

ΧΗΜΕΙΑ

Α' ΛΥΚΕΙΟΥ



Διαδραστικό Βοήθημα

Θεωρία - VideoΜαθήματα - Ασκήσεις



ΠΕΡΙΕΧΟΜΕΝΑ

Ενότητα 1. Βασικές έννοιες

Ενότητα 2. Περιοδικός Πίνακας - δεσμοί

Ενότητα 3. Οξέα - βάσεις - άλατα - οξείδια

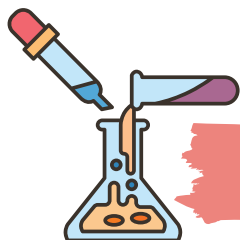
Ενότητα 4. Στοιχειομετρία



βασικές έννοιες



Ενότητα 1η - Χημεία Α' Λυκείου - ΘΕΩΡΙΑ



ΒΑΣΙΚΕΣ ΕΝΝΟΙΕΣ

1. ΓΝΩΡΙΣΜΑΤΑ ΤΗΣ ΥΛΗΣ



ΛΥΣΕΙΣ ΣΧΟΛΙΚΩΝ ΑΣΚΗΣΕΩΝ

Βασικά μεγέθη που χρησιμοποιούνται στη χημεία:

Μεγέθη	Μονάδα στο S.I.	Συνήθεις μονάδες στη Χημεία
Μάζα m	kg	g mg ($1\text{g } 10^3\text{mg}$)
Όγκος V	m^3	L (dm^3) mL (cm^3) ($1\text{L } 10^3\text{mL}$)
Πυκνότητα $\rho = \frac{m}{V}$	kg/m^3	g/mL g/L kg/L

2. ΔΟΜΙΚΑ ΣΩΜΑΤΙΔΙΑ ΤΗΣ ΥΛΗΣ

Μόριο είναι το μικρότερο κομμάτι ενός σώματος που μπορεί να υπάρξει ελεύθερο και διατηρεί τις ιδιότητες του σώματος από το οποίο προέρχεται.

Άτομα είναι μικρότατα σωματίδια που παίρνουν μέρος στο σχηματισμό χημικών μορίων και δεν αλλάζουν κατά τις χημικές αντιδράσεις.

π.χ. Μια ποσότητα νερού αποτελείται από πολλά μόρια με τύπο H_2O , δηλαδή το κάθε μόριο νερού αποτελείται από δύο άτομα H και ένα άτομο O. Αν διασπάσουμε τα μόρια του H_2O στα άτομα του, τότε δεν υφίσταται πλέον νερό.

Ιόντα είναι φορτισμένα άτομα ή συγκροτήματα μορίων.

Διακρίνονται σε:

Κατιόντα: Θετικά φορτισμένα ιόντα, π.χ. Na^+ , Ca^{+2} , NH_4^+

Ανιόντα: Αρνητικά φορτισμένα ιόντα, π.χ. Cl^- , S^{2-} , CO_3^{2-}



Ατομικότητα ενός στοιχείου είναι ο αριθμός των ατόμων που αποτελούν ένα μόριο ενός στοιχείου.

Ατομικότητα	Ονομασία στοιχείου	Παράδειγμα
1.	μονοατομικό	Ευγενή αέρια (He, Ne, Ar, Kr)
2.	διατομικό	Αλογόνα (F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2) O_2 , H_2 , N_2
3.	τριατομικό	Όζον (O_3)
4.	τετρατομικό	P_4 , As_4
πολλές	πολυατομικό	S , S_2 , S_4 , S_6 , S_8

Δομή του Ατόμου

Το άτομο αποτελείται από :

Πρωτόνια (p^+)

Νετρόνια (n^0)

Ηλεκτρόνια (e^-)

Τα πρωτόνια και τα νετρόνια έχουν περίπου ίση μάζα και βρίσκονται στον πυρήνα του ατόμου. Ονομάζονται και νουκλεόνια.

Κάθε ηλεκτρόνιο έχει μάζα περίπου 1836 φορές μικρότερη από τη μάζα ενός νουκλεονίου. Τα ηλεκτρόνια κινούνται γύρω από τον πυρήνα.

Σε ένα ουδέτερο άτομο ισχύει:

αριθμός ηλεκτρονίων = αριθμός πρωτονίων

ΑΤΟΜΙΚΟΣ ΑΡΙΘΜΟΣ (Z) ονομάζεται ο αριθμός των πρωτονίων στον πυρήνα του ατόμου.

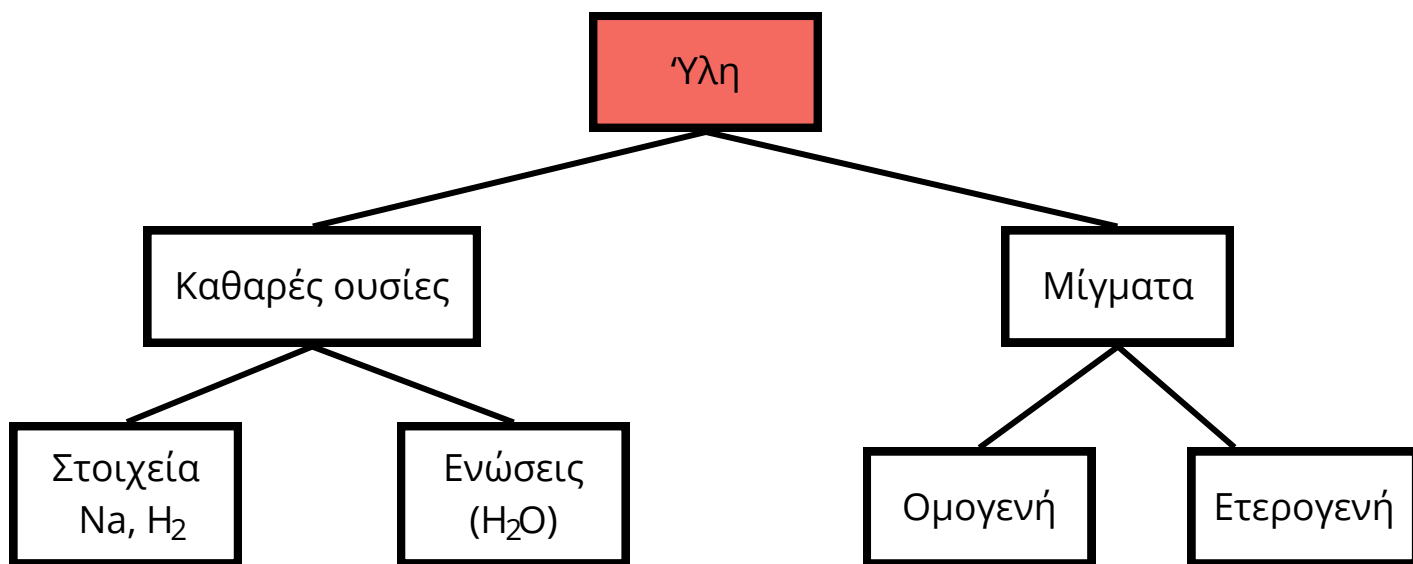
ΜΑΖΙΚΟΣ ΑΡΙΘΜΟΣ (A) ονομάζεται ο αριθμός των πρωτονίων και νετρονίων στον πυρήνα ενός ατόμου.

Ένα άτομο συμβολίζεται με : ${}^A_ZX$

ΙΣΟΤΟΠΑ άτομα ονομάζονται αυτά που έχουν στον πυρήνα τους ίδιο αριθμό πρωτονίων, αλλά διαφορετικό αριθμό νετρονίων. Επομένως έχουν ίδιο ατομικό αριθμό και διαφορετικό μαζικό.

Τα ισότοπα άτομα έχουν ακριβώς την ίδια χημική συμπεριφορά, αλλά διαφέρουν στις ιδιότητες που έχουν σχέση με τη μάζα τους.

Π.χ. ${}^1_1\text{H}$ (πρώτιο) ${}^2_1\text{H}$ (δευτέριο) ${}^3_1\text{H}$ (τρίτιο)



Στοιχεία	Χημικές Ενώσεις
Καθορισμένη σύσταση	Καθορισμένη σύσταση
Ένα είδος ατόμων	Δύο ή περισσότερα είδη ατόμων
Δεν διασπώνται σε απλούστερες ουσίες	Διασπώνται σε απλούστερες ουσίες (με χημικές μεθόδους)

➡ **Μίγματα:** ονομάζονται τα σώματα που αποτελούνται από δύο ή περισσότερες χημικές ουσίες, οι οποίες συνυπάρχουν χωρίς να αντιδρούν μεταξύ τους.

Ιδιότητες των μιγμάτων:

- Τα μίγματα έχουν μεταβλητή σύσταση.
- Δεν έχουν καθορισμένες φυσικές ιδιότητες.
- Τα συστατικά του μίγματος διατηρούν τις ιδιότητες τους.
- Τα μίγματα διαχωρίζονται στα συστατικά τους με φυσικές μεθόδους.

Κατηγορίες μιγμάτων

Ομογενή: Έχουν την ίδια σύσταση και τις ίδιες ιδιότητες σε όλη τη μάζα τους. Τα συστατικά ενός μίγματος δεν διακρίνονται μεταξύ τους.

Παραδείγματα: θαλασσινό νερό, κρασί, ξίδι, ζαχαρόνερο, αλατόνερο

Ετερογενή: Δεν έχουν την ίδια σύσταση σε όλη τη μάζα τους.

Παράδειγμα: λάδι με νερό

Χημικές Ενώσεις	Μίγματα
Αποτελούνται από ένα είδος μορίων.	Αποτελούνται από 2 ή περισσότερα είδη μορίων.
Έχουν καθορισμένη σύσταση.	Έχουν μεταβλητή σύσταση.
Δεν διατηρούν, γενικά, τις ιδιότητες των συστατικών τους.	Διατηρούν τις ιδιότητες των συστατικών τους.
Έχουν καθορισμένες φυσικές σταθερές.	Δεν έχουν καθορισμένες φυσικές σταθερές.
Διασπώνται στα συστατικά τους με χημικές μεθόδους.	Διαχωρίζονται στα συστατικά τους με φυσικές μεθόδους.

4. Διαλύματα - Περιεκτικότητες διαλυμάτων

Διάλυμα: κάθε ομογενές μίγμα που αποτελείται από δύο ή περισσότερες χημικές ουσίες.

Διαλύτης: είναι το συστατικό που βρίσκεται σε μεγαλύτερη αναλογία. Θα πρέπει να στην ίδια φυσική κατάσταση με το διάλυμα.

Διαλυμένη ουσία: τα υπόλοιπα συστατικά του διαλύματος.

➡ Η διαλυμένη ουσία μπορεί να είναι:

Στερεό: η ζάχαρη ή το αλάτι στο νερό

Υγρό: το οινόπνευμα στο κρασί

Αέριο: το CO_2 στα αναψυκτικά

➡ Τα διαλύματα ανάλογα με την φυσική τους κατάσταση διακρίνονται σε:

Αέρια: ο ατμοσφαιρικός αέρας. Είναι πάντοτε ομογενή.

Υγρά: η διαλυμένη ουσία μπορεί να είναι στερεή, υγρή, ή αέρια.

Στερεά: κράματα μετάλλων.

