



ΣΥΓΧΡΟΝΑ ΕΚΠΑΙΔΕΥΤΗΡΙΑ ΜΑΝΕΣΗ

ΠΡΑΣΙΝΟΥ ΛΟΦΟΥ 49-51, 141.22 ΗΡΑΚΛΕΙΟ ΑΤΤΙΚΗΣ
ΤΗΛ. 28.10.630, FAX 28.30.780, www.manesis.gr

ΑΝΟΡΤΑΝΗ ΧΗΜΕΙΑ Β' μέρος ΘΕΩΡΙΑ - ΑΣΚΗΣΕΙΣ



ΟΝΟΜΑΤΕΠΩΝΥΜΟ:

ΣΧΟΛΙΚΟ ΕΤΟΣ:

ΕΠΙΜΕΛΕΙΑ:

ΜΑΝΕΣΗ ΚΩΝΣΤΑΝΤΙΝΑ, ΣΤΑΘΑΚΟΣ ΚΑΛΛΙΜΑΧΟΣ, ΣΑΜΑΡΑΣ ΓΕΩΡΓΙΟΣ, ΧΗΜΙΚΟΙ

Περιεχόμενα

1.2 Γνωρίσματα της ύλης (μάζα, όγκος, πυκνότητα)-Μετρήσεις και μονάδες	5
Μονάδες που χρησιμοποιούμε περισσότερο στη χημεία και μετατροπές τους:	5
Αριθμός Avogadro	5
Μονάδες μέτρησης θερμοκρασίας - Μετατροπή	5
Μεθοδολογία ασκήσεων	5
Ασκήσεις	8
2.1 Ηλεκτρονική δομή των ατόμων	9
Κβάντο (Από τη Κβαντική θεωρία του Plank (1900)	9
Το ατομικό πρότυπο του Bohr (1913).....	9
Πιο πρόσφατες θεωρίες.....	11
Εφαρμογές	14
Μεθοδολογία ασκήσεων	14
Ασκήσεις	14
2.2 Κατάταξη των στοιχείων (Περιοδικός Πίνακας) –Χρησιμότητα του Π. Π.	15
Περίοδοι.....	15
Ομάδες.....	15
Περιοδικός πίνακας (Π.Π.).....	16
Χρησιμότητα του περιοδικού πίνακα	16
Ασκήσεις	16
3.1 Οξέα - βάσεις	17
Θεωρίες που ορίζουν οξέα-βάσεις.....	17
pH:	17
Δείκτες:.....	17
Συμβολισμός & ταξινόμηση οξέων (κατά Arrhenius H_xA).....	18
- Ονοματολογία	18
- Ταξινόμηση:	18
Συμβολισμός & ταξινόμηση βάσεων.....	18
- Ονοματολογία	18
- Ταξινόμηση:	18
Όξινο χαρακτήρας	18
Βασικός χαρακτήρας	19
Ασκήσεις	21
Συμβολισμός & ταξινόμηση οξειδίων	22
- Ταξινόμηση:	22
Υπεροξείδια	22
- Ονοματολογία	22
Ασκήσεις	23
Συμβολισμός & ταξινόμηση αλάτων	23
- Ταξινόμηση:	23
Ασκήσεις	24
Ονοματολογία ανόργανων ενώσεων	24
Συνοπτικός πίνακας κοινής ονοματολογίας.....	24
Αναλυτικά	25
Ασκήσεις	28
3.2 Χημικές αντιδράσεις.....	29

Χημική εξίσωση	29
ΑΣΚΗΣΕΙΣ	30
ΣΤΟΙΧΕΙΟΜΕΤΡΙΑ	30
Στοιχειομετρικοί υπολογισμοί:	31
ΑΣΚΗΣΕΙΣ	32
4.1 Οργανική Χημεία	33
ΑΣΚΗΣΕΙΣ	39
4.1.2. Καύση	41
ΑΣΚΗΣΕΙΣ	41

ΚΕΦΑΛΑΙΟ 1

Ταξινόμηση της ύλης:

Με βάση τις μακροσκοπικές ιδιότητες (φυσική κατάσταση)

$\nwarrow$ **Στερεά** $\downarrow$ **υγρά** $\searrow$ **αέρια**

Σύμφωνα με τις Δομικές μονάδες

$\nwarrow$ **ατομικές ουσίες** $\downarrow$ **μοριακές ουσίες,** $\searrow$ **ιοντικές ουσίες**

Με βάση την Χημική ανάλυση

Καθαρές ουσίες

Όταν ανεξάρτητα από τον τρόπο παρασκευής τους έχουν καθορισμένη σύσταση και ιδιότητες.

Χημικά στοιχεία

Αν δεν διασπώνται σε απλούστερες - αποτελούνται από ένα είδος ατόμων (ίδιο Z). π.χ. O_2

A. ανάλογα με τις ιδιότητές τους:
*μέταλλα,
*αμέταλλα

B. ανάλογα με την ατομικότητά τους:
*μονοατομικά
*διατομικά
*τριατομικά
*πολυατομικά

Χημικές ενώσεις

Αν διασπάται σε απλούστερες και αποτελείται από τουλάχιστον δύο είδη ατόμων. π.χ. H_2O

A. Ανάλογα με τον χ. δεσμό:
*Ομοιοπολικές
*Ιοντικές ή ετεροπολικές

B. Ανάλογα με τις ιδιότητες:
*Οξέα
*Βάσεις
*Άλατα
*Οξειδία

Μίγματα

Όταν έχουν μεταβλητή σύσταση ανάλογα με τον τρόπο παρασκευής τους

Ομογενή (διαλύματα)

Αν έχουν ίδια σύσταση και ιδιότητες σε όλη την έκτασή τους. π.χ.: H_2O και O_2 :

Ετερογενή

Αν δεν έχουν την ίδια σύσταση σε όλη την έκτασή τους. Π.χ. λάδι και νερό



	Οξέα	Βάσεις	Άλατα	Οξειδία
(Arrhenius)	Υδρογονοϋχες ενώσεις που όταν διαλυθούν στο νερό δίνουν λόγω διάστασης H^+	Ενώσεις που όταν διαλυθούν στο νερό δίνουν λόγω διάστασης OH^-	Ιοντικές ενώσεις (προέρχονται από εξουδετέρωση οξέως με βάση)	Δυναμικές ενώσεις των στοιχείων με το οξυγόνο
Συμβολισμός (ανόργανα)	$H_\psi A$	$M(OH)_\chi$	$M_\psi A_\chi$	$\Sigma_2 O_\chi$

1.2 Γνωρίσματα της ύλης (μάζα, όγκος, πυκνότητα)-Μετρήσεις και μονάδες

♡ Μονάδες που χρησιμοποιούμε περισσότερο στη χημεία και μετατροπές τους:

Ανάλογα με τη κλίμακα της ποσότητας που μετράμε, χρησιμοποιούμε και τις αντίστοιχες μονάδες, έτσι ώστε να μην έχουμε ούτε πολύ μεγάλους, ούτε πολύ μικρούς αριθμούς.

Έτσι, εκτός από τις γνωστές μονάδες έχουμε:

		S.I.	
A. Μονάδα μήκους (l)	$1 \text{ \AA} = 10^{-8} \text{ cm}$	$= 10^{-10} \text{ m}$	Χρησιμοποιείται συνήθως για τη μέτρηση πολύ μικρών αποστάσεων (σε άτομα, μόρια: ατομική ακτίνα, μήκος δεσμού)
B. Μονάδες όγκου (V,v)	$1 \text{ L} = 1000 \text{ mL} = 1 \text{ dm}^3$ $1 \text{ mL} = 1 \text{ cm}^3$	$= 10^{-3} \text{ m}^3$ $= 10^{-6} \text{ m}^3$	Χρησιμοποιούνται συνήθως για τη μέτρηση όγκου σε υγρά και αέρια
Γ. Μονάδα πίεσης (P)	$1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg}$	$= 101.325 \text{ Pa}$ $\sim 10^5 \text{ Pa}$	Η συνήθης ατμ. πίεση είναι 1 atm $1 \text{ Pa} = 1 \text{ N/m}^2$
Δ. Μονάδες μάζας (m)	$1 \text{ mg} = 10^{-3} \text{ g}$	$= 10^{-6} \text{ Kg}$	$1 \text{ g} = 10^3 \text{ mg} = 10^{-3} \text{ Kg}$
Ε. Μονάδες πυκνότητας (ρ) $\rho = m/V$	$1 \text{ g/mL} = 10^{-3} \text{ Kg} / 10^{-6} \text{ m}^3$ $1 \text{ g/L} = 10^{-3} \text{ Kg} / 10^{-3} \text{ m}^3$	$= 10^3 \text{ Kg/m}^3$ $= 1 \text{ Kg/m}^3$	Στα υγρά g/mL, Στα αέρια g/L
Z. Ποσότητα ύλης (n) $n = m/M_r$ ή $n = m/Ar$	$1 \text{ mol} = 6,02 \times 10^{23}$ οντότητες (μόρια, άτομα ή ιόντα ανάλογα με την ουσία που μελετάμε) = $M_r \text{ g}$ ή $Ar \text{ g}$		

Αριθμός Αβογadro

Στο ένα mol οποιασδήποτε ουσίας, ανεξάρτητα από τη φυσική της κατάσταση, θερμοκρασία ή πίεση περιέχεται πάντοτε ο ίδιος αριθμός δομικών σωματιδίων, ίσος με $6,02 \cdot 10^{23}$.

Ο αριθμός αυτός, ονομάζεται **Αριθμός Avogadro** και συμβολίζεται N_A

Στα άτομα:

$Ar \text{ Na}: 23$, Άρα: $23 \text{ gr Na} (=1 \text{ mol})$ περιέχουν $6,02 \cdot 10^{23}$ άτομα νατρίου

Στις χημικές ενώσεις:

$M_r \text{ H}_2\text{O}: 2 \text{ ArH} + \text{ArO} = 2 + 16 = 18$, Άρα: $18 \text{ gr H}_2\text{O} (=1 \text{ mol})$ περιέχουν $6,02 \cdot 10^{23}$ μόρια νερού

! ➡ 1 mol μιας ουσίας δεν έχει την ίδια μάζα με 1 mol μιας άλλης ουσίας

ΜΟΝΑΔΕΣ ΜΕΤΡΗΣΗΣ ΘΕΡΜΟΚΡΑΣΙΑΣ - ΜΕΤΑΤΡΟΠΗ

Θερμοκρασία σε K = Θερμοκρασία σε °C + 273

Παράδειγμα:

Το καθαρό νερό βράζει στους 100°C ($K = 100 + 273 = 373\text{K}$).

Το σ.β. του καθαρού νερού είναι 373K ή 100°C

Το καθαρό νερό πήζει στους 273K ($273 = \chi + 273$, $\chi = 0$)

Το σ.τ. του καθαρού νερού είναι 273K ή 0°C

♡ **ΜΕΘΟΔΟΛΟΓΙΑ ΑΣΚΗΣΕΩΝ**

Για να εκφράσουμε σχεδόν όλα τα μεγέθη δεν είναι αρκετός ένας αριθμός.

♣ **Πρέπει να γράψουμε και τη μονάδα μέτρησης:** (όπου υπάρχει).

Παράδειγμα: Η μάζα είναι 29 είναι μια λάθος απάντηση, γιατί η μάζα είναι 29 g

Μεγέθη που δεν είναι απαραίτητες οι μονάδες:

Ar (amu, συνήθως παραλείπεται),

M_r (amu, συνήθως παραλείπεται),

A, Z

❖ Προσέχουμε τις μονάδες που μας δίνονται:

-Ορίζουμε για κάθε μέγεθος τη μονάδα που θα χρησιμοποιήσουμε (λαμβάνοντας υπ' όψη ποιες μονάδες μας δίνονται και ποιες μας ζητώνται.)

Πολλές φορές, είναι χρήσιμο να μετατρέψουμε όλες τις μονάδες στο διεθνές σύστημα, ιδιαίτερα όταν χρησιμοποιούμε πολλά παράγωγα μεγέθη. Αυτό είναι νόμος στη φυσική, στη χημεία όμως το διεθνές σύστημα δε μας «βολεύει» πάντα.

- Μετατρέπουμε τις μονάδες που αναφέρονται στο ίδιο μέγεθος, ώστε όλες να εκφράζονται στην ίδια μονάδα μέτρησης.

Παράδειγμα:

Αναμιγνύουμε δύο υλικά A, B με μάζες $m_A=12 \text{ Kg}$ και $m_B=140\text{g}$ και μας ζητούν τη μάζα του μίγματος.

*Αν δεν μας ζητούν συγκεκριμένη μονάδα μετατρέπουμε όποια μονάδα θέλουμε:

$m_A=12000\text{g}$ και $m_B=140\text{g}$ άρα $m_{AB}=12140\text{g}$

ή $m_A=12 \text{ Kg}$ και $m_B=0,14 \text{ Kg}$ άρα $m_{AB}=12,14\text{Kg}$

*Αν μας ζητούν συγκεκριμένη μονάδα ή μας χρειάζεται στη συνέχεια της άσκησης μια συγκεκριμένη μονάδα -π.χ.Kg – τότε: $m_A=12 \text{ Kg}$ και $m_B=0,14 \text{ Kg}$ άρα $m_{AB}=12,14\text{Kg}$

- Εφαρμόζοντας έναν τύπο, προσέχουμε όλες τις μονάδες που αναφέρονται στο ίδιο μέγεθος

Παράδειγμα:

Ένα υλικό έχει πυκνότητα 3 g/ml . Τα 3 Kg του υλικού αυτού πόσο όγκο καταλαμβάνουν;

Είναι προφανές ότι δεν μπορούμε να χρησιμοποιήσουμε άμεσα τον τύπο $\rho=m/V$ άρα $V=m/\rho$.

Πρέπει να μετατρέψουμε τη μάζα από κιλά σε γραμμάρια ($3\text{Kg}=3000\text{g}$)

ή την πυκνότητα (δεν συστήνεται) από g/ml σε Kg/ml ($3\text{g/ml}=0,003\text{Kg/ml}$)

Και στις δύο περιπτώσεις, το αποτέλεσμα θα είναι το ίδιο και εκφρασμένο σε ml

$V=m/\rho=3000\text{g}/3 \text{ g/ml}=1000\text{ml}$ ή $V=m/\rho=3\text{Kg}/0,003 \text{ Kg/ml}=1000\text{ml}$

-Στα παράγωγα μεγέθη, γράφουμε τη μονάδα μέτρησης με ανεπτυγμένη μορφή και προσέχουμε οι μονάδες που αναφέρονται στα ίδια μεγέθη να συμπίπτουν με αυτές που χρησιμοποιούμε:

Παράδειγμα:

Αν το βάρος ενός σώματος είναι 10 N και η μάζα του 1000 g , ποια είναι η επιτάχυνση της βαρύτητας στο σημείο που βρίσκεται το σώμα;

Ψάχνοντας για την επιτάχυνση της βαρύτητας στο σημείο αυτό, δεν μπορούμε να εφαρμόσουμε άμεσα τον τύπο $B=m \cdot g$ άρα και $g=B/m$ γιατί το 1 N είναι $1 \text{ Kg} \cdot \text{m/sec}^2$ (ανεπτυγμένη μορφή που αναφέραμε παραπάνω). Άρα πρέπει να μετατρέψουμε τη μάζα σε Kg

-Προχωρούμε στις πράξεις σημειώνοντας για κάθε μέγεθος την μονάδα του.

Δεν χρησιμοποιούμε τις μονάδες μόνο στην αρχή και στο τέλος αλλά και στις πράξεις. Κάνουμε κάθε φορά πράξεις ανάμεσα στους αριθμούς και ανάμεσα στις μονάδες όπου μπορούμε και να απλοποιήσουμε. Έτσι κάνουμε και μια επαλήθευση των πράξεών μας, γιατί αν ψάχνοντας για μάζα έχουμε ένα αποτέλεσμα σε ml , κάποιο λάθος έχουμε κάνει!!!!

$$V = \frac{m}{\rho} = \frac{3}{0,003} \frac{\text{Kg}}{\text{Kg}} = 1000 \frac{\text{Kg} \cdot \text{ml}}{\text{Kg}} = 1000\text{ml}$$

Παράδειγμα:

-Για τη μετατροπή των μονάδων στα παράγωγα μεγέθη πρέπει να είμαστε πολύ

προσεκτικοί και να κάνουμε πράξεις σε αριθμούς και μονάδες.

Παραδείγματα: $1 \text{ cm}^3 = 1 \cdot (10\text{mm})^3 = 10^3\text{mm}^3$

$$1 \text{ cm}^3 = 1 \cdot (10^{-2}\text{m})^3 = 10^{-6}\text{m}^3$$

$$1 \text{ km}^3 = 1 \cdot (10^3\text{m})^3 = 10^9\text{m}^3$$

-Όταν χρειάζεται να κάνουμε αναλογίες με κατάταξη (μέθοδος των τριών), θα πρέπει **τα μεγέθη** όπως και **οι μονάδες**, να αντιστοιχίζονται (ποσά ανάλογα-ιδιότητες αναλογιών)

π.χ. Σε 200 mL διαλύματος περιέχονται 10 mL διαλ. ουσίας
σε 100 mL διαλύματος περιέχονται X ; mL διαλ. ουσίας.

