

Πυρηνικό πρότυπο Rutherford

(11)

→ Σχεδόν όλη μάζα του ατόμου ($>99,9\%$) είναι συγκεντρωμένη σε έναν θετικά φορτισμένο πυρήνα, γύρω από τον οποίο υιαιούνται τα ηλεκτρόνια που είναι αρνητικά και πολύ ελαφριά.

→ Ο πυρήνας ^(αν και πολύ βαρύς) καταλαμβάνει ένα πολύ μικρό ποσοστό του ατομικού όγκου.

Διάμετροι πυρήνων $\sim 10^{-15} \text{ m}$
 Διάμετροι ατόμων $\sim 10^{-10} \text{ m}$ } Παράγοντας 100.000

Μπαλάνι μολφ σε μέση ενός κύβου διαμέτρου 5 km.

2.3. Δομή του πυρήνα - Ισότοπα

Ανάγκη πειραμάτων σκέδασης σωματιδίων α (Rutherford, 1911 - Chadwick, 1932)

Πυρήνας → Πρωτόνια (p) ← Θετικά φορτισμένα με $m_p \approx 1800 m_e$

→ Νετρόνια (n) ← Χωρίς ηλεκτρικό φορτίο (ουδέτερα)
 με $m_n \approx m_p$

Αριθμός πρωτονίων πυρήνα: Ατομικός αριθμός, **Z**
 (αριθμός του ατόμου)

↓
 Προσδιορίζεται πειραματικά.

Μπορούμε να αποφανθούμε αν ένα δείγμα είναι καθαρό στοιχείο ή όχι ή αν έχουμε αναμειγυμένο υλικό στοιχείο.

Στοιχείο: Η ουσία της οποίας όλα τα άτομα έχουν τον ίδιο ατομικό αριθμό, Z
 (εξομοιωμένος αριθμός) → Είναι χαρακτηριστικός, μοναδικός για κάθε στοιχείο.

Μαζικός αριθμός: $A = Z + N$
 πυρήνα → το πλήθος των νετρονίων

Νουκλίδιο: Κάθε άτομο που χαρακτηρίζεται από έναν ατομικό και ένα μαζικό αριθμό

$\begin{matrix} A \\ Z \end{matrix} X$

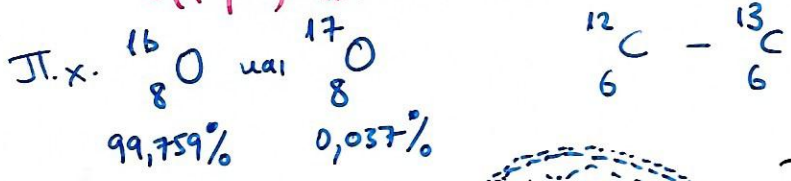
π.χ. $\begin{matrix} 23 \\ 11 \end{matrix} \text{Na}$

Το άτομο του Na έχει στον πυρήνα τον 11p και $23 - 11 = 12n$

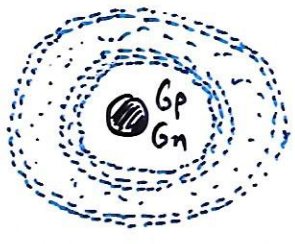
Το φορτίο του πυρήνα είναι $+11e$
 Το άτομο είναι ηλεκτρικά ουδέτερο → και $11e^-$ γύρω από πυρήνα

Όλοι οι πυρήνες των ατόμων ενός συγκεκριμένου στοιχείου έχουν τον ίδιο Z, αλλά όχι απαραίτητα τον ίδιο N (αριθμό νετρονίων) και κατά συνέπεια τον ίδιο A (μαζικό αριθμό).

Ισότοπα: Τα άτομα των οποίων οι πυρήνες έχουν τον ίδιο ατομικό αριθμό, αλλά διαφορετικούς μαζικούς αριθμούς.