ΕΚΦΡΑΣΕΙΣ ΠΕΡΙΕΚΤΙΚΟΤΗΤΑΣ

- Περιεκτικότητα στα εκατό κατά βάρος (**% w/w**).
x g διαλυμένης ουσίας σε 100 g διαλύματος
π.χ: διάλυμα ζάχαρης 10% w/w σημαίνει ότι:
σε 100g διαλύματος περιέχονται 10 g ζάχαρης.

- Περιεκτικότητα στα εκατό βάρος κατ' όγκο (**% w/v**).
x g διαλυμένης ουσίας σε 100 ml διαλύματος
π.χ: διάλυμα NaCl 5% w/v σημαίνει ότι:
σε 100ml διαλύματος περιέχονται 5g NaCl.

- Περιεκτικότητα στα εκατό κατ'όγκο (**% v/v**).
x ml διαλυμένης ουσίας σε 100ml διαλύματος.
Χρησιμοποιείται κυρίως σε αέρια διαλύματα και σε διαλύματα υγρών σε υγρά.
π.χ: ο αέρας περιέχει 20% v/v O₂ και 80% v/v N₂.
Αυτό σημαίνει ότι σε 100ml αέρα περιέχονται 20 ml O₂ και 80ml N₂.

Για τη έκφραση της περιεκτικότητας των αλκοολούχων ποτών σε οινόπνευμα χρησιμοποιούνται οι αλκοολικοί βαθμοί .

Για παράδειγμα ένα κρασί περιεκτικότητας 12 % v/v ή 12° σημαίνει ότι: σε 100ml κρασιού περιέχονται 12 ml οινοπνεύματος.

- **ppm** (parts per million)

εκφράζει τα μέρη της διαλυμένης ουσίας που περιέχονται σε 1.000.000 μέρη διαλύματος.

Για παράδειγμα ο αέρας έχει περιεκτικότητα 2 ppm σε SO_2 . Αυτό σημαίνει ότι σε 1.000.000 ml αέρα περιέχονται 2 ml SO_2 .

- **ppb** (parts per billion)

Εκφράζει τα μέρη της διαλυμένης ουσίας που περιέχονται σε 1.000.000.000 μέρη διαλύματος.

Για παράδειγμα ο αέρας έχει περιεκτικότητα 5 ppb σε CO. Αυτό σημαίνει ότι σε 1.000.000.000 ml αέρα περιέχονται 5 ml CO.

ΑΡΑΙΩΣΗ ΚΑΙ ΣΥΜΠΥΚΝΩΣΗ ΔΙΑΛΥΜΑΤΟΣ

Η **αραίωση** ενός διαλύματος πραγματοποιείται με προσθήκη καθαρού διαλύτη στο διάλυμα της ουσίας.

Κατά την αραίωση η ποσότητα της διαλυμένης ουσίας παραμένει η ίδια, ενώ η μάζα και ο όγκος του διαλύματος αυξάνονται.



Κατά την αραίωση ενός διαλύματος, η ίδια ποσότητα διαλυμένης ποσότητας περιέχεται σε μεγαλύτερη ποσότητα διαλύματος. Γι'αυτό το αραιωμένο διάλυμα έχει μικρότερη περιεκτικότητα από το αρχικό.

Η **συμπύκνωση** πραγματοποιείται με:

1. Απομάκρυνση του διαλύτη από το διάλυμα.

Συνήθως ο διαλύτης απομακρύνεται με θέρμανση του διαλύματος, οπότε εξατμίζεται ένα μέρος του διαλύτη. Η ποσότητα της διαλυμένης ουσίας παραμένει η ίδια. Η μάζα και ο όγκος του διαλύματος ελαττώνονται.



Η περιεκτικότητα του διαλύματος αυξάνεται επειδή η ίδια ποσότητα διαλυμένης ουσίας περιέχεται σε μικρότερη ποσότητα διαλύματος.

2. Με προσθήκη στο διάλυμα καθαρής ποσότητας από τη διαλυμένη ουσία.

Η μάζα της διαλυμένης ουσίας στο τελικό διάλυμα είναι ίση με το άθροισμα της μάζας της ουσίας στο αρχικό διάλυμα και της μάζας της ουσίας που προσθέσαμε. Η μάζα του διαλύματος αυξάνεται. Ο όγκος του διαλύματος πρακτικά δεν μεταβάλλεται.



Η περιεκτικότητα του διαλύματος αυξάνεται.

5. ΔΙΑΛΥΤΟΤΗΤΑ

Διαλυτότητα μιας ουσίας σε έναν διαλύτη ονομάζεται η μέγιστη ποσότητα της ουσίας που μπορεί να διαλυθεί σε ορισμένη ποσότητα διαλύτη, κάτω από ορισμένες συνθήκες θερμοκρασίας και πίεσης.

Κορεσμένο διάλυμα: ονομάζεται το διάλυμα που περιέχει τη μέγιστη δυνατή ποσότητα διαλυμένης ουσίας σε ορισμένες συνθήκες. Η επιπλέον ποσότητα που προσθέτουμε δεν μπορεί να διαλυθεί με αποτέλεσμα να καταβυθιστεί στον πυθμένα του δοχείου ως ίζημα.

Ακόρεστο διάλυμα: Ονομάζεται το διάλυμα που περιέχει μικρότερη ποσότητα διαλυμένης ουσίας από τη μέγιστη δυνατή.

Η επιπλέον ποσότητα που προσθέτουμε μπορεί να διαλυθεί έως ότου προκύψει κορεσμένο διάλυμα.



Παράγοντες που επηρεάζουν τη διαλυτότητα:

- **Η φύση του διαλύτη**

Τα όμοια διαλύουν όμοια. Αυτό σημαίνει ότι όσο περισσότερο μοιάζουν στη χημική δομή η διαλυμένη ουσία και ο διαλύτης, τόσο μεγαλύτερη είναι η διαλυτότητα της ουσίας.

- **Η θερμοκρασία**

Η διαλυτότητα των στερεών συνήθως αυξάνεται με την αύξηση της θερμοκρασίας. Η διαλυτότητα των αερίων στο νερό ελαττώνεται με την αύξηση της θερμοκρασίας.

- **Πίεση**

Η διαλυτότητα των αερίων στα υγρά αυξάνεται με την αύξηση της πίεσης.

Γιατί όταν ανοίγουμε ένα μπουκάλι με αεριούχο αναψυκτικό , αυτό αφρίζει;

Όταν μία ουσία έχει μεγάλη διαλυτότητα σε έναν διαλύτη, χαρακτηρίζεται ως ευδιάλυτη, ενώ όταν έχει μικρή διαλυτότητα θεωρείται δυσδιάλυτη.

Γιατί ένα ανθρακούχο αναψυκτικό έχει περισσότερο ανθρακικό όταν βρίσκεται στο ψυγείο, ενώ χάνει την αίσθηση αυτή όταν παραμείνει για αρκετή ώρα σε θερμοκρασία περιβάλλοντος;

Τα ανθρακούχα αναψυκτικά περιέχουν διαλυμένο CO_2 . Γνωρίζουμε ότι η διαλυτότητα των αερίων ελαττώνεται με την αύξηση της θερμοκρασίας. Δηλαδή ένα αέριο (CO_2) διαλύεται περισσότερο στο κρύο νερό απ' ότι στο ζεστό νερό.



2

περιοδικός πίνακας
- δεσμοί



Ενότητα 2η - Χημεία Α' Λυκείου - ΘΕΩΡΙΑ



ΠΕΡΙΟΔΙΚΟΣ ΠΙΝΑΚΑΣ - ΔΕΣΜΟΙ

ΤΑ ΚΥΡΙΟΤΕΡΑ ΣΤΟΙΧΕΙΑ



ΛΥΣΕΙΣ ΣΧΟΛΙΚΩΝ ΑΣΚΗΣΕΩΝ

Υδρογόνο	H
Οξυγόνο	O
Άνθρακας	C
Άζωτο	N
Θείο	S
Φώσφορος	P
Πυρίτιο	Si
Φθόριο	F
Χλώριο	Cl
Ιώδιο	I
Σίδηρος	Fe
Αργίλιο	Al
Χαλκός	Cu

Ψευδάργυρος	Zn
Κάλιο	K
Νάτριο	Na
Ασβέστιο	Ca
Μαγνήσιο	Mg
Υδράργυρος	Hg
Μόλυβδος	Pb
Βάριο	Ba
Χρώμιο	Cr
Μαγγάνιο	Mn
Χρυσός	Au
Λευκόχρυσος	Pt

ΔΟΜΗ ΤΩΝ ΑΤΟΜΩΝ ΚΑΤΑ ΒΟΗΡ

Το άτομο αποτελείται από:

Τον πυρήνα

Που περιέχει τα θετικά φορτισμένα πρωτόνια (p^+) και τα ουδέτερα νετρόνια (n^0).

Τα ηλεκτρόνια

Που κινούνται γύρω από τον πυρήνα σε ορισμένες επιτρεπόμενες κυκλικές τροχιές.

Τα ηλεκτρόνια που κινούνται στην ίδια περίπου απόσταση από τον πυρήνα λέμε ότι βρίσκονται στην ίδια **στιβάδα ή φλοιό**. Οι στιβάδες ονομάζονται K, L, M, N, O, P, Q.

Κάθε στιβάδα χαρακτηρίζεται από έναν αριθμό που συμβολίζεται με **n** και ονομάζεται **κύριος κβαντικός αριθμός**. Ο **n** δείχνει την τάξη της στιβάδας, δηλαδή:

Στιβάδα	K	L	M	N	O	P	Q
n	1	2	3	4	5	6	7
Μέγιστος αριθμός e	2	8	18	32	(50)	(72)	(98)

➡ Η ενέργεια των ηλεκτρονίων αυξάνει όσο απομακρυνόμαστε από τον πυρήνα.

➡ Ο μέγιστος αριθμός ηλεκτρονίων ανά στιβάδα δίνεται από τον τύπο $2n^2$. (Ο τύπος αυτός ισχύει μόνο για τις 4 πρώτες στιβάδες).

Ηλεκτρονιακή Δόμηση

Η κατανομή των ηλεκτρονίων ενός ατόμου σε στιβάδες γίνεται με βάση της αρχή της ελάχιστης ενέργειας. Δηλαδή τα ηλεκτρόνια τοποθετούνται σε στιβάδες όσο το δυνατόν μικρότερης ενέργειας. Κατά την δόμηση των ηλεκτρονίων ακολουθούμε κάποιου περιορισμούς:

Στην εξωτερική στιβάδα: αριθμός $e \leq 8$

Στην προτελευταία στιβάδα: αριθμός $e \leq 18$

(για τα στοιχεία που θα ασχοληθούμε εμείς, στη προτελευταία στιβάδα ο αριθμός των ηλεκτρονίων μπορεί να είναι 8, 18 ή 2 στην στιβάδα K).

Η χημική συμπεριφορά των στοιχείων εξαρτάται:

α) Κατά κύριο λόγο από τον αριθμό των ηλεκτρονίων στην εξωτερική στιβάδα των ατόμων

β) Κατά δεύτερο λόγο από την ατομική ακτίνα.



Στοιχεία με ίδιο αριθμό ηλεκτρονίων στην εξωτερική στιβάδα έχουν παρόμοιες χημικές ιδιότητες.

