

χημεία 1ης λυκείου



Διογένη Κοσμόπουλου

γραφή και ονοματολογία χημικών ενώσεων

Οι τύποι της χημείας

Οι χημικοί τύποι των διαφόρων ουσιών είναι σημαντικοί γιατί μας δίνουν βασικές πληροφορίες για τις ουσίες αυτές. Οι χημικοί τύποι, από το πιο απλό σύμβολο του στοιχείου υδρογόνου (H) μέχρι τον πολυπλοκότερο χημικό τύπο, αποτελούν την **πολυεθνική γλώσσα της χημείας**.

Η εκμάθησή των χημικών τύπων δεν απαιτεί μόνο συχνή ενασχόληση (σαν την μητρική μας γλώσσα) αλλά επίπονη προσπάθεια γιατί έχει **ενσωματώσει γνώσεις και θεωρίες** που σχετίζονται με την εξέλιξη της επιστήμης της Χημείας. Έτσι οι χημικοί τύποι καθιερώθηκαν όχι μόνο σαν **απαραίτητα εργαλεία** για την μεταφορά των χημικών εννοιών στο γραπτό λόγο αλλά και για την σφαιρική κατανόηση της επιστήμης της χημείας.

Οι χημικοί τύποι κατά σειρά αυξημένης πολυπλοκότητας είναι:

- **Εμπειρικός τύπος.**

Ο εμπειρικός τύπος μας πληροφορεί για το **είδος και την αναλογία των ατόμων των στοιχείων στην ένωση**.

π.χ. εμπειρικός είναι ο τύπος $(C_1H_2)_v$. Στον ίδιο εμπειρικό τύπο μπορεί να αντιστοιχούν πολλές ενώσεις με διαφορετικές τιμές του αριθμού (v) γιατί ο εμπειρικός τύπος δεν μας δίνει τον ακριβή αριθμό των ατόμων στο μόριο.

- **Μοριακός τύπος.**

Ο μοριακός τύπος μας δίνει το **είδος και τον ακριβή αριθμό των ατόμων στο μόριο του στοιχείου ή της ένωσης**.

π.χ. έχουμε τους μοριακούς τύπους των στοιχείων οξυγόνου O_2 , όζοντος O_3 , φωσφόρου P_4 κ.λ.π. τον μοριακό τύπο της ένωσης προπενίου C_3H_6 ¹ που μας πληροφορούν το είδος και το πλήθος των ατόμων στο μόριο.

⚠ Υπενθυμίζουμε ότι οι ιοντικές ενώσεις δεν αποτελούνται από μόρια αλλά από ιόντα². Έτσι καλό είναι να χρησιμοποιούμε απλά τον όρο **χημικό τύπο** και να αποφεύγουμε τον όρο «**μοριακό τύπο**» που μπορεί να δημιουργεί παρερμηνείες.

- **Συντακτικός τύπος.**

Ο συντακτικός τύπος μας πληροφορεί (ότι και ο μοριακός και επιπλέον) **τον τρόπο σύνδεσης των ατόμων στο μόριο**.

π.χ. ο συντακτικός τύπος του υπεροξειδίου του υδρογόνου H_2O_2 είναι $H-O-O-H$, του διοξειδίου

του άνθρακα CO_2 είναι $O=C=O$, του μεθανίου είναι $H-\overset{\overset{H}{|}}{C}-H$ κ.λπ.

Ο συντακτικός τύπος είναι σημαντικός γιατί πολύ συχνά στον ίδιο μοριακό τύπο αντιστοιχούν πολλές διαφορετικές ενώσεις γιατί διαφέρουν στον συντακτικό τύπο.

π.χ. με μοριακό τύπο C_2H_6O υπάρχουν η αιθανόλη και ο διμεθυλαιθέρας που έχουν αντίστοιχους

συντακτικούς τύπους $H-\overset{\overset{H}{|}}{C}-\overset{\overset{H}{|}}{C}-O-H$ και $H-\overset{\overset{H}{|}}{C}-O-\overset{\overset{H}{|}}{C}-H$

¹ Ο μοριακός τύπος του προπενίου αντιστοιχεί στον εμπειρικό τύπο $(C_1H_2)_v$ για $v=3$.

² Ο χημικός τύπος των ιοντικών ενώσεων δηλώνει την μικρότερη αναλογία των ιόντων στον κρύσταλλο.

- **Ηλεκτρονικός τύπος.**

Ο ηλεκτρονικός τύπος δίνει την κατανομή των ηλεκτρονίων της εξωτερικής στιβάδας των ατόμων.

π.χ. ο ηλεκτρονικός τύπος του CH_4 είναι $\text{H} : \overset{\text{H}}{\underset{\text{H}}{\text{C}}} : \text{H}$, ενώ του CO_2 είναι $:\ddot{\text{O}}::\text{C}::\ddot{\text{O}}:$

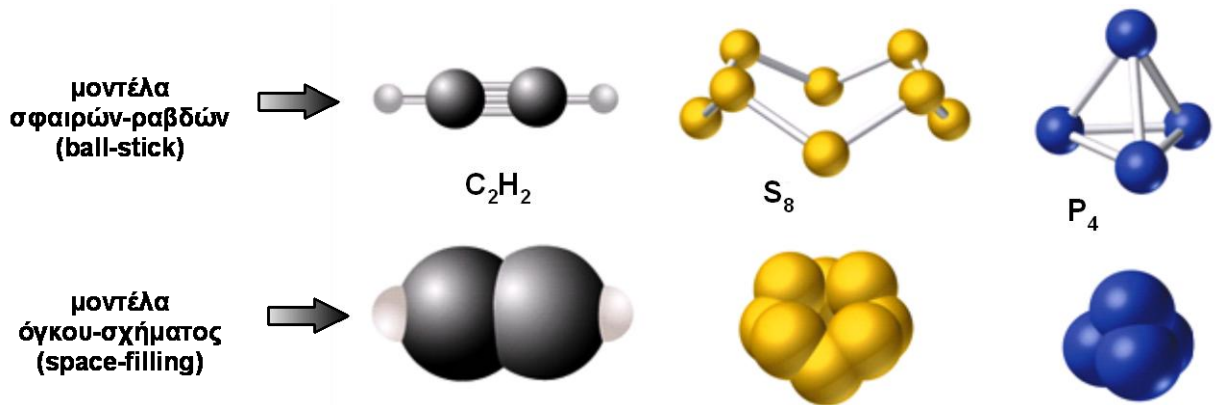
- **Στερεοχημικός τύπος.**

Ο στερεοχημικός τύπος μας περιγράφει την πραγματική γεωμετρική διάταξη των ατόμων στο χώρο.

π.χ. ο στερεοχημικός τύπος του νερού είναι $\text{H}-\text{O}-\text{H}$ και μας πληροφορεί ότι το μόριο του νερού δεν είναι ευθύγραμμο αλλά γωνιακό.

Στην αναπαράσταση των μορίων συχνά χρησιμοποιούμε μοντέλα που μας δίνουν ρεαλιστικότερα την εικόνα των μορίων.

