



ΠΑΝΕΠΙΣΤΗΜΙΟ
ΠΑΤΡΩΝ
UNIVERSITY OF PATRAS

Τμήμα Δειφορικής Γεωργίας
Γεωπονική Σχολή

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.

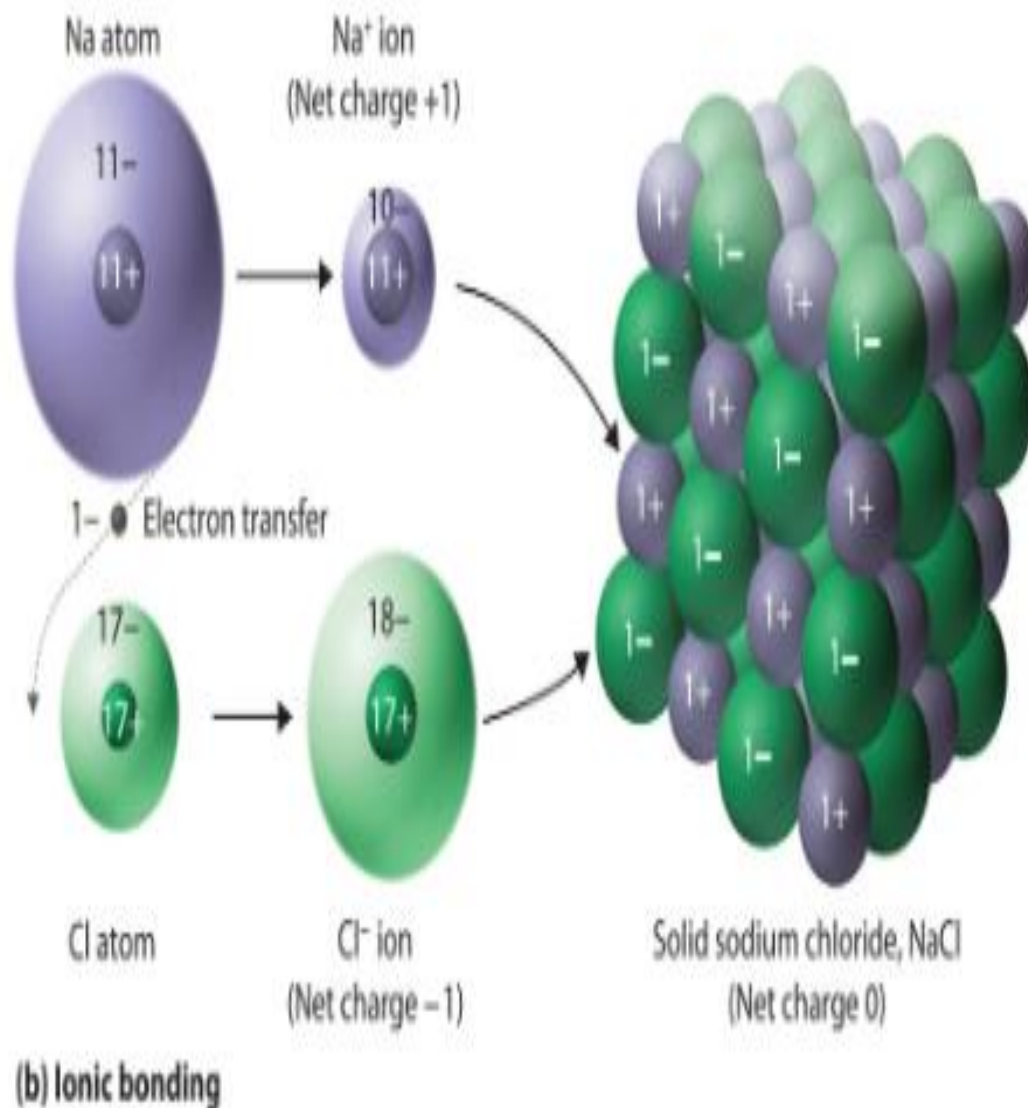
Ιόντα

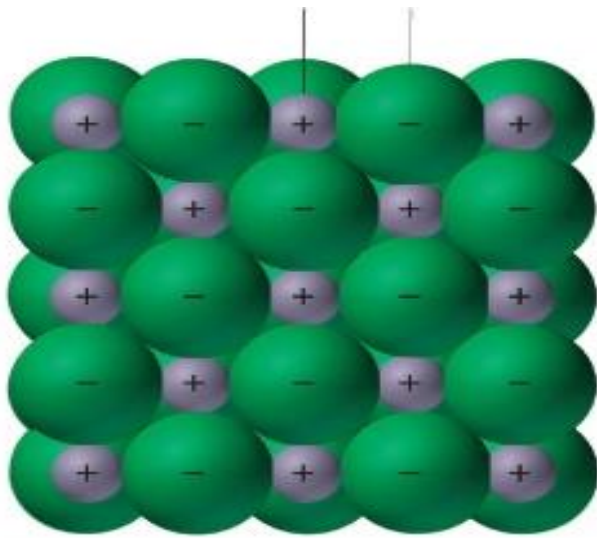
- Ένα **ión είναι** φορτισμένο σωματίδιο που προκύπτει είτε από κάποιο άτομο, είτε από κάποια ομάδα ατόμων χημικά ενωμένων, μετά από αφαίρεση ή από πρόσληψη ηλεκτρονίων.
- Άτομο που χάνει ηλεκτρόνια φορτίζεται θετικά και καλείται κατιόν. Για παράδειγμα Ca^{2+} , Na^+ .
- Άτομο που προσλαμβάνει ηλεκτρόνια 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

