



ΓΕΝΙΚΗ – ΑΝΟΡΓΑΝΗ ΧΗΜΕΙΑ

- ΧΗΜΙΚΕΣ ΟΥΣΙΕΣ: Τύποι και Ονόματα
- ΕΞΙΣΩΣΕΙΣ ΧΗΜΙΚΩΝ ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΩΝ: Αναγραφή και Ισοστάθμιση εξισώσεων χημικών αντιδράσεων
- ΥΠΟΛΟΓΙΣΜΟΙ ΜΕ ΧΗΜΙΚΟΥΣ ΤΥΠΟΥΣ ΚΑΙ ΧΗΜΙΚΕΣ ΕΞΙΣΩΣΕΙΣ: Μάζα ουσίας, mole ουσίας, Χημικοί τύποι και προσδιορισμός τους, Στοιχειομετρία και ποσοτικές σχέσεις χημικών αντιδράσεων

Μοριακές Ενώσεις

- **Μόριο:** Συγκεκριμένη ομάδα ατόμων που ενώνονται χημικά, μεταξύ τους με ισχυρές ελκτικές δυνάμεις. Τα μόρια είναι εξαιρετικά μικρά. Στο πιο μικροσκοπικό δείγμα ουσίας, περιέχεται ασύλληπτα μεγάλος αριθμός μορίων.
- **Οι μοριακές ουσίες αποτελούνται** από μόρια όμοια μεταξύ τους.

Παραδείγματα

- Μοριακές ουσίες Χλώριο, Cl_2 , Θείο, S_8
- Μεμονωμένα άτομα He, Ne
- Ο άνθρακας δεν έχει απλή μοριακή δομή στη μορφή του γραφίτη ή του διαμαντιού. Αποτελείται από εξαιρετικά μεγάλο, (ουσιαστικά απροσδιόριστο), αριθμό ατόμων τα οποία συνδέονται μεταξύ τους και παριστάνεται απλά με το ατομικό σύμβολο C. Μια μορφή C που ανακαλύφθηκε το 1985, έχει ΜΤ C_{60} και λέγεται στυρελένιο.

ΠΟΛΥΜΕΡΗ

Αποτελούν σημαντική κατηγορία μοριακών ουσιών. Πρόκειται για πολύ μεγάλα μόρια, που σχηματίζονται από την κατά επανάληψη συνένωση ορισμένου αριθμού μικρών μορίων, τα οποία ονομάζονται μονομερή

ΦΥΣΙΚΑ ΠΟΛΥΜΕΡΗ

Για παράδειγμα το μαλλί και το μετάξι.

ΤΕΧΝΗΤΑ ΠΟΛΥΜΕΡΗ

Για παράδειγμα η επένδυση Teflon μαγειρικών σκευών, πλαστικά μπουκάλια, κάποια είδη ελαστικών.

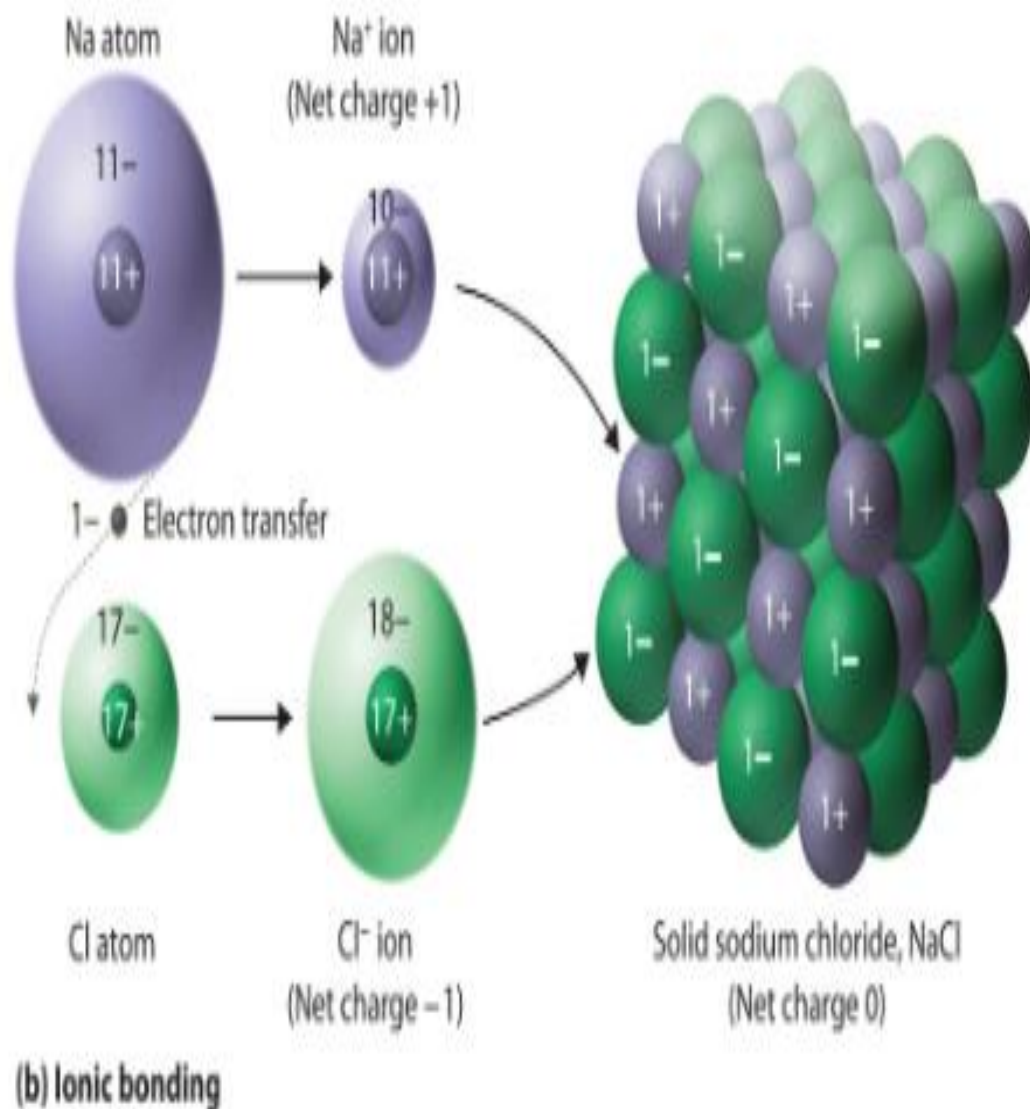
Ιόντα

- Ένα **ión** είναι **φορτισμένο σωματίδιο** που προκύπτει είτε από κάποιο άτομο, είτε από κάποια ομάδα ατόμων χημικά ενωμένων, μετά από **αφαίρεση ή από πρόσληψη ηλεκτρονίων**.
 - Άτομο που χάνει ηλεκτρόνια φορτίζεται θετικά και καλείται κατιόν. Για παράδειγμα Ca^{2+} , Na^{+} .
 - Άτομο που προσλαμβάνει ηλεκτρόνια φορτίζεται αρνητικά και καλείται ανιόν. Για παράδειγμα Cl^{-} , O^{2-} .
- Ιόντα είναι δυνατόν να προκύψουν και από δύο ή περισσότερα άτομα που είναι χημικά ενωμένα όταν αυτά έχουν πλεόνασμα ή έλλειμμα ηλεκτρονίων. Για παράδειγμα SO_4^{2-} , NO_3^{-} .

Ιοντικές Ενώσεις

Υπάρχουν ουσίες οι οποίες αποτελούνται από ιόντα και όχι από μόρια.

- **Ιοντικές** είναι οι ενώσεις οι οποίες αποτελούνται από κατιόντα και από ανιόντα.



Τυπική μονάδα μιας ουσίας, χαρακτηρίζεται η ομάδα ατόμων ή ιόντων που συμβολίζονται στον τύπο αυτής.

