

2.4 Η γλώσσα της χημείας - Αριθμός οξείδωσης -
Γραφή χημικών τύπων και εισαγωγή στην ονοματο-
λογία των ενώσεων

Cl^-	χλωριούχο ή χλωρίδιο	O^{2-}	οξυγονούχο ή οξείδιο
Br^-	βρωμιούχο ή βρωμίδιο	S^{2-}	θειούχο ή σουλφίδιο
I^-	ιωδιούχο ή ιωδίδιο	N^{3-}	αζωτούχο ή νιτρίδιο
F^-	φθοριούχο ή φθορίδιο	P^{3-}	φωσφορούχο ή φωσφίδιο
H^-	υδρογονούχο ή υδρίδιο		

Μονοατομικά κατιόντα:

ΣΥΜΒΟΛΙΣΜΟΣ	ΟΝΟΜΑΣΙΑ	ΣΥΜΒΟΛΙΣΜΟΣ	ΟΝΟΜΑΣΙΑ
Na^+	κατιόν νατρίου	Ca^{2+}	κατιόν ασβεστίου
K^+	κατιόν καλίου	Ba^{2+}	κατιόν βαρίου
Ag^+	κατιόν αργύρου	Zn^{2+}	κατιόν ψευδαργύρου
Mg^{2+}	κατιόν μαγνησίου	Al^{3+}	κατιόν αργιλίου
$\text{Cu}^+, \text{Cu}^{2+}$	κατιόντα χαλκού	$\text{Pb}^{2+}, \text{Pb}^{4+}$	κατιόντα μολύβδου
$\text{Fe}^{2+}, \text{Fe}^{3+}$	κατιόντα σιδήρου	Cr^{3+}	κατιόν χρωμίου

Μονοατομικά ανιόντα:

ΣΥΜΒΟΛΙΣΜΟΣ	ΟΝΟΜΑΣΙΑ	ΣΥΜΒΟΛΙΣΜΟΣ	ΟΝΟΜΑΣΙΑ
F^-	φθοριούχο ή φθορίδιο	O^{2-}	οξυγονούχο ή οξείδιο
Cl^-	χλωριούχο ή χλωρίδιο	S^{2-}	θειούχο ή σουλφίδιο
Br^-	βρωμιούχο ή βρωμίδιο	N^{3-}	αζωτούχο ή νιτρίδιο
I^-	ιωδιούχο ή ιωδίδιο	P^{3-}	φωσφορούχο ή φωσφίδιο
H^-	υδρογονούχο ή υδρίδιο		

Πίνακας 2.4 Ονοματολογία των κυριότερων πολυατομικών ιόντων

NO_3^-	νιτρικό	CN^-	κυάνιο (κυανίδιο)	HCO_3^-	όξινο ανθρακικό
CO_3^{2-}	ανθρακικό	ClO_4^-	υπερχλωρικό	HPO_4^{2-}	όξινο φωσφορικό
SO_4^{2-}	θεικό	ClO_3^-	χλωρικό	H_2PO_4^-	δισόξινο φωσφορικό
PO_4^{3-}	φωσφορικό	ClO_2^-	χλωριώδες	MnO_4^-	υπερμαγγανικό
OH^-	υδροξείδιο	ClO^-	υποχλωριώδες	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	διχρωμικό
NH_4^+	αμμώνιο	HSO_4^-	όξινο θεικό	CrO_4^{2-}	χρωμικό

Πολυατομικά Ιόντα:

Συμβολισμός	Ονομασία	Συμβολισμός	Ονομασία
OH ⁻	Υδροξείδιο	CrO ₄ ²⁻	Χρωμικό
CN ⁻	Κυάνιο ή κυανίδιο	Cr ₂ O ₇ ²⁻	Διχρωμικό
ClO ₄ ⁻	Υπερχλωρικό	MnO ₄ ²⁻	Μαγγανικό
ClO ₃ ⁻	Χλωρικό	AsO ₄ ³⁻	Αρσενικό
ClO ₂ ⁻	Χλωριώδες	PO ₄ ³⁻	Φωσφορικό
ClO ⁻	Υποχλωριώδες	HCO ₃ ⁻	Όξινο ανθρακικό
NO ₃ ⁻	Νιτρικό	HSO ₃	Όξινοθειώδες
NO ₂ ⁻	Νιτρώδες	HSO ₄ ⁻	Όξινοθειϊκό
MnO ₄ ⁻	Υπερμαγγανικό	HPO ₄ ²⁻	Όξινοφωσφορικό
SO ₄ ²⁻	Θειϊκό	H ₂ PO ₄ ⁻	Δισόξινοφωσφορικό
SO ₃ ²⁻	Θειώδες	HS ⁻	Όξινοθειούχο
CO ₃ ²⁻	Ανθρακικό	NH ₄ ⁺	Αμμώνιο