Στα μοντέλα αυτά τα άτομα παριστάνονται με σφαίρες που άλλωτε ενώνονται με ράβδους δίνοντας έμφαση στους υπάρχοντες δεσμούς και άλλωτε επικαλύπτονται δίνοντας έμφαση στο σχήμα και τον όγκο του μορίου.



Αριθμός οξείδωσης

Η έννοια του αριθμού οξείδωσης.

Για να γράφουμε και να ονομάζουμε τις χημικές ενώσεις είναι απαραίτητο να γνωρίζουμε για κάθε στοιχείο ένα ή περισσότερους αριθμούς που χαρακτηρίζουν το στοιχείο και ονομάζονται **αριθμοί οξείδωσης (α.ο.)**.³

Οι αριθμοί οξείδωσης των στοιχείων ορίζονται σύμφωνα με τους παρακάτω κανόνες:

I. Όταν το στοιχείο ανήκει σε ιοντική (ετεροπολική) ένωση σαν μονατομικό ιόν τότε ο αριθμός οξείδωσης του στοιχείου είναι ίσος με τα πραγματικό φορτίο του ιόντος.

Παραδείγματα

- Στο χλωριούχο νάτριο, ο α.ο. του Na είναι +1 ενώ του Cl είναι -1 όσο και τα φορτία των αντίστοιχων ιόντων στη ένωση σύμφωνα με τον ηλεκτρονικό τύπο $\text{Na}^{+1} ; \ddot{\text{Cl}}:^{-1}$.
- Το χλωριούχο ασβέστιο έχει ηλεκτρονικό τύπο $\text{Ca}^{+2} ; 2 \ddot{\text{Cl}}:^{-1}$. Έτσι το Ca έχει α.ο. +2 ενώ το Cl έχει -1.
- Χαρακτηριστική περίπτωση είναι τα υδρίδια των μετάλλων όπου το H έχει α.ο. -1, όπως προκύπτει από τον ηλεκτρονικό τύπο του υδρίδιου του νατρίου $\text{Na}^{+1} ; \text{H}^{-1}$.

II. Όταν το στοιχείο ανήκει σε ομοιοπολική ένωση τότε ο α.ο. του είναι ίσος με το φορτίο που φαίνεται να αποκτά το άτομο αν τα ηλεκτρόνια που συμμετέχουν στα κοινά ζεύγη, αποδοθούν στο ηλεκτραρνητικότερο άτομο, εφ' όσον ο δεσμός είναι μεταξύ ανόμοιων ατόμων ή μοιραστούν στα άτομα εφ' όσον ο δεσμός είναι μεταξύ ομοίων ατόμων.

Παραδείγματα

- Το νερό είναι ομοιοπολική ένωση με ηλεκτρονικό τύπο $\text{H} : \ddot{\text{O}} : \text{H}$.
Αν τα κοινά ζεύγη αποδοθούν στο ηλεκτραρνητικότερο άτομο το οξυγόνο, τότε προκύπτει ο ακόλουθος συμβατικός τύπος με τα φαινομενικά φορτία.: $\text{H}^{+1} ; \ddot{\text{O}}^{-2} ; \text{H}^{+1}$.
Έτσι ο α.ο. του H είναι +1 και του οξυγόνου -2.
- Χαρακτηριστική περίπτωση είναι και το οξείδιο του φθορίου O_2F που έχει ηλεκτρονικό τύπο $\text{F} : \ddot{\text{O}} : \text{F}$. Τα κοινά ζεύγη αποδίδονται στο ηλεκτραρνητικότερο άτομο φθορίου από-

³ Οι **αριθμοί οξείδωσης** των στοιχείων είναι επίσης απαραίτητοι στην κατανόηση των οξειδοαναγωγικών αντιδράσεων και την γραφή των αντίστοιχων εξισώσεων. Ο **αριθμός οξείδωσης** ονομάζεται και **τυπικό σθένος**

τε έχουμε τον συμβατικό τύπο $\overset{-1}{\text{F}}\overset{+2}{\text{O}}\overset{-1}{\text{F}}$ από τον οποίο προκύπτει ότι ο α.ο. του F είναι -1 και του O είναι $+2$.

- Στο μόριο του υδρογόνου με ηλεκτρονικό τύπο $\text{H}:\text{H}$, το κοινό ζεύγος των ηλεκτρονίων μοιράζεται μεταξύ των όμοιων ατόμων οπότε προκύπτει το σχήμα $\overset{0}{\text{H}}\cdot, \cdot\overset{0}{\text{H}}$ από το οποίο συμπεραίνουμε ότι ο α.ο. του H είναι 0.
- Στο υπεροξείδιο του υδρογόνου έχουμε κοινά ζεύγη ηλεκτρονίων και μεταξύ όμοιων ατόμων και μεταξύ ανόμοιων σύμφωνα με τον τύπο: $\text{H}:\overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\text{O}}}:\overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\text{O}}}:\text{H}$. Μετά την συμβατική ανακατανομή ηλεκτρονίων σύμφωνα με τον ορισμό του α.ο. έχουμε τον τύπο $\overset{+1}{\text{H}}, \overset{-1}{\text{O}}, \overset{-1}{\text{O}}, \overset{+1}{\text{H}}$. Έτσι προκύπτει ότι ο α.ο. του H είναι $+1$ και του O -1 όσο και τα φαινομενικά φορτία των ιόντων.

III. Αν το άτομο συμμετέχει και σε ομοιοπολικό και σε ετεροπολικό δεσμό τότε εφαρμόζουμε ταυτόχρονα τους κανόνες (I) και (II).

Παράδειγμα

- Στο υδροξείδιο του νατρίου ο ηλεκτρονικός τύπος είναι $\overset{+1}{\text{Na}}, \overset{-1}{\text{O}}, \overset{-1}{\text{H}}$ από τον οποίο διαπιστώνουμε ότι ο α.ο. του Na είναι $+1$ και του πολυατομικού ιόντος υδροξειδίου (OH) είναι -1 . Αν ανακατανεμηθούν τα ηλεκτρόνια του δεσμού O-H προκύπτει ο τύπος $\overset{+1}{\text{Na}}, \overset{-2}{\text{O}}, \overset{+1}{\text{H}}$ από τον οποίο συμπεραίνουμε ότι ο α.ο. του O είναι -2 και του H είναι $+1$.

Εμπειρικοί κανόνες για τον υπολογισμό των α.ο.

Από την μελέτη των αριθμών οξείδωσης των ατόμων στα διάφορα σώματα προκύπτουν ορισμένοι **εμπειρικοί κανόνες** που μας επιτρέπουν να υπολογίζουμε γρήγορα τον αριθμό οξείδωσης ενός ατόμου σ' όποια κατάσταση και αν βρίσκεται.