Γ. 1.2.1. Στις παρακάτω ερωτήσεις να βάλετε σε κύκλο το γράμμα που αντιστοιχεί στη σωστή απάντηση.

I. Το 1g είναι:

- α. μονάδα βάρους γ. μονάδα βάρους και μονάδα μάζας
β. μονάδα μάζας δ. μονάδα άλλου μεγέθους.

II. Το 1L είναι ίσο με:

- α. 1 κυβικό μέτρο β. 1000 κυβικά μέτρα γ. το 1/1000 του m^3 δ. το 1/10 του m^3

III. Αν 1g ενός σώματος Σ καταλαμβάνει όγκο 0,5cm, τότε η πυκνότητα αυτού του σώματος είναι:

- α. $0,5g/cm^3$ β. $2gr/cm^3$ γ. $0.5cm^3/g$ δ. $0,2cm^3/g$.

Γ. 1.2.2. Τα σώματα Σ₁, Σ₂, Σ₃ και Σ₄ έχουν ίσες μάζες, ενώ οι πυκνότητες τους είναι αντίστοιχα: $0,2g/cm^3$, $2g/cm^3$, $1000g/m^3$ και $0,012Kg/cm^3$.

Να διατάξετε τα τέσσερα αυτά σώματα κατά σειρά αυξανόμενου όγκου.

Γ. 1.2.3. Να αντιστοιχήσετε την κάθε μονάδα μέτρησης της στήλης (I) με το μέγεθος που αυτή μετράει και το οποίο βρίσκεται στη στήλη (II).

- | | |
|--------------|--------------|
| (I) | (II) |
| A. 1mg | α. μάζα |
| B. 1ml | |
| Γ. 1kg | |
| Δ. $1kg/m^3$ | β. όγκος |
| E. 1dm | |
| Z. 1L | |
| H. 1g/L | γ. πυκνότητα |

Γ. 1.2.4. Αντιστοιχίστε το κάθε στοιχείο της στήλης (I) με ένα στοιχείο της στήλης (II),

έτσι ώστε οι ποσότητες που αντιστοιχίζονται να είναι ίσες.

- | | |
|--------|----------------|
| (I) | (II) |
| A. 1mg | α. $10^{-3}g$ |
| B. 1Mg | β. 10^3g |
| Γ. 1ng | γ. $10^{-9}g$ |
| Δ. 1μg | δ. 10^6g |
| E. 1kg | ε. $10^{-6}g$ |
| | ζ. 10^9g |
| | η. $10^{-12}g$ |

Προσοχή
στις
μονάδες
μέτρησης
!!!!!!



Γ. 1.2.5. Τοποθετήστε τις μονάδες 1L $1cm^3$ και $1m^3$ αυξανόμενου μεγέθους.

Γ. 1.2.6. Τέσσερα δοχεία A, B, Γ και Δ περιέχουν το καθένα αντίστοιχα 240g αλάτι, 23.000mg ζάχαρη, 0,20Kg ρύζι και 25.10mg καφέ. Να διατάξετε τα δοχεία A, B, Γ και Δ κατά σειρά αυξανόμενης μάζας του περιεχομένου τους.

2.1 Ηλεκτρονική δομή των ατόμων

Το άτομο αποτελείται από:

- ☞ τον πυρήνα (p^+ , n^0) όπου είναι πρακτικά **συγκεντρωμένη η μάζα του**
- ☞ τα ηλεκτρόνια (e^-) με **ελάχιστη μάζα** που βρίσκονται γύρω από τον πυρήνα σε μεγάλες συγκριτικά αποστάσεις.

Για τον τρόπο που είναι κατανεμημένα τα ηλεκτρόνια στον χώρο γύρω από τον πυρήνα, και την κίνησή τους έχουν διατυπωθεί αρκετές θεωρίες στο πέρασμα των ετών:

🌀 **Κβάντο** (Από τη Κβαντική θεωρία του Plank (1900))

Το κβάντο (πακέτο), ορίζεται ως η ελάχιστη διακεκριμένη ποσότητα φυσικού μεγέθους και

εκφράζεται ως ασυνέχεια στις τιμές του μεγέθους.

Κβαντισμένο ονομάζεται ένα μέγεθος το οποίο δεν μπορεί να πάρει οποιαδήποτε τιμή, αλλά μόνο ορισμένες.

🌀 **Το ατομικό πρότυπο του Bohr (1913)**

Τα ηλεκτρόνια κινούνται σε συγκεκριμένες **κυκλικές επιτρεπτές τροχιές**. Κάθε επιτρεπόμενη τροχιά, **έχει καθορισμένη ενέργεια**. Η ενέργεια των ηλεκτρονίων δηλαδή είναι ένα κβαντισμένο μέγεθος.

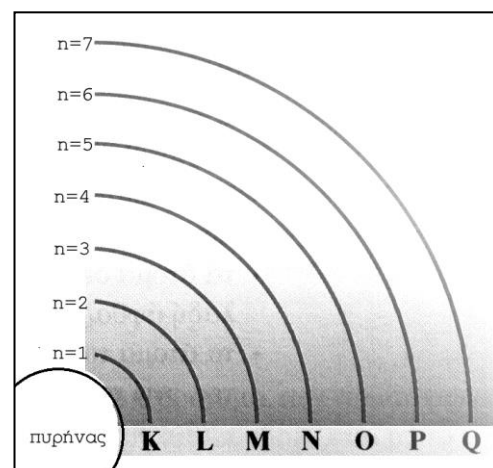
☉ Τα ηλεκτρόνια που κινούνται στην ίδια περίπου απόσταση από τον πυρήνα λέμε ότι βρίσκονται στην **ίδια στιβάδα ή φλοιό, ή ενεργειακή στάθμη**.

☉ Οι στιβάδες είναι επτά και χαρακτηρίζονται με τα γράμματα **K, L, M, N, O, P, Q** αρχίζοντας από το πυρήνα. Όσο απομακρυνόμαστε από τον πυρήνα, τόσο αυξάνεται η ενέργεια της στιβάδας. Άρα:

$$E_K < E_L < E_M \dots\dots$$

☉ Αν αριθμήσουμε τις στιβάδες αρχίζοντας από τον πυρήνα, η K έχει τον αύξοντα αριθμό 1, η L το 2 κ.ο.κ.

Ο αριθμός αυτός ονομάζεται **κύριος κβαντικός αριθμός (n)**



⇒ **Πώς τοποθετούμε τα ηλεκτρόνια ενός ατόμου σε στιβάδες (Z=1-19)**

(Ο τρόπος αυτός, είναι ικανοποιητικός για τα πρώτα 19 στοιχεία, δηλαδή για τα στοιχεία που έχουν ατομικό αριθμό από 1 έως και 19.)

- ☑ Σε κάθε στιβάδα μπορούμε να τοποθετήσουμε συγκεκριμένο αριθμό ηλεκτρονίων.
- ☑ Ξεκινάμε πάντα να τοποθετούμε ηλεκτρόνια από την στιβάδα με την μικρότερη ενεργειακή στάθμη (K, μετά στη L, μετά στη M,.....και συνεχίζουμε προς την Q).
- ☑ Εξωτερική στιβάδα ενός ατόμου, ονομάζουμε τη τελευταία στιβάδα (πιο μακριά από τον πυρήνα) που έχει τουλάχιστον ένα ηλεκτρόνιο.
- ☑ Ο αριθμός ηλεκτρονίων μιας στιβάδας εξαρτάται:

α) από την τάξη της στιβάδας (αν είναι K, L κ.λ.π.)

β) από τη θέση της στιβάδας (αν είναι εξωτερική ή προτελευταία)

Αναλυτικά: 1. Κάθε στιβάδα «χωράει» το μέγιστο $2n^2$ ηλεκτρόνια,

όπου n ο κύριος κβαντικός αριθμός (ισχύει για τις πρώτες 4 στιβάδες)

2. Η εξωτερική στιβάδα δεν έχει ποτέ πάνω από 8 ηλεκτρόνια

3. Η προτελευταία στιβάδα δεν έχει ποτέ πάνω από 18 ηλεκτρόνια

Εφαρμογές κατανομής e σε στιβάδες (για άτομα με Z: 1-19)

1. Να κατατάζετε σε στιβάδες τα ηλεκτρόνια του $_{10}^{20}\text{Ne}$

Ο ατομικός αριθμός του νέον είναι 10. Αυτό σημαίνει ότι έχει 10 p, αλλά και 10 e.

Έτσι έχουμε:

10 e

εκ των οποίων	στην K στιβάδα τοποθετούνται	2e	
	και μας μένουν:	8e	που τοποθετούνται στην L στιβάδα

Εξωτερική είναι η L στιβάδα, η οποία δεν έχει πάνω από 8 e και η προτελευταία είναι η K η οποία δεν έχει πάνω από 18 e .

Άρα: K στιβάδα: 2e, L στιβάδα: 8e

2. Να κατατάζετε σε στιβάδες τα ηλεκτρόνια του $_{19}^{39}\text{K}$

Ο ατομικός αριθμός του καλίου είναι 19. Αυτό σημαίνει ότι έχει 19 p, αλλά και 19 e.

Έτσι έχουμε:

19 e

εκ των οποίων	στην K στιβάδα τοποθετούνται	2 e	
	και μας μένουν (19-2=):	17 e	
εκ των οποίων	στην L στιβάδα τοποθετούνται	8 e	
	και μας μένουν (17-8=):	9 e	Τα οποία «χωρούν» στην M στιβάδα

Με αυτό τον τρόπο, εξωτερική είναι η M στιβάδα, η οποία έχει πάνω από 8 e και αυτό «απαγορεύεται». Τοποθετώντας 1 e στην επόμενη (N) στιβάδα το πρόβλημά μας λύνεται:

Έτσι έχουμε:

19 e

εκ των οποίων	στην K στιβάδα τοποθετούνται	2 e	
	και μας μένουν(19-2=):	17 e	
εκ των οποίων	στην L στιβάδα τοποθετούνται	8 e	
	και μας μένουν(17-8=):	9 e	
εκ των οποίων	στην M στιβάδα τοποθετούνται	8 e	
	και μας μένει(9-8=):	1 e	που τοποθετείται στην N στιβάδα

Εξωτερική είναι η N στιβάδα, η οποία δεν έχει πάνω από 8 e και η προτελευταία είναι η M η οποία δεν έχει πάνω από 18 e .

Άρα: K στιβάδα: 2e, L στιβάδα: 8e, M στιβάδα: 8e, N στιβάδα: 1e

➤ Πιο πρόσφατες θεωρίες

Η θεωρία του Bohr, έδωσε καλή ενεργειακή προσέγγιση στο άτομο του υδρογόνου. Από εκεί και πέρα (περισσότερα ηλεκτρόνια) υπήρχαν αρκετές αποκλίσεις. Για να εξηγήσουμε την δομή των ατόμων που έχουν περισσότερα ηλεκτρόνια, υπάρχουν πολλές θεωρίες που επεκτείνουν, συμπληρώνοντας ή διορθώνοντας, την θεωρία του:

- Κυματική θεωρία της ύλης του De Broglie (1924).
- Αρχή της αβεβαιότητας του Heisenberg (1927)
- Κυματική εξίσωση του Schrodinger (1933)

Πειραματικά είναι δύσκολο να παρακολουθήσουμε την κίνηση ενός ηλεκτρονίου γύρω από τον πυρήνα ενός ατόμου, πολύ περισσότερο την κίνηση του γύρω από δύο πυρήνες (σε έναν χημικό δεσμό). **Η ταχύτητα της κίνησης των ηλεκτρονίων είναι πολύ μεγάλη** και αναγκαστικά έχουμε ασαφή εικόνα για αυτό που θα λέγαμε τροχιά του ηλεκτρονίου. *Ακόμα και για ένα ταχύτατα κινούμενο αυτοκίνητο είναι δύσκολο να προσδιορίσουμε με ακρίβεια την θέση του σε μια χρονική στιγμή, πόσο μάλλον, για το φοβερά ταχύτερο και μικρότερο ηλεκτρόνιο.*

Έτσι δεχόμαστε ότι είναι αδύνατος ο ταυτόχρονος προσδιορισμός της θέσης και της ορμής ($p=m \cdot v$ άρα και ταχύτητας) ενός μικρού σωματιδίου.
Αρχή της αβεβαιότητας (απροσδιοριστίας) του W. Heisenberg
(Χάιζενμπεργκ).

Αφού δεν είμαστε σε θέση να ορίσουμε την ακριβή θέση και την ταχύτητα κάθε ηλεκτρονίου ενός ατόμου, πως θα μελετήσουμε τη συμπεριφορά του;
Ο πιο πρόσφατος τρόπος είναι να μελετήσουμε **την πιθανότητα να βρεθεί ένα ηλεκτρόνιο σε κάποια θέση**. Έτσι, φτιάχνουμε ένα ατομικό μοντέλο, λίγο διαφοροποιημένο από το μοντέλο του Bohr που μελετήσαμε ως τώρα, στο οποίο:

- ⊙ Την ταχύτατη κίνηση του ηλεκτρονίου, τη θεωρούμε σαν μια κατανομή των θέσεων, που μπορεί να βρεθεί το ηλεκτρόνιο, στο χώρο γύρω από το πυρήνα (σαν να έχουμε βγάλει μια θολή φωτογραφία το ταχέως κινούμενο ηλεκτρόνιο). Με αυτή την έννοια λέμε ότι το κινούμενο ηλεκτρόνιο εμφανίζεται **ως ηλεκτρονιακό νέφος** με διαφορετική πυκνότητα σε διάφορες περιοχές. **Μεγάλη πυκνότητα του ηλεκτρονιακού νέφους** σε μια περιοχή σημαίνει ότι το ηλεκτρόνιο είναι πιο πιθανό να βρίσκεται στην περιοχή αυτή, σε σχέση με μια άλλη περιοχή μικρότερης πυκνότητας.

Το ηλεκτρονιακό νέφος για να οριστεί, χρειάζεται να γνωρίζουμε τα τρία χαρακτηριστικά του: **μέγεθος, σχήμα, προσανατολισμός.**

Έως τώρα, έχουμε συσχετίσει μόνο **το μέγεθός** του (με τον κύριο κβαντικό αριθμό) με την ενέργεια, κάναμε δηλαδή το **πρώτο βήμα**.

Το **δεύτερο βήμα**, είναι να ορίσουμε **το σχήμα** του, το οποίο συμβολίζεται με τα γράμματα: s, p, d, f (υποστιβάδες) και να το συσχετίσουμε με την ενέργεια.

Το **τρίτο βήμα**, είναι ο **προσανατολισμός** του τροχιακού στους άξονες x, y, z –τα τροχιακά που διαφοροποιούνται μόνο ως προς τον προσανατολισμό θεωρούνται ενεργειακά ισοδύναμα.

(τα άλλα βήματα (τρόπος κατανομής των e σε τροχιακά της ίδιας υποστιβάδας, καθορισμός της ιδιοπεριστροφής των ηλεκτρονίων κ.λ.π. θα «γίνουν» σε επόμενη τάξη)

- ⊙ Τα ηλεκτρόνια ενός ατόμου κινούνται γύρω από το πυρήνα του **σε καθορισμένες στάθμες ενεργείας** (αντί για κυκλικές τροχιές). *Η ενέργεια των ηλεκτρονίων είναι κβαντισμένη.*

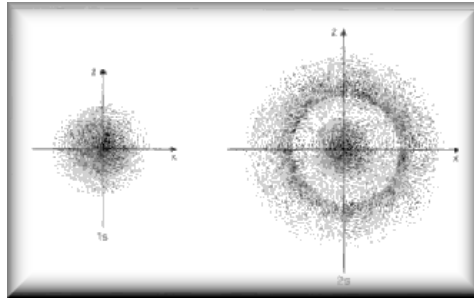
1. Οι ενεργειακές καταστάσεις (ατομικά τροχιακά) ορίζονται από το μέγεθος, το σχήμα και τον προσανατολισμό του ηλεκτρονιακού νέφους.
2. Σε ένα άτομο (που βρίσκεται στη θεμελιώδη κατάσταση), τοποθετούμε τα ηλεκτρόνια στην διαθέσιμη ενεργειακή κατάσταση χαμηλότερης ενέργειας.
3. Σε κάθε ενεργειακή κατάσταση (ατομικό τροχιακό) μπορούμε να τοποθετήσουμε μέχρι 2 e

➤ **Βήμα 1^ο : Καθορισμός μεγέθους (στιβάδα, κύριος κβαντικός αριθμός: n)**

Τα ηλεκτρόνια που κινούνται στην ίδια περίπου απόσταση από τον πυρήνα λέμε ότι βρίσκονται στην ίδια στιβάδα ή φλοιό (η ενεργειακή στάθμη του Bohr).

- Οι στιβάδες χαρακτηρίζονται με τα γράμματα K, L, M, N, O, P, Q αρχίζοντας από το πυρήνα. Όσο απομακρυνόμαστε από τον πυρήνα, τόσο αυξάνεται η ενέργεια της στιβάδας. Άρα: $E_K < E_L < E_M \dots\dots$

- Αν αριθμήσουμε τις στιβάδες αρχίζοντας από τον πυρήνα, η K έχει τον αύξοντα αριθμό 1, η L το 2 κ.ο.κ. Ο αριθμός αυτός ονομάζεται κύριος κβαντικός αριθμός (n) και καθορίζει το μέγεθος του ηλεκτρονιακού νέφους.