- Για παράδειγμα η τυπική μονάδα του HCl (μοριακή ένωση), είναι το μόριο του HCl .
- **Οι ιοντικές ενώσεις δεν περιέχουν μόρια.** Η ελάχιστη μονάδα τους είναι η τυπική μονάδα.
- Η τυπική μονάδα υδροξειδίου του σιδήρου(III), $\text{Fe}(\text{OH})_3$, αποτελείται από ένα ιόν Fe^{3+} και τρία ιόντα OH^- . Σε τέτοιες ουσίες η τυπική μονάδα, είναι η ελάχιστη ουδέτερη μονάδα.

Όλες οι χημικές ουσίες, ιοντικές και μοριακές είναι ηλεκτρικά ουδέτερες.

Χημικός τύπος ένωσης

Μια παράσταση στην οποία χρησιμοποιούνται σύμβολα ατόμων με αριθμητικούς δείκτες, που εκφράζουν τη σχετική αναλογία ατόμων των διαφορετικών στοιχείων από τα οποία απαρτίζεται η χημική ένωση.



Η ένωση αποτελείται
από άτομα ασβεστίου
και χλωρίου, σε
αναλογία 1:2

Άρα στο χημικό τύπο μιας ένωσης, υπάρχουν σύμβολα ατόμων με αριθμητικούς δείκτες.

Οι αριθμητικοί δείκτες, δείχνουν τη σχετική αναλογία των ατόμων των διαφορετικών στοιχείων που αποτελούν την ένωση.

- **Fe_2O_3** : απαρτίζεται από άτομα σιδήρου και οξυγόνου σε αναλογία 2:3, αντίστοιχα.,
- **KCl** : απαρτίζεται από άτομα καλίου και χλωρίου, σε αναλογία 1:1.

Γραφή του χημικού τύπου όταν δίνονται τα ιόντα

Για τις **ουδέτερες ενώσεις** ισχύει ότι
το **άθροισμα θετικών και
αρνητικών φορτίων είναι 0**



Αριθμός ιόντων
σιδήρου = με
απόλυτη τιμή
φορτίου στο ιόν
χλωριδίου (1)

Αριθμός ιόντων
χλωριδίου = με
απόλυτη τιμή
φορτίου στο ιόν
σιδήρου (3)

Άθροισμα φορτίων = Μηδέν

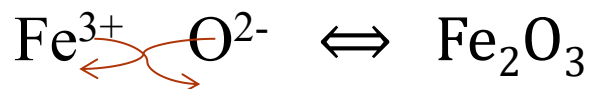
Θετικό
φορτίο

$$1x(+3) + 3x(-1) = 0$$

Αρνητικό
φορτίο

Παραδείγματα

1. Γράψτε τον τύπο του οξειδίου του Fe(III), εάν η ένωση αποτελείται από ιόντα Fe^{3+} και ιόντα O^{2-}



2. Γράψτε τους χημικούς τύπους στον Πίνακα που ακολουθεί

	SO_4^{2-}	OH^-	S^{2-}	NO_3^-	PO_4^{3-}	Cl^-
Na^+						
Ca^{2+}						
Ag^+						
Zn^{2+}						
Al^{3+}						
Fe^{+3}						
Mg^{2+}						
Fe^{+2}						
H^+						
Ba^{2+}						
Cu^{2+}						

ΕΜΠΕΙΡΙΚΟΣ ΤΥΠΟΣ (ΕΤ):

Δείχνει το είδος των ατόμων των χημικών στοιχείων που περιλαμβάνονται στο μόριο και την αναλογία καθενός.

ΜΟΡΙΑΚΟΣ ΤΥΠΟΣ (ΜΤ): Δείχνει τον ακριβή αριθμό των ατόμων κάθε στοιχείου που περιέχεται σε ένα μόριο.

ΗΛΕΚΤΡΟΝΙΚΟΣ ΤΥΠΟΣ:

Δείχνει την κατανομή των ηλεκτρονίων της εξωτερικής στιβάδας των ατόμων που απαρτίζουν την ένωση

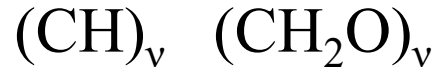
ΣΥΝΤΑΚΤΙΚΟΣ ΤΥΠΟΣ:

Περιγράφει τη γεωμετρική διάταξη των ατόμων στο επίπεδο.

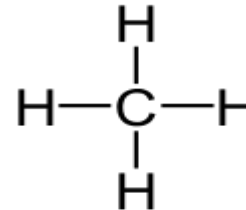
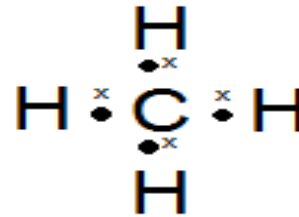
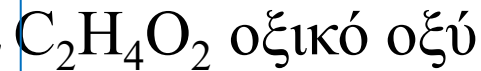
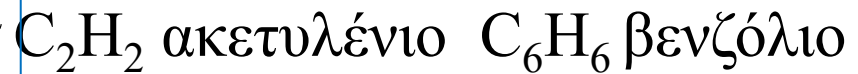
ΣΤΕΡΕΟΧΗΜΙΚΟΣ ΤΥΠΟΣ:

Περιγράφει τη γεωμετρική διάταξη των ατόμων στο χώρο

Π.χ. (ΕΤ)



Π.χ. (ΜΤ)



Κανόνες πρόβλεψης φορτίου μονοατομικών ιόντων

1. Τα περισσότερα κατιόντα μεταλλικών στοιχείων των κύριων ομάδων του ΠΠ, έχουν φορτίο ίσο με τον αριθμό της ομάδας στην οποία ανήκουν. Π.χ. : Al^{3+} , Ca^{2+} , K^{+} .

ΕΞΑΙΡΕΣΗ: Μεταλλικά στοιχεία με υψηλό ατομικό αριθμό. Συνήθως δίνουν α) κατιόντα με φορτίο ίσο του αριθμού της ομάδας που ανήκουν μείον 2 και β) κατιόντα με φορτίο ίσο με τον αριθμό της ομάδας στην οποία ανήκουν.

Π.χ.: Sn^{2+} , Sn^{4+} και μόλυβδος, Pb^{2+} Pb^{4+} (4^η ομάδα και τα δύο)

2. Τα κατιόντα των μεταβατικών στοιχείων του ΠΠ, δίνουν περισσότερα του ενός κατιόντα, ένα εκ των οποίων με φορτίο 2+. Π.χ.: Hg^{1+} [Υδράργυρος(I)], Hg^{2+} [Υδράργυρος(II)], Cu^{1+} [Χαλκός(I)], Cu^{2+} [Χαλκός(II)].

3. Το φορτίο μονοατομικού ανιόντος αμέταλλου κύριας ομάδας, ισούται με τον αριθμό της ομάδας που ανήκει αυτό, μείον τον αριθμό 8. Π.χ.: O^{2-} (6-8=-2), Br^{1-} (7-8=-1), N^{3-} (5-8=-3)

Συνηθισμένα μονοατομικά ιόντα στοιχείων

1A	2A											3A	4A	5A	6A	7A	8A
Li ⁺														N ³⁻	O ²⁻	F ⁻	
Na ⁺	Mg ²⁺											Al ³⁺			S ²⁻	Cl ⁻	
K ⁺	Ca ²⁺				Cr ²⁺ Cr ³⁺	Mn ²⁺ Mn ³⁺	Fe ²⁺ Fe ³⁺	Co ²⁺ Co ³⁺		Cu ⁺ Cu ²⁺	Zn ²⁺					Br ⁻	
Rb ⁺	Sr ²⁺									Ag ⁺	Cd ²⁺		Sn ²⁺ Sn ⁴⁺			I ⁻	
Cs ⁺	Ba ²⁺										Hg ₂ ²⁺		Pd ²⁺ Pd ⁴⁺				