Πίνακας εμπειρικών κανόνων για τον υπολογισμό των αριθμών οξείδωσης	
1⇒	Οι α.ο. των στοιχείων παίρνουν τιμές από -4 έως +7.
2⇒	Τα άτομα που είναι ελεύθερα, τα άτομα των μετάλλων που συνιστούν μεταλλικό κρυσταλλικό πλέγμα και τα άτομα στα μόρια στοιχείων (π.χ. He, Fe, H ₂ , O ₂ , O ₃ κ.λ.π.) έχουν α.ο.=0
3⇒	Όταν τα μέταλλα σχηματίζουν χημικές ενώσεις, έχουν θετικούς α.ο. 3^a ⇒ Τα αλκάλια π.χ. τα K, Na (1 ^η ομάδα του περιοδικού πίνακα) έχουν α.ο.=+1 3^b ⇒ Οι αλκαλικές γαίες π.χ. τα Ca, Mg (2 ^η ομάδα του περιοδικού πίνακα) έχουν α.ο.=+2
4⇒	Όταν τα αμέταλλα σχηματίζουν χημικές ενώσεις, έχουν και θετικούς και αρνητικούς α.ο. 4^a ⇒ το φθόριο έχει πάντα πάντα α.ο. -1 4^b ⇒ το υδρογόνο έχει πάντα α.ο. +1 , εκτός από τις ενώσεις του με μέταλλα που έχει α.ο. -1 $4^γ$ ⇒ το οξυγόνο έχει πάντα α.ο. -2 , εκτός από τα υπεροξείδια (που έχουν την ομάδα -O-O-) όπου έχει α.ο. -1 και την ένωση του με F (O ₂ F) που έχει α.ο. +2
5⇒	5^a ⇒ Το αλγεβρικό άθροισμα των α.ο. των ατόμων σε μια χημική ένωση είναι ίσο με μηδέν. 5^b ⇒ Το αλγεβρικό άθροισμα των α.ο. σε πολυατομικό ιόν είναι ίσο με το φορτίο του ιόντος.
6⇒	Σε μία χημική ένωση είναι δυνατόν δύο ή και περισσότερα άτομα του ίδιου στοιχείου να έχουν διαφορετικούς α.ο.

Παραδείγματα εφαρμογής των εμπειρικών κανόνων για να βρίσκουμε τους α.ο.

- Στο θειϊκό οξύ H₂SO₄ το άτομο του υδρογόνου (H) έχει **α.ο.=+1** (κανόνας 4^b), ενώ το άτομο του οξυγόνου (O) έχει **α.ο.= -2** (κανόνας 4^γ). Αν ο α.ο. του θείου (S) είναι **x**, τότε επαληθεύεται η εξίσωση: $2 \cdot (+1) + x + 4 \cdot (-2) = 0$ (κανόνας 5^a) από την οποία βρίσκουμε τον **α.ο. του S: x=+6**.
- Στο χλωριούχο υποχλωριώδες ασβέστιο (χλωράσβεστος) CaOCl₂ το ένα άτομο Cl έχει **α.ο.= -1** και το άλλο έχει **α.ο.=+1** (κανόνας 6)
- Στο πολυατομικό ιόν MnO₄⁻¹ το άτομο του οξυγόνου (O) έχει **α.ο.= -2** (κανόνας 4^γ). Αν ο α.ο. του μαγγανίου (Mn) είναι **x** τότε επαληθεύεται η εξίσωση: $x + 4 \cdot (-2) = -1$ (κανόνας 5^b) από την οποία βρίσκουμε τον **α.ο. του Mn: x=+7**.

Πίνακας αριθμών οξείδωσης των στοιχείων.

Α Μ Ε Τ Λ Λ Α	H			-1	0	+1						
	O			-2	-1	0		+2				
	F			-1	0							
	Cl, Br, I			-1	0	+1		+3	+5	+7		
	S			-2		0			+4	+6		
	N			-3	-2	-1	0	+1	+2	+3	+4	+5
	P, As			-3			0		+3		+5	
	C	-4	-3	-2	-1	0	+1	+2	+3	+4		
	B			-3			0			+3		
	Μ Ε Τ Λ Λ Α	Li, K, Na, Ag					0	+1				
Ca, Ba, Zn, Mg						0		+2				
Al, Bi						0			+3			
Cu, Hg						0	+1	+2				
Au						0	+1		+3			
Fe, Co, Ni						0		+2	+3			
Pb, Sn, Pt						0		+2		+4		
Cr						0			+3		+6	
Mn					0		+2		+4	+6	+7	

Παρατήρηση: Ο άνθρακας (C) έχει στις ανόργανες ενώσεις α.ο. +2 και +4.
Με όλους τους αναγραφόμενους α.ο. εμφανίζεται στις οργανικές ενώσεις.

Συμβουλή : Μαθητή -τρια ,
είναι αναγκαίο, όχι μόνο να απομνημονεύσεις τους βασικούς εμπειρικούς κανόνες, αλλά και να μάθεις να τους χρησιμοποιείς για να υπολογίζεις τους αριθμούς οξείδωσης των στοιχείων είτε είναι ελεύθερα είτε σχηματίζουν χημικές ενώσεις.

Γραφή και ονοματολογία πολυατομικών ιόντων και ριζών.

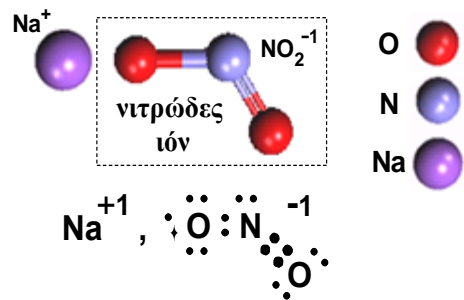
Οι έννοιες των πολυατομικών ιόντων και των ριζών.

Τα **πολυατομικά ιόντα** είναι φορτισμένα σωματίδια που συγκροτούν τις **ιοντικές ενώσεις**.

Στο κάθε **πολυατομικό ιόν** τα άτομα είναι βέβαια ενωμένα με ομοιοπολικούς δεσμούς αλλά οφείλει το φορτίο του στο ότι ένα ή περισσότερα άτομα έχουν προσλάβει ή αποβάλλει ηλεκτρόνια, ώστε να αποκτήσουν δομή ευγενών αερίων. Έτσι **τα πολυατομικά ιόντα είναι σταθερά σωματίδια και είναι δυνατόν να υπάρχουν αυτόνομα**.

Για παράδειγμα η ιοντική ένωση νιτρώδες νάτριο NaNO_2 αποτελείται από το ιόν νατρίου (Na^{+1}) και το νιτρώδες ιόν (NO_2^{-1}) που είναι αυτόνομα σωματίδια.

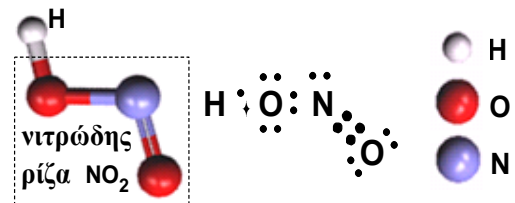
Ιοντική ένωση νιτρώδες νάτριο NaNO_2



Στις μοριακές ενώσεις όλα τα άτομα στο μόριο είναι ενωμένα με ομοιοπολικούς δεσμούς. Συχνά όμως στο μόριο, οριοθετούμε ομάδες ατόμων, που ονομάζουμε **ρίζες**, γιατί μας εξυπηρετούν στην γραφή και ονομασία των μοριακών ενώσεων⁴. Οι ρίζες αντίθετα με τα πολυατομικά ιόντα **δεν είναι δυνατόν να υπάρχουν σαν αυτόνομα σωματίδια** γιατί έχουν νόημα και ύπαρξη μόνο σαν τμήμα της ένωσης.