Απεικόνιση ατόμου κατά Rutherford



Πυρήνας στο κέντρο (πολύ μεγαλύτερος)
Τα ηλεκτρόνια κινούνται σε σχετικά ευρείες, διάχυτες περιοχές ή "φλοιοίς" γύρω από τον πυρήνα

2.4 Ατομικές μάζες

Ένα στοιχείο στη φύση μπορεί να είναι μίγμα ισότοπων.

Κάθε ισότοπο έχει τη δική του χαρακτηριστική μάζα (Z)

Το φυσικό στοιχείο (μίγμα ισότοπων) θα έχει μια μέση ατομική μάζα

Στα περισσότερα φυσικά στοιχεία τα ποσοστά των διαφόρων ισότοπων παραμένουν σταθερά ανά τους αιώνες. Π.χ. $^{35}_{17}\text{Cl}$ - $^{37}_{17}\text{Cl}$

~75% ~25%

Η ατομική μονάδα μάζας (amu): Η μάζα του 1/12 της μάζας ενός ατόμου άνθρακα ($^{12}_6\text{C}$). $1 \text{ amu} = 1,66054 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$

1 άτομο $^{12}_6\text{C}$ έχει $6p + 6n$ Το $1p$ έχει μάζα 1,00728 amu
Το $1n$ έχει μάζα 1,00866 amu

Σημ. πρίπου $m_p \approx m_n \approx 1 \text{ amu}$

Άρα $m_{12} \approx 6m_p + 6m_n \approx 12 \text{ amu}$

Χονδρική η ατομική μάζα είναι ένας αριθμός \approx μαζικό αριθμό (A)

Παράδειγμα: Υπολογισμός ατομικής μάζας χλωρίου

Ισότοπο	Ισοτοπική μάζα (amu)	Χημική αφθονία
$^{35}_{17}\text{Cl}$	34,96885	0,75771
$^{37}_{17}\text{Cl}$	36,96590	0,24229

$$m_{\text{Cl}} = (34,96885) \cdot (0,75771) + (36,96590) \cdot (0,24229) = 35,453 \text{ amu}$$

Την ατομική μάζα την αναφέρουμε ως ατομικό βάρος

2.5 Περίοδος πίνακας των στοιχείων
 Mendeleev (1834-1907), Meyer (1830-1895)

Η ταξινόμηση των στοιχείων σε **στίβους** (περίοδοι) και **στήλες** (ομάδες) υπό μορφή πίνακα, κατά αύξοντα ατομικό αριθμό (Z), η οποία τούρισε την κανονική τριάδα των ιδιοτήτων των στοιχείων.

																		VIIIA		
	I, IA	IIA												IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	18	
1	H	He												B	C	N	O	F	Ne	→ 2 στοιχεία
2	Li	Be												Al	Si	P	S	Cl	Ar	→ 8 H
3	Na	Mg												Ga	Ge	As	Se	Br	Kr	→ 8 H
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn								→ 18 H
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd								→ 18 H
6	Cs	Ba																		→ 32 H
7																				→ 32 H

—: Μέταλλα —: Μεταλλοειδή

A: Στοιχεία κύριων ομάδων

B: Μεταβατικά μέταλλα

Στοιχεία μιας ομάδας: Έχουν παρόμοιες ιδιότητες Π.χ. ομάδα IA: αλκαλιμέταλλα (εξαιρούντο το H) Μαλακά μέταλλα που αντιδρούν εύκολα με το νερό

ομάδα VIII A: Αλογόνα Είκοσι δραστήρια στοιχεία

Μέταλλο: Έχει χαρακτηριστική λάμψη - Καλός αγωγός θερμότητας και ηλεκτρισμού - Ελατά και εύπλαστο (ελασμοτάτα) (σφύρατα)

Στερεά σε θερμοκρασία δωματίου - εκτός από Hg (υγρό) (20°C)

Αμέταλλο: Δεν εμφανίζει τα χαρακτηριστικά μετάλλων Αέρια (Cl, O) ή στερεά (P, S) - σκληρά και εύθραυστα.