ΠΕΡΙΟΔΙΚΟΣ ΠΙΝΑΚΑΣ

Ο Moselay κατέταξε τα στοιχεία κατά αύξοντα ατομικό αριθμό, οπότε παρατήρησε μια περιοδικότητα στις χημικές ιδιότητες των στοιχείων.

Κατέταξε τα στοιχεία σε 18 κατακόρυφες στήλες (ομάδες) και σε 7 οριζόντιες γραμμές (περίοδοι).

Τα άτομα των στοιχείων μιας κύριας ομάδας του Περιοδικού Πίνακα έχουν το ίδιο αριθμό ηλεκτρονίων στην εξωτερική στιβάδα και γι' αυτό έχουν παρόμοιες χημικές ιδιότητες.

Τα άτομα των στοιχείων μιας περιόδου έχουν τα ηλεκτρόνια τους κατανεμημένα στον ίδιο αριθμό στιβάδων.

1η	2η	17η	18η
Η	ΑΛΚΑΛΙΚΕΣ ΓΑΙΕΣ	ΑΛΟΓΟΝΑ	ΕΥΤΕΝΗ ΑΕΡΙΑ
ΑΛΚΑΛΙΑ			

Ηλεκτροθετικά - Ηλεκτραρνητικά Στοιχεία

Τα άτομα των στοιχείων ενώνονται μεταξύ τους για να αποκτήσουν σταθερή δομή. Για τα στοιχεία των κύριων ομάδων του περιοδικού πίνακα σταθερή δομή είναι αυτή των ευγενών αερίων.

Δότες ηλεκτρονίων ή Μέταλλα ή Ηλεκτροθετικά στοιχεία:

Αποβάλλουν ηλεκτρόνια για να αποκτήσουν σταθερή δομή και μετατρέπονται σε θετικά ιόντα (κατιόντα).

Ένα στοιχείο αποβάλλει ευκολότερα ηλεκτρόνια από την εξωτερική του στιβάδα:

- Αν έχει περισσότερες στιβάδες με ηλεκτρόνια (είναι μικρότερη η έλξη του πυρήνα στα εσωτερικά ηλεκτρόνια)
- Αν είναι λιγότερα τα ηλεκτρόνια που πρέπει να αποβάλλει και να αποκτήσει σταθερή δομή.



Δέκτες ηλεκτρονίων ή Αμέταλλα ή Ηλεκτραρνητικά Στοιχεία:

Προσλαμβάνουν ηλεκτρόνια για να αποκτήσουν σταθερή δομή και μετατρέπονται σε αρνητικά ιόντα (ανιόντα).

Ένα στοιχείο προσλαμβάνει ευκολότερα ηλεκτρόνια:

- Αν έχει λιγότερες στιβάδες με ηλεκτρόνια
- Αν είναι λιγότερα τα ηλεκτρόνια που πρέπει να προσλάβει για να αποκτήσει σταθερή δομή.



Στον Περιοδικό Πίνακα τα ηλεκτροθετικά στοιχεία τα βρίσκουμε αριστερά και κάτω, ενώ τα ηλεκτραρνητικά στοιχεία δεξιά και πάνω, με εξαίρεση τα ευγενή αέρια.

ΗΛΕΚΤΡΑΡΝΗΤΙΚΟΤΗΤΑ

Είναι η ικανότητα του ατόμου να έλκει και να συγκρατεί ηλεκτρόνια στις ενώσεις του.

Η σειρά ηλεκτραρνητικότητας για κάποια στοιχεία είναι:



ΙΟΝΤΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ (ΕΤΕΡΟΠΟΛΙΚΟΣ)

ΙΟΝΤΙΚΟΣ ονομάζεται ο δεσμός που σχηματίζεται με μεταφορά ηλεκτρονίων από άτομα ενός ηλεκτροθετικού στοιχείου (μετάλλου) σε άτομα ενός ηλεκτραρνητικού στοιχείου (αμετάλλου).

Με τον τρόπο αυτό σχηματίζονται αντίθετα φορτισμένα ιόντα, τα οποία έλκονται μεταξύ τους με ισχυρές ηλεκτροστατικές δυνάμεις Coulomb.

Ο ιοντικός δεσμός σχηματίζεται μεταξύ των ατόμων ενός μετάλλου M και ενός αμετάλλου A.

➡ Δεν μπορεί να σχηματιστεί ιοντικός δεσμός ανάμεσα σε άτομα του ίδιου ατόμου.

ΠΑΡΑΔΕΙΓΜΑΤΑ:

NaCl

CaF₂



Ο χημικός τύπος μιας ιοντικής ένωσης δεν συμβολίζει το μόριο μιας ένωσης, αλλά την απλούστερη ακέραια αναλογία των ιόντων στο κρυσταλλικό πλέγμα της ένωσης.

ΧΑΡΑΚΤΗΡΙΣΤΙΚΑ ΙΟΝΤΙΚΩΝ ΕΝΩΣΕΩΝ

Στις ιοντικές ενώσεις ανήκουν:

- τα άλατα (NaBr, K₂SO₄, NH₄Br)
- Τα περισσότερα οξείδια των μετάλλων (CaO, Na₂O)
- Τα υδρίδια των μετάλλων (NaH, CaH₂)

- Οι ιοντικές ενώσεις δεν αποτελούνται από μόρια.
- Δομικές μονάδες των ιοντικών ενώσεων είναι τα ιόντα. Οι κρύσταλλοι που σχηματίζουν περιέχουν ιόντα με καθορισμένη αναλογία.
- Είναι κρυσταλλικά σώματα με υψηλό σημείο τήξης.

Αυτό οφείλεται στις ισχυρές ηλεκτροστατικές δυνάμεις Coulomb μεταξύ των ιόντων.

- Οι κρύσταλλοι τους είναι σκληροί και εύθραυστοι.
- Τα τήγματα τους και τα υδατικά τους διαλύματα είναι καλοί αγωγοί του ηλεκτρισμού.

Αντίθετα οι ιοντικές ενώσεις σε στερεή κατάσταση δεν εμφανίζουν ηλεκτρική αγωγιμότητα.

- Διαλύονται γενικά στο νερό.

ΟΜΟΙΟΠΟΛΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ

ΟΜΟΙΟΠΟΛΙΚΟΣ ονομάζεται ο δεσμός που σχηματίζεται με αμοιβαία συνεισφορά ενός ή περισσότερων ηλεκτρονίων, οπότε τα άτομα συνδέονται μεταξύ τους με ένα ή περισσότερα κοινά ζεύγη ηλεκτρονίων.

Ο ομοιοπολικός δεσμός σχηματίζεται μεταξύ των αμετάλλων.

Χαρακτηρίζεται ως απλός, διπλός ή τριπλός όταν δημιουργούνται αντίστοιχα ένα, δύο ή τρία κοινά ζεύγη ηλεκτρονίων.

ΠΟΛΙΚΟΣ ΟΜΟΙΟΠΟΛΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ

Όταν σχηματίζεται ομοιοπολικός δεσμός ανάμεσα σε άτομα που έχουν διαφορετική τιμή ηλεκτραρνητικότητας, το κοινό ζευγάρι ηλεκτρονίων έλκεται περισσότερο από το πιο ηλεκτραρνητικό άτομο με αποτέλεσμα ο δεσμός αυτός να ονομάζεται **πολικός ή πολωμένος ομοιοπολικός δεσμός**.

π.χ στο HF

ΜΗ ΠΟΛΙΚΟΣ ΟΜΟΙΟΠΟΛΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ

Όταν τα άτομα του ομοιοπολικού δεσμού έχουν την ίδια ηλεκτραρνητικότητα, συνήθως πρόκειται για όμοια άτομα, το κοινό ζευγάρι ηλεκτρονίων έλκεται εξίσου από τα δύο άτομα και ο δεσμός αυτός ονομάζεται **μη πολικός ή μη πολωμένος**.

π.χ στο O₂

ΧΑΡΑΚΤΗΡΙΣΤΙΚΑ ΟΜΟΙΟΠΟΛΙΚΩΝ ΕΝΩΣΕΩΝ

- Δομικές μονάδες των ομοιοπολικών ενώσεων είναι τα μόρια.
- Στις συνηθισμένες συνθήκες είναι:
 - α. αέρια (O₂, CO₂, HCl)
 - β. ή υγρά (H₂O, HNO₃)
 - γ. ή μαλακά στερεά με χαμηλό σημείο τήξης (I₂, SO₃)
- Σε καθαρή μορφή είναι κακοί αγωγοί του ηλεκτρισμού.
- Είναι γενικά δυσδιάλυτες στο νερό.

ΙΟΝΤΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ	ΟΜΟΙΟΠΟΛΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ
1. Τα άτομα που συνδέονται έχουν μεγάλη διαφορά ηλεκτραρνητικότητας. (μέταλλο- αμέταλλο)	1. Τα άτομα που συνδέονται έχουν μικρή διαφορά ηλεκτραρνητικότητας (αμέταλλο-αμέταλλο) ή είναι άτομα του ίδιου στοιχείου.
2. Σχηματίζεται με μεταφορά ηλεκτρονίων από το ηλεκτροθετικό στο ηλεκτραρνητικό άτομο (αποβολή- πρόσληψη ηλεκτρονίων)	2. Σχηματίζεται με αμοιβαία συνεισφορά ηλεκτρονίων, οπότε δημιουργούνται κοινά ζεύγη ηλεκτρονίων.
3. Οι ελκτικές δυνάμεις μεταξύ των ιόντων είναι ηλεκτροστατικής φύσης. (Coulomb)	3. Οι ελκτικές δυνάμεις μεταξύ των ατόμων είναι ηλεκτρομαγνητικής φύσης.
4. Σχηματίζεται κρυσταλλικό πλέγμα που περιέχει ιόντα	4. Σχηματίζονται μόρια.

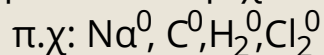
ΑΡΙΘΜΟΣ ΟΞΕΙΔΩΣΗΣ

- Στις ιοντικές ενώσεις, ονομάζεται το πραγματικό φορτίο που έχει ένα ιόν.
- Στις ομοιοπολικές ενώσεις, ονομάζεται το φαινομενικό φορτίο που θα αποκτήσει ένα άτομο, αν τα κοινά ζεύγη ηλεκτρονίων των ομοιοπολικών δεσμών αποδοθούν στο ηλεκτραρνητικότερο άτομο.

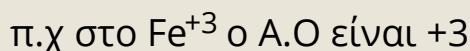
Παραδείγματα: NaCl, HCl, Cl₂

ΚΑΝΟΝΕΣ ΥΠΟΛΟΓΙΣΜΟΥ ΑΡΙΘΜΟΥ ΟΞΕΙΔΩΣΗΣ

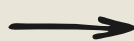
1. Κάθε στοιχείο σε ελεύθερη κατάσταση έχει αριθμό οξείδωσης μηδέν.



2. Σε ένα μονοατομικό ιόν, ο αριθμός οξείδωσης είναι ίσος με το φορτίο του ιόντος.



3. Όλα τα μέταλλα στις ενώσεις τους έχουν θετικό αριθμό οξείδωσης.



Τα αλκάλια έχουν Α.Ο +1



Οι αλκαλικές γαίες έχουν Α.Ο +2

4. Το φθόριο F, έχει πάντα Α.Ο στις ενώσεις του -1.