Στο σημείο αυτό πρέπει να τονίσουμε ότι πολλοί μαθητές κάνουν σύγχυση των εννοιών των **πολυατομικού ιόντος** και **ρίζας** γιατί συχνά έχουν τον **ίδιο τύπο** στην αντίστοιχη ιοντική ή μοριακή ένωση. Για παράδειγμα η μοριακή ένωση νιτρώδες οξύ HNO_2 περιέχει την **νιτρώδη ρίζα NO_2** που δεν είναι αυτόνομο σωματίδιο αλλά αναπόσπαστη ομάδα της ένωσης.

Μοριακή ένωση νιτρώδες οξύ HNO_2



Αριθμός οξείδωσης πολυατομικού ιόντος και ρίζας.

Ο αριθμός οξείδωσης και στα πολυατομικά ιόντα και στις ρίζες είναι ίσος με το αλγεβρικό άθροισμα των αριθμών οξείδωσης των ατόμων που τα αποτελούν. Η διαφορά είναι ότι ο αριθμός οξείδωσης στο πολυατομικό ιόν είναι το πραγματικό φορτίο του ιόντος ενώ ο αριθμός οξείδωσης στη ρίζα είναι το φαινομενικό της φορτίο.

Παράδειγμα: Στο ιόν NO_2^{-1} της ένωσης NaNO_2 και στη ρίζα NO_2 της ένωση HNO_2 , το άτομο οξυγόνο (O) έχει **a.o. -2** και το άτομο άζωτο (N) έχει **a.o. +3**. Έτσι οι αντίστοιχοι **a.o.** του ιόντος και της ρίζας είναι $(+3) + 2 \cdot (-2) = -1$.

⁴ Οι ρίζες χρησιμεύουν και στην κατανόηση του μηχανισμού των χημικών αντιδράσεων των μοριακών ενώσεων.

Γραφή και ονοματολογία πολυατομικών ιόντων (και ριζών).

Τα περισσότερα πολυατομικά ιόντα αποτελούνται από ένα στοιχείο (Σ) μέταλλο ή αμέταλλο, ενωμένο με ορισμένο αριθμό ατόμων οξυγόνου.

Στο πίνακα που ακολουθεί υπάρχουν ταξινομημένα τα **κυριότερα** πολυατομικά ιόντα με τα φορτία τους.

πολυατομικά ιόντα με κατάληξη ...ικό ή ...ώδες ⁵				Παρατηρήσεις
υπερ...ικό	...ικό	...ώδες	υπο...ώδες	
$\overset{+7}{\text{Cl}}\overset{-1}{\text{O}}_4$	$\overset{+5}{\text{Cl}}\overset{-1}{\text{O}}_3$	$\overset{+3}{\text{Cl}}\overset{-1}{\text{O}}_2$	$\overset{+1}{\text{Cl}}\overset{-1}{\text{O}}$	<p>1. Όλα τα ιόντα ονομάζονται με βασικό συνθετικό το «όνομα του στοιχείου» ακολουθούμενο από την κατάληξη «...ικό» ή «...ώδες» και αν είναι απαραίτητο με το πρόθεμα «υπερ...» ή «υπο...»</p> <p>π.χ. ClO_4^{-1} : υπερχλωρικό BrO_3^{-1} : βρωμικό SO_3^{-2} : θειώδες IO^{-1} : I υποϊωδιώδες κ.λ.π.</p> <p>Ειδικότερα:</p> <ul style="list-style-type: none"> • στα ιόντα με άζωτο το βασικό συνθετικό είναι «...νίτρ...» π.χ. NO_3^{-1} : I νιτρικό NO^{-1} : I υπονιτρώδες • το ιόν $\text{Cr}_2\text{O}_7^{-2}$ ονομάζεται διχρωμικό. <p>3. Ο αριθμός οξείδωσης του στοιχείου «\Sigma»:</p> <ul style="list-style-type: none"> • σε κάθε «υπερ...ικό» ιόν είναι +7 • σε κάθε «...ικό» ιόν είναι ο αμέσως μικρότερος που διαθέτει το στοιχείο μετά το +7 • σε κάθε «...ώδες» ιόν μειώνεται κατά +2 και σε κάθε «υπο...ώδες» ιόν μειώνεται κατά +4 από τον αντίστοιχο στο «...ικό» ιόν. <p>4. Τα ιόντα που σχηματίζονται από το ίδιο στοιχείο έχουν ίδιο φορτίο, ενώ τα άτομα του οξυγόνου μειώνονται κατά ένα σύμφωνα με την σειρά: υπερ...ικό \Rightarrow ...ικό \Rightarrow ...ώδες \Rightarrow υπο...ώδες</p> <p>Εξαιρούνται το μαγγανικό και το υπερμαγγανικό ιόν.</p>
$\overset{+7}{\text{Br}}\overset{-1}{\text{O}}_4$	$\overset{+5}{\text{Br}}\overset{-1}{\text{O}}_3$	$\overset{+3}{\text{Br}}\overset{-1}{\text{O}}_2$	$\overset{+1}{\text{Br}}\overset{-1}{\text{O}}$	
$\overset{+7}{\text{I}}\overset{-1}{\text{O}}_4$	$\overset{+5}{\text{I}}\overset{-1}{\text{O}}_3$	$\overset{+3}{\text{I}}\overset{-1}{\text{O}}_2$	$\overset{+1}{\text{I}}\overset{-1}{\text{O}}$	
	$\overset{+5}{\text{N}}\overset{-1}{\text{O}}_3$	$\overset{+3}{\text{N}}\overset{-1}{\text{O}}_2$	$\overset{+1}{\text{N}}\overset{-1}{\text{O}}$	
	$\overset{+6}{\text{S}}\overset{-2}{\text{O}}_4$	$\overset{+4}{\text{S}}\overset{-2}{\text{O}}_3$		
	$\overset{+4}{\text{C}}\overset{-2}{\text{O}}_3$			
	$\overset{+5}{\text{P}}\overset{-3}{\text{O}}_4$	$\overset{+3}{\text{P}}\overset{-3}{\text{O}}_3$		
	$\overset{+5}{\text{As}}\overset{-3}{\text{O}}_4$	$\overset{+3}{\text{As}}\overset{-3}{\text{O}}_3$		
$\overset{+7}{\text{Mn}}\overset{-1}{\text{O}}_4$	$\overset{+6}{\text{Mn}}\overset{-2}{\text{O}}_4$			
	$\overset{+6}{\text{Cr}}\overset{-2}{\text{O}}_4$			
	$\overset{+6}{\text{Cr}}_2\overset{-2}{\text{O}}_7$			
	$\overset{+4}{\text{Zn}}\overset{-2}{\text{O}}_2$			
	$\overset{+3}{\text{Al}}\overset{-3}{\text{O}}_3$			