Br: Το μοναδικό υγρό αμέταλλο

Μεταλλοειδή ή ημιμέταλλα: Ιδιότητες μετάλλων και αμετάλλων ταυτόχρονα Si, Ge: ημιαγωγοί: Κατοικούν (σε θερ. δυν.) και οι αγωγοί ηλεκτρισμού αλλά υαλοί σε υψηλές θερμοκρασίες

2.6. Χημικοί τύποι - Μοριακός και Ιοντικός Ένωση

Παράσταση που χρησιμοποιεί σύμβολα ατόμων με αριθμητικές δείκτες, οι οποίοι εκφράζουν τις σχετικές αναλογίες ατόμων των διαφορετικών στοιχείων της ένωσης.

Οξείδιο του αργιλίου: Al_2O_3 : Άτομα Al και O σε αναλογία 2:3
Χλωρίδιο του νατρίου: $NaCl$: Άτομα Na και Cl σε αναλογία 1:1

Μοριακός Ένωση

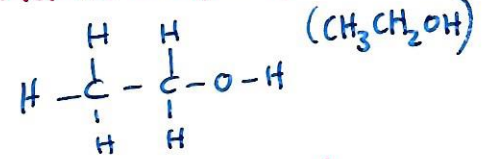
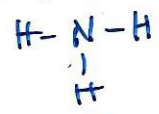
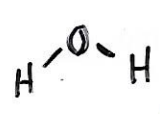
Μόριο : Μια ορισμένη ομάδα ατόμων, χημικά ενωμένων μεταξύ τους, μέσω ελκτικών δυνάμεων

Μοριακή ουσία : Ουσία που αποτελείται από μόρια, όλα όμοια μεταξύ τους

Μοριακός τύπος : Δίνει τον ακριβή αριθμό των ατόμων κάθε στοιχείου που περιέχεται σε ένα μόριο

Νερό: H_2O Αμμωνία: NH_3 Αιθανόλη: C_2H_5O

Συντακτικός τύπος : Δείχνει πως είναι συνδεδεμένα τα άτομα μεταξύ τους σε ένα μόριο



Μοριακό μοντέλο - τύπος σφαίρας ραβδών : Καθώς είναι για το σχήμα και το μέγεθος του μορίου

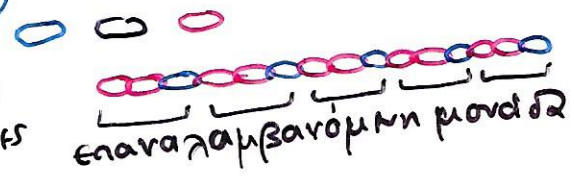


Μερικά στοιχεία είναι μοριακές ουσίες και γι' αυτό έχουν μοριακούς τύπους.
π.χ. το χλωρίδιό είναι Cl_2 δηλ. αποτελείται από 2 άτομα Cl
το μόριο του θείου είναι S_8
το μόριο του λευκού φωσφόρου είναι P_4

Αλλά π.χ. το He, το Ne αποτελούνται από μεμονωμένα άτομα.
Οπότε He : δείχνει ένα άτομο He αλλά και ένα μόριο He

Πολυμερή : Πολύ μεγάλα μόρια που σχηματίζονται από την επαναληφόμενη συνέχιση μικρών μορίων (μονομερή)

Παράδειγμα: Αλυσίδα από συνδέτες



Πλαστικά, ελαστικά, μαλλί, μεταξί, συνθετικές ίνες

Ιοντικές ουσίες

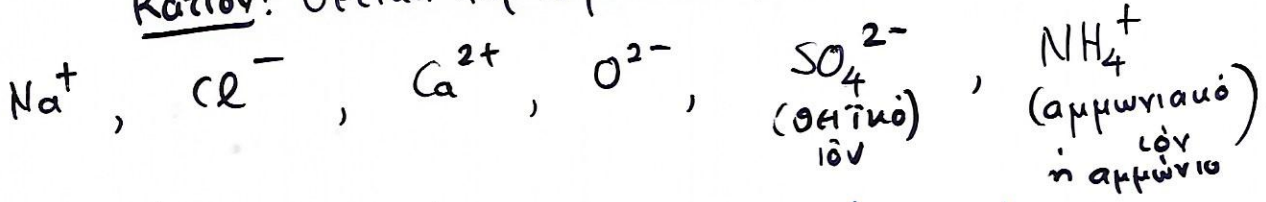
(LS)