5. Το υδρογόνο στις ενώσεις του έχει αριθμό οξείδωσης +1.

Εξαίρεση αποτελούν τα υδρίδια των μετάλλων, στα οποία έχει αριθμό οξείδωσης -1. (NaH , CaH_2).

6. Το οξυγόνο στις ενώσεις του έχει αριθμό οξείδωσης -2.

Εξαίρεση αποτελεί η ένωση OF_2 στην οποία έχει Α.Ο +2 και τα υπεροξείδια, στα οποία έχει Α.Ο -1. (H_2O_2 , Na_2O_2 , BaO_2).

7. Το αλγεβρικό άθροισμα των αριθμών οξείδωσης όλων των ατόμων μίας ένωσης είναι μηδέν.

8. Το αλγεβρικό άθροισμα των αριθμών οξείδωσης όλων των ατόμων ενός πολυατομικού ιόντος είναι ίσο με το φορτίο του ιόντος.

Οι συνηθέστεροι αριθμοί οξείδωσης των στοιχείων στις ενώσεις τους:

Μέταλλα		Αμέταλλα	
Li, K, Na, Ag	+1	F	-1
Ba, Ca, Mg, Zn	+2	H	+1, (-1)
Al, Cr	+3	O	-2
Cu, Hg	+1, +2	Cl, Br, I	-1
Fe, Ni	+2, +3	S	-2
		N, P	-3

ΤΑ ΚΥΡΙΟΤΕΡΑ ΠΟΛΥΑΤΟΜΙΚΑ ΙΟΝΤΑ

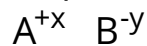
NO_3^-	νιτρικό
CO_3^{2-}	ανθρακικό
SO_4^{2-}	θειικό
PO_4^{3-}	φωσφορικό
OH^-	υδροξείδιο
NH_4^+	αμμώνιο
CN^-	κυάνιο
ClO_4^-	υπερχλωρικό
ClO_3^-	χλωρικό

ClO_2^-	χλωριώδες
ClO^-	υποχλωριώδες
HSO_4^-	όξινο θειικό
HCO_3^-	όξινο ανθρακικό
HPO_4^{2-}	όξινο φωσφορικό
H_2PO_4^-	δισόξινο φωσφορικό
MnO_4^-	υπερμαγγανικό
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	διχρωμικό
CrO_4^{2-}	χρωμικό

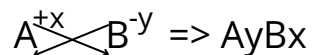
ΟΝΟΜΑΤΟΛΟΓΙΑ

Για να γράψουμε τον μοριακό τύπο μίας ένωσης ακολουθούμε την εξής διαδικασία:

Γράφουμε πρώτο το τμήμα με τον θετικό αριθμό οξείδωσης και δεύτερο το τμήμα με τον αρνητικό αριθμό οξείδωσης.



Ο αριθμός οξείδωσης x (χωρίς πρόσημο) του τμήματος A μπαίνει ως δείκτης στο δεύτερο τμήμα B και ο αριθμός οξείδωσης y του τμήματος B μπαίνει ως δείκτης στο πρώτο τμήμα A .



Αν κάποιος δείκτης είναι το 1, παραλείπεται.

Αν το τμήμα A ή B είναι πολυατομικό ιόν και ο δείκτης του είναι διαφορετικός από 1, τότε το ιόν γράφεται μέσα σε παρένθεση και έξω από αυτήν μπαίνει ο δείκτης.

Αν οι αριθμοί x και y έχουν κοινό διαιρέτη, απλοποιούμε διαιρώντας με τον μέγιστο κοινό διαιρέτη.

➡ Για να ονομαστεί η ένωση αυτή προτάσσεται το όνομα του δεύτερου ονόματος B και ακολουθεί το όνομα του πρώτου τμήματος A .

Όταν το πρώτο τμήμα A (μέταλλο ή αμέταλλο) έχει δύο ή περισσότερους αριθμούς οξείδωσης, τότε το πλήθος των ατόμων του δεύτερου τμήματος A δείχνεται με ένα αριθμητικό πρόθεμα (μονο-, δι-, τρι-) ή με έναν λατινικό αριθμό (I, II, III).

➡ Οι **ενώσεις του οξυγόνου** με τα άλλα στοιχεία ονομάζονται **οξείδια**.

➡ Οι **ενώσεις του υδρογόνου** με τα μέταλλα είναι ιοντικές και ονομάζονται **υδρίδια**.

ΟΝΟΜΑΤΟΛΟΓΙΑ ΔΥΑΔΙΚΩΝ ΕΝΩΣΕΩΝ

NaCl	χλωρι-ούχο νάτριο
MgBr ₂	βρωμιούχο μαγνήσιο
AlF ₃	φθοριούχο αργίλιο
CaS	θειούχο ασβέστιο
FeCl ₂	διχλωριούχος σίδηρος ή χλωριούχος σίδηρος (II)

PCl ₅	πενταχλωριούχος φώσφορος ή χλωριούχος φώσφορος (V)
Na ₂ O	οξείδιο του νατρίου
CaO	οξείδιο του ασβεστίου
CO	μονοξείδιο του άνθρακα
CO ₂	διοξείδιο του άνθρακα

ΟΝΟΜΑΤΟΛΟΓΙΑ ΕΝΩΣΕΩΝ ΠΟΥ ΠΕΡΙΕΧΟΥΝ ΠΟΛΥΑΤΟΜΙΚΑ ΙΟΝΤΑ

KNO ₃	νιτρικό κάλιο
Na ₂ SO ₄	θειικό νάτριο
Na ₂ CO ₃	ανθρακικό νάτριο

NH ₄ Cl	χλωριούχο αμμώνιο
Ca ₃ (PO ₄) ₂	φωσφικό ασβέστιο
Fe(NO ₃) ₂	νιτρικός σίδηρος (II)

ΟΞΕΑ

Η και αμέταλλο

HCl	υδρο-χλώριο
H ₂ S	υδρό-θειο

HF	υδρο-φθόριο
HI	υδρο-ιώδιο

Η και πολυατομικό ιόν

HNO_3	νιτρικό οξύ
H_2SO_4	θειικό οξύ
H_2CO_3	ανθρακικό οξύ
H_3PO_4	φωσφορικό οξύ

HNO_2	νιτρώδες οξύ
H_2SO_3	θειώδες οξύ
HClO_3	χλωρικό οξύ
HClO_2	χλωριώδες οξύ

ΒΑΣΕΙΣ

Υδροξείδιο του M (μέταλλο και υδροξείδιο)

NaOH	υδροξείδιο του νατρίου
$\text{Mg}(\text{OH})_2$	υδροξείδιο του μαγνησίου
KOH	υδροξείδιο του καλίου

$\text{Fe}(\text{OH})_2$	υδροξείδιο του σιδήρου (II)
NH_3	αμμωνία

ΑΛΑΤΑ

1) Μη οξυγονούχα άλατα

Μέταλλο ή NH_4^+ και μονοατομικό ανιόν

KCl	χλωριούχο κάλιο
Na_2S	θειούχο νάτριο
MgBr_2	βρωμιούχο μαγνήσιο

AgI	ιωδιούχος άργυρος
$(\text{NH}_4)_2\text{S}$	θειούχο αμμώνιο
NaCN	κυανιούχο νάτριο

2) Οξυγονούχα άλατα

Μέταλλο ή NH_4^+ και πολυατομικό ανιόν

Na_2CO_3	ανθρακικό νάτριο
K_3PO_4	φωσφορικό κάλιο
K_2SO_4	θειικό κάλιο

NaNO_3	νιτρικό νάτριο
$(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$	φωσφορικό αμμώνιο

ΟΞΕΙΔΙΑ

Ονομάζονται οι δυαδικές ενώσεις των στοιχείων με το οξυγόνο.
Έχουν γενικό τύπο: $\Sigma_2\text{O}_x$
Κατά κανόνα ονομάζονται οξείδιο του Σ .

Παραδείγματα:

Na_2O	οξείδιο του νατρίου
Al_2O_3	οξείδιο του αργιλίου
FeO	οξείδιο του σιδήρου (II)

Fe_2O_3	οξείδιο του σιδήρου (III)
Cu_2O	οξείδιο του χαλκού (I)

Όταν ένα στοιχείο (συνήθως αμέταλλο) έχει πολλούς αριθμούς οξείδωσης, σχηματίζει διάφορα οξείδια στα οποία ο αριθμός των ατόμων οξυγόνου δείχνεται με το αριθμητικό πρόθεμα μονο-, δι-, τρι- κ.λπ.

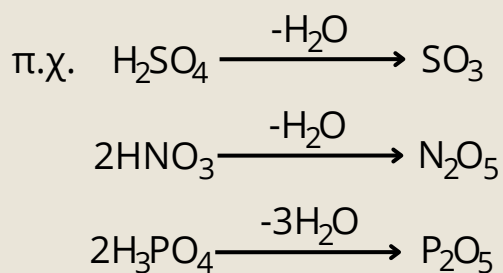
Παραδείγματα:

NO	μονοξείδιο του αζώτου
NO_2	διοξείδιο του αζώτου
N_2O_3	τριοξείδιο του αζώτου

N_2O_5	πεντοξείδιο του αζώτου
SO_3	τριοξείδιο του θείου

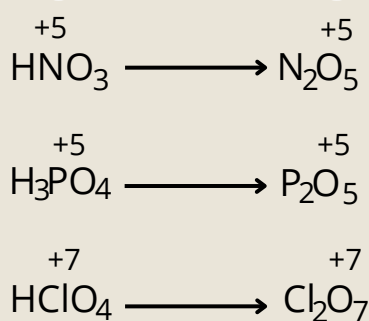
➤ 1. Όξινα Οξείδια ή ανυδρίτες οξέων

Προκύπτουν θεωρητικά από τα αντίστοιχα οξυγονούχα οξέα, αν αφαιρέσουμε όλα τα άτομα υδρογόνου που περιέχουν με τη μορφή H_2O .

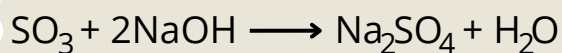


Ο ανυδρίτης και το αντίστοιχο οξύ περιέχουν στο μόριο τους το κεντρικό στοιχείο με τον ίδιο αριθμό οξείδωσης.

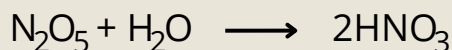
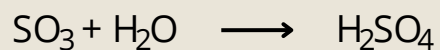
Με βάση αυτήν την παρατήρηση μπορούμε να βρίσκουμε εύκολα από το οξύ τον αντίστοιχο ανυδρίτη και αντίστροφα.



Οι ανυδρίτες οξέων συμπεριφέρονται όπως τα αντίστοιχα οξέα και αντιδρούν με βάσεις (εξουδετέρωση).

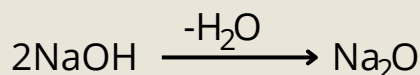
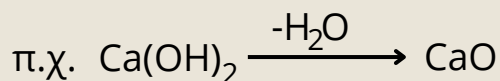


Οι περισσότεροι ανυδρίτες οξέων αντιδρούν με το H_2O και σχηματίζουν τα αντίστοιχα οξέα.



2. Βασικά Οξείδια ή ανυδρίτες βάσεων

Προκύπτουν θεωρητικά από τις αντίστοιχες βάσεις, αν αφαιρέσουμε όλα τα άτομα υδρογόνου που περιέχουν με την μορφή H_2O .