όξινα ιόντα

Προκύπτουν από τα ιόντα που έχουν φορτίο -2 ή -3 αν προσλάβουν υδρογονοκατιόντα H^{+1}

Παραδείγματα : $\overset{+5}{\text{H}}\overset{-2}{\text{PO}}_4$ όξινο φωσφορικό ιόν , $\overset{+5}{\text{H}}_2\overset{-1}{\text{PO}}_4$ δισόξινο φωσφορικό ιόν

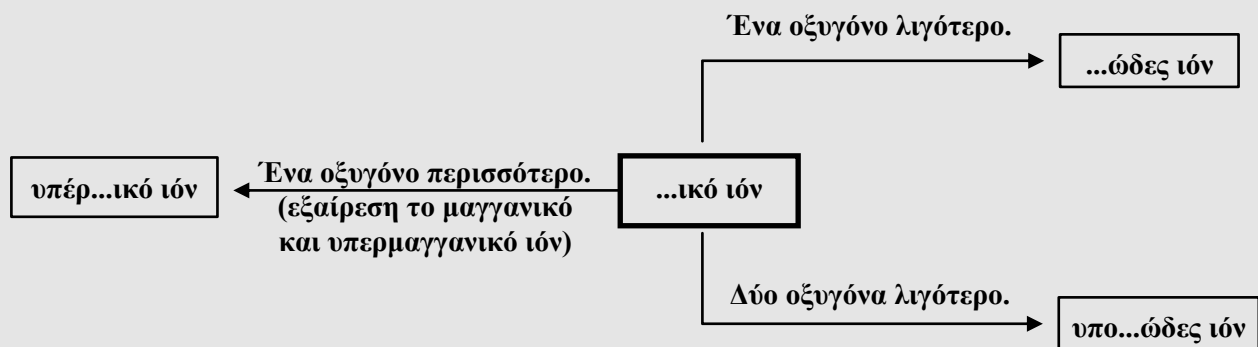
άλλα ιόντα

αμμώνιο: NH_4^{+1} , υδροξείδιο: OH^{-1} , κυάνιο: CN^{-1} , όξινο θειούχο ή υδροθειούχο HS^{-1}

⁵ Υπενθυμίζουμε ότι παρόμοια με κάθε πολυατομικά ιόν γράφεται και η αντίστοιχη ρίζα π.χ. η θειϊκή ρίζα γράφεται SO_4^{-2} , η νιτρική ρίζα γράφεται NO_3^{-1} κ.λ.π. Η μόνη διαφορά είναι ότι ο **α.ο** του ιόντος ταυτίζεται με το πραγματικό του φορτίο, ενώ ο **α.ο** της αντίστοιχης ρίζας είναι το φαινομενικό της φορτίο.

Πρέπει να σημειωθεί ότι το ιόν OH^{-1} ονομάζεται υδροξείδιο ενώ η αντίστοιχη ρίζα ονομάζεται υδροξύλιο.

Συμβουλή: Μαθητή/τρια για να μάθεις τα πολυατομικά ιόντα (άρα και τις αντίστοιχες ρίζες) πρέπει πρώτα να απομνημονεύσεις τα «...ικά» ιόντα και το φορτίο τους. Ύστερα με βάση το κάθε «...ικό» ιόν θα μάθεις τα αντίστοιχα «υπέρ...ικό», «...ώδες» και «υπο...ώδες» ιόντα (εφ'όσον υπάρχουν) χρησιμοποιώντας τις παρατηρήσεις του προηγούμενου πίνακα που σχηματικά αποδίδονται με το παρακάτω διάγραμμα.



Το φορτίο του ιόντος διατηρείται.
(εξαιρέση το μαγγανικό και υπερμαγγανικό ιόν)

Συμβουλή: Δεν είναι απαραίτητο να απομνημονεύσεις τους α.ο. των στοιχείων στο κάθε ιόν εφ'όσον μπορείς να τους υπολογίζεις σύμφωνα με τον κανόνα στην 5β § 1.2.

Είναι όμως χρήσιμο να γνωρίζεις ότι οι α.ο. των στοιχείων μειώνονται σύμφωνα με την σειρά:

υπέρ...ικό ⇔ ...ικό ⇔ ...ώδες ⇔ υπο...ώδες

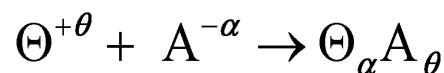
Γραφή και ονοματολογία των τύπων των χημικών ενώσεων.

Γραφή των τύπων των χημικών ενώσεων.

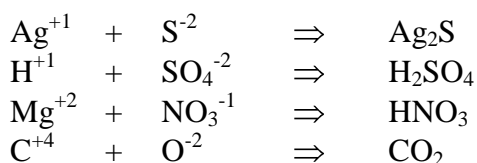
Για να γραφούμε σωστά και γρήγορα τους χημικούς τύπους των ενώσεων εφαρμόζουμε μια μέθοδο που βασίζεται στους αριθμούς οξείδωσης. Τα βασικά σημεία της μεθόδου είναι:

Κάθε **ένωση** (μοριακή ή ιοντική) θεωρείται ότι αποτελείται από δύο μέρη. Το ένα έχει **θετικό** αριθμό οξείδωσης (ηλεκτροθετικό) Θ^+ και το άλλο έχει **αρνητικό** αριθμό οξείδωσης (ηλεκτραρνητικό) A^- .

Για να γράψουμε τον τύπο μίας χημικής ένωσης γράφουμε πρώτα το ηλεκτροθετικό τμήμα της ένωσης Θ^+ και ύστερα το ηλεκτραρνητικό τμήμα A^- . Στη συνέχεια τοποθετούμε τους α.ο. (χωρίς το πρόσημό τους) «χιαστί» δείκτες, αφού πρώτα απλοποιηθούν σύμφωνα με το διπλανό σχήμα.



παραδείγματα:



Παρατήρηση: Ο κανόνας τοποθέτησης των δεικτών «χιαστί» έχει (όπως θα διαπιστώσουμε στη συνέχεια) αρκετές εξαιρέσεις.

Ονοματολογία χημικών ενώσεων

Η ονομασία των ενώσεων κατά IUPAC (International Union of Pure and Applied Chemistry-Διεθνής Ένωση θεωρητικής και Εφαρμοσμένης Χημείας) είναι ένα σύστημα κανόνων που σε γενικές γραμμές αποτελεί συνδυασμό των ονομάτων των δύο τμημάτων Θ - A της ένωσης. Σύμφωνα με τους κανόνες της IUPAC οι ενώσεις ονομάζονται όπως γράφονται, αλλά στην Ελλάδα ονομάζονται αντίθετα απ' ό,τι γράφονται δηλαδή ονομάζεται πρώτα το αρνητικό και ύστερα το θετικό τμήμα.