Απεικόνιση ηλεκτρονιακού νέφους των 1s και 2s ατομικών τροχιακών

➤ **Βήμα 2^ο : Καθορισμός σχήματος (υποστιβάδα, δευτερεύων κβαντικός αριθμός: l)**

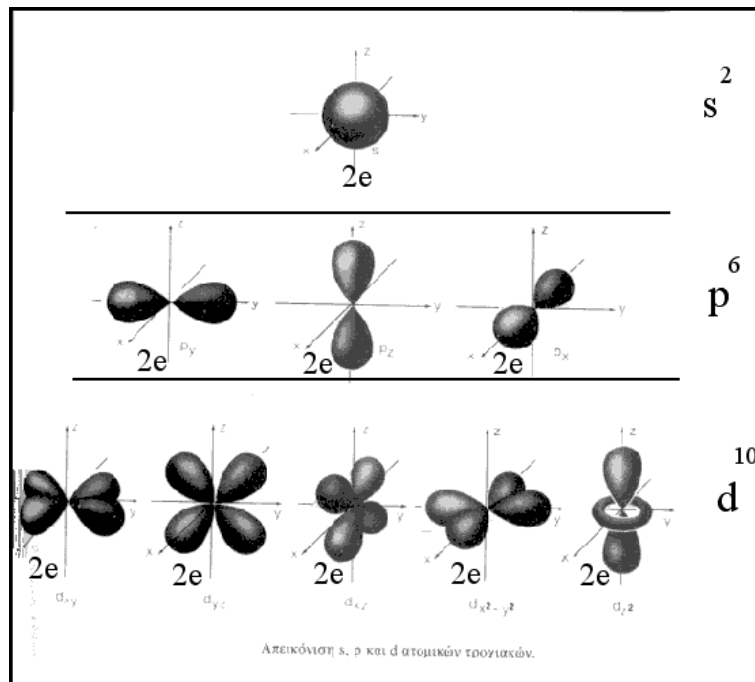
Στα σχήματα που συναντούμε έχουμε δώσει τους εξής συμβολισμούς: **s, p, d, f**

Η **s** υποστιβάδα (έχει σφαιρικό σχήμα και ένα μόνο προσανατολισμό άρα) «χωράει» **2e**

Η **p** υποστιβάδα (έχει 3 προσανατολισμούς) «χωράει» **6e**

Η **d** υποστιβάδα (έχει 5 προσανατολισμούς) «χωράει» **10e**

Η **f** υποστιβάδα (έχει 7 προσανατολισμούς) «χωράει» **14e**



Απεικόνιση s, p και d τροχιακών.

Στη p υποστιβάδα διακρίνονται τα τρία p ατομικά τροχιακά p_x, p_y, p_z (ανάλογα με τον προσανατολισμό). Κάθε ενεργ. κατάσταση (τροχιακό) «χωράει» 2e, άρα στην p υποστιβάδα, μπορούμε να τοποθετήσουμε 6 e. Κάτι ανάλογο συμβαίνει και με την d.

N	φλοιός	υποστιβάδες	Παράδειγμα Ατομικών τροχιακών
1	K	$1s^2$	$1s^2$
2	L	$2s^2, 2p^6$	$2s^2, 2p_x^2, 2p_y^2, 2p_z^2$
3	M	$3s^2, 3p^6, 3d^{10}$	
4	N	$4s^2, 4p^6, 4d^{10}, 4f^{14}$	
5	O	$4s^2, 4p^6, 4d^{10}, 4f^{14}$	

Τα τροχιακά (π.χ. $2p_x, 2p_y, 2p_z$) που ανήκουν στην ίδια υποστιβάδα είναι ενεργειακά ισοδύναμα

ϡ ΣΥΝΟΨΙΖΟΝΤΑΣ ΓΙΑ ΤΟ ΑΤΟΜΙΚΟ ΤΡΟΧΙΑΚΟ:

ϣ Περιγράφει την κατανομή ενός ηλεκτρονιακού νέφους στο χώρο γύρω από το πυρήνα και έχει διαφορετική πυκνότητα στα διάφορα σημεία του. Η πυκνότητα σε ένα σημείο του νέφους δείχνει την πιθανότητα να βρεθεί το ηλεκτρόνιο στο σημείο αυτό.

ϣ Έχουν ορισμένο μέγεθος, σχήμα και προσανατολισμό.

ϣ Είναι ενεργειακές καταστάσεις. Υπάρχουν και χωρίς ηλεκτρόνια.

ϣ Αποτελούν συναρτήσεις θέσης του ηλεκτρονίου στο άτομο

π.χ. $\psi(x, y, z)$, όπου x, y, z είναι οι συντεταγμένες που καθορίζουν τη θέση του ηλεκτρονίου γύρω από τον πυρήνα.

ϣ **Τι αλλάξαμε από το ατομικό πρότυπο του Bohr**

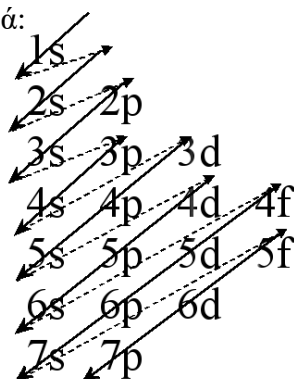
Θέση ηλεκτρονίου ϣ Ηλεκτρονιακό νέφος με μέγεθος, σχήμα, προσανατολισμό

Στιβάδα: Κυκλική τροχιά του ηλεκτρονίου γύρω από το πυρήνα ϣ Μέγεθος

ηλεκτρονιακού νέφους (φλοιός)

⇒ Πώς τοποθετούμε τα ηλεκτρόνια ενός ατόμου σε υποστιβάδες ($Z \geq 20$)

Για να κατατάξουμε τα ηλεκτρόνια ενός ατόμου σε υποστιβάδες, πρέπει να γνωρίζουμε την διαδοχική αύξηση της ενέργειάς τους. Κάτι τέτοιο θα ήταν δύσκολο να το αποστηθίσουμε. Έτσι, φτιάξαμε ένα «μνημονικό» κανόνα που μας βοηθά:



* Ο αριθμός που βρίσκεται μπροστά από κάθε τροχιακό φανερώνει την στιβάδα (1 για την K... κ.λ.π) και είναι ο κύριος κβαντικός αριθμός (n)

* Μας βοηθά να τοποθετήσουμε δεξιά και πάνω από το σύμβολο της υποστιβάδας, τον συνολικό αριθμό ηλεκτρονίων που έχει π.χ. το $1s^2$ σημαίνει: s υποστιβάδα της K στιβάδας που περιέχει 2 ηλεκτρόνια.

* Ο πίνακας αυτός μας δείχνει πώς αυξάνεται η ενέργεια κάθε υποστιβάδας.

Πώς εργαζόμαστε:

1. Γράφουμε τον παραπάνω μνημονικό κανόνα

2. Μοιράζουμε τον αριθμό των e^- που μας δίνεται «διαβάζοντας» το σχήμα διαγώνια μέχρι να τοποθετήσουμε όλα τα ηλεκτρόνια.

Δηλαδή: $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^{10}, 4p^6, 5s^2...$

Εφαρμογές

1. Η κατανομή των e^- για ένα στοιχείο με ατομικό αριθμό 9 είναι

σε υποστιβάδες: $1s^2, 2s^2, 2p^5$

σε στιβάδες: $K: 2, L: 7$

Η εξωτερική στιβάδα του στοιχείου αυτού είναι η L ($n=2$), η οποία έχει $7(2+5) e^-$

2. Η κατανομή των e^- για ένα στοιχείο με ατομικό αριθμό 20 είναι:

σε υποστιβάδες: $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2$

σε στιβάδες: $K: 2, L: 8, M: 8, N: 2$

Η εξωτερική στιβάδα του στοιχείου αυτού είναι η N ($n=4$), η οποία έχει $2 e^-$

☞ ΜΕΘΟΔΟΛΟΓΙΑ ΑΣΚΗΣΕΩΝ

* Τι μας δίνεται στις ασκήσεις

Αριθμός ηλεκτρονίων

ή ατομικός αριθμός σε ουδέτερο άτομο (αρ. e^- = αρ. p^+)

ή ατομικός αριθμός και σθένος σε ιον

ή αριθμός ομάδας και αριθμός περιόδου στον περιοδικό πίνακα (υπολογίζουμε το Z)

ΠΡΟΣΟΧΗ: πρώτα κατανέμουμε τα ηλεκτρόνια του ουδέτερου ατόμου και στη συνέχεια αφαιρούμε ή προσθέτουμε ηλεκτρόνια στην εξωτερική στιβάδα

Η κατανομή των ηλεκτρονίων γίνεται με τον τρόπο που έχουμε μάθει στη θεωρία.

($Z=1-19$, θεωρία του Bohr, $Z=20-...$, μνημονικός πίνακας)

☞ ΑΣΚΗΣΕΙΣ

Γ.2.1.1. Να γραφούν οι ηλεκτρονιακές διαμορφώσεις των παρακάτω (Να βρείτε τον αρ. e από τον Π.Π.)

A. Ιόντων: $S^{2-}, O^{2-}, N^{3-}, Fe^{+3}, Ca^{2+}$

B. Ατόμων: S, O, N, Fe, Ca, C

Γ.2.1.2. Να τοποθετηθούν τα παρακάτω τροχιακά σε σειρά αυξανόμενης ενεργείας:

$3d, 2p, 4s, 5s, 4d, 3s, 4p$

Γ.2.1.3. Να κάνετε κατανομή ηλεκτρονίων σε στιβάδες στα στοιχεία της 2^{ης} περιόδου του Π.Π.

Τι παρατηρήτε;

Γ.2.1.4. Να κάνετε κατανομή ηλεκτρονίων σε στιβάδες στα στοιχεία της 1^{ης} ομάδας του Π.Π.

Τι παρατηρήτε;

Γ.2.1.5. Να κάνετε κατανομή ηλεκτρονίων σε στιβάδες στα στοιχεία $_{21}Se$ και $_{22}Ti$. Τι κοινό εντοπίζετε;

Γ.2.1.6. Να κάνετε κατανομή ηλεκτρονίων σε στιβάδες στα στοιχεία $_{57}La$ και $_{58}Ce$. Τι κοινό εντοπίζετε;

Γ.2.1.7. Να κάνετε κατανομή ηλεκτρονίων σε στιβάδες στα στοιχεία $_{89}Ac$ και $_{90}Th$. Τι κοινό εντοπίζετε;

Γ.2.1.8. Ποιος είναι ο μικρότερος ατομικός αριθμός στοιχείου που έχει:

α. Τρία d ηλεκτρόνια

β. Δέκα p ηλεκτρόνια

γ. Πλήρη d υποστιβάδα

δ. Τέσσερα s ηλεκτρόνια

2.2 Κατάταξη των στοιχείων (Περιοδικός Πίνακας) –Χρησιμότητα του Π. Π.

Τα στοιχεία ταξινομούνται με σειρά αυξανόμενου ατομικού αριθμού σε σειρές (περίοδοι) και στήλες (ομάδες) σχηματίζοντας έναν πίνακα που ονομάζεται περιοδικός πίνακας.

✎ Περίοδοι

* 7 οριζόντιες σειρές, που ονομάζονται περίοδοι

-συμβολίζονται με -αραβικούς -αριθμούς: 1,2,3,.....

-περιέχουν στοιχεία που έχουν “χρησιμοποιήσει” τον ίδιο αριθμό στιβάδων για την κατανομή των ηλεκτρονίων τους (έχουν την ίδια εξωτερική στιβάδα)

-οι ιδιότητες μεταβάλλονται περιοδικά:

Κατα μήκος μιας περιόδου: 

Από αριστερά προς τα δεξιά: ✓ μείωση της ατομικής ακτίνας

✓ ελάττωση του μεταλλικού χαρακτήρα (ελάττωση

δραστηκότητας μετάλλων)

✓ αύξηση ηλεκτραρνητικότητας (αύξηση δραστηκότητας

αμετάλλων)

✎ Ομάδες

*18 κατακόρυφες στήλες που ονομάζονται ομάδες

-συμβολίζονται με λατινικούς αριθμούς + Α για τις κύριες ομάδες (IA έως VIIA)

+ B για τις δευτερεύουσες ομάδες (IB έως

VIIIB)

ή με αριθμούς (1-18)

- Τα στοιχεία που αποτελούν κάθε ομάδα έχουν παρόμοιες χημ. ιδιότητες και ανάλογες φυσ. ιδιότητες

Σε μια ομάδα:

Από κάτω προς τα πάνω: ✓ μείωση της ατομικής ακτίνας

✓ ελάττωση του μεταλλικού χαρακτήρα (ελάττωση

δραστηκότητας μετάλλων)

✓ αύξηση ηλεκτραρνητικότητας (αύξηση δραστηκότητας

αμετάλλων)

✎ Οι ομάδες χωρίζονται σε:

8 Κύριες

(1 (IA), 2 (IIA), 13 (IIIA), 14 (IVA), 15 (VA), 16 (VIA), 17 (VIIA), 18 (VIIIA))

Τα στοιχεία που ανήκουν στην 1 (IA) ομάδα ονομάζονται αλκάλια

Τα στοιχεία που ανήκουν στην 2 (IIA) ομάδα ονομάζονται αλκαλικές γαίες

Τα στοιχεία που ανήκουν στην 3 (IIIA) ομάδα ονομάζονται γαίες

Τα στοιχεία που ανήκουν στην 17 (VIIA) ομάδα ονομάζονται αλογόνα

Τα στοιχεία που ανήκουν στην 18 (VIIIA) ομάδα ονομάζονται ενγενή αέρια.

8 Δευτερεύουσες

Ονομάζονται μεταβατικά στοιχεία ή στοιχεία μετάπτωσης. (στοιχεία που συμπληρώνουν εσωτερικά d τροχιακά)

Οι Λανθανίδες και οι Ακτινίδες που ανήκουν στην έκτη και έβδομη περίοδο της IIIB ομάδας (εκεί που είναι το Λανθάνιο και το Ακτίνιο αντίστοιχα) θα έπρεπε κανονικά να τοποθετηθούν στην ίδια θέση του περιοδικού πίνακα (έχουν τον ίδιο αριθμό ηλεκτρονίων στην -ίδια- εξωτερική στιβάδα και διαφορετικό αριθμό

ηλεκτρονίων στην προτελευταία στιβάδα) και τα τοποθετούμε σε δυο σειρές κάτω από τον περιοδικό πίνακα. (στοιχεία που συμπληρώνουν εσωτερικά f τροχιακά)

Κάθε στοιχείο έχει έναν αριθμό περιόδου και έναν αριθμό ομάδας (και Α ή Β) .

✍ **Περιοδικός πίνακας (Π.Π.)**

🔗 **Πληροφορίες που δίνει ο Π.Π.:**

Η θέση του στοιχείου στο περιοδικό πίνακα	☞	τον ατομικό του αριθμό	π.χ. Στοιχείο στην 12 ^η θέση (2 ^η ομάδα και 2 ^η περίοδο) έχει $Z=12$
Ο αριθμός της ομάδας	☞	αριθμό των ηλεκτρονίων της εξωτερικής στιβάδας (μόνο στις κύριες ομάδες)	ομάδα 1 $\rightarrow 1e$ στην εξ. στ., ομάδα 2 $\rightarrow 2e$ στην εξ. στ., ομάδα 13 $\rightarrow 3e$ στην εξ. στ..κ.λ.π.
Ο αριθμός της περιόδου	☞	ποια είναι η εξωτερική στιβάδα.	1 περίοδος $\rightarrow$ εξωτερική στιβάδα Κ, 2 περίοδος $\rightarrow$ εξωτερική στιβάδα L, κ.ο.κ

🔗 **Χρησιμότητα του περιοδικού πίνακα**

- 1/ Για την ανακάλυψη νέων στοιχείων.
- 2/ Διευκολύνει τη μελέτη των ιδιοτήτων και τις μεθόδους παρασκευής τους
- 3/ Δίνει τη δυνατότητα πρόβλεψης της συμπεριφοράς ενός στοιχείου.

👉 **ΑΣΚΗΣΕΙΣ**

Γ.2.2.1. Το στοιχείο Al με ατομικό αριθμό $Z=13$ ανήκει:

- α. στη 2η περίοδο, 3η ομάδα του Περιοδικού Πίνακα
- β. στην 3η περίοδο, 2η ομάδα του Περιοδικού Πίνακα
- γ. στην 3η περίοδο, 3η ομάδα του Περιοδικού Πίνακα
- δ. στην 3η περίοδο, 1η ομάδα του Περιοδικού Πίνακα.

Γ.2.2.2. Ένα στοιχείο ανήκει στην 3^η περίοδο του Π.Π. όταν:

- α. ο ατομικός του αριθμός είναι μεγαλύτερος από 10
- β. διαθέτει τρία ηλεκτρόνια στην εξωτερική του στιβάδα
- γ. είναι συμπληρωμένη η τρίτη ηλεκτρονιακή του στιβάδα
- δ. η εξωτερική του στιβάδα είναι η M.