Αριθμός οξείδωσης

- Αριθμός οξείδωσης ενός ατόμου σε μία ομοιοπολική ένωση ορίζεται το φαινομενικό φορτίο που θα αποκτήσει το άτομο, αν τα κοινά ζεύγη ηλεκτρονίων αποδοθούν στο ηλεκτραρνητικότερο άτομο. Αντίστοιχα, αριθμός οξείδωσης ενός ιόντος σε μια ιοντική ένωση είναι το πραγματικό φορτίο του ιόντος.

Πίνακας 2.5 Συνήθεις τιμές Α.Ο. στοιχείων σε ενώσεις τους

Μέταλλα		Αμέταλλα	
K, Na, Ag	+1	F	-1
Ba, Ca, Mg, Zn	+2	H	+1 (-1)
Al	+3	O	-2 (-1, +2)
Cu, Hg	+1, +2	Cl, Br, I	-1(+1, +3, +5, +7)
Fe, Ni	+2, +3	S	-2 (+4, +6)
Pb, Sn	+2, +4	N, P	-3 (+3, +5)
Mn	+2, +4, +7	C, Si	-4, +4
Cr	+3, +6		

οι Α.Ο. των **K, Na, Ag, Ba, Ca, Mg, Zn, Al, Fe, F**, από το **H** ο (+1), από το **O** ο (-2) και από τα **Cl, Br, I** ο (-1).

Ο αριθμός οξείδωσης ορίζεται ως:

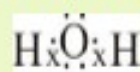
- α. Το πραγματικό φορτίο του ιόντος, στις ιοντικές ενώσεις.
- β. Το φαινομενικό φορτίο που αποκτά το άτομο, αν τα κοινά ζεύγη ηλεκτρονίων αποδοθούν στο ηλεκτραρνητικότερο άτομο στις ομοιοπολικές ενώσεις.

Παραδείγματα:

I. Χλωριούχο νάτριο NaCl: Είναι ιοντική ένωση που αποτελείται από Na^+ και Cl^- άρα στο NaCl: $\text{A.O.}_{\text{Na}} = +1$, $\text{A.O.}_{\text{Cl}} = -1$

II. Οξείδιο του ασβεστίου CaO: Είναι ιοντική ένωση που αποτελείται από Ca^{2+} και O^{2-} άρα στο CaO: $\text{A.O.}_{\text{Ca}} = +2$, $\text{A.O.}_{\text{O}} = -2$

III. Νερό H_2O : Το νερό είναι ομοιοπολική ένωση με ηλεκτρονιακό τύπο:

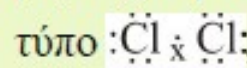


Το οξυγόνο είναι ηλεκτραρνητικότερο του υδρογόνου και αποκτά τα κοινά ζευγή ηλεκτρονίων, με αποτέλεσμα το οξυγόνο να

έχει φαινομενικό φορτίο -2 και το υδρογόνο $+1$ $\text{H}^{(+1)} \ddot{\text{O}}^{(-2)} \text{H}^{(+1)}$

άρα στο H_2O : $\text{A.O.}_{\text{H}} = +1$, $\text{A.O.}_{\text{O}} = -2$

IV. μόριο χλωρίου Cl_2 : Το χλώριο είναι ομοιοπολική ένωση με ηλεκτρονιακό



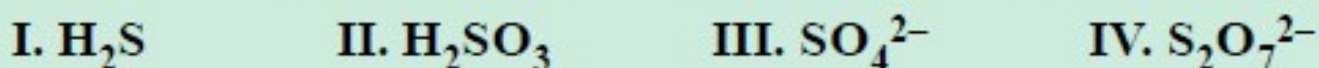
τύπο τα άτομα του Cl έχουν την ίδια ηλεκτραρνητικότητα και τα ηλεκτρόνια διαμοιράζονται εξίσου στα δύο άτομα με αποτέλεσμα να έχουν φαινομενικό φορτίο 0 άρα στο Cl_2 : $\text{A.O.}_{\text{Cl}} = 0$.