Δεν αποτελούνται από μόρια αλλά από ιόντα

Ιόν: Ένα ηλεκτρικά φορτισμένο σωματίδιο που λαμβάνεται από ένα άτομο ή από μια ομάδα χημικά ενωμένων ατόμων με προσθήκη ή αφαίρεση ηλεκτρονίων

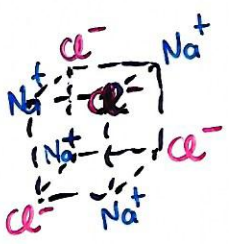
Ανιόν: αρνητικά φορτισμένο άτομο

Κατιόν: θετικά φορτισμένο άτομο



Ιοντική ένωση: Μια ένωση που αποτελείται από ανιόντα και κατιόντα
Το χλωρίδιο του νατρίου, $NaCl$ δεν αποτελείται από μόρια $NaCl$ αλλά από ιόντα Na^+ και Cl^-

Ισχυρή έλξη Coulomb ανάμεσα σε αντίθετα φορτία συγκρατεί τα ιόντα μαζί σε μια κανονική διάταξη στο χώρο.



Κύβος που επαναλαμβάνεται στο χώρο →
→ Κρύσταλλο $NaCl$

Ο τύπος μιας ιοντικής ένωσης φράζεται ώστε να δίνει τον μικρότερο δυνατό αέριο αριθμό των διαφορετικών ιόντων στην ένωση. Το φορτίο των ιόντων παραμένει από τον τύπο.

π.χ. η ιοντική ένωση θειικός σίδηρος (III) αποτελείται από ιόντα Fe^{3+} και SO_4^{2-} σε αναλογία 2:3 δηλ. $Fe_2(SO_4)_3$

Έτσι η τυπική μονάδα της οξείας θειικός σίδηρος (III) που φράζεται ως $Fe_2(SO_4)_3$ αποτελείται από 2 ιόντα Fe^{3+} και 3 ιόντα SO_4^{2-} . Το συνολικό φορτίο της τυπικής μονάδας μιας ιοντικής οξείας πρέπει να είναι μηδέν.

Όπως $2 \cdot (+3) + 3 \cdot (-2) = 0$
 \downarrow \downarrow
 Fe^{3+} SO_4^{2-}

Παράδειγμα: Το οξείδιο του χρωμίου (III) αποτελείται από ιόντα Cr^{3+} και O^{2-} . Ποιός είναι ο τύπος του;
Συνολικό φορτίο: $2 \cdot (+3) + 3(-2) = 0$



2.7 Οργανικές ενώσεις

Μοριακές ενώσεις που περιέχουν άνθρακα, C, ενωμένο με άλλα στοιχεία όπως H, O και N.

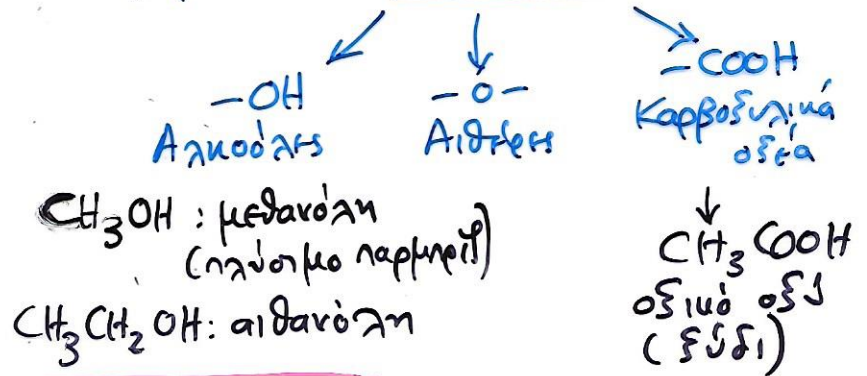
Η πηλοχόριζα των οργανικών ενώσεων

Υδρογονάνθρακες: Είναι οι ενώσεις που περιέχουν μόνο C και H.