Κανόνες ονοματολογίας μονοατομικών ιόντων

1. **Όταν κάποιο στοιχείο έχει μόνο ένα μονοατομικό κατιόν**, τότε αυτό παίρνει το όνομα του στοιχείου. Παραδείγματα: K^+ : ιόν καλίου Al^{3+} : ιόν αργίλιου.
2. **Εάν υπάρχουν περισσότερα του ενός κατιόντα για ένα στοιχείο**, μετά το όνομα του στοιχείου ακολουθεί μέσα σε παρένθεση λατινικός αριθμός, αντίστοιχος με το φορτίο του ιόντος. Π.χ.: Cu^{1+} : ιόν χαλκού(I) Cu^{2+} : ιόν χαλκού (II)
 - ✓ Αρκετά στοιχεία μετάπτωσης δίνουν ένα κατιόν που παίρνει το όνομα του στοιχείου. Π.χ.: Cd^{2+} : ιόν καδμίου, (δεν είναι λάθος να γράψουμε ιόν καδμίου(II)).
3. **Τα μονοατομικά ανιόντα ονομάζονται με τη ρίζα της ονομασίας του στοιχείου και την κατάληξη –ίδιο.**
 - ✓ Για στοιχεία που το ελληνικό και αγγλικό όνομά τους δεν έχουν ίδια ρίζα, η ονομασία του ανιόντος προκύπτει με βάση το αγγλικό όνομα (N^{3-} ιόν νιτριδίου από το nitrogen που σημαίνει άζωτο, S^{2-} ιόν σουλφιδίου από το sulfur που σημαίνει θείο).

Τα πιο συνηθισμένα μονοατομικά ιόντα στοιχείων κύριων ομάδων και η ονομασία τους

	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA
1 ^η Περίοδος	Τα στοιχεία με το πράσινο χρώμα, δεν δίνουν κανονικά ενώσεις που να εμπεριέχουν μονοατομικά ιόντα						H ⁻ υδρίδιο
2 ^η Περίοδος	Li ⁺ ιόν λιθίου	Be ²⁺ ιόν βηρυλλίου	B	C	N ³⁻ ιόν νιτριδίου	O ²⁻ ιόν οξειδίου	F ⁻ ιόν φθοριδίου
3 ^η Περίοδος	Na ⁺ ιόν νατρίου	Mg ²⁺ ιόν μαγνησίου	Al ³⁺ ιόν αργιλίου	Si	P	S ²⁻ ιόν σουλφιδίου	Cl ⁻ ιόν χλωριδίου
4 ^η Περίοδος	K ⁺ ιόν καλίου	Ca ²⁺ ιόν ασβεστίου	Ga ³⁺ ιόν γαλλίου	Ge	As	Se ²⁻ ιόν σεληνιδίου	Br ⁻ ιόν βρωμιδίου
5 ^η Περίοδος	Rb ⁺ ιόν ρουβιδίου	Sr ²⁺ ιόν στροντίου	In ³⁺ ιόν ινδίου	Sn ²⁺ ιόν κασσιτέρου(I I)	Sb	Te ²⁻ ιόν τελουριδίου	I ⁻ ιόν ιωδιδίου
6 ^η Περίοδος	Cs ⁺ ιόν καισίου	Ba ²⁺ ιόν βαρίου	Tl ⁺ ιόν θαλλίου (I), Tl ³⁺ ιόν θαλλίου(III)	Pb ²⁺ ιόν μολύβδου(II)	Bi ³⁺ ιόν βισμούθιου (III)		

**Ονομασίες
συνηθισμένων
κατιόντων
μεταβατικών
στοιχείων**

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

Ονοματολογία πολυατομικών ιόντων

Ιόντα αποτελούμενα από δυο ή περισσότερα άτομα χημικά ενωμένα μεταξύ τους και με καθαρό φορτίο

1. Τα ονόματα των οξοανιόντων, (ιόντα που περιέχουν οξυγόνο και άλλο στοιχείο που λέγεται κεντρικό ή χαρακτηριστικό), προκύπτουν από τη ρίζα του ονόματος του κεντρικού στοιχείου και
 - a) την κατάληξη **-ικό** (όταν το οξοανιόν έχει το μεγαλύτερο αριθμό ατόμων οξυγόνου)
 - b) ή **ώδες** (όταν το οξοανιόν έχει το μικρότερο αριθμό ατόμων οξυγόνου).
 - c) Εάν υπάρχουν περισσότερα των 2 οξοανιόντα, χρησιμοποιούνται και τα προθέματα υπο- και υπερ-
 - Π.χ.: 4 οξοανιόντα: Τα 2 με τους μικρότερους αριθμούς ατόμων οξυγόνου, παίρνουν την κατάληξη **-ώδες** και το πρόθεμα **υπό-**, εκείνο που έχει το μικρότερο αριθμό οξυγόνων. Π.χ.: ClO_2^- : Χλωριώδες ClO^- : Υποχλωριώδες
 - Τα άλλα 2 παίρνουν την κατάληξη **-ικό** το ένα και όποιο έχει τα περισσότερα οξυγόνα το πρόθεμα **υπερ-** Π.χ.: ClO_3^- : Χλωρικό ClO_4^- : Υπερχλωρικό

- d) Οξοανιόντα ενωμένα με ένα ή περισσότερα ιόντα υδρογόνου (H^+). Π.χ.: HPO_4^{2-} : Μονοϋδρογονοφωσφορικό ιόν ή μονόξινο φωσφορικό ιόν $H_2PO_4^-$ διυδρογονοφωσφορικό ιόν ή δισόξινο φωσφορικό ιόν.
2. $S_2O_3^{2-}$: Θειοθειικό ιόν, (ένα άτομο οξυγόνου του μητρικού ιόντος, SO_4^{2-} , αντικαταστάθηκε με θείο).
3. Hg_2^{2+} : Υδράργυρος(I), Το I, στην παρένθεση δηλώνει το φορτίο σε κάθε άτομο υδραργύρου.
4. NH_4^+ : Αμμώνιο.

Όνομα	Τύπος
Υδράργυρος(I)	Hg_2^{2+}
Αμμώνιο	NH_4^+
Κυανίδιο	CN^-
Θειοκυανίδιο	SCN^-
Ανθρακικό	CO_3^{2-}
Υδροανθρακικό	HCO_3^-
Οξικό	CH_3COO^-
Υποχλωριώδες	ClO_2^-
Χλωρικό	ClO_3^-
Υπερχλωρικό	ClO_4^-
Χρωμικό	CrO_4^{2-}
Διχρωμικό	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$

Όνομα	Τύπος
Υπερμαγγανικό	MnO_4^-
Νιτρώδες	NO_2^-
Νιτρικό	NO_3^-
Υδροξείδιο	OH^-
Υπεροξείδιο	O_2^{2-}
Φωσφορικό	PO_4^{3-}
Μονοϋδρογονοφωσφορικό	HPO_4^{2-}
Διυδρογονοφωσφορικό	H_2PO_4^-
Θειώδες	SO_3^{2-}
Θειϊκό	SO_4^{2-}
Υδρογονοθειώδες	HSO_3^-
Υδρογονοθειϊκό	HSO_4^-
Θειοθειϊκό	$\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$

Οι
ανόργανες
χημικές
ενώσεις
ταξινο-
μούνται σε:
Α) Ιοντικές
Β) Μοριακές

Ιοντικές
Ενώσεις:

- 1) Άλατα
- 2) Βάσεις
μετάλλων

Σχηματίζονται από ιόν μετάλλου και ανιόν. Το ανιόν μπορεί να είναι μονοατομικό ή πολυατομικό.

Παίρνουν το όνομα του ανιόντος και του μεταλλικού στοιχείου, συνοδευόμενο από λατινικό αριθμό μέσα σε παρένθεση

Ομοιοπολικές
δυαδικές
ενώσεις

Σχηματίζονται από δύο ειδών άτομα αμέταλλων.