Για τον υπολογισμό των αριθμών οξείδωσης στοιχείων σε ενώσεις ακολουθούμε τους παρακάτω πρακτικούς κανόνες:

1. Κάθε στοιχείο σε ελεύθερη κατάσταση έχει Α.Ο. ίσο με το μηδέν.
2. Το Η στις ενώσεις του έχει Α.Ο. ίσο με +1, εκτός από τις ενώσεις του με τα μέταλλα (υδρίδια) που έχει -1.
3. Το F στις ενώσεις του έχει πάντοτε Α.Ο. ίσο με -1.
4. Το Ο στις ενώσεις του έχει Α.Ο. ίσο με -2, εκτός από τα υπεροξείδια (που έχουν την ομάδα -O-O-), στα οποία έχει -1, και την ένωση OF_2 (οξείδιο του φθορίου), στην οποία έχει +2.
5. Τα αλκάλια, π.χ. Na, K, έχουν πάντοτε Α.Ο. +1, και οι αλκαλικές γαίες, π.χ. Ba, Ca, έχουν πάντοτε Α.Ο. +2 .
6. Το αλγεβρικό άθροισμα των Α.Ο. όλων των ατόμων σε μία ένωση είναι ίσο με το μηδέν.
7. Το αλγεβρικό άθροισμα των Α.Ο. όλων των ατόμων σε ένα πολυατομικό ιόν είναι ίσο με το φορτίο του ιόντος.

Παράδειγμα:

Να βρεθεί ο Α.Ο. του S στις παρακάτω ενώσεις και ιόντα.



Απάντηση:

Έστω x ο αριθμός οξείδωσης του θείου.

I. H_2S : Σύμφωνα με τους κανόνες ισχύει:

$$2 \cdot \text{A.O.}_\text{H} + 1 \cdot \text{A.O.}_\text{S} = 0 \Leftrightarrow 2(+1) + x = 0 \Leftrightarrow x = -2 \text{ δηλαδή, στο } \text{H}_2\text{S} \text{ έχουμε } \text{A.O.}_\text{S} = -2$$

$$\text{II. } \text{H}_2\text{SO}_3: \text{Ισχύει } 2 \cdot \text{A.O.}_\text{H} + 1 \cdot \text{A.O.}_\text{S} + 3 \text{A.O.}_\text{O} = 0 \Leftrightarrow 2(+1) + x + 3(-2) = 0 \Leftrightarrow x = +4$$

δηλαδή, στο H_2SO_3 έχουμε $\text{A.O.}_\text{S} = +4$.

$$\text{III. } \text{SO}_4^{2-}: \text{Ισχύει } 1 \cdot \text{A.O.}_\text{S} + 4 \cdot \text{A.O.}_\text{O} = -2 \Leftrightarrow x + 4(-2) = -2 \Leftrightarrow x = +6$$

δηλαδή στο SO_4^{2-} έχουμε $\text{A.O.}_\text{S} = +6$

$$\text{IV. } \text{S}_2\text{O}_7^{2-}: \text{Ισχύει } 2 \text{A.O.}_\text{S} + 7 \text{A.O.}_\text{O} = -2 \Leftrightarrow 2 \cdot x + 7(-2) = -2 \Leftrightarrow x = +6$$

δηλαδή στο $\text{S}_2\text{O}_7^{2-}$ έχουμε $\text{A.O.}_\text{S} = +6$

Γραφή μοριακών τύπων ανόργανων χημικών ενώσεων

Γραφή μοριακού τύπου ανόργανης ένωσης:

Κάθε ανόργανη ένωση (ανεξάρτητα από το είδος του δεσμού που έχει), μπορούμε να πούμε, ότι αποτελείται από δύο τμήματα, ένα με θετικό αριθμό οξείδωσης (Θ με A.O. = +x) και ένα με αρνητικό αριθμό οξείδωσης (Α με A.O. = -ψ).

Για να γράψουμε το μοριακό τύπο της ένωσης μεταξύ του Θ και του Α:

- I. Γράφουμε πρώτα το θετικό τμήμα και μετά το αρνητικό $\Theta^{+x}A^{-\psi}$
- II. Τον A.O. του πρώτου βάζουμε δείκτη στο δεύτερο και αντίστροφα. Ακολουθεί απλοποίηση στους δείκτες, αν γίνεται. Να σημειώσουμε ότι αν κάποιος δείκτης είναι το 1, τότε αυτός παραλείπεται.
- III. Αν κάποιο από τα τμήματα Θ ή Α είναι πολυατομικό και παίρνει δείκτη μεγαλύτερο του 2, το κλείνουμε σε παρένθεση