Συχνά για την ονομασία των ενώσεων χρησιμοποιούμε εμπειρικά ονόματα που σχετίζονται με κάποια ιδιότητα της ένωσης ή με κάποιο τρόπο παρασκευής της ή γενικότερα την «ιστορία» της χημικής ένωσης π.χ. το χλωριούχο νάτριο NaCl ονομάζεται εμπειρικά μαγειρικό άλας, το υδροχλώριο HNO_3 ονομάζεται εμπειρικά aqua forte (δυνατό νερό).

Σημείωση του γράφοντος:

Η διδασκαλία των κανόνων της ονοματολογίας είναι να δυνατό να γίνει με διάφορες μεθόδους. Είναι όμως καλύτερο να ονομαστούν οι ενώσεις ανά τάξη χημικών ενώσεων (οξέα, βάσεις, άλατα και οξείδια) ώστε η διδασκαλία να είναι προσαρμοσμένη στην διδακτέα ύλη που ακολουθεί και να γίνει ευκολότερη η αφομοίωση των κανόνων από τους μαθητές

Τα οξέα

Τα οξέα είναι οι χημικές ενώσεις με ανάλογες χημικές ιδιότητες το σύνολο των οποίων ονομάζεται **όξινο** χαρακτήρας. Σημειώνεται ότι υπάρχουν διάφορες απόψεις-ορισμοί για το ποια σώματα είναι οξέα. Ο πρώτος ορισμός διατυπώθηκε από τον **S. Arrhenius** σύμφωνα με τον οποίο:

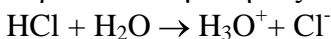
☞ **Οξέα (κατά Arrhenius) είναι οι υδρογονούχες ενώσεις, που όταν διαλυθούν στο νερό ιοντίζονται και ελευθερώνουν κατιόντα υδρογόνου (H^+).**

π.χ. ο ιοντισμός του υδροχλωρίου παριστάνεται με την εξίσωση: $HCl \rightarrow H^+ + Cl^-$

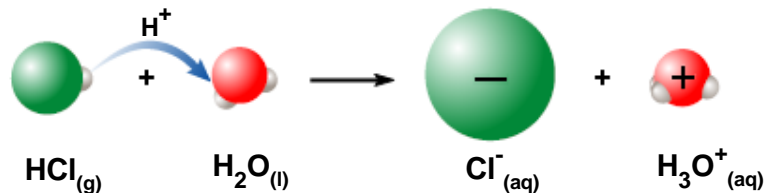
Τα οξέα **κατά Arrhenius** είναι **μοριακές ενώσεις**. Το κάθε H^+ που ελευθερώνεται από το οξύ δεν είναι ελεύθερο στα υδατικά διαλύματα αλλά ενώνεται με ένα μόριο νερού και δίνει το **οξόνιο** H_3O^+ .

Παράδειγμα:

Ο ιοντισμός του υδροχλωρίου παριστάνεται με την εξίσωση:



ή πιο απλά $HCl \rightarrow H^+ + Cl^-$



Τα ανόργανα⁶ οξέα κατά Arrhenius έχουν γενικό τύπο H_xA όπου το ηλεκτραρνητικό τμήμα A^z μπορεί να είναι:

1. αλογόνο F^{-1} , Cl^{-1} , Br^{-1} , I^{-1} ή θείο S^{-2} ή ρίζα κυάνιο CN^{-1}
2. ρίζα οξυγονούχος με κατάληξη . . . ική ή . . . ώδης.

Οι ονομασίες των οξέων γίνεται σύμφωνα με τον παρακάτω πίνακα.

γενικός τύπος	τύπος	ονομασία	
		Κοινή (ελληνική)	Κατά IUPAC
H_xA	μη οξυγονούχο οξύ HF HCN H ₂ S	Υδρο-όνομα A υδροφθόριο υδροκυάνιο υδρόθειο	Υδρογόνο + όνομα A-ίδιο υδρογόνο φθορίδιο υδρογόνο κυανίδιο υδρογόνο σουλφίδιο
	οξυγονούχο οξύ. HNO ₃ H ₂ SO ₄ HNO ₂	όνομα A + οξύ νιτρικό οξύ, θειικό οξύ νιτρώδες οξύ	οξύ + όνομα A οξύ νιτρικό, οξύ θειικό οξύ νιτρώδες

Σημείωση:

Τα οξέα HF, HCl, HBr, HI, H₂S και HCN που είναι όλα αέρια, όταν είναι διαλυμένα στο νερό τότε προστίθεται στην κοινή ονομασία τους και η κατάληξη «. . . ικό οξύ».

π. χ. $HCl(aq)$ ⁷ υδροχλωρικό οξύ, $H_2S(aq)$ υδροθειϊκό οξύ.

⁶ Ο γενικός τύπος ανταποκρίνεται στα ανόργανα οξέα.

Τα οργανικά οξέα είναι ενώσεις που έχουν την ρίζα καρβοξύλιο $-COOH$ π.χ. CH_3-COOH (αιθανικό ή οξικό οξύ)

- **φυσική κατάσταση** αέρια : HF, HCl, HBr, HI, H₂S, HCN
υγρά : HNO₃, H₂SO₄, HClO₄
στερεά: H₃PO₄, H₃PO₃, H₃AsO₄, H₃BO₃
ασταθής : H₂CO₃ → CO₂↑ + H₂O, H₂SO₃ → SO₂↑ + H₂O
- **διαλυτότητα** Όλα είναι ευδιάλυτα στο νερό.

Οι βάσεις.

☞ **Βάσεις κατά Arrhenius είναι οι ιοντικές ενώσεις που όταν διαλύονται στο νερό δίσταται σε ιόντα και δίνουν ανιόντα OH⁻.**

Οι βάσεις κατά Arrhenius έχουν:

- **γενικό τύπο** Οι βάσεις κατά Arrhenius είναι υδροξείδια μετάλλων με γενικό τύπο **M(OH)_x** όπου M=μέταλλο
- **φυσική κατάσταση** Όλα είναι στερεές κρυσταλλικές ιοντικές ενώσεις
- **διαλυτότητα** Είναι δυσδιάλυτες στο νερό πλην των NaOH, KOH, Ca(OH)₂, Ba(OH)₂
- **διάσταση στο νερό** Είναι ισχυροί ηλεκτρολύτες

$$\text{NaOH} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{Na}^+ + \text{OH}^-, \quad \text{Ca(OH)}_2 \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{Ca}^{+2} + 2\text{OH}^-$$
- **Η αμμωνία NH₃**

☞ Η αμμωνία NH₃, αν και δεν έχει τον τύπο **M(OH)_θ** (δεν περιέχει υδροξείδιο OH⁻), είναι βάση γιατί όταν διαλύεται στο νερό ελευθερώνονται ανιόντα υδροξειδίου αντιδρώντας με το νερό:



Οι ονομασίες των βάσεων περιγράφεται στον παρακάτω πίνακα.