Ονομάζονται από το όνομα του 2^{ου} στοιχείου, με κατάληξη –ίδιο και το όνομα του 1^{ου}. Πριν από το όνομα των στοιχείων μπορεί να υπάρχει πρόθεμα δι-, τρι- κ.λ.π.

Οξέα

Διακρίνονται σε: Οξοοξέα (H και πολυατομικό ανιόν π.χ. H_2SO_4) και δυαδικά οξέα (H και αμέταλλο π.χ. HCl)

Ιοντικές ενώσεις (Ενώσεις Μετάλλου-Αμετάλλου): Κανόνες ονοματολογίας

- Η ονομασία προκύπτει από το **όνομα του ανιόντος** και το **όνομα του μεταλλικού στοιχείου** και στο τέλος μέσα σε παρένθεση ενός λατινικού αριθμού, που αντιστοιχεί στο φορτίο του μεταλλικού ιόντος.

Π.χ.: FeCl_2 χλωρίδιο του σιδήρου FeCl_3 χλωρίδιο του σιδήρου(III) NaCl χλωρίδιο του νατρίου

- **Ονομασία Βάσεων μετάλλων:** Υδροξείδιο και το όνομα του μετάλλου

ΤΥΠΟΣ	ΟΝΟΜΑ
NaOH	Υδροξείδιο του νατρίου
KOH	Υδροξείδιο του καλίου
Ca(OH)_2	Υδροξείδιο του ασβεστίου
Fe(OH)_3	Υδροξείδιο σιδήρου(III)

Ο Fe
παρουσιάζεται
και με +2 και
με +3

Δυαδικές ενώσεις που αποτελούνται από δύο αμέταλλα είναι μοριακές ενώσεις

- Το 2^ο στοιχείο στη γραφή τους είναι εκείνο που έχει ισχυρότερο χαρακτήρα αμετάλλου. Αυτό το βρίσκουμε ακολουθώντας τη σειρά:

Στοιχείο	B	Si	C	Sb	As	P	N	H	Te	Se	S	I	Br	Cl	O	F
Ομάδα	IIIA	IVA		VA					VIA			VIIA				

Π.χ. NF_3 , όχι F_3N

- Ονομάζονται από το όνομα του 2^{ου} στοιχείου, με κατάληξη –ίδιο και το όνομα του 1^{ου} στοιχείου. Πριν από το όνομα του 1^{ου} υπάρχει πρόθεμα δι-, τρι- κ.λ.π. Όπου χρειάζεται προστίθεται πρόθεμα και πριν το όνομα του δεύτερου στοιχείου.

Π.χ.: SF_4 τετραφθορίδιο του θείου, SF_6 εξαφθορίδιο του θείου, ClO_2 διοξείδιο του χλωρίου, CO_2 διοξείδιο του άνθρακα, Cl_2O_7 επταοξείδιο του διχλωρίου

Για τις ενώσεις H_2O και NH_3 έχει επικρατήσει η παλιά ονομασία, νερό και αμμωνία αντίστοιχα

Ονοματολογία οξανιόντων

Οξοανιόν	Ονομασία
CO_3^{2-}	Ανθρακικό ιόν
NO_2^-	Νιτρώδες ιόν
NO_3^-	Νιτρικό ιόν
PO_4^{3-}	Φωσφορικό ιόν
SO_3^{2-}	Θειώδες ιόν
SO_4^{2-}	Θειικό ιόν
ClO^-	Υποχλωριώδες ιόν
ClO_2^-	Χλωριώδες ιόν
ClO_3^-	Χλωρικό ιόν
ClO_4^-	Υπερχλωρικό ιόν

Ονοματολογία οξέων

- Οξοοξέα → Όσα περιέχουν υδρογόνο, οξυγόνο και άλλο στοιχείο, (το κεντρικό άτομο όπως λέγεται).
- Η ονομασία τους προκύπτει από το όνομα του οξοανιόντος και τη λέξη οξύ.

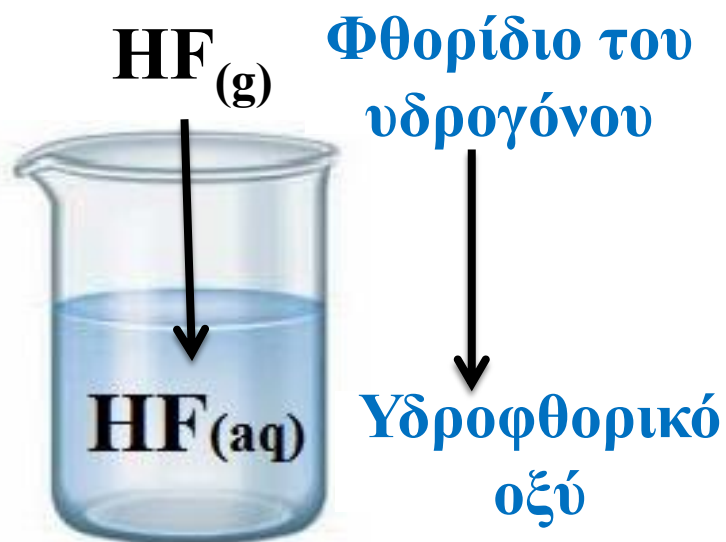
Οξοοξύ	Ονοματολογία
H_2CO_3	Ανθρακικό οξύ
HNO_2	Νιτρώδες οξύ
HNO_3	Νιτρικό οξύ
H_3PO_4	Φωσφορικό οξύ
H_2SO_3	Θειώδες οξύ
H_2SO_4	Θειικό οξύ
HClO	Υποχλωριώδες οξύ
HClO_2	Χλωριώδες οξύ
HClO_3	Χλωρικό οξύ
HClO_4	Υπερχλωρικό οξύ

Βιβλιογραφική Πηγή:

Σύγχρονη Γενική Χημεία ΑΡΧΕΣ ΚΑΙ ΕΦΑΡΜΟΓΕΣ
Ebbing Gammon, Μετάφραση Νικόλαος Κλούρας,

Ονοματολογία οξέων

- Διάλυση στο νερό δυαδικών ενώσεων του υδρογόνου με αμέταλλα → όξινα διαλύματα
- Ονομασία τους → 1) Πρόθεμα υδρο- 2) Όνομα αμέταλλου 3) κατάληξη -ικό οξύ.



Δυαδική ένωση	Διάλυμα οξέος
$\text{HBr}_{(g)}$ Βρωμίδιο του υδρογόνου	$\text{HBr}_{(aq)}$ Υδροβρωμικό οξύ
$\text{HF}_{(g)}$ Φθορίδιο του υδρογόνου	$\text{HF}_{(aq)}$ Υδροφθορικό οξύ
$\text{HCl}_{(g)}$ Χλωρίδιο του υδρογόνου	$\text{HCl}_{(aq)}$ Υδροχλωρικό οξύ

Υδρίτες: Ενώσεις των οποίων οι κρύσταλλοι περιέχουν μόρια νερού χαλαρά ενωμένα. Απομακρύνονται με θέρμανση των κρυστάλλων της ένωσης. Οι υδρίτες προκύπτουν συνήθως μετά την εξάτμιση υδατικών διαλυμάτων της εκάστοτε ουσίας.