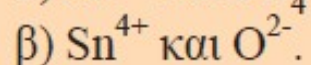
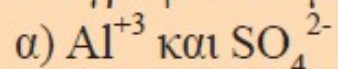


ΠΡΟΤΕΙΝΟΜΕΝΕΣ ΑΣΚΗΣΕΙΣ

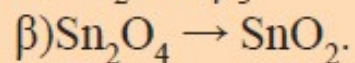
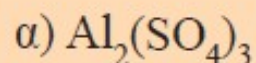
Ασκήσεις για επίλυση στο σχολείο: 53, 54, 55, 60, 61, 62.
Ασκήσεις για επίλυση στο σπίτι: 56, 57, 58, 59, 63, 64.

Παράδειγμα 2.5

Να γραφούν οι μοριακοί τύποι των ενώσεων που αποτελούνται από:

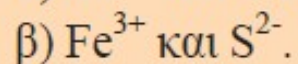
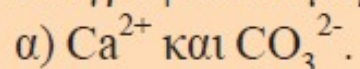


ΑΠΑΝΤΗΣΗ



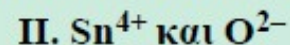
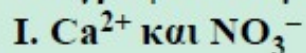
Εφαρμογή

Να γραφούν οι μοριακοί τύποι των ενώσεων που αποτελούνται από:



Παράδειγμα:

Να γραφούν οι μοριακοί τύποι των ενώσεων που αποτελούνται από:

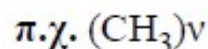


Απάντηση:



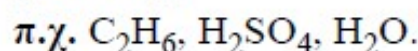
Εμπειρικός τύπος:

Μας δείχνει από ποια στοιχεία αποτελείται η ένωση και την αναλογία με την οποία συμμετέχουν στην κατασκευή της.



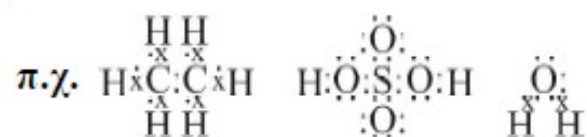
Μοριακός τύπος:

Μας δείχνει από ποια στοιχεία αποτελείται η ένωση και τον ακριβή αριθμό των ατόμων στο μόριο της ένωσης.



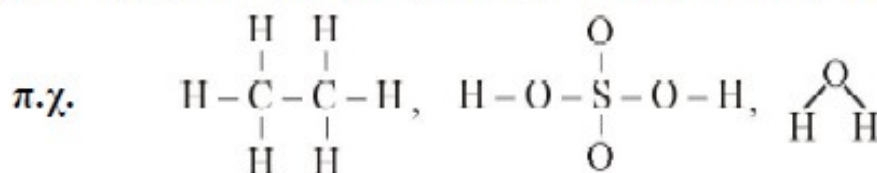
Ηλεκτρονιακός τύπος:

Μας δείχνει από ποια στοιχεία αποτελείται η ένωση, τον ακριβή αριθμό των ατόμων στο μόριο της ένωσης, τη μορφή της ένωσης στο επίπεδο και την κατανομή των ηλεκτρονίων της εξωτερικής στιβάδας ανάμεσα στα άτομα της ένωσης.



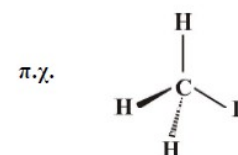
Συντακτικός τύπος:

Μας δείχνει από ποια στοιχεία αποτελείται η ένωση τον ακριβή αριθμό ατόμων στο μόριό της, τους χημικούς δεσμούς και τη διάταξη των ατόμων στο επίπεδο.



Στερεοχημικός τύπος:

Μας δείχνει από ποια στοιχεία αποτελείται η ένωση, τον ακριβή αριθμό των ατόμων και τη διάταξη των ατόμων στο χώρο.



Σχετική μοριακή μάζα (M_r) ή Μοριακό βάρος (MB)

➤ Σχετική μοριακή μάζα ή μοριακό βάρος (M_r) χημικής ουσίας λέγεται ο αριθμός που δείχνει πόσες φορές είναι μεγαλύτερη η μάζα του μορίου του στοιχείου ή της χημικής ένωσης από το $1/12$ της μάζας του ατόμου του άνθρακα -12 .