γενικός τύπος	τύπος	ονομασία	
		Κοινή (ελληνική) Υδροξείδιο του + όνομα M	Κατά IUPAC όνομα M + υδροξείδιο
M(OH)_θ	NaOH	υδροξείδιο του νατρίου	νάτριο υδροξείδιο
	KOH	υδροξείδιο του καλίου	κάλιο υδροξείδιο
	Ca(OH) ₂	υδροξείδιο του ασβεστίου	ασβέστιο υδροξείδιο
	Al(OH) ₃	υδροξείδιο του αργιλίου	αργίλιο υδροξείδιο

⁷ Το σύμβολο (aq) δηλώνει ότι η ένωση είναι διαλυμένη στο νερό.

⁸ Τα μόρια της αμμωνίας διαθέτουν άτομο αζώτου με ελεύθερο ζεύγος ηλεκτρονίων άρα μπορούν να σχηματίσουν ημιπολικό δεσμό. Όταν τα μόρια αυτά βρεθούν σε υδατικό περιβάλλον δεσμεύουν πρωτόνια H⁺ από τα μόρια του νερού (σχηματίζοντας με αυτά ημιπολικό δεσμό), ενώ ταυτόχρονα ελευθερώνονται ανιόντα υδροξειδίου OH⁻.

σημείωση 1^η

☞ Τα KOH και NaOH ονομάζονται και **καυστικό κάλιο** ή **καυστική ποτάσα**, **καυστικό νάτριο** ή **καυστική σόδα** αντίστοιχα.

σημείωση 2^η

☞ Τα διαυγή διαλύματα των Ba(OH)₂, Ca(OH)₂ ονομάζονται και **βάριο ύδωρ**, **ασβέστιο ύδωρ** αντίστοιχα.

σημείωση 3^η

☞ Όταν το μέταλλο έχει πολλούς α.ο. τότε πρέπει να αναφέρεται ο α.ο. του μετάλλου.
π.χ. Fe(OH)₃ : υδροξείδιο του **τρισθενούς** σιδήρου

Άλατα (ιοντικές ενώσεις)

Είναι οι ενώσεις που προκύπτουν από αντίδραση οξέος και βάσης (εξουδετέρωση).

Είναι οι ενώσεις με τύπο $\Theta_a A_\theta$ όπου:

Το **ηλεκτραρνητικό τμήμα A^{-a}** μπορεί να είναι:

1. **Ιόν αλογόνου** F⁻¹, Cl⁻¹, Br⁻¹, I⁻¹, ή **θείου** S⁻² ή **κυάνιου** CN⁻¹
2. **Ιόν οξυγονούχο με κατάληξη** ... **ικό** ή ... **ώδες**.

Το **ηλεκτροθετικό τμήμα Θ^{+a}** μπορεί να είναι:

Μεταλλικό κατιόν M^{+a} ή **ιόν αμμωνίου NH_4^{+1}**

Οι ονομασίες των αλάτων περιγράφεται στον παρακάτω πίνακα.

γενικός τύπος	τύπος	ονομασία	
		Κοινή (ελληνική)	Κατά IUPAC
$\Theta_a A_\theta$	μη οξυγονούχο άλας NaF Ca(CN) ₂ K ₂ S	όνομα A-ούχο + όνομα Θ φθοριούχο νάτριο κυανιούχο ασβέστιο θειούχο κάλιο	όνομα Θ + όνομα A-ίδιο νάτριο φθορίδιο ασβέστιο κυανίδιο κάλιο σουλφίδιο
	οξυγονούχο άλας KNO ₃ CaSO ₄ Na ₃ PO ₃	όνομα A + οξύ νιτρικό κάλιο , θειικό ασβέστιο φωσφορώδες νάτριο,	οξύ + όνομα A κάλιο νιτρικό, ασβέστιο θειικό νάτριο φωσφορώδες

σημείωση 1^η

☞ Όταν το μεταλλικό κατιόν διαθέτει πολλούς α.ο. τότε αναφέρεται στην ονομασία και ο α.ο. του μεταλλικού κατιόντος

π.χ. FeCl₃ : χλωριούχος **τρισθενής** σίδηρος ή **τρισθενής** σίδηρος χλωρίδιο.

☞ Διαφορετικά για να δηλωθεί έμμεσα ο **α.ο.** του μετάλλου τοποθετείται μπροστά από την ονομασία του ανιόντος αριθμητικό που δηλώνει το πλήθος των ανιόντων.

π.χ. FeCl₃ : **τριχλωριούχος** σίδηρος ή σίδηρος **τριχλωρίδιο**.

σημείωση 2^η

☞ Ανάλογα με τον τρόπο ονομασίας των αλάτων ονομάζονται και πολλές ενώσεις που δεν είναι άλατα αλλά αποτελούνται από δύο στοιχεία.

π.χ. PCl_3 : **τριχλωριούχος** φώσφορος ή φώσφορος **τριχλωρίδιο** ,

CS_2 : **διθειούχος** άνθρακας ή άνθρακας **δισουλφίδιο**.

Ειδικότερα οι ενώσεις που αποτελούνται από **μέταλλο** και ένα από τα αμέταλλα **H, N, C και P** ονομάζονται αντίστοιχα και **υδρίδια, νιτρίδια, καρβίδια, φωσφίδια**.

π. χ. CaH_2	υδρογονούχο ασβέστιο	ή	ασβέστιο υδρίδιο (υδρόλιθος),
Ca_3N_2	αζωτούχο ασβέστιο	ή	ασβέστιο νιτρίδιο ,
Al_4C_3	ανθρακούχο αργίλιο	ή	αργίλιο καρβίδιο (ανθρακαργίλιο)
Ca_2C_4	ανθρακούχο ασβέστιο	ή	καρβίδιο ασβέστιο (ανθρακασβέστιο)
Mg_3P_2	φωσφορούχο μαγνήσιο	ή	φωσφίδιο μαγνήσιο.

Μερικές ενώσεις του υδρογόνου με ορισμένα αμέταλλα παίρνουν ειδικές ονομασίες.

παραδείγματα: αμμωνία NH_3 , φωσφίνη PH_3 , αρσίνη AsH_3 , αντιμονίνη SbH_3

Οξειδία

Οξειδία είναι οι ενώσεις που αποτελούνται από στοιχείο Θ^{+n} ενωμένο με οξυγόνο. Τα οξειδία διακρίνονται στα οξειδία μετάλλων που είναι ιοντικές ενώσεις και τα οξειδία αμετάλλων που είναι μοριακές ενώσεις.

Οι ονομασίες των αλάτων περιγράφεται στον παρακάτω πίνακα.

γενικός τύπος	τύπος	ονομασία	
		Κοινή (ελληνική)	Κατά IUPAC
$\Theta_2\text{O}_\theta$ ή	Al_2O_3	οξείδιο του + όνομα M	όνομα M + οξείδιο
	Na_2O	οξείδιο του αργιλίου οξείδιο του νατρίου	Αργίλιο οξείδιο Νάτριο οξείδιο
$\Theta\text{O}_{\theta/2}$	CO	μονοξείδιο του άνθρακα	Άνθρακας μονοξείδιο
	SO_3	οξείδιο του θείου (ι)	Θείο τριοξείδιο

σημείωση 1

☞ Όταν το στοιχείο έχει τον μικρότερο α.ο. τότε το οξείδιο ονομάζεται και «**υποξείδιο**».

