθμός των ατόμων που περιέχονται σε 12g του 12C.

Το **mol** είναι μονάδα ποσότητας ουσίας στο SI και ορίζεται ως η ποσότητα της ύλης που περιέχει τόσες στοιχειώδεις οντότητες όσος είναι ο αριθμός των ατόμων που υπάρχουν σε 12g του 12C

**Αρχή Avogadro**:

Ίσοι όγκοι αερίων στις ίδιες συνθήκες πίεσης και θερμοκρασίας περιέχουν τον ίδιο αριθμό μορίων.

Ίσοι αριθμοί μορίων ή ατμών στις ίδιες συνθήκες πίεσης και θερμοκρασίας καταλαμβάνουν τον ίδιο όγκο.

**Γραμμομοριακός όγκος Vm** αερίου ονομάζεται ο όγκος που καταλαμβάνει το 1mol αυτού, σε ορισμένες συνθήκες πίεσης και θερμοκρασίας.

Σε κανονικές συνθήκες STP πίεσης (1atm-760mmHg) και θερμοκρασίας (0οC-273K) ισχύει **Vm =22,4L**

Το 1 **mol** είναι η ποσότητας ουσίας που περιέχει **ΝΑ** οντότητες.

* 1 **mol ατόμων** (γραμμοάτομο) περιέχει **ΝΑ άτομα** και ζυγίζει **Ar g**.
* 1 **mol μορίων** (γραμμομόριο) περιέχει **ΝΑ μόρια**, ζυγίζει **Μr g** , καταλαμβάνει όγκο **Vm =22,4L** STP
* 1 **mol ιόντων** (γραμμοιόν) περιέχει **ΝΑ ιόντα.**

**4.2 Καταστατική εξίσωση αερίων**

**Νόμος Boyle**: Ο όγκος (V) που καταλαμβάνει ένα αέριο είναι αντιστρόφως ανάλογος της πίεσης (Ρ) που έχει, όταν ο αριθμός των mol και η θερμοκρασία (Τ) παραμένουν σταθερά. **PV = σταθερό**

**Νόμος Charles**: Ο όγκος (V) που καταλαμβάνει ένα αέριο είναι ανάλογος της απόλυτης θερμοκρασίας (Τ), όταν ο αριθμός των mol και η πίεση (Ρ) παραμένουν σταθερά. **V/Τ = σταθερό**

**Νόμος Gay-Lussac**: Η πίεση (Ρ) που ασκεί ένα αέριο είναι ανάλογη της απόλυτης θερμοκρασίας (Τ), όταν ο αριθμός των mol και ο όγκος (V) παραμένουν σταθερά. **Ρ/Τ = σταθερό**

Από τους παραπάνω νόμους προκύπτει η **καταστατική εξίσωση των ιδανικών αερίων** → **PV=nRT**

Η **παγκόσμια σταθερά αερίων R = 0,082 atm.L/mol.K**

**Ιδανικά** ή τέλεια **αέρια** είναι τα αέρια που υπακούουν στην καταστατική εξίσωση, για οποιαδήποτε τιμή πίεσης και θερμοκρασίας

Κάτω από ορισμένες συνθήκες πίεσης και θερμοκρασίας η καταστατική εξίσωση ισχύει για μίγματα PV=nολRT