CH_4 : μεθάνιο (φυσικό αέριο)

C_2H_6 : αιθάνιο, C_3H_8 : προπάνιο, C_2H_2 : ακετυλένιο, C_6H_6 : βενζόλιο

Η κληρία των οργανικών ενώσεων καθορίζεται συχνά από συγκεκριμένη ομάδα ατόμων των οργανικών μορίων \rightarrow λειτουργική ομάδα.



2.8 Ονοματολογία αλγών ανόργανων ενώσεων

Ανόργανη ένωση: Ένωση που συντίθεται από οποιαδήποτε άλλα στοιχεία εκτός από άνθρακα.

Άλλα: Μονοξείδιο άνθρακα (CO), Διοξείδιο άνθρακα (CO₂)
Ανθρακικά άλατα (CaCO₃), Κυανίδια (NaCN)

κατατάσσονται στις ανόργανες ενώσεις

Ιοντικές ενώσεις

Κατά κανόνα ενώσεις μεταλλών και αμετάλλων. π.χ. NaCl
 NH₄Cl και γενικά αμφοτελικά άλατα εξαιρέτων

Γράφεται πρώτα το κατίον και μετά το ανιόν
 Διαβάζεται όμως πρώτα το ανιόν με κάποια κατάληξη και μετά το κατίον

π.χ. NaCl: Χλωρ-ίδιο του νατρίου

Συνδυαζόμενα μοριακά ιόντα των στοιχείων των κερικών ομάδων

	IA	IIA	IIIA	IVA	VIA	VIA	VIIA
Περίοδος 1							H ⁻
Περίοδος 2	Li ⁺	Be ²⁺			N ³⁻	O ²⁻	F ⁻
Περίοδος 3	Na ⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺			S ²⁻	Cl ⁻
Περίοδος 4	K ⁺	Ca ²⁺	Ga ³⁺	Sn ²⁺		Se ²⁻	Br ⁻
Περίοδος 5	Rb ⁺	Sr ²⁺	In ³⁺	Pb ²⁺		Te ²⁻	I ⁻
Περίοδος 6	Cs ⁺	Ba ²⁺	Tl ⁺ , Tl ³⁺				

Κανόνες για προβατηρή φορτίων μονοατομικών ιόντων

1. Τα περισσότερα **μεταλλικά** στοιχεία των τρών πρώτων κύριων ομάδων (IA, IIA, IIIA) έχουν ^{ένα} μονοατομικό **κατιόν** με φορτίο ίσο με τον αριθμό της ομάδας. Π.χ. Na⁺, Ca²⁺, Al³⁺ (Το Tl έχει και Tl³⁺ και Tl⁺)
2. Συνήθως μεταλλικά στοιχεία στις κύριες ομάδες IIA και VA έχουν περισσότερα από ένα κατιόντα με πιο ανηθισμένο φορτίο ίσο με τον αριθμό της ομάδας μείον 2. Π.χ. Sn²⁺ (IIA), Pb²⁺ (IIA) αλλά υπάρχει και Pb⁴⁺ (IVA)
3. Τα μεταβατικά στοιχεία (ομάδες IB - VIIB στο κέντρο του Πε.Πιν.) έχουν περισσότερα από ένα μονοατομικά κατιόντα εν των οποίων το ένα είναι συνήθως +2. Π.χ. Cu → Cu²⁺ > Cu⁺ Fe → Fe²⁺ > Fe³⁺
4. **Αμέταλλα** στοιχεία κύριων ομάδων (IVA, VA, VIA, VIIA) έχουν μονοατομικό **ανιόν** με φορτίο τον αριθμό της ομάδας μείον 8.
Π.χ. O: (ομάδα VIA): O²⁻