Τόσο ο ανυδρίτης, όσο και η αντίστοιχη βάση περιέχουν το μέταλλο με τον ίδιο αριθμό οξείδωσης. Έτσι με βάση τον ανυδρίτη μπορούμε να βρίσκουμε εύκολα την αντίστοιχη βάση και αντίστροφα.

Βάση	+1 MOH	+2 $\text{M}(\text{OH})_2$	+3 $\text{M}(\text{OH})_3$
Ανυδρίτης	+1 M_2O	+2 MO	+3 M_2O_3

Οι ανυδρίτες βάσεων αντιδρούν με οξέα όπως οι βάσεις (εξουδετέρωση). Για παράδειγμα:





Ορισμένα μόνο βασικά οξείδια (Na_2O , K_2O , CaO , BaO) αντιδρούν με το H_2O και σχηματίζουν τις αντίστοιχες βάσεις.



3. Επαμφοτερίζοντα Οξείδια

Είναι ορισμένα οξείδια τα οποία ανάλογα με τις συνθήκες συμπεριφέρονται άλλοτε ως όξινα και άλλοτε ως βασικά οξείδια.

Επαμφοτερίζοντα οξείδια είναι ορισμένα οξείδια μετάλλων
π.χ. ZnO , Al_2O_3 , SnO , PbO

Πώς γράφουμε τον χημικό τύπο μίας ένωσης όταν γνωρίζουμε το όνομα της.

Γράφουμε πρώτα το τμήμα που διαβάζεται δεύτερο και δεύτερο το τμήμα που διαβάζεται πρώτο. Είναι απαραίτητο να γνωρίζουμε τα σθένη των στοιχείων και ιόντων.

Παραδείγματα:

Χλωριούχο ασβέστιο	$\text{Ca}^{+2} \quad \text{Cl}^{-} \Rightarrow \text{CaCl}_2$
Οξείδιο του νατρίου	$\text{Na}^{+} \quad \text{O}^{2-} \Rightarrow \text{Na}_2\text{O}$
Θειούχο αργίλιο	$\text{Al}^{+3} \quad \text{S}^{2-} \Rightarrow \text{Al}_2\text{S}_3$
Ανθρακικό ασβέστιο	$\text{Ca}^{+2} \quad \text{CO}_3^{2-} \Rightarrow \text{CaCO}_3$
Υδροξείδιο του βαρίου	$\text{Ba}^{+2} \quad \text{OH}^{-} \Rightarrow \text{Ba}(\text{OH})_2$
Θειικό οξύ	$\text{H}^{+} \quad \text{SO}_4^{2-} \Rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$
Ανθρακικός σίδηρος (II)	$\text{Fe}^{+2} \quad \text{CO}_3^{2-} \Rightarrow \text{FeCO}_3$

3

Οξέα - βάσεις -
άλατα - οξειδία



ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ - ΑΛΑΤΑ - ΟΞΕΙΔΙΑ



ΛΥΣΕΙΣ ΣΧΟΛΙΚΩΝ ΑΣΚΗΣΕΩΝ

ΧΗΜΙΚΗ ΑΝΤΙΔΡΑΣΗ ονομάζεται κάθε μεταβολή κατά την οποία από ορισμένες αρχικές ουσίες (**αντιδρώντα**) δημιουργούνται νέες ουσίες (**προϊόντα**) με διαφορετικές ιδιότητες.

Στις χημικές αντιδράσεις δεν μεταβάλλεται το είδος και ο αριθμός των ατόμων. Τα άτομα των αντιδρώντων απλώς **αναδιατάσσονται**, δηλαδή συνδέονται με διαφορετικό τρόπο μεταξύ τους και σχηματίζουν τα προϊόντα.

Κάθε χημική αντίδραση παριστάνεται με μία χημική εξίσωση. Για να είναι σωστή η χημική εξίσωση θα πρέπει να παριστάνει ένα πραγματικό φαινόμενο και να υπάρχει ίσος αριθμός ατόμων από κάθε στοιχείο στα αντιδρώντα και στα προϊόντα (**ισοστάθμιση μάζας**).

Για να πραγματοποιηθεί μια χημική αντίδραση πρέπει τα άτομα των αντιδρώντων να συγκρουστούν κατάλληλα, ώστε να διασπαστούν οι αρχικοί δεσμοί και να δημιουργηθούν τα προϊόντα. Έτσι, λοιπόν ορίζουμε **αποτελεσματικές συγκρούσεις**, αυτές που οδηγούν σε χημική αντίδραση.

Για να είναι μία σύγκρουση αποτελεσματική, πρέπει τα άτομα που συγκρούονται:

- να έχουν ορισμένη ελάχιστη κινητική ενέργεια
- να έχουν κατάλληλο προσανατολισμό.

Ονομάζονται οι αντιδράσεις οι οποίες όταν πραγματοποιούνται, ελευθερώνουν ενέργεια στο περιβάλλον.

ΕΝΔΟΘΕΡΜΕΣ ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΙΣ

Ονομάζονται οι αντιδράσεις οι οποίες όταν πραγματοποιούνται, απορροφούν ενέργεια από το περιβάλλον.

ΤΑΧΥΤΗΤΑ ΤΗΣ ΑΝΤΙΔΡΑΣΗΣ

Ονομάζεται η μεταβολή της συγκέντρωσης ενός από τα αντιδρώντα ή τα προϊόντα στην μονάδα του χρόνου.

Οι παράγοντες οι οποίοι επηρεάζουν την ταχύτητα μιας αντίδρασης είναι:

1. Η συγκέντρωση των αντιδρώντων.

Αύξηση της συγκέντρωσης των αντιδρώντων προκαλεί αύξηση στην ταχύτητα της αντίδρασης.

2. Η θερμοκρασία.

Με την αύξηση της θερμοκρασίας αυξάνεται η ταχύτητα της αντίδρασης, ενώ με μείωση της θερμοκρασίας μειώνεται η ταχύτητα.

3. Η παρουσία καταλυτών.

Οι καταλύτες είναι χημικές ουσίες οι οποίες με την παρουσία τους σε μικρά ποσά, αυξάνουν την ταχύτητα της αντίδρασης, ενώ στο τέλος της αντίδρασης παραμένουν αναλλοίωτοι.

4. Η επιφάνεια επαφής.

Η επιφάνεια επαφής επηρεάζει την ταχύτητα της αντίδρασης όταν μετέχει στα αντιδρώντα κάποιο στερεό σώμα. Αύξηση της επιφάνειας επαφής του στερεού προκαλεί αύξηση στην ταχύτητα της αντίδρασης.

ΑΠΟΔΟΣΗ ΑΝΤΙΔΡΑΣΗΣ

Ονομάζεται το πηλίκο της ποσότητας του προϊόντος που παράγεται πρακτικά προς την ποσότητα του προϊόντος που θα παραγόταν θεωρητικά αν η αντίδραση ήταν πλήρης.

Η απόδοση μίας αμφίδρομης αντίδρασης επηρεάζεται από τους εξής παράγοντες:

- A. τη συγκέντρωση αντιδρώντων ή προϊόντων.
- B. τη θερμοκρασία.
- Γ. την πίεση

Χημικές Αντιδράσεις

ΟΞΕΙΔΟΑΝΑΓΩΓΙΚΕΣ

- Σύνθεσης
- Αποσύνθεσης
- Διάσπασης
- Απλής Αντικατάστασης

ΜΕΤΑΘΕΤΙΚΕΣ

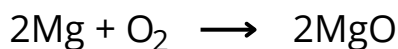
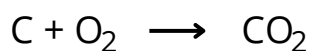
- Διπλής Αντικατάστασης
- Εξουδετέρωση

ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΙΣ ΣΥΝΘΕΣΗΣ

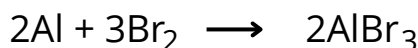
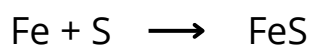
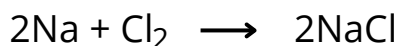
Ονομάζονται οι αντιδράσεις στις οποίες 2 ή περισσότερες χημικές ουσίες ενώνονται και σχηματίζουν μια νέα χημική ουσία.

Οι σπουδαιότερες κατηγορίες αντιδράσεων σύνθεσης είναι:

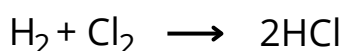
1. Χημικό στοιχείο + οξυγόνο $\longrightarrow$ Οξείδιο



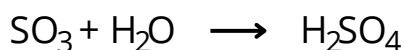
2. Μέταλλο + Αμέταλλο $\longrightarrow$ Άλας
(εκτός O_2)



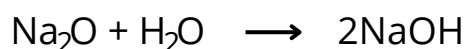
3. Υδρογόνο + Αμέταλλο $\longrightarrow$ Υδρογονούχος Ένωση



4. Όξινο οξείδιο + H_2O $\longrightarrow$ Οξύ



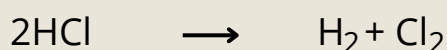
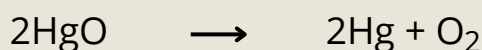
5. Βασικό οξείδιο + H_2O $\longrightarrow$ Βάση



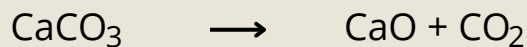
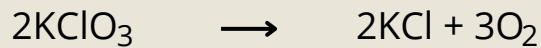
Από τα βασικά οξείδια αντιδρούν με το H_2O προς σχηματισμό βάσεων μόνο τα **Na_2O , K_2O , CaO , BaO** .

ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΙΣ ΑΠΟΣΥΝΘΕΣΗΣ ΚΑΙ ΔΙΑΣΠΑΣΗΣ

Στις αντιδράσεις **αποσύνθεσης** μια χημική ένωση διασπάται στα στοιχεία της.



Στις αντιδράσεις **διάσπασης** μια χημική ένωση διασπάται σε απλούστερες ουσίες.

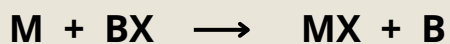


ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΙΣ ΑΠΛΗΣ ΑΝΤΙΚΑΤΑΣΤΑΣΗΣ

Απλή αντικατάσταση ονομάζεται η χημική αντίδραση κατά την οποία ένα στοιχείο (μέταλλο ή αμέταλλο) που βρίσκεται σε ελεύθερη κατάσταση αντικαθιστά ένα άλλο στοιχείο που βρίσκεται σε μία χημική ένωση.

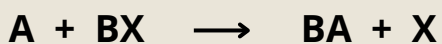


Οι αντιδράσεις απλής αντικατάστασης έχουν το γενικό σχήμα:



M: μέταλλο

B: μέταλλο ή υδρογόνο



A: αμέταλλο

X: αμέταλλο

Απαραίτητη προϋπόθεση για να πραγματοποιείται μία αντίδραση απλής αντικατάστασης είναι τα πρώτο στοιχείο να είναι δραστικότερο από το στοιχείο X που αντικαθιστά στην ένωση BX.