Γ.2.2.3. Δίνονται τα στοιχεία H, O, Cl που έχουν ατομικούς αριθμούς 1, 8, 17, αντίστοιχα.

Σε ποιά ομάδα και ποιά περίοδο του Π.Π ανήκει το καθένα από αυτά; (να γράψετε και τις ηλεκτρονιακές δομές των παραπάνω στοιχείων)

Γ.2.2.4. Το στοιχείο με ηλεκτρονιακή δομή $1s^2 2s^2 2p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$ ανήκει:

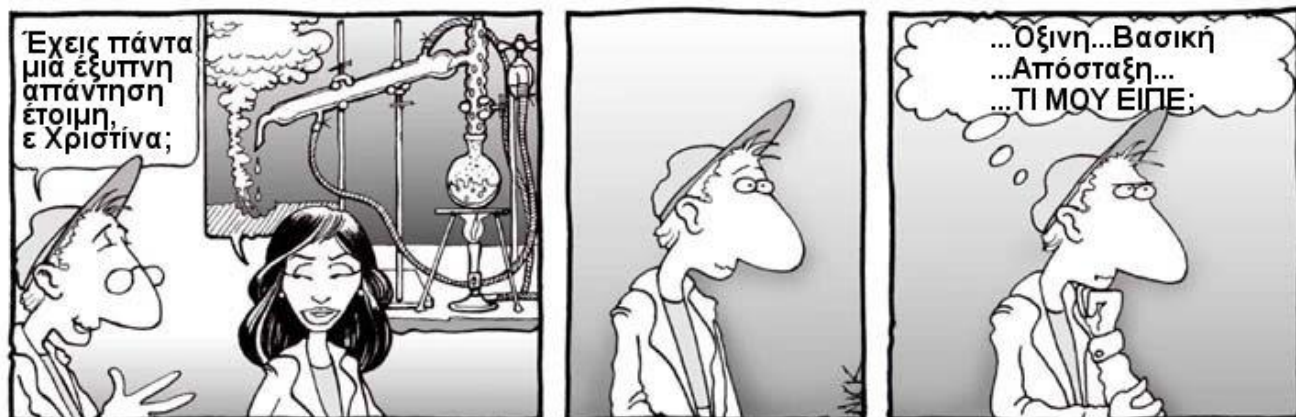
- α. στην 4^η περίοδο και στην 5^η ομάδα του Π.Π.
- β. στην 4^η περίοδο και στην 17^η ομάδα του Π.Π.
- γ. στην 5^η περίοδο και στην 4^η ομάδα του Π.Π.
- δ. στην 7^η περίοδο και στην 5^η ομάδα του Π.Π.

Γ.2.2.5. Στα παρακάτω ζευγάρια, ποιο άτομο έχει μεγαλύτερη ατομική ακτίνα και γιατί:

- A) $_{11}\text{Na}$ και $_{19}\text{K}$
- B) $_{15}\text{P}$ και $_{17}\text{Cl}$

3.1 Οξέα - βάσεις

Όλες οι θεωρίες που ορίζουν τα οξέα και τις βάσεις είναι αλληλένδετες και η μια συμπληρώνει την άλλη. Η **θεωρία του Arrhenius** είναι η πιο κατανοητή, αλλά δεν εξηγεί τον όξινο ή βασικό χαρακτήρα κάποιων χ. ενώσεων και ιόντων. Η **θεωρία Bronsted & Lowry** είναι εύκολα κατανοητή και πιο ολοκληρωμένη. Έτσι, ξεκινώντας από τη θεωρία του Arrhenius θα περάσουμε ομαλά στη θεωρία Bronsted & Lowry αφού έχουμε ξεκαθαρίσει ότι ένα κατιόν (του κοινού ^1H) υδρογόνου είναι ένα πρωτόνιο.



☞ ΘΕΩΡΙΕΣ ΠΟΥ ΟΡΙΖΟΥΝ ΟΞΕΑ-ΒΑΣΕΙΣ

Ποιος;	Arrhenius	Bronsted & Lowry
Πότε;	(1887)	(1923)
οξέα	Οι υδρογονούχες ενώσεις που όταν διαλυθούν στο νερό δίνουν λόγω διάστασης H^+	Ουσίες που μπορούν να δώσουν ένα ή περισσότερα πρωτόνια
βάσεις	Οι ενώσεις που όταν διαλυθούν στο νερό δίνουν λόγω διάστασης OH^-	Ουσίες που μπορούν να δεχτούν ένα ή περισσότερα πρωτόνια

υπάρχουν κι άλλες θεωρίες, όπως των Lewis (1923), Lux-Flood (1939-1947)

☞ pH:

Το pH είναι ένας τρόπος να εκφράσουμε την συγκέντρωση των υδρογονοκατιόντων ενός διαλύματος.

- Είναι **μέτρο της οξύτητας** ενός διαλύματος
- Παίρνει τιμές από **0-14** (Σε θερμοκρασία 25°C)

Στους 25°C :

ουδέτερο διάλυμα	pH=7
όξινο διάλυμα	pH<7
βασικό διάλυμα	pH>7

☞ ΔΕΙΚΤΕΣ:

Οι δείκτες είναι ουσίες που έχουν την ιδιότητα να αλλάζουν χρώμα ανάλογα με το pH του διαλύματος στο οποίο περιέχονται (γενικά: του περιβάλλοντος στο οποίο βρίσκονται).

Ψ ΣΥΜΒΟΛΙΣΜΟΣ & ΤΑΞΙΝΟΜΗΣΗ ΟΞΕΩΝ (κατά Arrhenius H₂A)

- ΟΝΟΜΑΤΟΛΟΓΙΑ

ΑΝΑΛΟΓΑ ΜΕ ΤΟ ΑΝ ΠΕΡΙΕΧΟΥΝ ΟΞΥΓΟΝΟ

μη οξυγονούχα	↓	οξυγονούχα
Υδρο-.....	⇔	 οξύ
π.χ. HCl (υδροχλωρίδιο)		π.χ. H ₂ SO ₄ (θειικό οξύ)
UPAC: υδρογόνο χλωρίδιο, σε διάλ.: υδροχλωρικό οξύ		UPAC: υδρογόνο θειικό, εμπειρικά: βιτριόλι

- ΤΑΞΙΝΟΜΗΣΗ:

✓ ΑΝΑΛΟΓΑ ΜΕ ΤΟΝ ΑΡΙΘΜΟ H⁺ ΠΟΥ ΑΠΟΔΙΔΟΥΝ ΣΤΑ ΥΔΑΤ. ΔΙΑΛ.

μονοπρωτικά (ή μονοβασικά)	↓	πολυπρωτικά
π.χ. HBr (υδροβρώμιο) που δίνει 1 H ⁺	⇔	(Από τα πολυπρωτικά οξέα μπορούν να σχηματιστούν όξνα άλατα)
		Διπρωτικά (ή διβασικά)
		π.χ. H ₂ S, (υδρόθειο) που δίνει 2 H ⁺
		Τριπρωτικά (ή τριβασικά)
		π.χ. H ₃ PO ₄ , (φωσφορικό οξύ) που δίνει 3 H ⁺

✓ ΑΝΑΛΟΓΑ ΑΝ Ο ΙΟΝΙΣΜΟΣ ΤΟΥΣ ΕΙΝΑΙ ΠΛΗΡΗΣ Ή ΜΕΡΙΚΟΣ

ισχυρά (πλήρης)	↓	ασθενή (μερικός)
Ισχυρά οξέα: HCl, HBr, HI, HNO ₃ , HClO ₄ , H ₂ SO ₄ (στη πρώτη βαθμίδα ιοντισμού).	⇔	Μερικά ασθενή οξέα: CH ₃ COOH, H ₂ S, HCN, H ₃ PO ₄ , H ₂ CO ₃ ,...
π.χ. $HCl + H_2O \rightarrow H_3O^+ + Cl^-$		π.χ. $HCN + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + CN^-$

Ψ ΣΥΜΒΟΛΙΣΜΟΣ & ΤΑΞΙΝΟΜΗΣΗ ΒΑΣΕΩΝ

- ΟΝΟΜΑΤΟΛΟΓΙΑ

βάσεις κατά Arrhenius συνήθως: M(OH)_x (υδροξείδιο του...M-μετάλλου-), NH₃ (Αμμωνία)

- ΤΑΞΙΝΟΜΗΣΗ:

✓ ΑΝΑΛΟΓΑ ΜΕ ΤΟΝ ΑΡΙΘΜΟ OH⁻ ΠΟΥ ΔΙΝΕΙ ΤΟ ΜΟΡΙΟ ΤΟΥΣ ΣΕ ΥΔΑΤ. ΔΙΑΛ.

μονοϋδροξυλικές ή μονόξινες* ή μονοπρωτικές*	↓	πολυϋδροξυλικές
π.χ. NaOH, (υδροξείδιο του νατρίου) που δίνει 1 OH ⁻	⇔	(Από τις πολυϋδροξυλικές βάσεις μπορούν να σχηματιστούν βασικά άλατα)
		διϋδροξυλικές ή δισόξινες* ή διπρωτικές*
		π.χ. Ca(OH) ₂ , (υδροξείδιο του ασβεστίου) που δίνει 2 OH ⁻
		τριϋδροξυλικές ή τρισόξινες* ή τριπρωτικές*
		π.χ. Fe(OH) ₃ , (υδροξείδιο του σιδήρου) που δίνει 3 OH ⁻

* Χρησιμοποιούνται πιο συχνά

✓ ΑΝΑΛΟΓΑ ΑΝ Ο ΙΟΝΙΣΜΟΣ ΤΟΥΣ ΕΙΝΑΙ ΠΛΗΡΗΣ Ή ΜΕΡΙΚΟΣ

ισχυρές (πλήρης)	↓	ασθενείς (μερικός)
π.χ. $NaOH \rightarrow Na^+ + OH^-$	⇔	π.χ. $NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$
Μερικές ισχυρές βάσεις: Τα ευδιάλυτα* υδροξείδια των μετάλλων (ιοντικές ενώσεις): NaOH, KOH, Ca(OH) ₂ , Ba(OH) ₂		Μερικές ασθενείς βάσεις: CH ₃ NH ₂ (μεθλαμίνη), NH ₃ (αμμωνία) κ.α.

* Τα υπόλοιπα υδροξείδια των μετάλλων έχουν μικρή διαλυτότητα στο νερό

Ψ ΟΞΙΝΟΣ ΧΑΡΑΚΤΗΡΑΣ

* Οφείλεται στα κατιόντα υδρογόνου (H⁺)

* Ονομάζεται το σύνολο των κοινών ιδιοτήτων που παρουσιάζουν τα οξέα

* Κοινές ιδιότητες:

1. Έχουν ξινή (όξινη) γεύση.
2. Αλλάζουν το χρώμα των δεικτών
3. Έχουν $\text{pH} < 7$ στους 25°C -αραιά υδατικά διαλύματα-
4. Αντιδρούν με βάσεις (Εξουδετέρωση)
5. Αντιδρούν με μέταλλα. δραστικότερα από το υδρογόνο (Απλή αντικατάσταση)
6. Εμφανίζουν ηλεκτρ. αγωγιμότητα (κάθοδος $\text{H}_2 \uparrow$)-υδατικά διαλύματα-

Ειδικές περιπτώσεις:

HNO_3 και πυκνό H_2SO_4 όταν αντιδρούν με μέταλλα δεν παράγεται αέριο υδρογόνο:



Ψ ΒΑΣΙΚΟΣ ΧΑΡΑΚΤΗΡΑΣ

* Οφείλεται στα ανιόντα υδροξειδίου (OH^-)

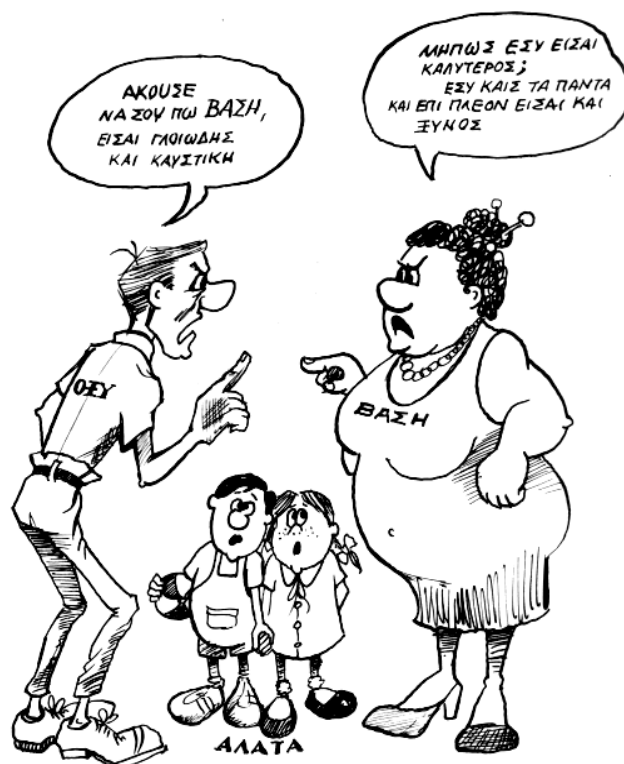
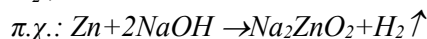
* Ονομάζεται το σύνολο των κοινών ιδιοτήτων που παρουσιάζουν οι βάσεις.

* Κοινές ιδιότητες:

1. Έχουν καυστική (πικρή) γεύση και αφή σαπουνειδή.
2. Αλλάζουν το χρώμα των δεικτών
3. Έχουν $\text{pH} > 7$ στους 25°C -αραιά υδατικά διαλύματα -
4. Αντιδρούν με οξέα (Εξουδετέρωση)
5. Εμφανίζουν ηλεκτρ. αγωγιμότητα (άνοδος $\text{O}_2 \uparrow$) -υδατικά διαλύματα και τα τήγματα βάσεων που είναι υδροξείδια μετάλλων-

Ειδικές περιπτώσεις:

NaOH και KOH αντιδρούν με ορισμένα μέταλλα (Al , Zn , Sn , Pb) και σχηματίζουν άλας και $\text{H}_2 \uparrow$



ΠΡΟΕΚΤΑΣΕΙΣ:

Το pH ενός διαλύματος είναι ο αρνητικός (αντίθετος) δεκαδικός λογάριθμος της συγκέντρωσης κατιόντων υδρογόνου ενός διαλύματος.

- Αν συμβολίσουμε με μια αγκύλη την συγκέντρωση : $pH = -\log[H^+]$

Το pOH ενός διαλύματος είναι ο αρνητικός δεκαδικός λογάριθμος της συγκέντρωσης των ανιόντων

υδροξειδίου ενός διαλύματος.

- Αν συμβολίσουμε με μια αγκύλη την συγκέντρωση : $pOH = -\log[OH^-]$

⇒ Αυτοϊοντισμός του νερού:

Το καθαρό νερό, αυτοϊοντίζεται σε πολύ μικρό ποσοστό (1/500.000.000 μόρια) σύμφωνα με

την χ. ισορροπία: $H_2O + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + OH^-$

Το γινόμενο $(H^+) \cdot (OH^-)$ είναι πάντοτε σταθερό, σε ένα υδατικό διάλυμα.

* Αν προστεθεί οξύ στο νερό

η συγκέντρωση των H^+ αυξάνεται με αποτέλεσμα η συγκέντρωση των OH^- να μειώνεται,

* Αν προστεθεί βάση στο νερό

η συγκέντρωση των OH^- αυξάνεται οπότε ελαττώνεται η συγκέντρωση των H^+ .

ώστε το γινόμενο να παραμένει σταθερό (σε σταθερή θερμοκρασία).

- Οι συγκεντρώσεις των ιόντων H^+

και OH^- είναι πολύ μικρές. Εκφράζονται με αρνητική δύναμη του 10.

- Επειδή $[H^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14}$ συνεπάγεται ότι $pH + pOH = 14$

- Έχει επικρατήσει να αναφερόμαστε στο pH ενός διαλύματος για να εκφράσουμε αν

το διάλυμα είναι όξινο ή βασικό.

Στους 25°C:

ουδέτερο διάλυμα	$[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}$	$pH=7$	$pOH=7$	$pH + pOH=14$
όξινο διάλυμα	$[H^+] > [OH^-]$	$pH < 7$	$pOH > 7$	$pH + pOH=14$
βασικό διάλυμα	$[H^+] < [OH^-]$	$pH > 7$	$pOH < 7$	$pH + pOH=14$

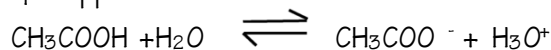
⇒ Συζηγές ζεύγος:

Σύμφωνα με τη θεωρία Bronsted & Lowry, τα οξέα δίνουν πρωτόνια, οι βάσεις δέχονται πρωτόνια.

Έτσι, ένα οξύ δίνει πρωτόνιο και μετατρέπεται σε βάση (συζηγική βάση) και μια βάση δέχεται ένα

πρωτόνιο και μετατρέπεται σε οξύ (συζηγές οξύ)

Μελετώντας μια χημική ισορροπία:



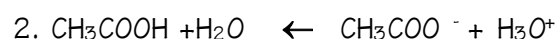
A. Ας μελετήσουμε ξεχωριστά κάθε «φορά» της αντίδρασης:



*

Το οξικό οξύ (CH_3COOH) κατά την διάλυση του στο νερό παρέχει ένα κατιόν υδρογόνου (πρωτόνιο), άρα είναι μονοπρωτικό οξύ.