$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$
Υδρίτης

CuSO_4
Άνυδρη ένωση



Υδρίτες – Ονομασία:

Πρόθεμα χαρακτηριστικό του αριθμού μορίων νερού -Υδρικός-
Όνομα άνυδρης ένωσης

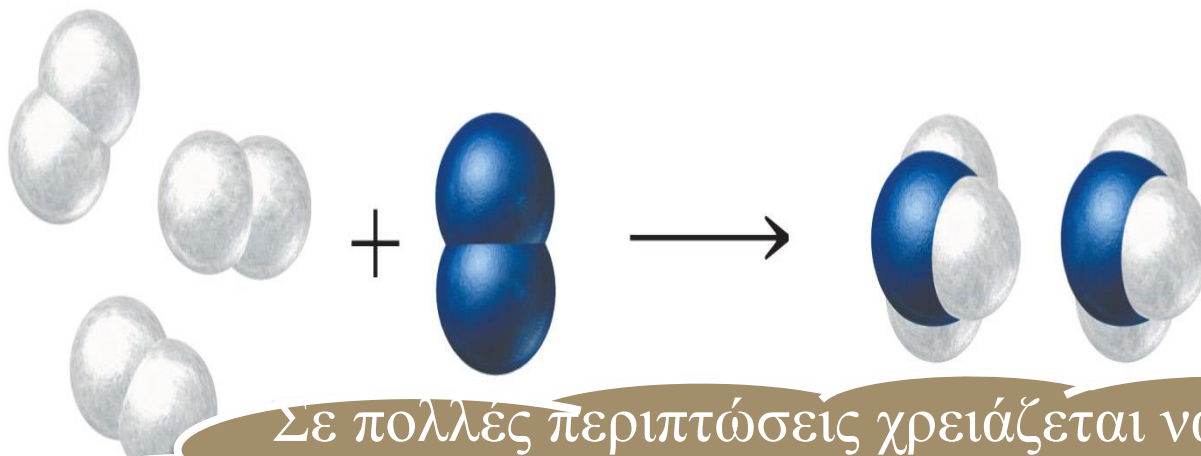
$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$: Πενταϋδρικός θειικός χαλκός(II)

Παραδείγματα

Ονομάστε τις χημικές ενώσεις: $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$

Χημικές Αντιδράσεις-Χημικές Εξισώσεις

Χημική εξίσωση είναι η παράσταση μιας χημικής αντίδρασης με τη χρήση συμβόλων και χημικών τύπων

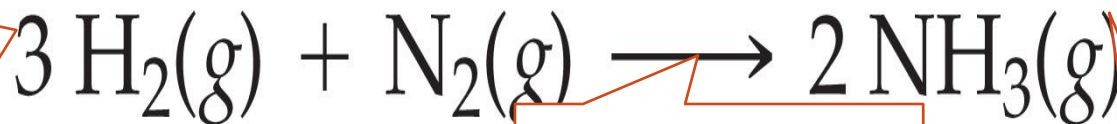


	Φάση
(g)	Αέρια
(s)	στερεή
(l)	Υγρή
(aq)	Υδατικό διάλυμα

Σε πολλές περιπτώσεις χρειάζεται να υποδεικνύονται οι φάσεις αντιδρώντων και προϊόντων

Αντιδρώντα
Οι αρχικές
ουσίες

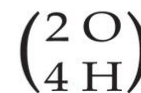
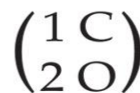
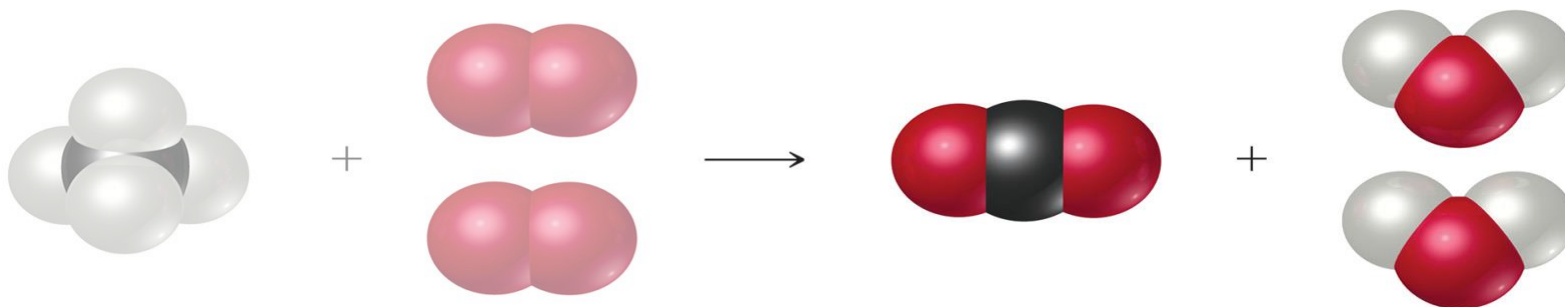
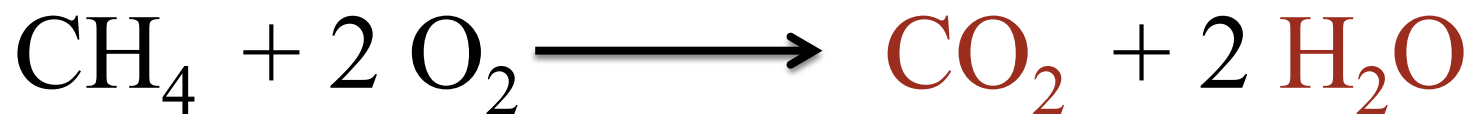
© 2012 Pearson Education, Inc.



Το βέλος
σημαίνει ότι
δίνουν

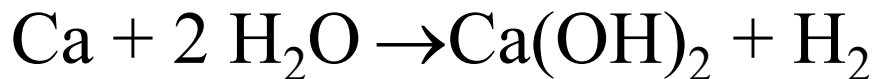
Προϊόντα
Οι ουσίες ή
η ουσία που
προκύπτει
μετά την
αντίδραση

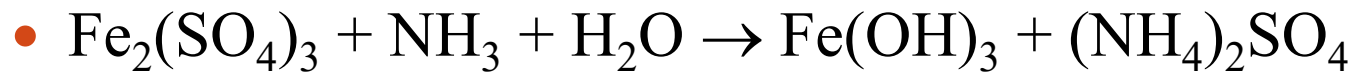
Μια χημική εξίσωση είναι ισοσταθμισμένη όταν οι αριθμοί των ατόμων του κάθε στοιχείου που μετέχει στη χημική αντίδραση, είναι ίσοι δεξιά και αριστερά του βέλους της χημικής εξίσωσης που την περιγράφει.



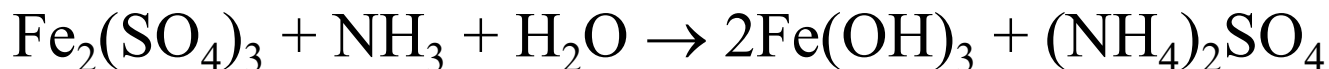
Ισοστάθμιση χημικών εξισώσεων απλών αντιδράσεων

- Αναγράφεται η χημική εξίσωση που δείχνει τα αντιδρώντα και τα προϊόντα.
- Η εξίσωση ισοσταθμίζεται μόνο με αλλαγές στον αριθμό των μορίων αρχίζοντας από το πιο πολύπλοκο είδος της χημικής εξίσωσης.
- Όπου εμπλέκονται μοριακό οξυγόνο και νερό, (πχ. αντιδράσεις οξείδωσης) ισοσταθμίζονται τελευταία γιατί μπορούν να προστεθούν στην αντίδραση σε κατάλληλες ποσότητες.