Κανόνες απόδοσης ονόματων σε μονοατομικά ιόντα

1. Μονοατομικά κατιόντα: Πάιρνταν αλλά το όνομα του στοιχείου αν υπάρχει μόνο ένα τέτοιο ιόν. Π.χ. Al³⁺: ιόν αργιλίου, Zn²⁺: ιόν ψευδαργύρου
ή παίρνουν το όνομα του στοιχείου μαζί με λατινικό αριθμό αν υπάρχουν περισσότερα.
Π.χ. Cu⁺: ιόν χαλκού(I)
Cu²⁺: ιόν χαλκού(II)

2. Μονοατομικά ανιόντα: Ρίφα τον ονόματος του στοιχείου και κατάληξη -ίδιο
Ρίφα τον αγγλικό ονόματος αν η ελληνική και η αγγλική ρίφα διαφέρουν.
Cl⁻: χλωρίδιο
Br⁻: βρωμίδιο
N³⁻: νιτρίδιο (από nitrogen) και όχι αζωτίδιο
S²⁻: σουλφίδιο (από sulfur) και όχι θειίδιο.

3. Πολυατομικά ιόντα: Ιόν με 2 ή περισσότερα άτομα που είναι χημικά ενωμένα μεταξύ τους και φέρει ένα καθορό ηλεκτρικό φορτίο.

Hg ²⁺ : υδράργυρος (I)	CH ₃ COO ⁻ : οξικό	} οξοανιόντα ή οξυανιόντα οξυγονοφόρο άλλο στοιχείο
NH ₄ ⁺ : αμμώνιο	ClO ⁻ : <u>υποχλωριώδες</u>	
CN ⁻ : κυανίδιο	ClO ₂ ⁻ : <u>χλωριώδες</u>	
CO ₃ ²⁻ : ανθρακικό	ClO ₃ ⁻ : <u>χλωριώδες</u>	
HCO ₃ ⁻ : υδρογονανθρακικό	ClO ₄ ⁻ : <u>υπερχλωριώδες</u>	

bicarbonate → οξικό ανθρακικό, διανθρακικό, δισανθρακικό

CrO₄²⁻: κρωμιώδες, Cr₂O₇²⁻: δικρωμιώδες

Πολυατομικά ιόντα (συνέχεια)

MnO_4^- : Υπερμαγγανικό
 NO_2^- : Νιτρικό }
 NO_3^- : Νιτρώδες }
 OH^- : Υδροξείδιο
 O_2^{2-} : Υπεροξείδιο

SO_3^{2-} : Θειώδες
 SO_4^{2-} : Θειικό
 HSO_3^- : Υδρογονοθειώδες
 όξινο θειώδες
 HSO_4^- : Υδρογονοθειικό
 όξινο θειικό

PO_4^{3-} : Φωσφορικό
 HPO_4^{2-} : Μονοδροξοφωσφορικό
 Μονόξινο φωσφορικό
 $H_2PO_4^-$: Διυδροξοφωσφορικό
 Διόξινο φωσφορικό.

Συνηθισμένα κατιόντα μεταβατικών στοιχείων

Cr^{3+} : Χρώμιο (III)	Co^{2+} : Κοβάλτιο (II)	Zn^{2+} : Ψευδάργυρος
Mn^{2+} : Μαγγάνιο (II)	Ni^{2+} : Νικέλιο (II)	Ag^+ : Άργυρος
Fe^{2+} : Σίδηρος (II)	Cu^+ : Χαλκός (I)	Cd^{2+} : Κάδμιο
Fe^{3+} : Σίδηρος (III)	Cu^{2+} : Χαλκός (II)	Hg^{2+} : Υδράργυρος (II)

Παροδότηματα

Τύπος ιοντικής ένωσης → απόδοση ονόματος

Mg_3N_2 : Περιέχει μέταλλο + αμέταλλο άρα είναι ιοντική
 (Mg) (N)

Γράφονται κατιόντα: Περιέχει τα κατιόντα Mg^{2+} και N^{3-}

Για το όνομα: Πρώτα το δεύτερο ιόν δηλ. το ανιόν και μετά το πρώτο ιόν δηλαδή το κατιόν.