*Το νερό (H_2O), στη συγκεκριμένη περίπτωση, δέχεται ένα πρωτόνιο, άρα δρα ως βάση.



*Το οξικό ανιόν (CH_3COO^-) δέχεται ένα πρωτόνιο (κατιόν υδρογόνου), άρα είναι μονοπρωτική βάση.

*Το οξόνιο (H_3O^+) παρέχει ένα κατιόν υδρογόνου (πρωτόνιο),

άρα είναι μονοπρωτικό οξύ.

Β. Επομένως στην παραπάνω χημική ισορροπία έχουμε :

* δύο οξέα (CH_3COOH , H_3O^+)

* και δύο βάσεις (H_2O , CH_3COO^-)

Γ. Συζυγή ζεύγη (διαφέρουν κατά ένα πρωτόνιο):

* CH_3COOH (οξύ) και CH_3COO^- (βάση)

* H_3O^+ (οξύ) και H_2O (βάση)

👉 ΑΣΚΗΣΕΙΣ

Γ.3.1.1. Οξέα, σύμφωνα με τη θεωρία του Arrhenius, είναι όλες οι ενώσεις που:

α. περιέχουν υδρογόνο

β. όταν ηλεκτρολύονται ελευθερώνουν στην άνοδο H_2

γ. όταν διαλύονται στο νερό δίνουν κατιόντα H^+

δ. αντιδρούν με το νερό και ελευθερώνουν αέριο H_2 .

Γ.3.1.2. Βάσεις, σύμφωνα με τη θεωρία του Arrhenius, είναι όλες οι ενώσεις που:

α. περιέχουν τη ρίζα υδροξύλιο

β. αντιδρούν με οξέα

γ. αλλάζουν το χρώμα των δεικτών

δ. όταν διαλύονται στο νερό δίνουν ανιόντα OH^- .

Γ.3.1.3. Σε ποιες κατηγορίες διακρίνονται τα οξέα με κριτήριο:

α) τον αριθμό H^+ που δίνουν κατά τη διάλυση τους στο νερό

β) το αν περιέχουν ή όχι οξυγόνο και

γ) την ισχύ τους

Γ.3.1.4. Σε ποιες κατηγορίες διακρίνονται οι βάσεις με κριτήριο:

α) τον αριθμό των ανιόντων OH^- που ελευθερώνουν κατά τη διάλυση τους στο νερό και

β) την ισχύ τους;

Γ.3.1.5. Το υδροχλωρικό οξύ είναι:

α. το καθαρό υδροχλώριο

β. διάλυμα χλωρίου σε νερό

γ. μείγμα υδρογόνου και χλωρίου,

δ. διάλυμα υδροχλωρίου σε νερό

Γ.3.1.6. Η ένωση HNO_3 , είναι οξύ, σύμφωνα με τη θεωρία του Arrhenius, διότι:

α. αντιδρά με το NaOH

β. μεταβάλλει το χρώμα των

δεικτών

γ. όταν διαλύεται στο νερό ελευθερώνει ιόντα H^+

δ. είναι ηλεκτρολύτης

Γ.3.1.7. Η ένωση Ca(OH)_2 είναι βάση, σύμφωνα με τη θεωρία του Arrhenius, διότι:

α. αντιδρά με HCl

β. είναι ηλεκτρολύτης

γ. μεταβάλλει το χρώμα των δεικτών

δ. όταν διαλύεται στο νερό

ελευθερώνει ιόντα OH^- .

Γ.3.1.8. Ποια από τις παρακάτω είναι ιδιότητα όλων των οξέων;:

α. έχουν γεύση γλυκιά

β. με ηλεκτρόλυση υδατικού τους διαλύματος παράγεται στην κάθοδο αέριο H_2

γ. τα υδατικά τους διαλύματα έχουν $\text{pH} = 7$

δ. αντιδρούν με όλα τα μέταλλα και ελευθερώνουν αέριο H_2 .

Γ.3.1.9. Με ηλεκτρόλυση των υδατικών διαλυμάτων των οξέων παίρνουμε στην κάθοδο:

α. ιόντα H^+

β. αέριο H_2

γ. αέριο O_2

δ. ένα αέριο που εξαρτάται από το είδος του οξέος

ΨΥΜΒΟΛΙΣΜΟΣ & ΤΑΞΙΝΟΜΗΣΗ ΟΞΕΙΔΙΩΝ

Διαδικές ενώσεις των στοιχείων με το οξυγόνο

(Διαδικές χαρακτηρίζονται οι ενώσεις που αποτελούνται από δύο μόνο είδη ατόμων)

- ΟΝΟΜΑΤΟΛΟΓΙΑ

$\text{Σ}_2\text{Ο}_\chi$ (οξειδίο του...)

- ΤΑΞΙΝΟΜΗΣΗ:

⇔ ΑΝΑΛΟΓΑ ΜΕ ΤΗΝ ΧΗΜΙΚΗ ΤΟΥΣ ΣΥΜΠΕΡΙΦΟΡΑ.

Οξείδια ή ανυδρίτες οξέων	Επαμφοτερίζοντα οξειδία	Βασικά οξειδία ή ανυδρίτες βάσεων
Οξειδία των αμετάλλων	Ορισμένα οξειδία μετάλλων.	Οξειδία μετάλλων
⇒ Προκύπτουν από τα αντίστοιχα οξέα (θεωρητικά) αφαιρώντας μόρια νερού (πλήρη αφυδάτωση) ⇒ Ο ανυδρίτης και το αντίστοιχο οξύ περιέχουν στο μόριό τους το κεντρικό στοιχείο με τον ίδιο Α.Ο. ⇒ Χημικά, συμπεριφέρονται όπως τα αντίστοιχα οξέα ⇒ Τα περισσότερα, αντιδρούν με το νερό και σχηματίζουν τα αντίστοιχα οξέα.	π.χ.: ZnO, Al_2O_3, SnO, PbO ⇒ Ανάλογα με τις συνθήκες, συμπεριφέρονται ως όξινα ή ως βασικά οξειδία (σε βασικό περιβάλλον, ως όξινα οξειδία, σε όξινο περιβάλλον, ως βασικά οξειδία)	⇒ Προκύπτουν από τις αντίστοιχες βάσεις (θεωρητικά) αφαιρώντας μόρια νερού (πλήρη αφυδάτωση) ⇒ Ο ανυδρίτης και η αντίστοιχη βάση περιέχουν στο μόριό τους το κεντρικό στοιχείο με τον ίδιο Α.Ο. ⇒ Χημικά, συμπεριφέρονται όπως οι αντίστοιχες βάσεις ⇒ Ορισμένα, αντιδρούν με το νερό και σχηματίζουν τις αντίστοιχες βάσεις.

Υπάρχουν και ορισμένα οξειδία που δεν εμφανίζουν ούτε όξινο ούτε βασικό χαρακτήρα και χαρακτηρίζονται ως **ουδέτερα οξειδία** (π.χ. CO , NO)

ΥΠΕΡΟΞΕΙΔΙΑ

Περιέχεται η ομάδα $-\text{O}-\text{O}-$ όπου το οξυγόνο έχει $\text{Α.Ο.} = -1$

$-\text{O}-\text{O}-$: υπεροξειδική ομάδα ή υπεροξειδική γέφυρα

Τα υπεροξειδία είναι ισχυρά οξειδωτικές ουσίες (αντιδράσεις οξειδωαναγωγής)

- ΟΝΟΜΑΤΟΛΟΓΙΑ

υπεροξειδίο του.....

π.χ. H_2O_2 υπεροξειδίο του υδρογόνου

ΠΡΟΕΚΤΑΣΕΙΣ:

⇒ Οξειδία των μετάλλων που έχουν μικρή ηλεκτραρνητικότητα (μεγάλη ηλεκτροθετικότητα), συνήθως με $\text{Α.Ο.} \leq 3$, είναι βασικά. Όταν αντιδρούν με το νερό δίνουν βάσεις (ο δεσμός $\text{O}-\text{H}$ είναι πιο ισχυρός από τον δεσμό $\text{M}-\text{O}$ ο οποίος σπάει και δίνει υδροξειδίο)

⇒ Οξειδία των μετάλλων που έχουν μεγάλη ηλεκτραρνητικότητα (μικρή ηλεκτροθετικότητα), συνήθως με $\text{Α.Ο.} > 3$, είναι όξινα. Όταν αντιδρούν με το νερό δίνουν οξέα (ο δεσμός $\text{M}-\text{O}$ είναι πιο ισχυρός από τον δεσμό $\text{O}-\text{H}$ ο οποίος σπάει και δίνει υδρογονοκατιόν)

⇒ Οξειδία των μετάλλων με ενδιάμεση ηλεκτραρνητικότητα, είναι επαμφοτερίζοντα.

ΑΣΚΗΣΕΙΣ

Γ.3.1.10. Να δώσετε το όνομα των παρακάτω οξειδίων με την κοινή ονομασία τους.

Fe_2O_3 ,
 SO_3 ,
 CO_2 ,
 K_2O ,
 FeO ,
 SO_2 ,
 N_2O_5 ,

Συμβολισμός & ταξινόμηση Αλάτων

Ιοντικές ενώσεις όπου:

-το κατιόν είναι: μέταλλο ή πολυατομικό κατιόν

-το ανιόν είναι: αμέταλλο (όχι οξυγόνο) ή πολυατομικό ανιόν (όχι υδροξείδιο)

- ΟΝΟΜΑΤΟΛΟΓΙΑ

ΑΝΑΛΟΓΑ ΜΕ ΤΟ ΑΝ ΠΕΡΙΕΧΟΥΝ ΣΤΟ ΜΟΡΙΟ ΤΟΥΣ ΑΤΟΜΟ ΟΞΥΓΟΝΟΥ

μη οξυγονούχα	⇕	οξυγονούχα
π.χ. NaCl χλωριούχο νάτριο	⇔	π.χ. $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ θειικό αμμώνιο
UPAC: Νάτριο χλωρίδιο		UPAC: αμμώνιο θειικό

- ΤΑΞΙΝΟΜΗΣΗ:

⇨

ΑΝΑΛΟΓΑ ΜΕ ΤΟΝ ΑΡΙΘΜΟ ΑΝΙΟΝΤΩΝ ΚΑΙ ΚΑΤΙΟΝΤΩΝ.

Απλά			⇕	Μικτά
Προκύπτουν από την εξουδετέρωση μιας βάσης από ένα οξύ			⇔	Έχουν δύο ή περισσότερα διαφορετικά ανιόντα (εκτός OH^-) ή κατιόντα (εκτός H^+)
Ανάλογα με το αν η εξουδετέρωση είναι πλήρης ή μερική, διακρίνονται σε:				
⇨	⇕	⇩		
Ουδέτερα πλήρης εξουδετέρωση π.χ. NaI	Όξινα μερική εξουδετέρωση πολυπρωτικού οξέος π.χ. NaHSO_4	Βασικά μερική εξουδετέρωση πολυπρωτικής βάσης π.χ. $\text{Ca}(\text{OH})\text{Cl}$		π.χ. KNaCO_3 (ανθρακικό καλιονάτριο), NH_4MgPO_4 (φωσφορικό αμμωνιομαγνήσιο)

⇨ ΑΝΑΛΟΓΑ ΜΕ ΤΟ ΑΝ ΣΤΟ ΚΡΥΣΤΑΛΛΙΚΟ ΤΟΥΣ ΠΛΈΓΜΑ ΕΧΟΥΜΕ ΜΟΡΙΑ ΝΕΡΟΥ.

Ένυδρα	⇕	Άνυδρα
Κατά την κρυστάλλωσή τους από υδατικά διαλύματα, συγκρατούν στο κρυσταλλικό τους πλέγμα ορισμένο αριθμό μορίων νερού π.χ. $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ (ένυδρο θειικό ασβέστιο)	⇔	

Ψ ΟΡΙΣΜΕΝΕΣ ΙΔΙΟΤΗΤΕΣ ΤΩΝ ΑΛΑΤΩΝ:

Είναι **ιοντικές ενώσεις**

-στερεά, με υψηλά σ. τ.,

-υδατικά διαλύματα και τήγματα καλοί αγωγοί του ηλεκτρισμού

-είναι ισχυροί ηλεκτρολύτες και διίστανται πλήρως

Τα περισσότερα είναι **ευδιάλυτα στο νερό** (εκτός από ιζήματα του πίνακα σελ. 103)

Προκύπτουν με εξουδετέρωση ή απλή αντικατάσταση του υδρογόνου των οξέων.

ΠΡΟΕΚΤΑΣΕΙΣ:

Το pH των υδατικών τους διαλυμάτων διαφέρει, ανάλογα με την ισχύ της βάσεως και του οξέος από τα οποία προέρχονται (με εξουδετέρωση). Έτσι:

Άλατα που προέρχονται από εξουδετέρωση	pH	
ισχυρού οξέος με ισχυρή βάση	7	ουδέτερο
ισχυρού οξέος με ασθενή βάση	<7	όξινο
ασθενούς οξέος με ισχυρή βάση	>7	βασικό
ασθενούς οξέος με ασθενή βάση	εξαρτάται	

♡ ΑΣΚΗΣΕΙΣ

Γ.3.1.11. Τα άλατα αποτελούνται:

α. μόνο από κατιόντα

β. από ένα κατιόν και ένα ανιόν

γ. από ίσο αριθμό κατιόντων και ανιόντων

δ. από κατιόντα και ανιόντα με τέτοια αναλογία ώστε να είναι ηλεκτρικά ουδέτερα.

Ψ ΟΝΟΜΑΤΟΛΟΓΙΑ ΑΝÓΡΓΑΝΩΝ ΕΝΩΣΕΩΝ

* Ονοματολογία ανόργανων ενώσεων που αποτελούνται από δύο τμήματα (A_yB_x)

ΣΥΝΟΠΤΙΚΟΣ ΠΙΝΑΚΑΣ ΚΟΙΝΗΣ ΟΝΟΜΑΤΟΛΟΓΙΑΣ

Οξέα: H_xA	A ^{-x} δεν περιέχει οξυγόνο:	υδρο-A	HCl υδροχλώριο
	A ^{-x} περιέχει οξυγόνο:	A οξύ	H ₂ SO ₄ θειικό οξύ
Βάσεις: M(OH)_x	M μέταλλο με ένα Α.Ο.:	Υδροξείδιο του M	NaOH: υδροξείδιο του νατρίου
	M μέταλλο με περισσότερους από ένα Α.Ο.:	Υδροξείδιο του (σθένος) M	Fe(OH) ₂ : υδροξείδιο του δισθενούς (ή II) σιδήρου
Οξείδια: Σ₂O_x	Σ μέταλλο με ένα Α.Ο.:	οξείδιο του Σ	K ₂ O: οξείδιο του καλίου
	Σ μέταλλο με περισσότερους από ένα Α.Ο.:	οξείδιο του (σθένος) Σ	CuO: οξείδιο του δισθενούς (ή I) χαλκού
	Σ αμέταλλο:	χ-οξείδιο του Σ	CO ₂ : διοξείδιο του άνθρακα
Υπεροξείδια:	Υπεροξείδιο του..		H ₂ O ₂ : υπεροξείδιο του υδρογόνου
Άλατα: A_y B_x, A ≠ H⁺, B ≠ OH⁻	B ^{-y} δεν περιέχει οξυγόνο:	B-ούχο A	NaCl: χλωριούχο Νάτριο
	B ^{-y} περιέχει οξυγόνο:	B A	NaNO ₃ : νιτρικό Νάτριο
Όξινα Άλατα: (A_yH_zB_x)	z = 1:	όξινο + όνομα ουδ. άλατος	Ca ₂ HPO ₄ : όξινο φωσφορικό ασβέστιο, NaHS: όξινο θειούχο νάτριο
	z = 2:	δισόξινο + όνομα ουδ. άλατος	CaH ₂ PO ₄ : δισόξινο φωσφορικό ασβέστιο
Βασικά Άλατα: (A_y(OH)_zB_x)		βασικό + όνομα ουδ. άλατος	Pb(OH)NO ₃ : βασικός νιτρικός μόλυβδος,

Οξίνα άλατα: Προέρχονται από οξέα με μερική αντικατάσταση των H^+ τους από μέταλλο ή πολυατομικό κατιόν.

Βασικά: Προέρχονται από βάσεις με μερική αντικατάσταση των OH^- τους από αμέταλλο ή από πολυατομικό ανιόν.