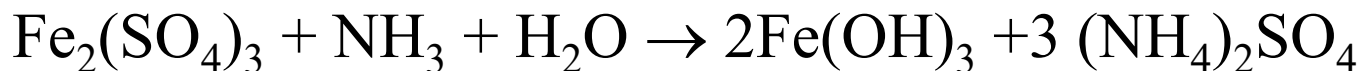




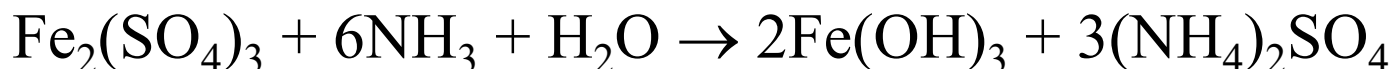
Πρώτα ισοσταθμίζουμε τα άτομα σιδήρου



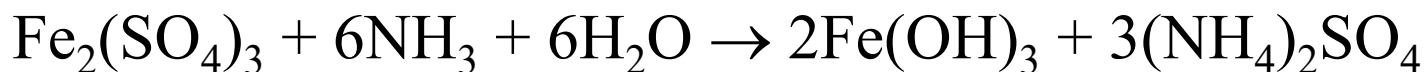
Μετά ισοσταθμίζουμε τα άτομα θείου



Μετά τα άτομα αζώτου



Τέλος ισοσταθμίζουμε τα άτομα οξυγόνου και υδρογόνου



Υπολογισμοί με χημικούς τύπους και Χημικές Εξισώσεις

- **Η τιμή μοριακής μάζας (MM) ουσίας, προκύπτει** ως το άθροισμα των ατομικών μαζών όλων των ατόμων που απαρτίζουν ένα μόριο της. Εκφράζεται σε μονάδες ατομικής μάζας (amu). Προσδιορίζεται πειραματικά με τη χρήση φασματοφωτομετρίας μάζας.
- **Η τιμή τυπική μάζα (TM) ουσίας, προκύπτει** από το άθροισμα των ατομικών μαζών όλων των ατόμων που υπάρχουν σε μια τυπική μονάδα της ουσίας. Σε περίπτωση που μια ουσία είναι ιοντική π.χ. KCl, εάν θέλουμε να είμαστε ακριβείς δεν μπορούμε να μιλήσουμε για μοριακή μάζα, αλλά για τυπική μάζα.
- **Τα μοριακά μοντέλα** δείχνουν το είδος αλλά και τον αριθμό των ατόμων που απαρτίζουν μια μοριακή ένωση. Τα άτομα των στοιχείων, παρουσιάζονται ως έγχρωμες σφαίρες συγκεκριμένου για κάθε είδος χρώματος. Οι δεσμοί μεταξύ των ατόμων παρουσιάζονται στη μορφή των ανοικτών μοριακών μοντέλων ως ράβδοι



**Γραμμομόριο
ή mole
Σύμβολο mol**

Ονομάζεται, η **ποσότητα** μιας δεδομένης ουσίας, που περιέχει τόσες **στοιχειώδεις οντότητες** μόρια, ή άτομα ή τυπικές μονάδες, όσος **είναι ο αριθμός των** ατόμων που υπάρχουν σε ακριβώς **12 g άνθρακα-12.**

**Αριθμός Avogadro
Σύμβολο N_A**

Ονομάζεται ο αριθμός ατόμων σε ένα δείγμα άνθρακα-12, το οποίο ζυγίζει ακριβώς 12 g. Ο αριθμός αυτός, με στρογγυλοποίηση τριών δεκαδικών ψηφίων ισούται με $6,02 \times 10^{23}$.

**Γραμμομοριακή μάζα
Σύμβολο M**

Ορίζεται ως η **μάζα ενός mole δεδομένης ουσίας.** Γραμμομοριακή μάζα 12 g/mol, έχει εξ ορισμού ο άνθρακας-12.

Εύρεση Μάζας ενός ατόμου - Εύρεση Μάζας ενός μορίου

1) Πόση είναι η μάζα σε γραμμάρια ενός ατόμου νατρίου,
Na;

2) Πόση είναι η μάζα σε γραμμάρια ενός μορίου H_2O

Απάντηση

1) Ατομική μάζα Na = 22,99 amu

Γραμμομοριακή μάζα Na = 22,99 g/mol

Άρα 1 mol Na περιέχει 22,99 g

Μάζα ενός ατόμου Na = $\frac{22,99 \text{ g}}{6,02 \times 10^{23}} = 3,82 \times 10^{-23} \text{ g}$

2) Μοριακή μάζα H_2O = άθροισμα ατομικών μαζών όλων
των ατόμων που μετέχουν στο μόριο H_2O =
 $2 \times 1,0079 + 15,999 = 18,0148 \text{ amu}$

Άρα 1 mol H_2O περιέχει 18,0148 g

Μάζα ενός μορίου H_2O = $\frac{18,0148 \text{ g}}{6,02 \times 10^{23}} = 2,99 \times 10^{-23} \text{ g}$

Χρησιμοποιείται
η σχέση που
συνδέει τη
γραμμομοριακή
μάζα με τον
αριθμό ατόμων ή
τον αριθμό
μορίων ανάλογα.

Για να μετατρέψουμε τα γραμμάρια μιας ουσίας σε moles διαιρούμε με τη γραμμομοριακή μάζα.

Μετατρέψτε σε moles 42,0 g AgCrO_4 .

1. Εύρεση γραμμομοριακής μάζας AgCrO_4 (μάζας 1 mol AgCrO_4).

Άθροισμα ατομικών μαζών όλων των ατόμων που μετέχουν στο μόριο AgCrO_4 , δίνει την τυπική μάζα σε amu = $107,87 + 51,00 + 4 \times (16,00) = 222,87$ amu Άρα $1 \text{ mol } \text{AgCrO}_4 = 222,87 \text{ g}$

2. Άρα $42,0 \text{ g } \text{AgCrO}_4 \times \frac{1 \text{ mol } \text{AgCrO}_4}{222,87 \text{ g } \text{AgCrO}_4} = 0,19 \text{ mol } \text{AgCrO}_4$

Για να μετατρέψουμε τα moles μιας ουσίας σε γραμμάρια πολλαπλασιάζουμε με τη γραμμομοριακή μάζα.

Πόσα γραμμάρια χλωριδίου του καλίου, είναι ποσότητα 0,57 mol KCl ;

1. Εύρεση γραμμομοριακής μάζας KCl : $1 \text{ mol } \text{KCl} = 74,551 \text{ g}$

2. Άρα $0,57 \text{ mol } \text{KCl} \times \frac{74,551 \text{ g } \text{KCl}}{1 \text{ mol } \text{KCl}} = 42,49 \text{ g } \text{KCl}$

Υπολογισμός Εκατοστιαίας περιεκτικότητας από το χημικό τύπο

$$\text{Μάζα \% A} = \frac{\text{μάζα του A στο σύνολο}}{\text{μάζα του συνόλου}} \times 100\%$$

Υπολογίστε την % σύσταση του KClO_4 αν $\text{AB K} = 39,1 \text{ u}$, $\text{AB Cl} = 35,45 \text{ u}$, $\text{AB O} = 16,0 \text{ u}$

Μοριακή μάζα $\text{KClO}_4 = [(39,1) + (35,45) + 4 \times (16)] \text{amu} = 138,55 \text{ amu}$

**Ένα mol KClO_4 έχει μάζα $138,55 \text{ g mol}^{-1}$ και περιέχει
1mole K (39,1 g), 1 mole Cl (35,45 g) και 4 mole O (64g)**

$$\% \text{ K} = (39,1 \text{ g} / 138,55 \text{ g}) \times 100 = 28,2\%$$

$$\% \text{ Cl} = (35,45 / 138,55) \times 100 = 25,6\%$$

$$\% \text{ O} = (64 / 138,55) \times 100 = 46,2\%$$

Για τον προσδιορισμό του εμπειρικού τύπου μιας ένωσης ακολουθούνται τα πιο κάτω βήματα:

ΒΑΣΙΚΗ ΙΔΕΑ

Η αναλογία των moles των στοιχείων σε μια ένωση, είναι η ίδια με την αναλογία την οποία δίνουν οι δείκτες των στοιχείων στον εμπειρικό τύπο της ένωσης αυτής

- 1. Οι μάζες μετατρέπονται σε moles.**
- 2. Διαιρείται ο κάθε αριθμός moles με τον μικρότερο.**
- 3. Στην περίπτωση που όλα τα πηλίκα είναι ακέραιοι, έχουμε βρει τους δείκτες για τον εμπειρικό τύπο της ένωσης. Στην αντίθετη περίπτωση θα πρέπει να πολλαπλασιάσουμε με κάποιον παράγοντα.**