π. χ. Cu_2O : **υποξείδιο** του χαλκού , υποξείδιο του αζώτου N_2O .

σημείωση 2^η

☞ Όταν το στοιχείο διαθέτει πολλούς α.ο. τότε αναφέρεται στην ονομασία και ο α.ο. του στοιχείου.

π. χ. FeO : οξείδιο του σιδήρου II ή σίδηρος II οξείδιο

☞ Ένας άλλος τρόπος για να γνωστοποιήσουμε έμμεσα τον α.ο. του στοιχείου θέτουμε μπροστά από την λέξη «οξείδιο» αριθμητικό που δηλώνει το πλήθος των ατόμων του οξυγόνου.

π.χ. Fe_2O_3 : **τριοξείδιο** του σιδήρου ή σίδηρος **τριοξείδιο**

Τα κανονικά οξειδία παρουσιάζουν τους εξής τύπους:

$\Theta_2\text{O}$ υποξείδιο	(α.ο. στοιχείου +1),	ΘO_3 τριοξείδιο	(α.ο. στοιχείου +6),
ΘO μονοξείδιο	(α.ο. στοιχείου +2),	$\Theta_2\text{O}_4$ τετροξείδιο	(α.ο. στοιχείου +4),
ΘO_2 διοξείδιο	(α.ο. στοιχείου +4),	$\Theta_2\text{O}_5$ πεντοξείδιο	(α.ο. στοιχείου 5),
$\Theta_2\text{O}_3$ τριοξείδιο	(α.ο. στοιχείου +3),	$\Theta_2\text{O}_7$ επτοξείδιο	(α.ο. στοιχείου +7).

Υπεροξειδία :

Είναι εκείνα τα που έχουν την **υπεροξειδική ομάδα (-O-O-)** όπου το οξυγόνο έχει **α.ο.= -1**.
παράδειγματα: H_2O_2 : **υπεροξειδίο** του υδρογόνου, BaO_2 : **υπεροξειδίο** του βαρίου.

ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ

1. Πως ορίζεται ο αριθμός οξείδωσης (α.ο.) ενός ατόμου;
2. Με ποιούς εμπειρικούς κανόνες υπολογίζεται ο α.ο. των ατόμων στα μόρια των στοιχείων ή των χημικών ενώσεων και στα μονοατομικά ή πολυατομικά ιόντα;
3. Να υπολογιστεί ο α.ο. των ατόμων στα παρακάτω σώματα:

CH ₄	K ₂ Cr ₂ O ₇	K ₂ CrO ₄	H ₂ S	NO ₃ ⁻	H ₂ O ₂
KClO ₄	K ₂ SO ₃	KMnO ₄	SnCl ₄	NH ₄ ⁺	Cr ₂ (SO ₃) ₃
K ₂ MnO ₄	H ₃ PO ₄	Ca(H ₂ PO ₃) ₂	CaOCl ₂	H ₂ SO ₄	Fe ₃ O ₄
4. Να ονομαστούν τα οξέα:

HCl	HNO ₃	H ₂ S	HCN	H ₂ SO ₃
H ₂ SO ₄	HClO	HBrO ₃	HClO ₄	HF
5. Να ονομαστούν μ' όλους τους δυνατούς τρόπους οι βάσεις:

Ca(OH) ₂	NaOH	Ba(OH) ₂	Hg(OH) ₂	CuOH
---------------------	------	---------------------	---------------------	------
6. Να ονομαστούν μ' όλους τους δυνατούς τρόπους τα άλατα:

Al(NO ₃) ₃	K ₂ MnO ₄	KCl	HgF ₂	NaCN
Cr ₂ (SO ₃) ₃	ZnS	Ag ₂ S	AlPO ₄	CaCl ₂
7. Να ονομαστούν μ' όλους τους δυνατούς τρόπους τα άλατα:

Ca(HSO ₄) ₂	Na ₂ HPO ₄	Zn(HS) ₂	NaH ₂ PO ₃	Ca(H ₂ PO ₃) ₂
------------------------------------	----------------------------------	---------------------	----------------------------------	--
8. Να ονομαστούν μ' όλους τους δυνατών τρόπους τα οξείδια:

CO ₂	K ₂ O	CaO	SO ₃	CO
SnO	Cl ₂ O ₇	BaO ₂	Fe ₃ O ₄	N ₂ O
9. Να γραφούν οι μοριακοί τύποι των οξέων:

υδρόθειο	θειικό οξύ	υδροχλωρικό οξύ	υποχλωριώδες
οξύ χλωρικό οξύ	υδροϊωδικό οξύ	νιτρικό οξύ	υδροϊώδιο
10. Να γραφούν οι μοριακοί τύποι των βάσεων:

υδροξείδιο του ασβεστίου	υδροξείδιο του καλίου
καυστικό νάτριο	βάριο ύδωρ
11. Να γραφούν οι μοριακοί τύποι των αλάτων:

νιτρικό ασβέστιο	υποχλωριώδες αργίλιο
ιωδιούχο ασβέστιο	φωσφορικό νάτριο
χλωρικός άργυρος	βρωμιούχο αργίλιο
φωσφορώδες ασβέστιο	κυανιούχο νάτριο
διχλωριούχος κασσίτερος	νιτρικό δισθενές νικέλιο
υπερμαγγανικό νάτριο	διχρωμικό κάλιο
ανθρακικό αργίλιο	νιτρικό μαγνήσιο
υπεριωδικό ασβέστιο	φωσφορικό αμμώνιο
χλωριούχο νάτριο	ανθρακικό αμμώνιο

12. Να γραφούν οι μοριακοί τύποι των ενώσεων:

θειώδες οξύ	μαγγανικό νάτριο
διχρωμικό κάλιο	φωσφωρώδες οξύ
υδροθειϊκό οξύ	νιτρώδες οξύ
υποχλωριώδες οξύ	υδροχλώριο
υδροξείδιο του νατρίου	υδροξείδιο του κάλιου
φωσφορώδες ασβέστιο	υδροξείδιο του βαρίου
ανθρακικό αργίλιο	χλωριούχος υποχαλκός
κυανιούχο ασβέστιο	νιτρώδες τρισθενές χρώμιο.

13. Να γραφούν οι μοριακοί τύποι των οξειδίων:

οξείδιο του εξασθενούς χρωμίου	διοξείδιο του άνθρακα
υποξείδιο του χαλκού	διοξείδιο του κασσίτερου
τριοξείδιο του θείου	υπεροξείδιο του υδρογόνου
τριοξείδιο του αζώτου	πεντοξείδιο του φωσφόρου

14. Να γραφούν οι μοριακοί τύποι των ενώσεων:

τριχλωριούχος φώσφορος	νιτρίδιο του μαγνησίου
φωσφίνη	καρβίδιο του αργιλίου
υδρίδιο του νατρίου	υδρόλιθος
φωσφίδιο του καλίου	σουλφίδιο του βαρίου
αντιμονίνη	ανθρακαργίλιο
ανθρακασβέστιο	αμμωνία