Άλλες κατηγορίες:

Υδρίδια: Ενώσεις υδρογόνου με μέταλλα

Καρβίδια: Ενώσεις του άνθρακα με μέταλλα

Φωσφίδια: Ενώσεις του φωσφόρου με μέταλλα

Νιτρίδια: Ενώσεις του αζώτου με μέταλλα

Σουλφίδια: Ενώσεις του θείου με μέταλλα

Κοινές εμπειρικές ονομασίες:

Νερό	H_2O	Γύψος	$CaSO_4 \cdot 2H_2O$
Αλάτι	$NaCl$	Ασβεστόλιθος	$CaCO_3$
Αμμωνία	NH_3	Πυρολουσίτης	MnO_2
Κωκ	C	Μαγειρική σόδα	$NaHCO_3$
Ανθρακασβέστιο	CaC_2	Σόδα	Na_2CO_3
Φωσφίνη	PH_3	Ποτάσα	K_2CO_3
Καυστικό νάτριο ή καυστική σόδα	$NaOH$	Οξύλιθος	Na_2O_2
Καυστικό κάλιο ή καυστική ποτάσα	KOH		

ΑΝΑΛΥΤΙΚΑ

1. Στην Ελλάδα, προτάσσεται το όνομα του δεύτερου τμήματος (B) με την κατάληξη –ούχο και ακολουθεί το όνομα του πρώτου τμήματος (A)

2. Σύμφωνα με τη IUPAC, προτάσσεται το όνομα του πρώτου τμήματος (A) και ακολουθεί το όνομα του δεύτερου τμήματος (B) με την κατάληξη –ίδιο:

Παραδείγματα	Ελληνική ονομασία	Κατά IUPAC
$NaCl$	Χλωριούχο νάτριο	Νάτριο χλωρίδιο
$AlBr_3$	Βρωμιούχο αργίλιο	Αργίλιο βρωμίδιο
NaH	Υδρογονούχο νάτριο	Νάτριο υδρίδιο
Αν περιέχεται πολυατομικό ιόν, παραμένει το όνομα του ιόντος χωρίς κατάληξη:		
$Ca_3(PO_4)_2$	Φωσφορικό ασβέστιο	Ασβέστιο φωσφορικό
NH_4Cl	Χλωριούχο αμμώνιο	Αμμώνιο χλωρίδιο
Na_2SO_4	Θεικό νάτριο	Νάτριο θεικό
Στη ονοματολογία IUPAC, χρησιμοποιείται η αντίστοιχη λατινική ονομασία του αζώτου (Nitrogenium) και του θείου (Sulfur) κι έτσι τα ονόματά τους γίνονται νιτρίδιο και σουλφίδιο αντίστοιχα:		
CaS	Θειούχο ασβέστιο	Ασβέστιο σουλφίδιο
Mg_3N_2	Αζωτούχο μαγνήσιο	Μαγνήσιο νιτρίδιο

ΕΙΔΙΚΕΣ ΠΕΡΙΠΤΩΣΕΙΣ

① Αν το πρώτο τμήμα της ένωσης έχει δύο ή περισσότερους αριθμούς οξείδωσης, τότε:

- Τοποθετούμε μέσα σε παρένθεση με λατινικούς αριθμούς τον Α.Ο. του στη συγκεκριμένη ένωση
- ή β. Τοποθετούμε το κατάλληλο –ελληνικό- αριθμητικό πρόθεμα

Παραδείγματα	α' τρόπος (Ελληνική ονομασία)	β' τρόπος (Ελληνική ονομασία)
FeCl₂	Χλωριούχος σίδηρος (II)	Διχλωριούχος σίδηρος
FeCl₃	Χλωριούχος σίδηρος (III)	Τριχλωριούχος σίδηρος
CuI	Ιωδιούχος χαλκός (I)	Μονοϊωδιούχος χαλκός
CuI₂	Ιωδιούχος χαλκός (II)	Διωδιούχος χαλκός
PBr₅	Βρωμιούχος φώσφορος (V)	Πενταβρωμιούχος φώσφορος
	α' τρόπος (Κατά IUPAC)	β' τρόπος (Κατά IUPAC)
PBr₃	Φώσφορος (III) βρωμιούχος	Φώσφορος τριβρωμιούχος

② Στα οξείδια (δυαδικές ενώσεις του οξυγόνου με άλλα στοιχεία),

Στην ελληνική ονοματολογία έχουμε δύο διαφοροποιήσεις:

A. Ονομάζουμε την ένωση: **Οξείδιο του**

Παραδείγματα	Ελληνική ονομασία	Κατά IUPAC
Na₂O	Οξείδιο του Νατρίου	Νάτριο οξείδιο
CaO	Οξείδιο του ασβεστίου	ασβέστιο οξείδιο
Al₂O₃	Οξείδιο του αργιλίου	Αργίλιο οξείδιο

B. - Όταν το οξυγόνο ενώνεται με αμέταλλο που έχει περισσότερους από έναν Α.Ο., διαβάζουμε την ένωση συνήθως με τον β' τρόπο (①) : (Ο α' τρόπος δεν χρησιμοποιείται)

Παραδείγματα	Ελληνική	IUPAC
CO₂	Διοξείδιο του άνθρακα	Άνθρακας διοξείδιο (Carbon dioxide)*
CO	Μονοξείδιο του άνθρακα	Άνθρακας μονοξείδιο (Carbon monoxide*)
NO₂	Διοξείδιο του αζώτου	Άζωτο διοξείδιο (Nitrogen dioxide*)
NO	Μονοξείδιο του αζώτου	Άζωτο μονοξείδιο (Nitrogen monoxide*)
N₂O₅	Πεντοξείδιο του αζώτου	Διάζωτο πεντοξείδιο (Dinitrogen pedoxide*)
N₂O₃	Τριοξείδιο του αζώτου	Διάζωτο τριοξείδιο (Dinitrogen trioxide*)

*Λόγω της ευρείας χρήσης της Ελληνικής ονοματολογίας στην Ελλάδα, τη IUPAC ονοματολογία θα τη συναντήσετε σε «ξένη» βιβλιογραφία.

- Όταν το οξυγόνο ενώνεται με μέταλλο που έχει περισσότερους από έναν Α.Ο., διαβάζουμε την ένωση συνήθως με τον α' τρόπο (①) :

(Χρησιμοποιείται και ο β' τρόπος)

Παραδείγματα	Ελληνική	IUPAC
MnO₂	Οξείδιο του μαγγανίου (IV)	Μαγγάνιο(IV) οξείδιο
FeO	Οξείδιο του σιδήρου (II)	Σίδηρος (II) οξείδιο
Fe₂O₃	Οξείδιο του σιδήρου (III)	Σίδηρος (III) οξείδιο
Cu₂O	Οξείδιο του χαλκού (I)	Χαλκός (I) Οξείδιο
CuO	Οξείδιο του χαλκού (II)	Χαλκός (II) Οξείδιο

Χρησιμοποιείται και ο β' τρόπος :

MnO₂	Διοξείδιο του μαγγανίου
FeO	Μονοξείδιο του σιδήρου
Fe₂O₃	Τριοξείδιο του σιδήρου
Cu₂O	Διοξείδιο του χαλκού
CuO	Μονοξείδιο του χαλκού

③ Στις ενώσεις του **υδρογόνου** με άλλα στοιχεία ή πολυατομικά ανιόντα:

A. – Υδρίδια: Όταν το υδρογόνο ενώνεται με μέταλλο (MH_x) -Ιοντικές ενώσεις-
Στην Ελλάδα μπορούμε να ονομάσουμε την ένωση:

Υδρίδιο του αλλά και **υδρογονούχο.....**

Παραδείγματα	Ελληνική ονομασία	Κατά IUPAC
CaH₂	Υδρίδιο του ασβεστίου ή υδρογονούχο ασβέστιο	ασβέστιο υδρίδιο
NaH	Υδρίδιο του νατρίου ή υδρογονούχο νάτριο	νάτριο υδρίδιο

B. – Οξέα: Όταν το υδρογόνο ενώνεται με αλογόνα, θείο, πολυατομικά ανιόντα (H_xA) -ομοιοπολικές ενώσεις (πολικές)-

- **Av A:** F, Cl, Br, I, S, CN: Στην Ελλάδα ονομάζουμε την ένωση: **υδρο....** (όνομα A)

Παραδείγματα	Ελληνική ονομασία	Κατά IUPAC	Υδατικό διάλυμα (aq)
HCl	Υδροχλώριο	Υδρογόνο χλωρίδιο	Υδροχλωρικό οξύ
HCN	Υδροκυάνιο	Υδρογόνο κυανίδιο	-
H₂S	Υδρόθειο	Υδρογόνο σουλφίδιο	-

* Οι ενώσεις του υδρογόνου με αλογόνα ονομάζονται υδραλογόνα

- **Av A:** πολυατομικό ανιόν που περιέχει οξυγόνο: Ονομάζουμε την ένωση: (όνομα A)

οξύ:

Παραδείγματα	
H₂SO₄	Θειικό οξύ
H₂SO₃	Θειώδες οξύ
HNO₃	Νιτρικό οξύ
H₂CO₃	Ανθρακικό οξύ
H₃PO₄	Φωσφορικό οξύ

Γ. – Όταν το υδρογόνο ενώνεται με τα **υπόλοιπα αμέταλλα**

Στις ενώσεις αυτές χρησιμοποιούμε συνήθως εμπειρικά ονόματα:

Παραδείγματα	Εμπειρική ονομασία
H₂O	νερό
NH₃	Αμμωνία
PH₃	Φωσφίνη

③ Στις ενώσεις του **υδροξειδίου (OH⁻)** με μέταλλα (βάσεις):

Γενικός τύπος: ($M(OH)_x$)

Στην Ελλάδα ονομάζουμε την ένωση: **Υδροξείδιο του**

Παραδείγματα	Ελληνική ονομασία	Κατά IUPAC
Ca(OH)₂	Υδροξείδιο του ασβεστίου	ασβέστιο υδροξείδιο
NaOH	Υδροξείδιο του νατρίου	νάτριο υδροξείδιο
Fe(OH)₃	Υδροξείδιο του σιδήρου (III)	Σίδηρος (III) υδροξείδιο
Fe(OH)₂	Υδροξείδιο του σιδήρου (II)	Σίδηρος (II) υδροξείδιο
CuOH	Υδροξείδιο του χαλκού (I)	Χαλκός (I) υδροξείδιο

Στα υδροξείδια μετάλλων με πολλούς αριθμούς οξείδωσης, χρησιμοποιείται μόνο ο α' τρόπος

Σημειώσεις:

1. Η ονοματολογία που παραθέτουμε εδώ αναφέρεται στην ανόργανη χημεία. (Η οργανική χημεία περιλαμβάνει τις ενώσεις του άνθρακα εκτός από το διοξείδιο και μονοξείδιο του άνθρακα, το ανθρακικό οξύ και τα ανθρακικά άλατα).
2. Η συστηματική κατά IUPAC ονομασία δεν χρησιμοποιείται ακόμα στην Ελλάδα λόγω της μακρόχρονης ιστορίας των συνηθισμένων ονομάτων. Την παραθέτουμε εδώ γιατί πιθανόν να σας είναι χρήσιμη αργότερα, αλλά και όταν χρειαστεί να ανατρέξετε σε «ξένη» βιβλιογραφία.

👉 **ΑΣΚΗΣΕΙΣ**

Γ. 3.1.12 Να γράψετε στο τετράδιό σας σε κάθε αριθμό:

α. τον Μ.Τ. της ένωσης που αντιστοιχεί

β. το όνομά της.

γ. Το Mr της

δ. Αν είναι οξύ, βάση, άλας, οξειδίο.

(Στα μέταλλα -όπου δεν αναφέρεται- να συμπληρώστε τον Α.Ο. τους- τα Ar από τον Π.Π.)

	O^{2-}	OH^-	Cl^-	CN^-	CO_3^{2-}	NO_3^-
K	1	2	3	4	5	6
Ba	7	8	9	10	11	12
Pb⁺²	13	14	15	16	17	18
Ag	19	20	21	22	23	24
H⁺	25	26	27	28	29	30

	SO_4^{2-}	SO_3^{2-}	S^{2-}	PO_4^{3-}	P^{3-}
NH₄⁺	31	32	33	34	35
H⁺	36	37	38	39	40
Hg⁺⁴	41	42	43	44	45
Zn	46	47	48	49	50
Cu⁺²	51	52	53	54	55

	HSO_4^-	HPO_4^{2-}	$H_2PO_4^-$
H⁺	56	57	58
Fe⁺³	59	60	61

Α. 3.1.13. Να γίνει αντιστοίχιση μεταξύ των μοριακών τύπων της στήλης (I) και των ονομασιών της στήλης (II):

(I)	(II)
1. $HClO_3$	α. χλωριώδες οξύ (υδρογόνο χλωριώδες)
2. Na_2SO_4	β. υδροξείδιο του καλίου (κάλιο υδροξείδιο)
3. $Ca(OH)_2$	γ. θειώδες νάτριο (νάτριο θειώδες)
4. KOH	δ. υδροξείδιο του ασβεστίου (ασβέστιο υδροξείδιο)
5. $HClO_2$	ε. θειούχο νάτριο (νάτριο σουλφίδιο)
6. Na_2S	ζ. υποχλωριώδες οξύ (υδρογόνο υποχλωριώδες)
7. Na_2SO_3	η. χλωρικό οξύ (υδρογόνο χλωρικό)
8. $HClO$	θ. υδροχλώριο (υδρογόνο χλωρίδιο)
9. HCl	ι. θειικό νάτριο (νάτριο θειικό)

Α. 3.1.14. Να συμπληρώσετε σε κάθε κενό ορθογώνιο του παρακάτω πίνακα, το μοριακό τύπο ή την ονομασία, της αντίστοιχης ένωσης:

Ονομασία	θειικό κάλιο		Υδροθείο		Νιτρικό οξύ		Κυανιούχο αμμώνιο
Μοριακός τύπος		$FeCl_2$		$Ca(ClO)_2$		NaH_2PO_4	

A. 3.1.15. Να γίνει η αντιστοίχιση μεταξύ των μοριακών τύπων της στήλης (I) και των ονομασιών της στήλης (II), αφού συμπληρώσετε τα διάστικτα των δύο στηλών.

I	II
☐ H_2SO_3	1.θειικό οξύ
☐	2.ιωδικό οξύ
☐ HI	3.....
☐	4.φωσφορικό οξύ
☐ HIO_3	5.....
☐ H_2S	6.νιτρικό οξύ
☐	7.....
☐ H_2SO_4	8.υπερχλωρικό οξύ
☐	9.υποχλωριώδες οξύ
☐ HCN	10.....
☐ $HClO_3$	11.χλωρικό οξύ

3.2 Χημικές αντιδράσεις

Χημικές αντιδράσεις:

Ο αριθμός και το είδος των ατόμων δεν αλλάζει.

Τα άτομα των αντιδρώντων απλώς αναδιατάσσονται, δηλαδή συνδέονται με διαφορετικό τρόπο μεταξύ τους, και σχηματίζουν τα προϊόντα.

Πυρηνικές αντιδράσεις μεταβάλλεται η σύσταση του πυρήνα των ατόμων, οπότε προκύπτουν άτομα διαφορετικών στοιχείων

* **Χημική αντίδραση** ή χημική μεταβολή ονομάζεται κάθε μεταβολή κατά την οποία έχουμε δημιουργία νέας ή νέων χημικών ουσιών (προϊόντα), με διαφορετικές ιδιότητες από την ή τις αρχικές ουσίες (αντιδρώντα)

☞ ΧΗΜΙΚΗ ΕΞΙΣΩΣΗ

* **Χημική εξίσωση** είναι ο τρόπος που συμβολίζουμε μια χημική αντίδραση.

Μπορούμε να φανταστούμε την χημική εξίσωση σαν κωδικοποιημένη γλώσσα, όπου κάθε σύμβολο σημαίνει κάτι (όπως άλλωστε και τα σύμβολα των στοιχείων Na, K, κ.λ.π.) και για να μπορεί να αποκωδικοποιηθεί, πρέπει να υπάρχουν κοινά σύμβολα και να εφαρμόζουμε κανόνες:

A. Κανόνες:

Κάθε χημική εξίσωση πρέπει:

1. Να παριστάνει ένα πραγματικό χημικό φαινόμενο (ποιοτικά σωστή).

Να μη ξεχνάμε ότι περιγράφουμε κάτι που πραγματικά συμβαίνει. Όσο “σωστά” κι αν έχουμε κωδικοποιήσει μια φράση, όταν η φράση περιγράφει κάτι που δεν συμβαίνει, είναι λάθος.

π.χ. $Cl_2 + 2NaF \rightarrow 2NaCl + F_2$ (η αντίδραση αυτή δεν συμβαίνει, άρα και η χημική εξίσωση είναι λάθος)

2. Να είναι ισοσταθμισμένη (ισοζύγιο μάζας, ποσοτικά σωστή).

Αφού ο αριθμός και το είδος των ατόμων δεν αλλάζει, θα πρέπει να υπάρχει ίσος αριθμός ατόμων από κάθε στοιχείο στα αντιδρώντα και στα προϊόντα. Για το λόγο αυτό, όπου χρειάζεται, παραθέτουμε έναν αριθμό που ονομάζεται ΣΥΝΤΕΛΕΣΤΗΣ, ΜΠΡΟΣΤΑ από τον χημικό τύπο. Σε μια χημική ένωση, ο συντελεστής αναφέρεται σε όλα τα άτομα που την αποτελούν.