Η σειρά δραστικότητας των **μετάλλων**:

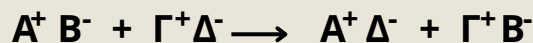
K, Ba, Ca, Na, Mg, Al, Mn, Zn, Cr, Fe, Ni, Sn, Pb, **H₂**, Cu, Hg, Ag, Pt, Au

Η σειρά δραστικότητας των **αμετάλλων**:

F₂, Cl₂, Br₂, O₂, I₂, S

ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΙΣ ΔΙΠΛΗΣ ΑΝΤΙΚΑΤΑΣΤΑΣΗΣ

Ονομάζονται οι αντιδράσεις μεταξύ δύο ηλεκτρολυτών (οξέων, βάσεων, αλάτων) μέσα σε υδατικά διαλύματα, κατά τις οποίες γίνεται ανταλλαγή των ιόντων τους σύμφωνα με το σχήμα:



Για να πραγματοποιείται μία αντίδραση διπλής αντικατάστασης, πρέπει κάποιο από τα προϊόντα :

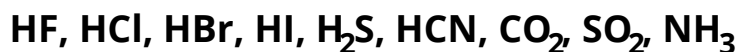
- A) Να καταβυθίζεται ως ίζημα (δυσδιάλυτο σώμα).
- B) Να απομακρύνεται ως αέριο.
- Γ) Να είναι σώμα που ιοντίζεται ελάχιστα, δηλαδή πολύ ασθενής ηλεκτρολύτης.

➡ Τα κυριότερα ιζήματα που θα συναντήσουμε στις αντιδράσεις διπλής αντικατάστασης είναι:

	ΔΥΣΔΙΑΛΥΤΑ	ΕΥΔΙΑΛΥΤΑ
ΑΛΑΤΑ Ανθρακικά (CO_3^{2-})	Όλα	$\text{K}^+, \text{Na}^+, \text{NH}_4^+$
Φωσφορικά (PO_4^{3-})	Όλα	
Θειούχα (S^{2-})	Όλα	$\text{K}^+, \text{Na}^+, \text{NH}_4^+$ $\text{Mg}^{+2}, \text{Ca}^{+2}, \text{Ba}^{+2}$
Αλογονούχα (X^-), ($\text{Cl}^-, \text{Br}^-, \text{I}^-$)	$\text{AgX}, \text{PbX}_2, \text{CuX}$	Όλα
Θειικά (SO_4^{2-})	$\text{CaSO}_4, \text{BaSO}_4$ $, \text{PbSO}_4$	Όλα
ΥΔΡΟΞΕΙΔΙΑ ΜΕΤΑΛΛΩΝ	Όλα	$\text{KOH}, \text{NaOH},$ $\text{Ca(OH)}_2, \text{Ba(OH)}_2$
ΟΞΕΑ		Όλα



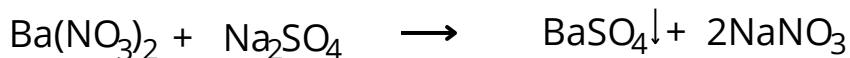
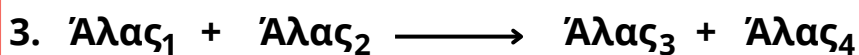
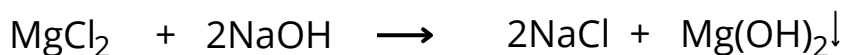
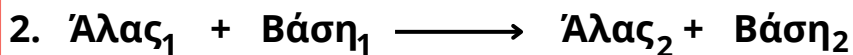
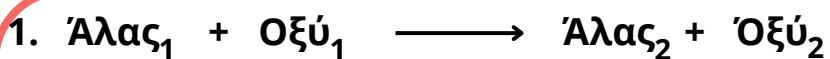
Τα αέρια που θα συναντήσουμε στις αντιδράσεις διπλής αντικατάστασης είναι:



Στα προϊόντα της αντίδρασης **αντί για:**

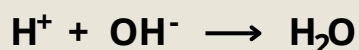


Περιπτώσεις αντιδράσεων διπλής αντικατάστασης:

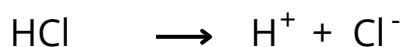
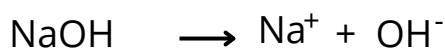


ΕΞΟΥΔΕΤΕΡΩΣΗ

Εξουδετέρωση ονομάζεται η αντίδραση κατά την οποία τα κατιόντα υδρογόνου (H^+) του οξέος ενώνονται με τα ανιόντα υδροξειδίου (OH^-) της βάσης και σχηματίζουν νερό.



Τα δύο αντιδρώντα είναι **ηλεκτρολύτες**, οπότε σε υδατικό διάλυμα βρίσκονται με τη μορφή ιόντων:

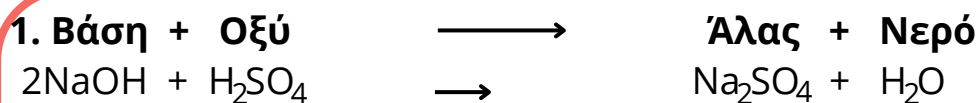


Η αντίδραση εξουδετέρωσης:

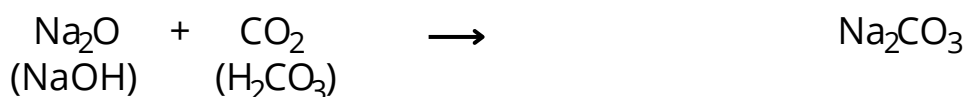
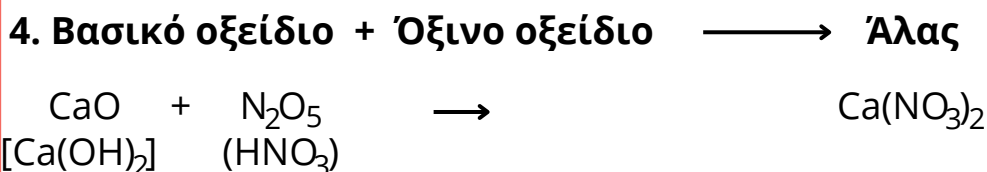
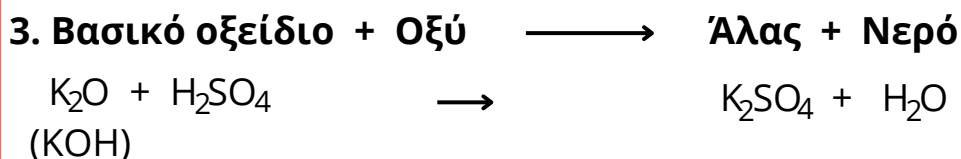
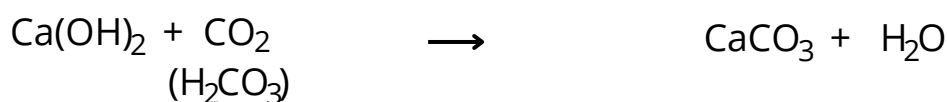
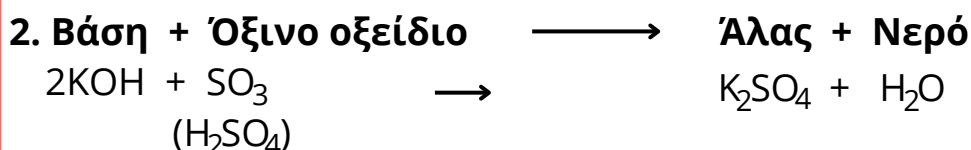
- Είναι μεταθετική αντίδραση.
- Είναι πάντοτε δυνατή, επειδή το H_2O που παράγεται είναι πάντα ασθενής ηλεκτρολύτης.
- Είναι ταχεία αντίδραση και σχεδόν ποσοτική.



Περιπτώσεις αντιδράσεων εξουδετέρωσης:

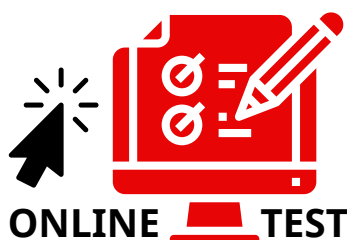


Όταν αντιδρά η βάση NH_3 με οξέα, σχηματίζει άλατα αμμωνίου και δεν παράγεται νερό.





- Τα επαμφοτερίζοντα οξείδια παρουσία οξέων συμπεριφέρονται ως βασικά οξείδια, ενώ παρουσία βάσεων συμπεριφέρονται ως όξινα οξείδια.
- Κατά την πλήρη εξουδετέρωση δεσμεύονται όλα τα ιόντα H^+ του οξέος και όλα τα ιόντα OH^- της βάσης, οπότε σχηματίζεται ουδέτερο άλας.
- Όταν εξουδετερώνεται ένα πολυπρωτικό οξύ (H_2SO_4 , H_3PO_4) ή μία πολυπρωτική βάση [$Mg(OH)_2$] είναι δυνατόν να γίνει μερική εξουδετέρωση, οπότε σχηματίζονται όξινα ή βασικά άλατα.



4

στοιχειομετρία



Ενότητα 4η - Χημεία Α' Λυκείου - ΘΕΩΡΙΑ

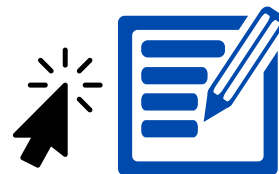


ΣΤΟΙΧΕΙΟΜΕΤΡΙΑ

1. ΣΧΕΤΙΚΗ ΑΤΟΜΙΚΗ ΜΑΖΑ, ΣΧΕΤΙΚΗ ΜΟΡΙΑΚΗ ΜΑΖΑ, MOL, ΓΡΑΜΜΟΜΟΡΙΑΚΟΣ ΟΓΚΟΣ, ΑΡΙΘΜΟΣ AVOGADRO.

Για να συγκρίνουμε τις μάζες των ατόμων και των μορίων, οι επιστήμονες δημιούργησαν μια συγκριτική κλίμακα μαζών, η οποία έχει ως μονάδα μέτρησης το 1/12 της μάζας του ατόμου του ^{12}C .

ΜΟΝΑΔΑ ΑΤΟΜΙΚΗΣ ΜΑΖΑΣ: (amu)



ΛΥΣΕΙΣ ΣΧΟΛΙΚΩΝ ΑΣΚΗΣΕΩΝ

Ορίζεται ως το 1/12 της μάζας του ^{12}C .

$$1 \text{ amu} = 1/2 m_{\text{ατόμου } ^{12}\text{C}}$$

➡ Η μάζα του ατόμου ουσιαστικά συμπίπτει με την μάζα του πυρήνα του. Η μάζα του πρωτονίου είναι περίπου ίση με την μάζα του νετρονίου. Το άτομο του C περιέχει στον πυρήνα 6 πρωτόνια και 6 νετρόνια, σύνολο 12 νουκλεόνια. Άρα το 1/12 της μάζας του ατόμου του C είναι πρακτικά ίσο με την μάζα του πρωτονίου ή τη μάζα του νετρονίου.

ΣΧΕΤΙΚΗ ΑΤΟΜΙΚΗ ΜΑΖΑ (A_r)

Ονομάζεται ο αριθμός που δείχνει πόσες φορές είναι μεγαλύτερη η μάζα του στοιχείου από το 1/12 της μάζας του ατόμου του ^{12}C .

$$A_r = \frac{m_{\text{ενός ατόμου}}}{1 \text{ amu}}$$



ΠΡΟΣΟΧΗ: Η σχετική ατομική μάζα του ατόμου ενός στοιχείου **δεν** έχει μονάδες, είναι καθαρός αριθμός.