Μια ένωση αζώτου και οξυγόνου αναλύεται και βρίσκεται ότι ένα δείγμα της ένωσης με μάζα 1,587 g περιέχει 0,483 g αζώτου και 1,104 g οξυγόνου. Ποιος είναι ο εμπειρικός τύπος της ένωσης;

	Μάζα (g)	AB amu	Moles	Διαιρώ όλα με το μικρότερο
N	0,483	14,0	$0,483 \text{ g N} \times \frac{1 \text{ mol N}}{14,0 \text{ g N}} = 0,0345$	$\frac{0,0345}{0,0345} = 1$
O	1,104	16,0	$1,104 \text{ g O} \times \frac{1 \text{ mol O}}{16,0 \text{ g O}} = 0,0690$	$\frac{0,0690}{0,0345} = 2$

Άρα ο ζητούμενος εμπειρικός
τύπος είναι NO_2

Ο μοριακός τύπος μιας ένωσης είναι πολλαπλάσιο του εμπειρικού της τύπου. Βρίσκεται αν πολλαπλασιάσουμε τους δείκτες του εμπειρικού τύπου επί έναν αριθμό n

$$n = \frac{\text{μοριακή μάζα}}{\text{μάζα εμπειρικού τύπου}}$$

Στοιχειομετρία - Χημικές αντιδράσεις

Στοιχειομετρία

- Ο υπολογισμός των ποσοτήτων αντιδρώντων και προϊόντων μιας χημικής αντίδρασης.

Που βασίζεται η στοιχειομετρία

- Στη χημική εξίσωση μιας αντίδρασης και στη σχέση μεταξύ μάζας και moles.

Για την ερμηνεία της χημικής εξίσωσης είναι δυνατόν να χρησιμοποιηθούν αριθμοί μορίων ή ακόμη και ιόντων ή τυπικών μονάδων, καθώς και αριθμοί moles.



(μόρια) 1 μόριο CH_4 + 2 μόρια $\text{O}_2 \rightarrow$ 1 μόριο CO_2 + 2 μόρια H_2O

(γραμμομόρια) 1 mol CH_4 + 2 mol $\text{O}_2 \rightarrow$ 1 mol CO_2 + 2 mol H_2O

(μάζες) 16,0g CH_4 + 2 x 32,0 g $\text{O}_2 \rightarrow$ 44,0 g CO_2 + 2x 18,0g H_2O

16,0g CH_4 + 64,0 g $\text{O}_2 \rightarrow$ 44,0 g CO_2 + 36,0g H_2O

Πόση μάζα μεθανίου απαιτείται για να αντιδράσει πλήρως με 64 γραμμάρια οξυγόνου (2x 32,0 g O_2);

16,0 g CH_4



Μετατροπή moles αντιδρώντος σε moles προϊόντος:

Συντελεστής μετατροπής: Κλάσμα
Αριθμητής ποσότητα προς την
οποία γίνεται η μετατροπή
παρονομαστής ποσότητα από την
οποία γίνεται η μετατροπή,

$\frac{2 \text{ mol H}_2\text{O}}{1 \text{ mol CH}_4}$
Μετατρέπει
mol CH₄ σε
mol H₂O

Μετατροπή moles προϊόντος σε moles αντιδρώντος:

Συντελεστής μετατροπής: Κλάσμα
Αριθμητής ποσότητα στην
οποία καταλήγει η μετατροπή
και παρονομαστής ποσότητα
από την οποία ξεκινά η
μετατροπή

$\frac{1 \text{ mol CH}_4}{2 \text{ mol H}_2\text{O}}$
Μετατρέπει
mol H₂O σε
mol CH₄



	Συντελεστής Μετατροπής		Συντελεστής Μετατροπής
Μετατροπή mol CH ₄ σε mol CO ₂	$\frac{1 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol CH}_4}$	Μετατροπή mol CO ₂ σε mol CH ₄	$\frac{1 \text{ mol CH}_4}{1 \text{ mol CO}_2}$
Μετατροπή mol CH ₄ σε mol H ₂ O	$\frac{2 \text{ mol H}_2\text{O}}{1 \text{ mol CH}_4}$	Μετατροπή mol H ₂ O σε mol CH ₄	$\frac{1 \text{ mol CH}_4}{2 \text{ mol H}_2\text{O}}$

Έστω μίγμα CH₄ και O₂.
3,5 mol CH₄ αντιδρούν με O₂ και παράγουν CO₂ και H₂O. Πόσα mol CO₂ και πόσα mol νερού παράγονται;

$$\text{CH}_4 + 2 \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$$

Λαμβάνουμε υπόψη ότι ο αριθμός moles μιας αντίδρασης είναι ανάλογος των συντελεστών της ισοσταθμισμένης της εξίσωσης

- $3,5 \text{ mol CH}_4 \times \frac{1 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol CH}_4} = 3,5 \text{ mol CO}_2$
- $3,5 \text{ mol CH}_4 \times \frac{2 \text{ mol H}_2\text{O}}{1 \text{ mol CH}_4} = 7 \text{ mol H}_2\text{O}$

Πόσο οξυγόνο απαιτείται για τη παραγωγή 40 Kg διοξειδίου του άνθρακα



Μάζα CO₂ → mol CO₂ → mol O₂ → Μάζα O₂
αριθμός moles αντίδρασης → ανάλογος των
συντελεστών της ισοσταθμισμένης εξίσωσης

Μετατροπή g CO₂ σε mol CO₂:

$$4 \times 10^4 \text{ g CO}_2 \times \frac{1 \text{ mol CO}_2}{44 \text{ g CO}_2} = 0,09 \times 10^4 \text{ mol CO}_2$$

Μετατροπή mol CO₂ σε mol O₂:

$$0,09 \times 10^4 \text{ mol CO}_2 \times \frac{2 \text{ mol O}_2}{1 \text{ mol CO}_2} = 0,2 \times 10^4 \text{ mol O}_2$$

Μετατροπή mol O₂ σε g O₂:

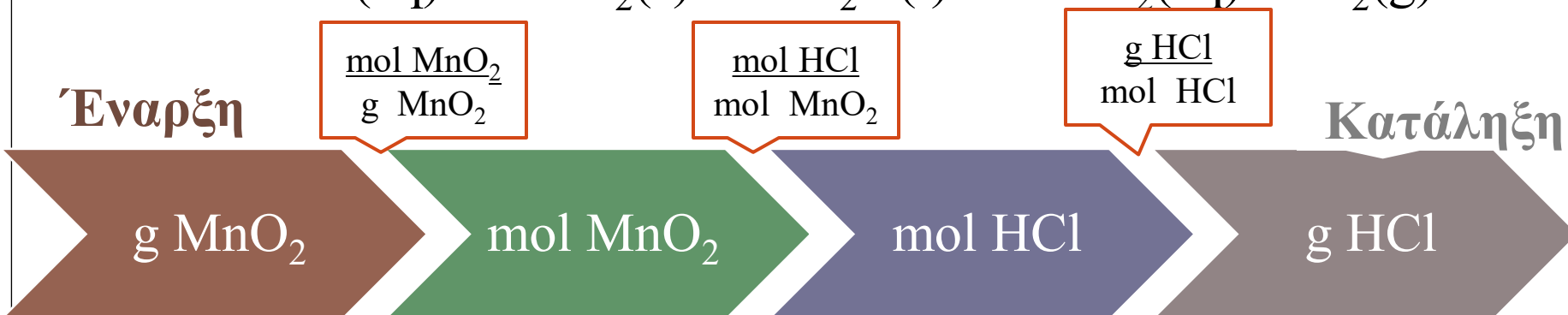
$$0,18 \times 10^4 \text{ mol O}_2 \times \frac{32 \text{ g O}_2}{1 \text{ mol O}_2} = 5,8 \times 10^4 \text{ g O}_2 = 58 \text{ Kg O}_2$$

Παράδειγμα

Πηγή: Σύγχρονη Γενική Χημεία Αρχές και Εφαρμογές Ebbing Gammon

Μετάφραση: Νικόλαος Δ. Κλούρας Καθηγητής Τμήματος Χημείας Π.Π.