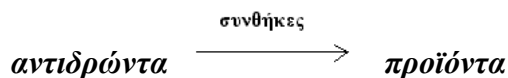
(ισοστάθμιση φορτίου)

Αφού τα ηλεκτρόνια δεν “χάνονται” στη πορεία μιας χημικής αντίδρασης, θα πρέπει το

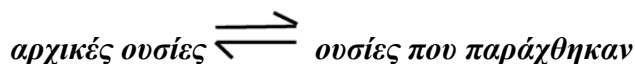
συνολικό φορτίο των αντιδρώντων να είναι ίσο με το συνολικό φορτίο των προϊόντων.

B. Σύμβολα:

1. Μονόδρομη αντίδραση ($\rightarrow$) (η αντίδραση εξελίσσεται μόνο προς τη μία κατεύθυνση)



2. Αμφίδρομη αντίδραση ($\rightleftharpoons$) (η αντίδραση εξελίσσεται και προς τις δύο κατευθύνσεις)



3. Άλλα σύμβολα που χρησιμοποιούνται:

α. Για τη φυσική κατάσταση	(s) στερεό (solid)	(l) υγρό (liquid)	(g) ή $\uparrow$ αέριο (gas)	
β. Στα διαλύματα	(aq) ουσία διαλυμένη στο νερό (aqua=νερό)		$\downarrow$ ίζημα (ουσία δυσδιάλυτη)	
γ. Συνθήκες (πάνω στο βελάκι)	Δ ή θ θέρμανση	καταλύτες		
δ. Ενδόθερμες αντιδράσεις	προϊόντα – Q (η χ. εξίσωση ονομάζεται θερμοχημική εξίσωση)			
Εξώθερμες αντιδράσεις	προϊόντα + Q (η χ. εξίσωση ονομάζεται θερμοχημική εξίσωση)			

ΑΣΚΗΣΕΙΣ

Γ.3.2.1. Σε κάθε χημική αντίδραση η μάζα των προϊόντων σωμάτων της αντίδρασης:

- είναι πάντα ίση με τη μάζα των αντιδρώντων που μετατράπηκαν σε προϊόντα
- είναι μικρότερη από τη μάζα των αντιδρώντων, όταν κατά την αντίδραση παράγονται αέρια
- εξαρτάται από την ταχύτητα της αντίδρασης
- είναι ίση με το άθροισμα των μαζών των σωμάτων που αναμείξαμε αρχικά.

Γ.3.2.2. Να κάνετε ισοστάθμιση μάζας (όπου χρειάζεται, να τοποθετείστε τους κατάλληλους συντελεστές) στις παρακάτω χημικές εξισώσεις:

- $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2(\text{aq}) + \text{HCl}(\text{aq}) \rightarrow \text{PbCl}_2 + \text{HNO}_3$
- $\text{FeCl}_2(\text{aq}) + \text{K}_2\text{S}(\text{aq}) \rightarrow \text{KCl} + \text{FeS}$
- $\text{Na}_2\text{SO}_4(\text{aq}) + \text{BaCl}_2(\text{aq}) \rightarrow \text{NaCl} + \text{BaSO}_4$
- $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3(\text{aq}) + \text{Ba}(\text{OH})_2(\text{aq}) \rightarrow \text{BaSO}_4 + \text{Al}(\text{OH})_3$
- $\text{Na}_2\text{S}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}_2\text{S} + \text{Na}_2\text{SO}_4$
- $\text{K}_2\text{CO}_3(\text{aq}) + \text{HCl}(\text{aq}) \rightarrow \text{KCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$
- $\text{NaOH}(\text{aq}) + \text{HNO}_3(\text{aq}) \rightarrow \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{Ca}(\text{OH})_2(\text{aq}) + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq}) \rightarrow \text{CaSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

ΣΤΟΙΧΕΙΟΜΕΤΡΙΑ

Η χημική εξίσωση μας δίνει τις εξής πληροφορίες:

- Ποιοτική σύσταση αντιδρώντων- προϊόντων (ποια είναι)
- Ποσοτικά δεδομένα αντιδρώντων- προϊόντων:

Οι συντελεστές καθορίζουν την αναλογία (σε mol) αντιδρώντων και των προϊόντων

(στοιχειομετρικοί συντελεστές) (σελ. 147 ΟΕΔΒ)

Στοιχειομετρικοί υπολογισμοί:

A. Μονόδρομη αντίδραση:

* Οι ποσότητες των αντιδρώντων μπορεί να είναι:

- Ακριβώς οι απαιτούμενες για πλήρη αντίδραση (**Στοιχειομετρική αναλογία**)
- Μην είναι ακριβώς οι απαιτούμενες, κάποιο να περισσεύει (**Περίσσεια**) και κάποιο να καταναλώνεται πλήρως (**περιοριστικό**)

Στην περίπτωση αυτή, οι υπολογισμοί μας γίνονται με την ποσότητα αυτού που καταναλώνεται πλήρως.

* Στις μονόδρομες αντιδράσεις συνήθως δουλεύουμε **με mol** (και με μοριακή συγκέντρωση)

Π.χ. Σε διάλυμα 10000 mL προσθέτουμε για να αντιδράσουν 10 mol HCl και 15 mol NaOH

Με mol:

1. Έλεγχος περίσσειας

Πριν συμπληρώσουμε τον πίνακα, πρέπει να εντοπίσουμε αν κάποιο συστατικό βρίσκεται σε περίσσεια:

Τα 10 mol HCl χρειάζονται 10 mol NaOH για να αντιδράσουν πλήρως ✓ (15>10)

Τα 15 mol NaOH χρειάζονται 15 mol HCl για να αντιδράσουν πλήρως ⊗

Άρα το NaOH βρίσκεται σε περίσσεια και τους υπολογισμούς θα τους κάνουμε σύμφωνα με την ποσότητα του HCl

2. Πίνακας:

	HCl	+	NaOH	→	NaCl	+	H ₂ O
Βοηθητική γραμμή στοιχειομετρίας («κατεβάζουμε» τους συντελεστές)	1mol	Αντιδρά με	1mol	Και μας δίνουν	1mol	και	1mol
Αρχικά (mol)	10		15		-		-
Αντέδρασαν (mol)/Παράχθηκαν (mol)	10		10		10		10
Τελικά (mol)	-		5		10		10

Η με συγκεντρώσεις: Η συγκέντρωση του HCl: 1M, του NaOH: 1,5M

	HCl	+	NaOH	→	NaCl	+	H ₂ O
Βοηθητική γραμμή στοιχειομετρίας («κατεβάζουμε» τους συντελεστές)	1mol/L	Αντιδρά με	1mol/L	Και μας δίνουν	1mol/L	και	1mol/L
Αρχικά (M)	1		1,5		-		-
Αντέδρασαν (M)/Παράχθηκαν (M)	1		1		1		1
Τελικά (M)	-		0,5		1		1

B. Αμφίδρομη αντίδραση:

Στις αμφίδρομες αντιδράσεις δουλεύουμε **πάντα με μοριακή συγκέντρωση**

Π.χ. Σε διάλυμα 2 L προσθέτουμε 1 mol N₂ και 0,2 mol H₂

Η συγκέντρωση του N₂: 0,5M, του H₂: 0,1M

	N ₂	+	3H ₂	$\rightleftharpoons$	2NH ₃
Βοηθητική γραμμή στοιχειομετρίας («κατεβάζουμε» τους συντελεστές)	1mol/L	Αντιδρά με	3mol/L	Και μας δίνουν	2mol/L
Αρχικά (M)	0,5		0,2		-
Αντέδρασαν (M)/Παράχθηκαν (M)	x		3x		2x
ισορροπία (M)	0,5-x		0,2-3x		2x

👉 ΑΣΚΗΣΕΙΣ

Γ.3.2.3. Ένα διάλυμα HCl εξουδετερώνεται πλήρως από ένα διάλυμα Ca(OH)₂ αν:

- α. οι όγκοι των δύο διαλυμάτων που αναμειγνύονται είναι ίσοι
- β. οι αριθμοί mol του οξέος και της βάσης είναι ίσοι
- γ. οι μάζες του οξέος και της βάσης είναι ίσες
- δ. το τελικό διάλυμα περιέχει μία μόνο διαλυμένη ουσία.

Γ.3.2.4. Αν αναμείξουμε στοιχειομετρικές ποσότητες Cl₂ και H₂, τότε μετά την ολοκλήρωση της ποσοτικής αντίδρασης $\text{Cl}_2 + \text{H}_2 \rightarrow 2\text{HCl}$, στα προϊόντα θα υπάρξει:

- α. μόνο HCl
- β. HCl και H₂
- γ. HCl και Cl₂
- δ. HCl, Cl₂ και H₂.

4.1 Οργανική Χημεία

Οργανική Χημεία: Ενώσεις του άνθρακα εκτός από ανθρακικά άλατα, ανθρακικό οξύ, μονοξείδιο και διοξείδιο του άνθρακα.

Γιατί ο άνθρακας σχηματίζει τόσο μεγάλο αριθμό ενώσεων; (Ξεπερνούν τα 4.000.000)

Η ηλεκτρονική του δομή είναι K: 2, L: 4. Έτσι:

1. Έχει μικρό μέγεθος με αποτέλεσμα:

Να σχηματίζει ομοιοπολικούς δεσμούς με τα άτομα σχεδόν όλων των αμετάλλων

Να σχηματίζει σταθερούς ομοιοπολικούς δεσμούς με άλλα άτομα άνθρακα και δημιουργεί ανθρακικές αλυσίδες (ευθύγραμμες, διακλαδισμένες, κυκλικές κ.λ.π.)

2. Έχει 4 ηλεκτρόνια στην εξωτερική στιβάδα. Μπορεί να σχηματίσει σταθερούς διπλούς, και τριπλούς δεσμούς (λόγω υβριδισμού)

Λόγω των φαινομένων της ισομέρειας και της πολυμέρειας

Ισομέρεια: Σε μια οργανική ένωση με ορισμένο μοριακό τύπο μπορεί να αντιστοιχούν περισσότερες ενώσεις με διαφορετικές ιδιότητες, δηλαδή με διαφορετικό τρόπο σύνδεσης των ατόμων στο μόριο της ένωσης.

Πολυμέρεια: Από μια οργανική ένωση με ορισμένο μοριακό βάρος μπορεί να προκύψουν άλλες ενώσεις με πολλαπλάσιο μοριακό βάρος

Οι οργανικές ενώσεις έχουν επί το πλείστον ομοιοπολικούς δεσμούς.

- Αριθμός ομοιοπολικών δεσμών που μπορεί να σχηματίσει ένα άτομο

Συνήθως, ένα αμέταλλο σχηματίζει τόσους ομοιοπολικούς δεσμούς όσα είναι και τα μονήρια e που διαθέτει στην εξωτερική του στιβάδα.

Άτομο	$\begin{array}{c} \cdot \\ \cdot \text{ X } \cdot \\ \cdot \end{array}$	$\begin{array}{c} \cdot\cdot \\ \cdot \text{ X } \cdot \\ \cdot \end{array}$	$\begin{array}{c} \cdot\cdot \\ \cdot \text{ X } : \\ \cdot \end{array}$	$\begin{array}{c} \cdot\cdot \\ \cdot \text{ X } : \text{ ή } \cdot \text{ H} \\ \cdot\cdot \end{array}$
Ομοιοπολικοί δεσμοί	$\begin{array}{c} \\ - \text{ X } - \\ \end{array}$	$\begin{array}{c} \cdot\cdot \\ - \text{ X } - \\ \end{array}$	$\begin{array}{c} \cdot\cdot \\ - \text{ X } : \\ \end{array}$	$\begin{array}{c} \cdot\cdot \\ - \text{ X } : \text{ ή } - \text{ H} \\ \cdot\cdot \end{array}$
Αριθμός ομ. δεσμ.	4	3	2	1
π.χ.	$\begin{array}{c} \\ - \text{ C } - \\ \end{array}$	$\begin{array}{c} \\ - \text{ N } - \\ \end{array}$	$\begin{array}{c} \\ - \text{ O } \\ \end{array}$	$\begin{array}{c} - \text{ F} \\ - \text{ Cl} \\ - \text{ Br} \\ - \text{ I} \end{array}$ -H

Χαρακτηριστική ομάδα:

Οι οργανικές ενώσεις περιέχουν συνήθως (εκτός του άνθρακα) και άλλα είδη ατόμων.

Οι χαρακτηριστικές ιδιότητες μιας οργανικής ένωσης εξαρτώνται από το είδος των ατόμων που περιέχει και τον τρόπο που αυτά ενώνονται.

Έτσι, συγκεκριμένα άτομα που ενώνονται με συγκεκριμένο τρόπο με την ανθρακική αλυσίδα, δημιουργούν μια χαρακτηριστική ομάδα.

Εμείς, θα αναλύσουμε μόνο τις περιπτώσεις όπου εκτός από άνθρακα έχουμε :

⌘ άτομα υδρογόνου. Το πιο κοινό είδος ατόμου (εκτός του άνθρακα) που συναντάμε στις οργανικές ενώσεις είναι το υδρογόνο. Ενώνεται, φυσικά, μόνο με απλό δεσμό

⌘ άτομα οξυγόνου. Τους πιο συνηθισμένους τρόπους που ενώνεται το οξυγόνο στην ανθρακική αλυσίδα (απλό ή διπλό δεσμό)

⌘ άτομα αλογόνων. Ενώνεται μόνο με απλό δεσμό

Σαφώς, δεν καλύπτουμε όλες τις οργανικές ενώσεις, αφού σε αυτές μπορούμε να συναντήσουμε ένα μεγάλο εύρος στοιχείων (πιο κοινά: N, S) και πολλούς συνδυασμούς.

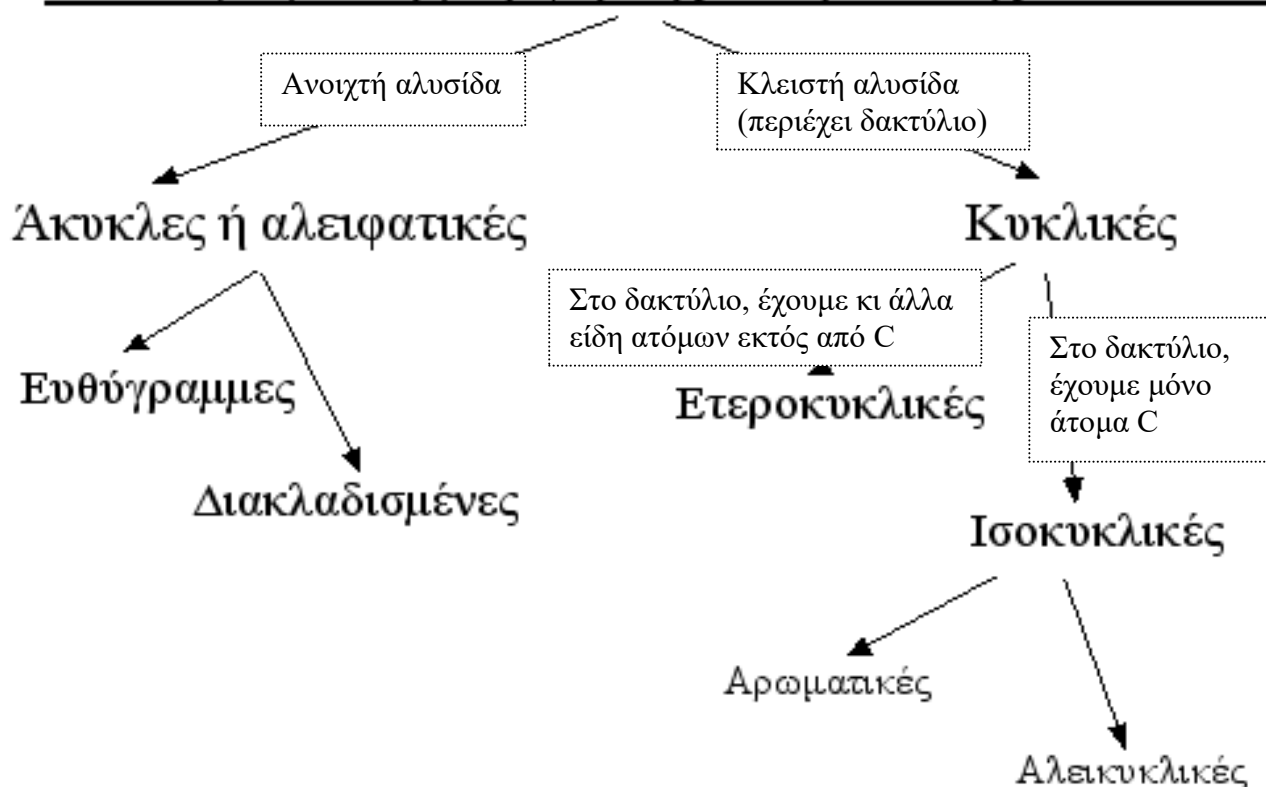
Ομόλογες σειρές

Θα ασχοληθούμε με τις αλειφατικές (άκυκλες)