Έτσι λοιπόν όταν λέμε ότι το μοριακό βάρος του θειικού οξέος (H_2SO_4) είναι 98, εννοούμε ότι η μάζα του μορίου του θειικού οξέος είναι 98 φορές μεγαλύτερη από το $1/12$ της μάζας του ατόμου ^{12}C .

$$\bullet M_r = \frac{m_{\text{μορίου}}}{1/12 m_{\text{ατόμου } ^{12}C}}$$

Το M_r μπορεί να υπολογιστεί εύκολα με βάση το μοριακό τύπο, ακολουθώντας το παρακάτω σκεπτικό:

α. Το M_r στοιχείου ισούται με το γινόμενο του A_r επί την ατομικότητα του στοιχείου. Π.χ. $M_{r\ N_2} = 2 \cdot A_{r\ N} = 2 \cdot 14 = 28$

β. Το M_r χημικής ένωσης ισούται με το άθροισμα των γινομένων των δεικτών των στοιχείων στο μοριακό τύπο της ένωσης επί τα αντίστοιχα A_r των στοιχείων. Π.χ. $M_{r\ H_2S} = 2 \cdot A_{r\ H} + 1 \cdot A_{r\ S} = 2 \cdot 1 + 1 \cdot 32 = 34$

Υπολογισμός σχετικής μοριακής μάζας:

α. Χημικού στοιχείου:

Η Mr χημικού στοιχείου ισούται με το γινόμενο της σχετικής ατομικής μάζας του επί την ατομικότητα.

$$\text{π.χ.} \quad \text{Mr}_{\text{O}_2} = 2\text{Ar}_{\text{O}} = 2 \cdot 16 \Leftrightarrow \text{Mr}_{\text{O}_2} = 32$$

β. Χημικής ένωσης:

Η Mr χημικής ένωσης ισούται με το άθροισμα των γινομένων των δεικτών των στοιχείων στο μοριακό τύπο της ένωσης επί τις αντίστοιχες σχετικές ατομικές μάζες.

$$\text{Γενικά για την ένωση } \Theta_y\text{A}_x \text{ ισχύει:} \quad \text{Mr}_{\Theta_y\text{A}_x} = y \cdot \text{Ar}_{\Theta} + x \cdot \text{Ar}_{\text{A}}$$

π.χ. Η σχετική μοριακή μάζα του HNO_3 υπολογίζεται ως εξής:

$$\text{Mr}_{\text{HNO}_3} = 1 \cdot \text{Ar}_{\text{H}} + 1 \cdot \text{Ar}_{\text{N}} + 3 \cdot \text{Ar}_{\text{O}} = 1 \cdot 1 + 1 \cdot 14 + 3 \cdot 16 \Leftrightarrow$$

$$\text{Mr}_{\text{HNO}_3} = 63$$

Οι σχετικές ατομικές μάζες (A_r) των κυριότερων στοιχείων:								
Άζωτο	N	14	Κάλιο	K	39	Σίδηρος	Fe	56
Άνθρακας	C	12	Κασσίτερος	Sn	119	Υδράργυρος	Hg	201
Αργίλιο	Al	27	Κοβάλτιο	Co	59	Υδρογόνο	H	1
Άργυρος	Ag	108	Μαγγάνιο	Mn	55	Φθόριο	F	19
Ασβέστιο	Ca	40	Μαγνήσιο	Mg	24	Φώσφορος	P	31
Βάριο	Ba	137	Μόλυβδος	Pb	207,2	Χαλκός	Cu	63,5
Βισμούθιο	Bi	209	Νάτριο	Na	23	Χλώριο	Cl	35,5
Βρώμιο	Br	80	Νικέλιο	Ni	59	Χρώμιο	Cr	52
Θείο	S	32	Οξυγόνο	O	16	Ψευδάργυρος	Zn	65
Ιώδιο	I	127	Πυρίτιο	Si	28			

Να παρατηρήσουμε ότι οι σχετικές ατομικές μάζες είναι καθαροί αριθμοί εκφρασμένες σε amu. Έτσι, αν θέλουμε να υπολογίσουμε την απόλυτη ατομική μάζα αρκεί να πολλαπλασιάσουμε τη σχετική ατομική μάζα με το $1,66 \cdot 10^{-24}$

$$1 \text{ amu} = 1/12 m_{\text{ατόμου } ^{12}\text{C}} \approx m_p \approx m_n = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

Απόλυτη ατομική μάζα, δηλ. η μάζα σε g ενός ατόμου ενός στοιχείου =
 $A_r \cdot 1/12 m_{\text{ατόμου } ^{12}\text{C}} = A_r \cdot 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$