ΣΧΕΤΙΚΗ ΜΟΡΙΑΚΗ ΜΑΖΑ (M_r)

Μίας χημικής ουσίας (στοιχείου ή ένωσης) ονομάζεται ο αριθμός που δείχνει πόσες φορές μεγαλύτερη η μάζα του μορίου της χημικής ουσίας από το $1/12$ της μάζας του ατόμου ^{12}C .

$$M_r = \frac{m_{\text{ενός μορίου}}}{1 \text{ amu}}$$

➡ Για παράδειγμα το H_2O έχει $M_r = 18$. Αυτό σημαίνει ότι η μάζα του μορίου του H_2O είναι 18 φορές μεγαλύτερη από το $1/12$ της μάζας του ατόμου του ^{12}C , δηλαδή η μάζα ενός μορίου H_2O είναι 18 amu.



Και το M_r είναι καθαρός αριθμός.

Για να υπολογίσουμε τη σχετική μοριακή μάζα (M_r) μίας χημικής ουσίας πρέπει να γνωρίζουμε τον χημικό τύπο της ουσίας και τα A_r (τα οποία πάντα θα δίνονται) των στοιχείων από τα οποία αποτελείται η ουσία.

Παραδείγματα:

A) M_r ενός στοιχείου:

$$M_{r\text{N}_2} = A_{r(\text{N})} \cdot \text{ατομικότητα} = 14 \cdot 2 = 28$$

B) M_r μίας χημικής ένωσης:

Είναι ίση με το άθροισμα όλων των γινομένων των A_r των στοιχείων που υπάρχουν στον μοριακό τύπο της ένωσης επί τους αντίστοιχους δείκτες.

$$M_{r\text{CO}_2} = A_{r(\text{C})} \cdot 1 + A_{r(\text{O})} \cdot 2 = 12 \cdot 1 + 16 \cdot 2 = 12 + 32 = 44$$

ΑΡΙΘΜΟΣ AVOGADRO (N_A)

Είναι ο αριθμός των ατόμων που περιέχονται σε 12 g του ^{12}C .
Κατά προσέγγιση αυτός ο αριθμός υπολογίστηκε ότι είναι ίσος:

$$N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$$

➔ Ο αριθμός Avogadro χρησιμοποιείται γενικότερα για να δηλώσει $6,02 \cdot 10^{23}$ στοιχειώδεις οντότητες, ανεξάρτητα αν αυτές είναι άτομα, μόρια, ιόντα ή ηλεκτρόνια.

MOL

Είναι μονάδα ποσότητας ουσίας στο διεθνές σύστημα μονάδων και ορίζεται ως:
Η ποσότητα της ύλης που περιέχει τόσες στοιχειώδεις οντότητες, όσες είναι ο αριθμός των ατόμων που υπάρχουν σε 12 g του ^{12}C . Αφού όμως σε 12g του ^{12}C περιέχονται $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$ άτομα C, τότε 1 mol είναι ποσότητα μίας ουσίας που περιέχει $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$ σωματίδια.

Δηλαδή:

1 mol ατόμων Na ($A_r=23$) περιέχει $6,02 \cdot 10^{23}$ άτομα Na και ζυγίζει 23g.

1 mol μορίων O_2 ($A_r=16$, $M_r=32$) περιέχει $6,02 \cdot 10^{23}$ μόρια O_2 και ζυγίζει 32g.

1 mol μορίων H_2SO_4 ($M_r=98$) περιέχει $6,02 \cdot 10^{23}$ και ζυγίζει 98g.

ΥΠΟΘΕΣΗ AVOGADRO ΓΙΑ ΤΑ ΑΕΡΙΑ

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

Ισχύει και το αντίστροφο:

Ίσοι αριθμοί μορίων από διάφορα αέρια, που βρίσκονται στις ίδιες συνθήκες θερμοκρασίας και πίεσης, καταλαμβάνουν τον ίδιο όγκο.

Με βάση τα παραπάνω, 1 mol οποιουδήποτε αερίου, στις ίδιες συνθήκες πίεσης και θερμοκρασίας, καταλαμβάνει τον ίδιο όγκο, ο οποίος ονομάζεται **γραμμομοριακός** 53

ΓΡΑΜΜΟΜΟΡΙΑΚΟΣ ΟΓΚΟΣ: (V_m)

Μιας ουσίας ονομάζεται ο όγκος που καταλαμβάνει το 1 mol της ουσίας, σε ορισμένες συνθήκες πίεσης και θερμοκρασίας.

1 mol αερίου $\rightarrow$ περιέχει ίδιο αριθμό μορίων ($N = 6,02 \cdot 10^{23}$)



Ίδιος αριθμός μορίων καταλαμβάνει τον ίδιο όγκο.

➡ Σε πρότυπες συνθήκες (STP), δηλαδή όταν $\theta=0^\circ\text{C}$ (273 K) και $P=1\text{ atm}$, ο γραμμομοριακός όγκος V_m έχει τιμή $V=22,4\text{L/mol}$.

$V_m = 22,4\text{L/mol}$ σε STP συνθήκες

Πόσα άτομα H περιέχονται σε 1 mol NH_3 :

Σε 1 μόριο NH_3 υπάρχουν 3 άτομα υδρογόνου.

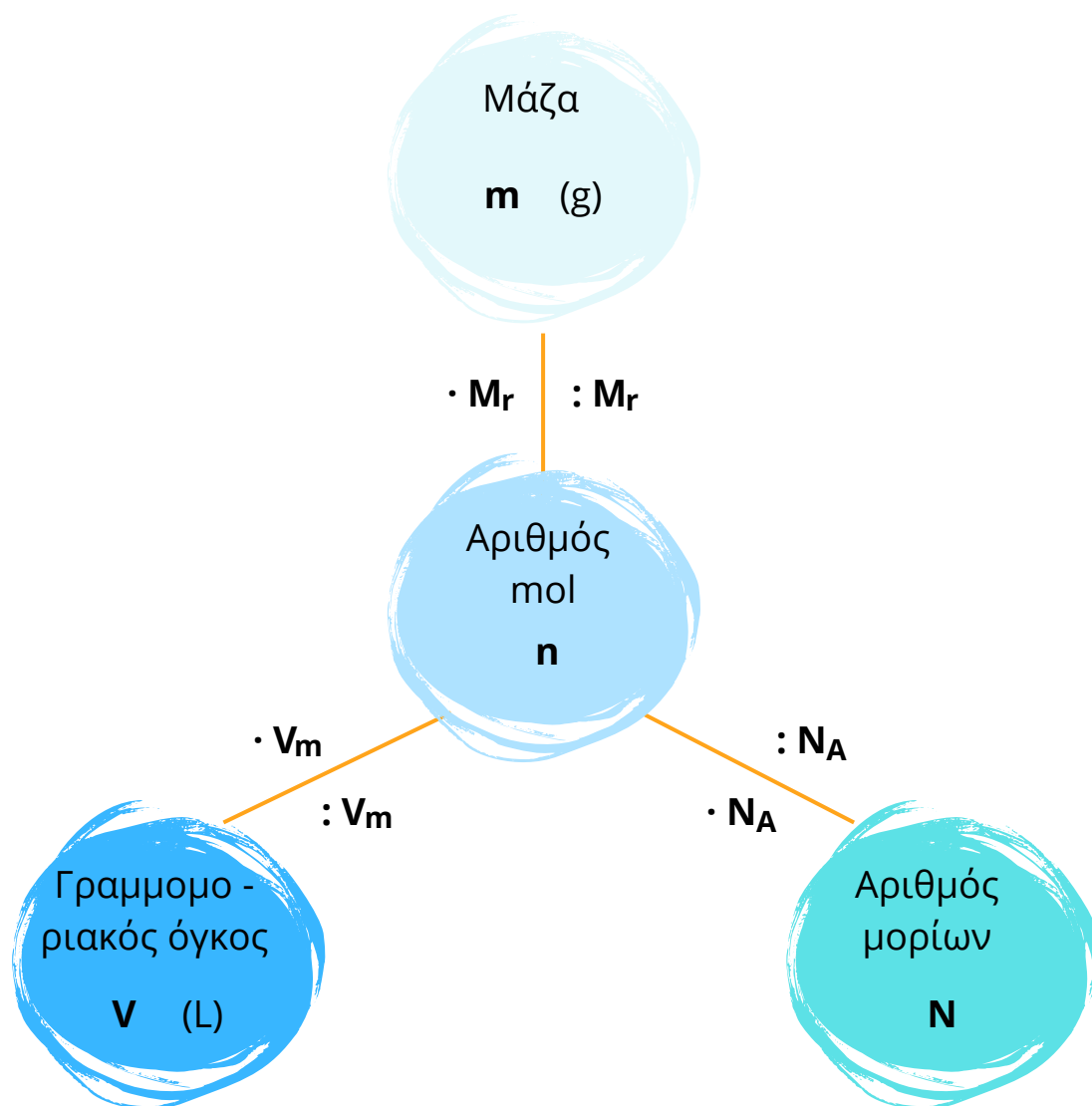
1 mol NH_3 όμως περιέχει N_A μόρια NH_3 , και αφού σε κάθε μόριο NH_3 υπάρχουν 3 άτομα υδρογόνου, μπορούμε να πούμε ότι:

Σε 1 mol NH_3 περιέχονται $3N_A$ άτομα υδρογόνου.

➡ Σχέση μάζας (g) και mol (n): $n = \frac{m}{M_r}$

(πολυατομικό στοιχείο ή χημική ένωση)

$$\text{Γενικά: } n = \frac{m}{M_r} = \frac{V}{V_m} = \frac{N}{N_A}$$



ΓΙΑ ΑΣΚΗΣΕΙΣ ΜΕ ΜΙΓΜΑΤΑ

α. Έστω ένα μίγμα το οποίο αποτελείται από n_1 mol ουσίας Α με M_{r1} , n_2 mol ουσίας Β με M_{r2} και n_3 mol ουσίας Γ με M_{r3} .

Για το μίγμα αυτό ισχύουν τα εξής:

- Ο συνολικός αριθμός των moles του μίγματος είναι:

$$N_{ολ} = n_1 + n_2 + n_3$$

- Η μάζα του μίγματος είναι:

$$M_{ολ} = m_1 + m_2 + m_3$$

ή

$$M_{ολ} = n_1 \cdot M_{r1} + n_2 \cdot M_{r2} + n_3 \cdot M_{r3}$$

- Αν το αέριο μίγμα είναι αέριο, ο όγκος του είναι:

$$V = V_1 + V_2 + V_3$$

ή

$$V = (n_1 + n_2 + n_3) \cdot V_m$$

β. Όταν ζητείται να υπολογιστεί η σύσταση του μίγματος, ακολουθούμε την εξής διαδικασία:

1. Θέτουμε αγνώστους χ , ψ , ω , ... τους αριθμούς moles των συστατικών του μίγματος.
2. Εκφράζουμε όλα τα δεδομένα της άσκησης σε συνάρτηση με τους αγνώστους αυτούς. (Για παράδειγμα, μάζα μίγματος, όγκος μίγματος, αριθμός μορίων, αριθμός ατόμων κ.ά.)
3. Λύνουμε το σύστημα των εξισώσεων που προκύπτει.