Mg_3N_2 : Νιτρίδιο του μαγνησίου
 2° 1°

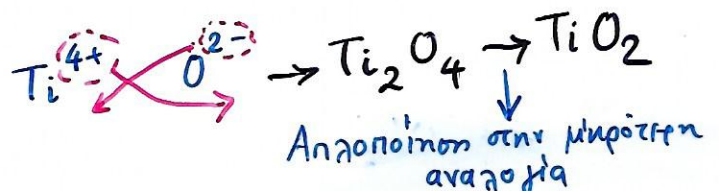
$CrSO_4$: SO_4^{2-} (Θειικό) → Άρα το Cr πρέπει να είναι Cr^{2+} (Χρώμιο (II))
 Όνομα: **Θειικό χρώμιο (II)**

Όνομα ιοντικής ένωσης → Τύπος

1) Φωσφορικός σίδηρος (II)
 2° σαν ώμο
 δηλ. ανιόν PO_4^{3-}
 1° σαν τύπο
 δηλ. κατιόν Fe^{2+}



2) Οξείδιο του τιτανίου (IV)
 1° ανιόν: O^{2-}
 2° κατιόν: Ti^{4+}



Διαδοχικές μοριακές ενώσεις

Δύο στοιχεία Δύο αμείαλλα ή μεταλλοειδή π.χ. H₂O, NH₂, CCl₄

Κανόνες απόδοσης ονόματος

1. Από τα ονόματα των στοιχείων με στερά αυξάνει από τη στερά εμφάνισής στην ένωση
2. Το πρώτο στοιχείο με το όνομά του σε πτώση γυναικεία
3. Το δεύτερο στοιχείο στον ώλο πάρει τη ρίζα του ονόματός του την κατάληξη -ίδιο
4. Στο όνομα κάθε στοιχείου προτάσσεται πρόθημα που υποδηλώνει τον δείκτη του στοιχείου στον ώλο της ένωσης.

1 μονο-, 2 -δι, 3 -τρι, 4 -τετρα, 5 -πεντα-, 6 εξα-, 7 επτα-,
 8 οκτα-, 9 εννεα-, 10 δέκα-

→ Γενικά δεν χρησιμοποιείται, εκτός αν πρέπει να γίνει διαίκριση ανάμεσα σε ενώσεις των δύο ίδιων στοιχείων.

CO CO₂
 Μονοξείδιο Διοξείδιο
 του άνθρακα του άνθρακα

HCl
 Χλωρίδιο του υδρογόνου
 και όχι μονοχλωρίδιο
 του μονοϋδρογόνου
 γιατί H και Cl φτιάχνουν
 μόνο αυτή την ένωση.

N₂O₃: Τριοξείδιο του διαζώου

SF₄: Τετραφθορίδιο του θείου

ClO₂: Διοξείδιο του χλωρίου

Cl₂O₇: Επτα(α)οξείδιο του διχλωρίου

H₂O: Αλλά νερό

NH₃: Αλλά αμμωνία

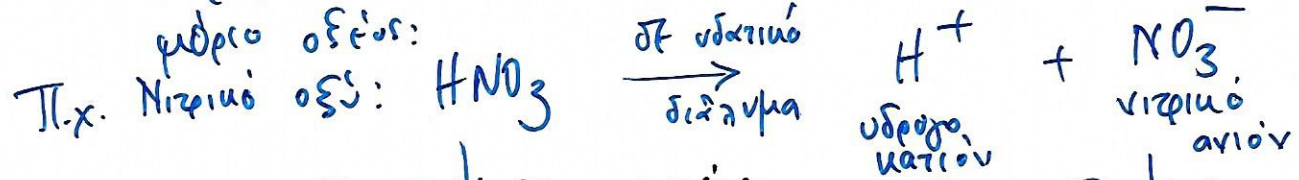
NO: Μονοξείδιο του
 αζώτου
 αλλά και νιτρικό οξείδιο