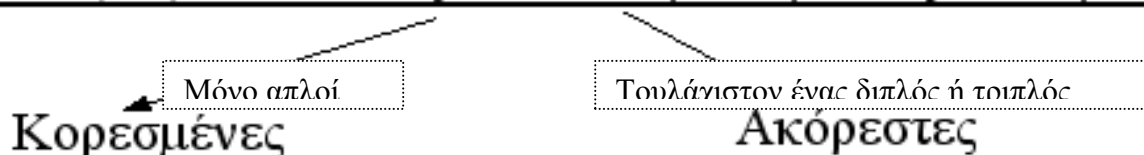
Χημική τάξη	Είδος δεσμού v C	ομόλογη σειρά	Γενικός Μ.Τ.
Υδρογονάνθρακες	Κορεσμένοι	Αλκάνια R-H	C_nH_{2n+2}
	Ακόρεστοι (ένας δ.δ.)	Αλκένια	C_nH_{2n}
	Ακόρεστοι (ένας τ.δ.)	Αλκίνια	C_nH_{2n-2}
	Ακόρεστοι (ένας τ.δ.)	Αλκαδιένια	
(Περιέχουν αλογόνο)	Κορεσμένα	Αλκυλαλογονίδια R-X	$C_nH_{2n+1}X$
Αλκοόλες	Κορεσμένες	Κορεσμένες μονοσθενείς αλκοόλες R-OH	$C_nH_{2n+2}O$
Αιθέρες	Κορεσμένοι	Κορεσμένοι μονοαιθέρες R-O-R'	
Αλδεΐδες	Κορεσμένες	Κορεσμένες αλδεΐδες RCHO	$C_nH_{2n}O$
Κετόνες	Κορεσμένες	Κορεσμένες κετόνες R-CO-R'	
Καρβοξυλικά οξέα	Κορεσμένα	Κορεσμένα μονοκαρβοξυλικά οξέα RCOOH	$C_nH_{2n}O_2$
Εστέρες	κορεσμένοι	Εστέρες RCOOR'	

Ταξινόμηση οργανικών ενώσεων:

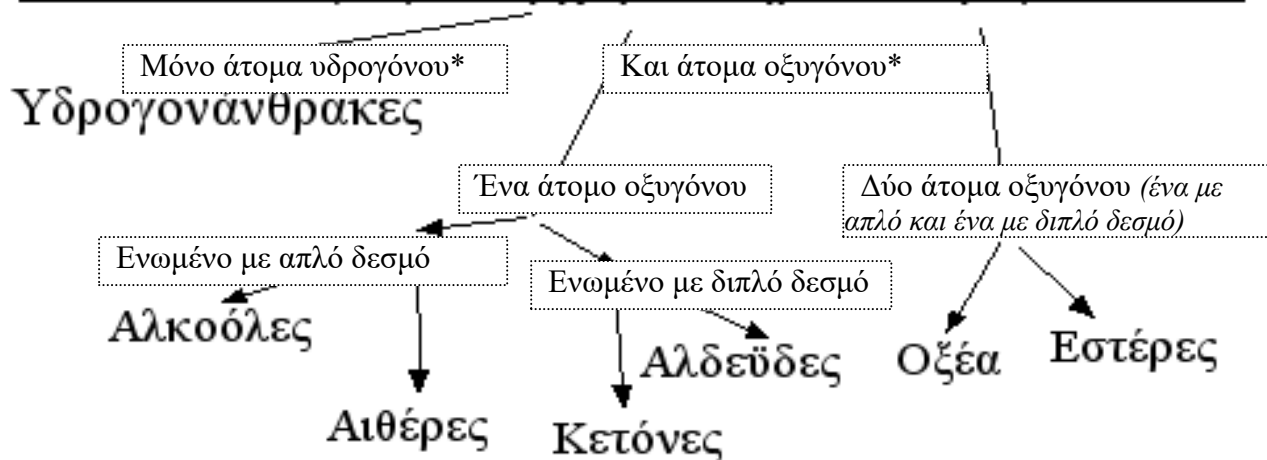
Ανάλογα με τη μορφή της ανθρακικής αλυσίδας



Ανάλογα με το είδος των δεσμών μεταξύ ατόμων C



Ανάλογα με τη χαρακτηριστική ομάδα



* Εκτός από άτομα άνθρακα

Ονοματολογία (άκυκλων) οργανικών ενώσεων

Προεργασία:

1. Εντοπίζετε την κύρια ομάδα της ένωσης (σειρά προτεραιότητας: Πίνακας 1)
2. Επιλέγετε τη πιο μακριά αλυσίδα που να περιλαμβάνει την κύρια ομάδα και να περιέχει τις περισσότερες χαρακτηριστικές ομάδες
3. Αριθμείτε τα άτομα C της αλυσίδας, αρχίζοντας από την άκρη εκείνη ώστε:
☒ Η κύρια ομάδα να παίρνει τον μικρότερο δυνατό αριθμό
☒ Οι αριθμοί που δίνονται στους υποκαταστάτες να είναι όσο το δυνατόν μικρότεροι

Γραφή:

- 1^η συλλαβή: Γράφετε το χαρακτηριστικό αριθμητικό που εκφράζει τον αριθμό ατόμων C της αλυσίδας

1^η συλλαβή (Ανάλογα με τον αριθμό ατόμων C)				
1 C	2 C	3 C	4 C	5 C
Μεθ-	Αίθ-	Προπ-	Βουτ-	Πεντ-

- 2^η συλλαβή: Εκφράζει τον βαθμό ακορεστότητας της ένωσης

2^η συλλαβή (Ανάλογα με το είδος των δεσμών)			
Όλοι απλοί	Διπλός	Δύο διπλοί κ.λ.π.	Τριπλός
-αν-	-εν-	-διεν-	-ιν-

*Ρίζες: Απλοί δ., «λείπει» ένα υδρογόνο: **-υλ-**, «λείπουν» δύο υδρογόνα: **-υλεν-**

*Η θέση του διπλού και τριπλού δεσμού υποδηλώνεται με τον αριθμό του πρώτου ατόμου C που συμμετέχει σε αυτόν. Ο αριθμός αυτός προτάσσεται της χαρακτηριστικής συλλαβής ή της ονομασίας

- 3^η συλλαβή (κατάληξη): αντιστοιχεί στη κύρια (χαρακτηριστική) ομάδα

3^η συλλαβή (Ανάλογα με τη κύρια ομάδα)				
υδρογονάνθρακες	αλκοόλες	κετόνες	αλδεΐδες	Καρ.οξέα
-ιο	-ολη	-ονη	-αλη	-ικό οξύ

*Ο αριθμός θέσης της χαρακτηριστικής ομάδας, προτάσσεται της καταλήξεως ή του ονόματος.

* Αν υπάρχουν κι άλλες ομάδες εκτός από την κύρια, τότε τις αντιμετωπίζουμε ως υποκαταστάτες και τοποθετείται πριν από το όνομα το κατάλληλο πρόθεμα (πίνακας 1) και ο αριθμός θέσης του υποκαταστάτη.

Σειρά προτεραιότητας χαρακτηριστικών ομάδων (Πίνακας 1)

(Αυτές που εξετάζουμε μόνο)

ΤΑΞΗ	ΟΜΑΔΑ	ΠΡΟΘΕΜΑ (υποκαταστάτης)	ΚΑΤΑΛΗΞΗ (κύρια ομάδα)
Καρβονικά οξέα	-COOH	Καρβόξυ-	-ικό οξύ
.....			
Εστέρες	-COOR π.χ. $-COOCH_3$	Κάρβο-αλκόξυ- Καρβομεθόξυ	-ικός αλκυλο-εστέρας -ικός μεθυλεστέρας
.....			
Αλδεΐδες	-CH=O	Φόρμυλο-	-άλη
.....	-COCH ₃	Ακέτυλο-	
κετόνες	-CO-	Όξο-	-όνη
Αλκοόλες	-OH	Υδροξύ-	-όλη
.....			
Αιθέρες	-OR π.χ. $-OCH_3$	Αλκόξυ- Μεθόξυ-	-αλκυλ-αιθέρας -μεθυλαιθέρας
.....			
Αλκίνια	-C≡C- π.χ. $-C≡CH$	Αλκινυλο- Αιθινυλο-	-ίνιο 1.....-ίνιο
Αλκένια	-CH=CH-R π.χ. $-CH=CH_2$	Αλκένυλο- Αιθύλενο- (ή εμπ. Βίνυλο-)	-ένιο 1.....-ένιο
.....			
Αλκυλαλογονίδια	-X	Αλογονο-	
.....			
Αλκάνια	-R π.χ. $-CH_3$	Άλκυλο- Μέθυλο-	-άνιο -άνιο

-ΙΟ			
Εκτός από C έχει :	χαρακτηριστική ομάδα:	κατάληξη	Χημική τάξη
μόνο υδρογόνα			υδρογονάνθρακας
Και οξυγόνο ενωμένο με απλούς δεσμούς	Στην άκρη (-OH) Ανάμεσα (R-O-R') ονομάζουμε κάθε αλκύλιο και	-όλη αιθέρας ή *	Αλκοόλη Αιθέρας
Και οξυγόνο ενωμένο με διπλό δεσμό	Στην άκρη (R-C=O) H O Ανάμεσα (R-C-R')	-άλη -όνη	Αλδεΐδη Κετόνη
Οξυγόνο ενωμένο με απλό και διπλό δεσμό συνεχόμενα	Στην άκρη (R-C-O-H) O O Ανάμεσα (R-C-O-R') ονομάζουμε κάθε αλκύλιο (μαζί με τον άνθρακα που είναι ενωμένος με διπλό δεσμό με το οξυγόνο) και	-ικό οξύ κατάληξη εστέρας	Καρβοξυλικά οξέα Εστέρες
Και αλογόνο (φθόριο, χλώριο, βρώμιο, ιώδιο)		Όνομα αλογόνου και όνομα υδρογονάνθρακα	αλκυλαλογονίδια

ΑΣΚΗΣΕΙΣ

Γ. 4.1.1. Να επιλέξετε από τις παρακάτω ερωτήσεις τη σωστή απάντηση:

1.1 Από τις ενώσεις που ακολουθούν κορεσμένη είναι:

α. $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_3$ β. $\text{CH}_3-\text{C}\equiv\text{N}$ γ. $\text{CH}_3-\text{O}-\text{CH}=\text{CH}_2$ δ. $\text{CH}\equiv\text{CH}$

1.2 Από τις παρακάτω ενώσεις αλκένιο είναι:

α. C_4H_{10} β. $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$ γ. C_2H_4 δ. $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}$

1.3 Η χαρακτηριστική ομάδα των αλκοολών είναι:

α. $-\text{OH}$ β. $-\text{O}-$ γ. COOH δ. $\text{CH}=\text{O}$

1.4 Από τις παρακάτω ενώσεις οργανική είναι :

α. HCl β. HCOOH γ. Na_2CO_3 δ. CO_2

Γ.4.1.2. Να γραφούν οι συντακτικοί τύποι των ενώσεων:

α. 2- μεθυλοβουτανικό οξύ β. προπένιο γ. 2- πεντανόνη

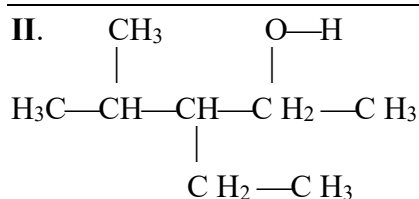
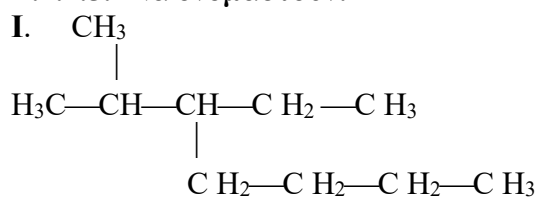
Γ.4.1.3. Να συμπληρωθεί ο πίνακας, με βάση την ή τις ομόλογες σειρές για κάθε μοριακό τύπο:

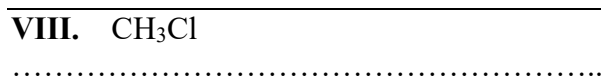
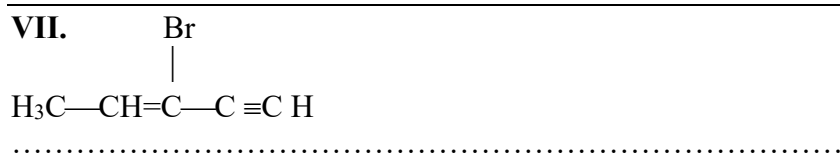
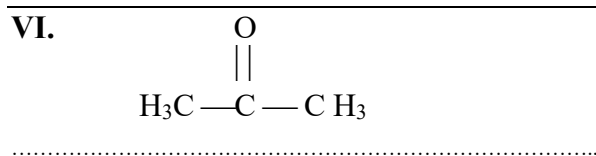
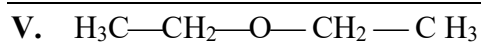
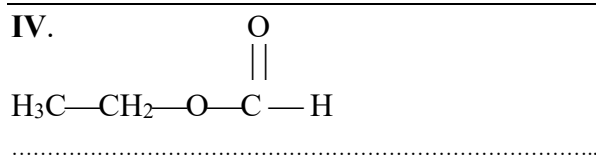
ΜΟΡΙΑΚΟΣ ΤΥΠΟΣ	ΟΜΟΛΟΓΗ ΣΕΙΡΑ
$\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$	
$\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$	
C_5H_8	
$\text{C}_4\text{H}_8\text{O}$	

Γ.4.1.4. Να κάνετε τις αντιστοιχίες :

α. αλκάνιο	1. $\text{HC}\equiv\text{CH}$
β. αλκίνιο	2. $\text{CH}_2=\text{C}=\text{CH}_2$
γ. αλκένιο	3. CH_4
δ. αλκαδιένιο	4. $\text{CH}_2=\text{CH}_2$

Γ.4.1.5. Να ονομαστούν:





Γ.4.1.6 Να γραφτούν οι συντακτικοί τύποι:

I. 3,5 διμέθυλο 2-επτίνιο

II. 1,1,1 τριβρωμο προπάνιο

III. 2 υδρόξυ προπανικό οξύ

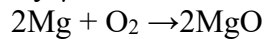
V. βουτανικός μεθυλεστέρας

4.1.2. Καύση

Τι είναι καύση

Για να φωτογραφήσουμε αντικείμενα μέσα σε ένα χώρο που δε φωτίζεται καλά, χρησιμοποιούμε τεχνητές φωτεινές πηγές. Μια τεχνητή φωτεινή πηγή είναι και το φλας.

Οι λυχνίες φλας περιέχουν οξυγόνο και σκόνη μαγνησίου. Όταν «ανάβει» το φλας, παράγεται στιγμιαία έντονος φωτισμός από την αντίδραση του μαγνησίου με το οξυγόνο:



Η παραφίνη των κεριών αποτελείται από μίγμα στερεών υδρογονανθράκων.

Ένα αναμμένο κερί είναι, ταυτόχρονα, φωτεινή πηγή και πηγή θερμότητας. Η φλόγα του παράγεται από την αντίδραση της παραφίνης με το οξυγόνο του ατμοσφαιρικού αέρα.

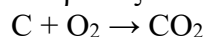
Καύση είναι η αντίδραση μιας ουσίας (ανόργανης ή οργανικής) με το οξυγόνο, που συνοδεύεται από παραγωγή θερμότητας και φωτός.

Καύσιμα

Καύσιμα είναι οι ουσίες που όταν αντιδρούν με το οξυγόνο, μετασχηματίζεται μέρος της χημικής ενέργειας που περιέχουν σε θερμική. Τη θερμική αυτή ενέργεια χρησιμοποιούμε για θέρμανση, παραγωγή ηλεκτρικής ενέργειας και κίνηση των μεταφορικών μέσων. Τα καύσιμα διακρίνονται σε στερεά, υγρά και αέρια, ανάλογα με τη φυσική κατάσταση στην οποία βρίσκονται στις συνήθεις συνθήκες. Αντιδράσεις τέλει καύσης μερικών χαρακτηριστικών καυσίμων.

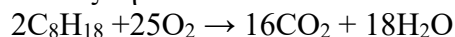
α) Καύση στερεού καυσίμου

Άνθρακας:

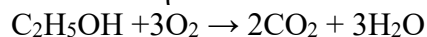


β) Καύση υγρών καυσίμων

i. Βενζίνη:

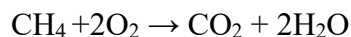


ii. Αιθανόλη:

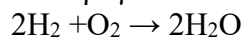


γ) Καύση αερίων καυσίμων

i. Μεθάνιο:



ii. Υδρογόνο:

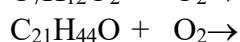
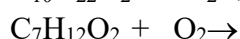
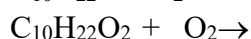
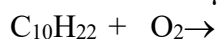


Σε περίπτωση ατελούς καύσης τα προϊόντα είναι CO ή C (αιθάλη) και νερό.

Τα αέρια προϊόντα των καύσεων λέγονται καυσαέρια.

👉 ΑΣΚΗΣΕΙΣ

Γ.4.1.2.1. Να συμπληρώσετε τις παρακάτω αντιδράσεις τέλει καύσης:



Γ.4.1.2.2. Να γράφουν οι αντιδράσεις τέλει και ατελής καύσης των παρακάτω οργανικών ενώσεων:

C_2H_4 , C_4H_6 , C_5H_{10} , C_3H_6 , C_6H_{10} , $\text{C}_{12}\text{H}_{24}$, C_5H_{10} , C_3H_6 , C_8H_{16}
 C_5H_{12} , C_7H_{16} , C_6H_8