γ. Ισομοριακό μίγμα ονομάζεται το μίγμα που περιέχει ίσο αριθμό μορίων, άρα και ίσο αριθμό moles, από τα συστατικά του. Δηλαδή ισχύει:

$$n_1 = n_2 = n_3 = \dots$$

δ) Για δύο αέρια Α και Β ισχύει ότι:

$$\frac{V_A}{V_B} = \frac{n_A}{n_B}, \text{ όταν } P \text{ και } T \text{ ίδια}$$

Άρα σε ένα αέριο μίγμα η % v/v περιεκτικότητα δείχνει και την αναλογία moles των συστατικών του μίγματος.

2. ΚΑΤΑΣΤΑΤΙΚΗ ΕΙΣΩΣΗ ΤΩΝ ΑΕΡΙΩΝ

Για μια ποσότητα n mol ενός **ΙΔΑΝΙΚΟΥ** αερίου που βρίσκεται σε θερμοκρασία T (K), έχει όγκο V (L) και ασκεί πίεση P (atm), ισχύει η σχέση:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

➡ Η σταθερά R ονομάζεται **σταθερά των αερίων** και είναι ανεξάρτητη από τα υπόλοιπα μεγέθη αλλά και από το είδος του αερίου.

$$\text{Έχει τιμή: } R = 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$



Η θερμοκρασία T μετριέται σε K.

Αν η θερμοκρασία είναι $\theta^\circ\text{C}$, τότε: **$T = 273 + \theta$**



Η καταστατική εξίσωση των αερίων μπορεί να χρησιμοποιηθεί και για μείγμα αερίων. Αν δηλαδή, ένα μείγμα αερίων έχει όγκο V , βρίσκεται σε θερμοκρασία T και ασκεί πίεση P , τότε:

$$P \cdot V = n_{\text{ολ}} \cdot R \cdot T$$

Όπου $n_{\text{ολ}}$ ο συνολικός αριθμός των mol των αερίων του μείγματος.

Πώς υπολογίζεται η τιμή της σταθεράς R :

Από την καταστατική εξίσωση των αερίων: $R = \frac{P \cdot V}{n \cdot T}$

Είναι γνωστό ότι:

Σε πρότυπες συνθήκες $P = 1\text{atm}$ και $T = 273\text{K}$, η ποσότητα $n = 1\text{mol}$ οποιουδήποτε αερίου καταλαμβάνει όγκο $V = 22,4\text{L}$. Αν αντικαταστήσουμε τις τιμές αυτές στην παραπάνω σχέση, έχουμε:

$$R = \frac{1\text{atm} \cdot 22,4\text{L}}{1\text{mol} \cdot 273\text{K}} \Rightarrow R = 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

ΣΥΜΠΕΡΑΣΜΑΤΑ:

- Ας πούμε ότι n_1 mol κάποιου αερίου A καταλαμβάνουν όγκο V_1 και n_2 mol κάποιου άλλου αερίου B καταλαμβάνουν όγκο V_2 .
Αν και τα δύο αέρια βρίσκονται στην ίδια θερμοκρασία T και στην ίδια πίεση P , τότε, σύμφωνα με την καταστατική εξίσωση των αερίων:

$$\frac{\cancel{P} \cdot V_1}{\cancel{P} \cdot V_2} = \frac{n_1 \cdot \cancel{R} \cdot \cancel{T}}{n_2 \cdot \cancel{R} \cdot \cancel{T}} \Rightarrow \frac{V_1}{V_2} = \frac{n_1}{n_2}$$

Άρα:

Όταν δύο αέρια βρίσκονται στις ίδιες συνθήκες πίεσης και θερμοκρασίας, ο λόγος των όγκων των δύο αερίων είναι ίσος με το λόγο των mol.

- Ας πούμε ότι n_1 mol κάποιου αερίου A ασκούν πίεση P_1 και n_2 mol κάποιου άλλου αερίου B ασκούν πίεση P_2 .
Αν και τα δύο αέρια βρίσκονται στην ίδια θερμοκρασία T και καταλαμβάνουν τον ίδιο όγκο V , τότε:

$$\frac{P_1 \cdot \cancel{V}}{P_2 \cdot \cancel{V}} = \frac{n_1 \cdot \cancel{R} \cdot \cancel{T}}{n_2 \cdot \cancel{R} \cdot \cancel{T}} \Rightarrow \frac{P_1}{P_2} = \frac{n_1}{n_2}$$

Άρα:

Όταν δύο αέρια βρίσκονται στις ίδιες συνθήκες όγκου και θερμοκρασίας, ο λόγος των πιέσεων των δύο αερίων είναι ίσος με το λόγο των mol.

Μια άλλη έκφραση της καταστατικής εξίσωσης:

Αν η μάζα του αερίου είναι m (g) και η σχετική μοριακή μάζα του M_r , ο αριθμός των moles είναι:

$$n = \frac{m}{M_r}$$

Έτσι, αντικαθιστώντας στην καταστατική εξίσωση των αερίων προκύπτει η σχέση:

$$P \cdot V = \frac{m}{M_r} \cdot R \cdot T$$

Για τις ασκήσεις θεωρούμε ότι όλα τα αέρια συμπεριφέρονται ως ιδανικά, οπότε εφαρμόζουμε την καταστατική εξίσωση των ιδανικών αερίων.

Η τιμή της σταθεράς R θεωρείται γνωστή. Έτσι, όταν εφαρμόζουμε την καταστατική εξίσωση των ιδανικών αερίων, πρέπει τα μεγέθη P , V και T να εκφράζονται σε μονάδες atm, L και K αντίστοιχα.

Ισχύουν:

- 1 atm = 760 mm Hg
- 1 L = 1000 mL
- $T(K) = 273 + \theta (^{\circ}C)$

3. ΣΥΓΚΕΝΤΡΩΣΗ ΔΙΑΛΥΜΑΤΟΣ - ΑΡΑΙΩΣΗ, ΑΝΑΜΕΙΞΗ ΔΙΑΛΥΜΑΤΩΝ

ΣΥΓΚΕΝΤΡΩΣΗ ΔΙΑΛΥΜΑΤΟΣ

Η συγκέντρωση εκφράζει τον αριθμό moles της διαλυμένης ουσίας που περιέχονται σε 1 L διαλύματος.

$$c = \frac{n}{V}$$

Η μονάδα της συγκέντρωσης είναι mol / L ή M.

ΑΡΑΙΩΣΗ ΔΙΑΛΥΜΑΤΟΣ

➡ Με προσθήκη νερού.



Ισχύουν τα εξής:

- Η ποσότητα της διαλυμένης ουσίας στο αρχικό και τελικό διάλυμα είναι η ίδια.

$$n_1 = n_2$$

- Ο όγκος του διαλύματος αυξάνεται.

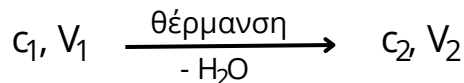
$$V_2 = V_1 + V_{H_2O}$$

- Η συγκέντρωση του διαλύματος ελαττώνεται.

$$n_1 = n_2 \Rightarrow c_1 \cdot V_1 = c_2 \cdot V_2$$

ΣΥΜΠΥΚΝΩΣΗ ΔΙΑΛΥΜΑΤΟΣ

➡ Με αφαίρεση νερού από το διάλυμα.



Ισχύουν τα εξής:

- Η ποσότητα της διαλυμένης ουσίας στο αρχικό και τελικό διάλυμα είναι η ίδια.

$$n_1 = n_2$$

- Ο όγκος του διαλύματος ελαττώνεται.

$$V_2 = V_1 - V_{H_2O}$$

- Η συγκέντρωση του διαλύματος αυξάνεται.

$$n_1 = n_2 \Rightarrow c_1 \cdot V_1 = c_2 \cdot V_2$$

➡ **Με προσθήκη διαλυμένης ουσίας.**



Ισχύουν τα εξής:

- Η ποσότητα της διαλυμένης ουσίας στο τελικό διάλυμα είναι ίση με το άθροισμα της ποσότητας της ουσίας στο αρχικό διάλυμα και της ποσότητας της ουσίας που προσθέσαμε.

$$n_2 = n_1 + n_{\text{προσθ.}}$$

- Όταν η διαλυμένη ουσία που προστίθεται είναι στερεό ή αέριο και η ποσότητα της είναι σχετικά μικρή, ο όγκος του διαλύματος δεν μεταβάλλεται σημαντικά.

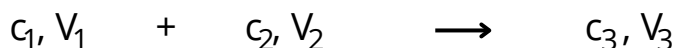
$$V_2 = V_1$$

- Η συγκέντρωση του διαλύματος αυξάνεται.

$$n_1 + n_{\text{προσθ.}} = n_2 \Rightarrow c_1 \cdot V_1 + n_{\text{προσθ.}} = c_2 \cdot V_2$$

**ΑΝΑΜΕΙΞΗ ΔΙΑΛΥΜΑΤΩΝ ΤΗΣ ΙΔΙΑΣ
ΔΙΑΛΥΜΕΝΗΣ ΟΥΣΙΑΣ**

➡ Έστω ότι αναμειγνύουμε υδατικό διάλυμα ουσίας Α που έχει συγκέντρωση c_1 και όγκο V_1 με υδατικό διάλυμα της ίδιας ουσίας Α που έχει συγκέντρωση c_2 και όγκο V_2 .



Ισχύουν τα εξής:

- Η ποσότητα της διαλυμένης ουσίας στο τελικό διάλυμα είναι ίση με το άθροισμα των ποσοτήτων της διαλυμένης ουσίας στα διαλύματα που αναμειγνύονται

$$n_3 = n_1 + n_2$$

- Ο όγκος του διαλύματος είναι ίσος με το άθροισμα των όγκων των διαλυμάτων που αναμειγνύονται.

$$V_3 = V_1 + V_2$$

- Η συγκέντρωση του τελικού διαλύματος, υπολογίζεται με βάση τη σχέση:

$$n_1 + n_2 = n_3 \Rightarrow c_1 \cdot V_1 + c_2 \cdot V_2 = c_3 \cdot V_3$$



ΓΕΝΙΚΗ ΔΙΕΥΘΥΝΣΗ ΕΚΔΟΣΗΣ:
Πρόδρομος Μιχαλάκης

© ΕΚΔΟΣΕΙΣ ΛΥΣΑΡΙ | LISARI.GR
& Πρόδρομος Μιχαλάκης



Πανόρμου 14 & Σμύρνης,
12242, Αιγάλεω
τηλ.: 210 5982 614
e-mail: info@lisari.gr
www.lisari.gr

Το παρόν έργο πνευματικής ιδιοκτησίας προστατεύεται από τις διατάξεις της ελληνικής νομοθεσίας (Ν 2121/1993 όπως έχει τροποποιηθεί και ισχύει σήμερα) και από τις διεθνείς συμβάσεις περί πνευματικής ιδιοκτησίας. Απαγορεύεται απολύτως η χωρίς γραπτή άδεια του εκδότη κατά οποιονδήποτε τρόπο ή οποιοδήποτε μέσο (ηλεκτρονικό, μηχανικό ή άλλο) αντιγραφή, φωτοανατύπωση και εν γένει αναπαραγωγή, εκμίσθωση ή δανεισμός, μετάφραση, διασκευή, αναμετάδοση στο κοινό σε οποιαδήποτε μορφή και η εν γένει εκμετάλλευση του συνόλου ή μέρους του έργου.