H₂S: Αλλά υδρόθειο

Τριοξείδιο του τετραφωσφένου: P₄O₃

Οξεία και αντιστοιχα ανιόντα

ΟΞΥ: Η μοριακή ένωση, η οποία όταν διαλυθεί στο νερό, παρέχει ιόντα υδρογόνου, H⁺, και ένα ανιόν για καθε μέρη οξέος:



ΟΞΟΟΞΥ ↓ ΟΞΥ που ηριφύκη
 υδρογόνο, οξύγονο → H⁺ + ΟΞΟΑΝΙΟΝ
 και ένα άλλο στοιχείο (νεutrικό άτομο)

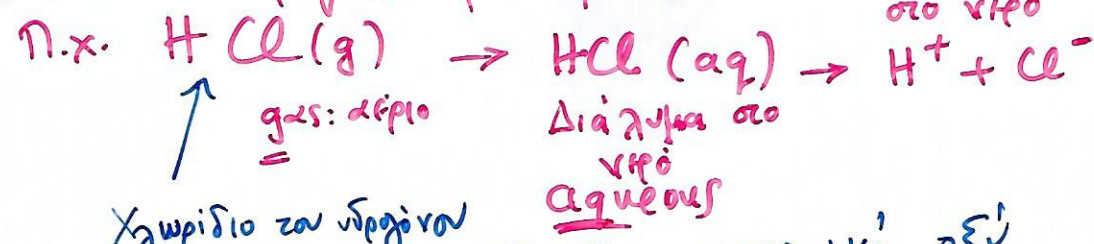
Όνομα οξιοξείος: Το όνομα του αντίστοιχου οξοανιόντος και τη λέξη οξύ.

CO_3^{2-} (ανθρακικό ιόν)	$\rightarrow H_2CO_3$	Ανθρακικό οξύ
NO_2^- (νιτρικό ιόν)	$\rightarrow HNO_2$	Νιτρικό οξύ
NO_3^-	$\rightarrow HNO_3$	Νιτρικό οξύ
PO_4^{3-}	$\rightarrow H_3PO_4$	Φωσφορικό οξύ
SO_3^{2-}	$\rightarrow H_2SO_3$	Θειώδες οξύ
SO_4^{2-}	$\rightarrow H_2SO_4$	Θεικό οξύ
ClO^-	\rightarrow	
ClO_2^-	\rightarrow	
ClO_3^-	\rightarrow	
ClO_4^-	\rightarrow	

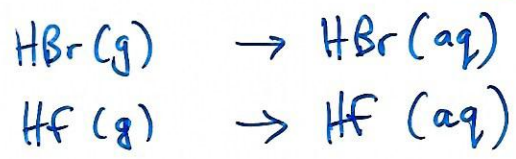
Αγγλικά

-ite	\rightarrow	-ous
(-wates)	\rightarrow	(-wates)
ion	\rightarrow	οξύ
NO_2^- nitrite ion	\rightarrow	nitrous acid HNO_2
-ate	\rightarrow	-ic
(-ic)		(-ic)
ion	\rightarrow	οξύ
nitrate ion	\rightarrow	nitric acid
NO_3^-	\rightarrow	HNO_3

Διαδικίες ενώσεις υδρογόνου με αμέταλλα \rightarrow οξίδια διαλύματα στο νερό



Διαδικία ένωση Διαλυμα οξείου



Υδρίτης: Μια ένωση η οποία στους κρύσταλλους της περιέχει μόρια νερού, χαλαρά ενωμένα.
 Το νερό μπορεί να εξατμιστεί με θέρμανση και να μείνει η "κακονική" ανυδρή (χωρίς νερό) ένωση.

Όνομα ενυδρής ένωσης προηγείται η λέξη υδρικός μαζί με πρόθημα ενδεικτικό του αριθμού των μορίων νερού.