Πόσα g υδροχλωρικού οξέος, αντιδρούν με 5,00 g οξειδίου του μαγγανίου (IV), σύμφωνα με την εξίσωση:



$$5,00 \text{ g MnO}_2 \times \frac{1 \text{ mol MnO}_2}{86,9 \text{ g MnO}_2} \times \frac{4 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol MnO}_2} \times \frac{36,5 \text{ g HCl}}{1 \text{ mol HCl}} = 8,40 \text{ g HCl}$$

Περιοριστικό αντιδρών χημικής αντίδρασης

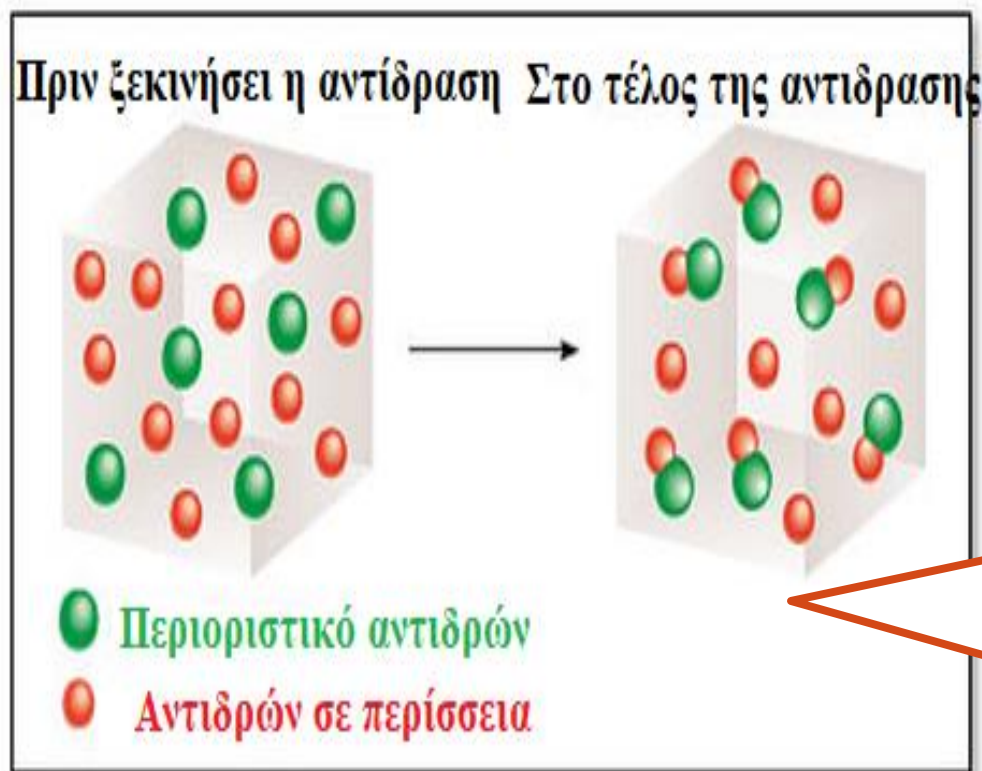
Τα moles των προϊόντων τα καθορίζει το **ΠΕΡΙΟΡΙΣΤΙΚΟ ΑΝΤΙΔΡΩΝ ΠΑΝΤΑ**

Εκείνο που στο τέρμα της αντίδρασης καταναλώνεται πλήρως.

Αντιδρών σε περίσσεια

Εκείνο που δεν καταναλώνεται πλήρως.

Η αντίδραση σταματά όταν ένα από τα αντιδρώντα εξαντληθεί.



Θεωρητική απόδοση

«Η μέγιστη ποσότητα προϊόντος που μπορεί να ληφθεί σε μια αντίδραση από δεδομένες ποσότητες αντιδρώντων», (Σύγχρονη Γενική Χημεία Αρχές και Εφαρμογές Ebbing Gammon).

Πραγματική απόδοση

Η πραγματική απόδοση ενός προϊόντος είναι δυνατόν για διαφόρους λόγους να είναι μικρότερη της θεωρητικής.

$$\text{Εκατοστιαία απόδοση} = \frac{\text{πραγματική απόδοση}}{\text{θεωρητική απόδοση}} \times 100\%$$

Βιβλιογραφία

- ΣΥΓΧΡΟΝΗ ΓΕΝΙΚΗ ΧΗΜΕΙΑ (10η Διεθνής Έκδοση), Κωδικός Βιβλίου στον Εύδοξο: 41964283, Έκδοση: 1η/2014, Συγγραφείς: Darrell Ebbing, Steven Gammon, ISBN: 978-618-5061-02-9, Τύπος: Σύγγραμμα, Διαθέτης (Εκδότης): ΤΡΑΥΛΟΣ & ΣΙΑ ΟΕ
- Εισαγωγή στην ανόργανη και γενική Χημεία, Κωδικός βιβλίου στον Εύδοξο: 68407230, Έκδοση: 2^η έκδοση/2014, Συγγραφείς: Νικόλαος Χατζηλιάδης, ISBN: 9789609322072, Τύπος: Σύγγραμμα, Διαθέτης (Εκδότης): UNIBOOKS, ΙΚΕ.
- Γενική Χημεία, 13^η έκδοση, Κωδικός Βιβλίου στον Εύδοξο: 50655974, Έκδοση: 13^η/2015, Συγγραφείς: Brown T. - LeMay E. - Burste B. - Murphy C. - Woodward P. - Stoltzfus M., ISBN: 978-960-418-515-3, Τύπος: Σύγγραμμα, Διαθέτης (Εκδότης): ΕΚΔΟΣΕΙΣ Α. ΤΖΙΟΛΑ & ΥΙΟΙ Α.Ε.
- Γενική και Ανόργανη Χημεία, Κωδικός Βιβλίου στον Εύδοξο: 22766911, Έκδοση: 1^η έκδ./2012, Συγγραφείς: Λάλια - Καντούρη Μαρία, Παπαστεφάνου Στέργιος, ISBN: 978-960-456-335-7, Τύπος: Σύγγραμμα, Διαθέτης (Εκδότης): Ζήτη Πελαγία & Σια Ι.Κ.Ε.
- https://www.uotechnology.edu.iq/appsciences/filesPDF/chemistry/Lacture/2c/2-chemistry_organism3.pdf
- <http://www.klouras.chem.upatras.gr/el/chem-gen-el/paradoseis-genikis-ximeias.html>
- [https://chem.libretexts.org/Bookshelves/General_Chemistry/Map%3A_General_Chemistry_\(Petrucci_et_al.\)/03%3A_Chemical_Compounds/3.1%3A_Types_of_Chemical_Compounds](https://chem.libretexts.org/Bookshelves/General_Chemistry/Map%3A_General_Chemistry_(Petrucci_et_al.)/03%3A_Chemical_Compounds/3.1%3A_Types_of_Chemical_Compounds)
- <https://eclass.uoa.gr/modules/document/file.php/CHEM164/%CE%93%CE%95%CE%9D%CE%99%CE%9A%CE%95%CE%A3%20%CE%95%CE%9D%CE%9D%CE%9F%CE%99%CE%95%CE%A3/01-onomasies3.pdf>
- https://repository.kallipos.gr/bitstream/11419/916/1/02_chapter_03.pdf
- <http://xbeams.chem.yale.edu/~batista/113/Chapter4/ch4.ppt>
- http://cstl-csm.semo.edu/dspeck/08_Lecture.ppt