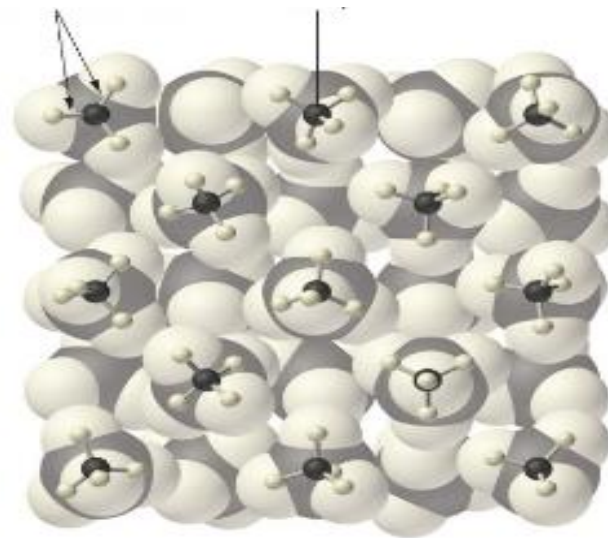
Υπάρχουν ουσίες οι οποίες αποτελούνται από ιόντα και όχι από μόρια.

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

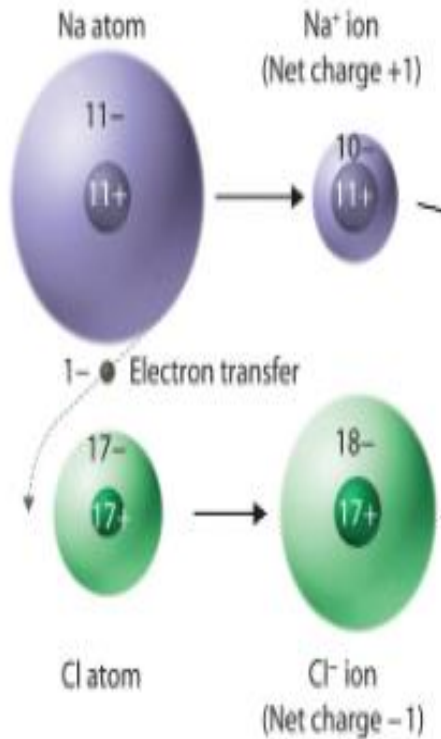




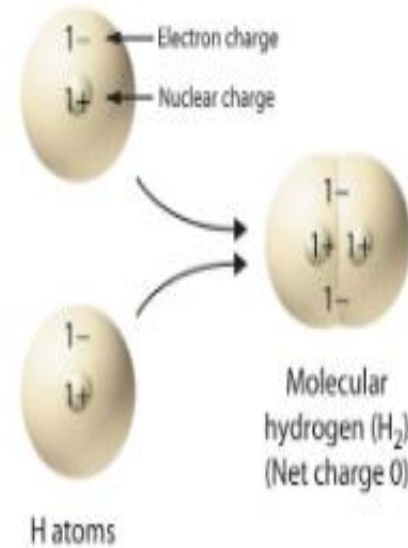
(a) Ionic solid: strong electrostatic interactions



(b) Molecular solid: weak intermolecular forces



(b) Ionic bonding



(a) Covalent bonding

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.

- **Fe₂O₃**: 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)

Θετικό
φορτίο

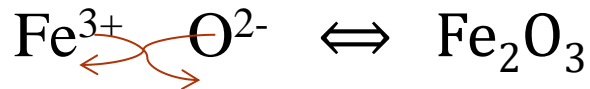
Άθροισμα φορτίων = Μηδέν

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

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+}						

Εμπειρικός τύπος (ΕΤ)

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

Π.χ. (ΕΤ)
 $(\text{CH})_v$

$(\text{CH}_2\text{O})_v$

Μοριακός τύπος (ΜΤ)

- Δείχνει τον ακριβή αριθμό των ατόμων κάθε στοιχείου που περιέχεται σε ένα μόριο.

Π.χ. (ΜΤ)

C_2H_2 ακετυλένιο

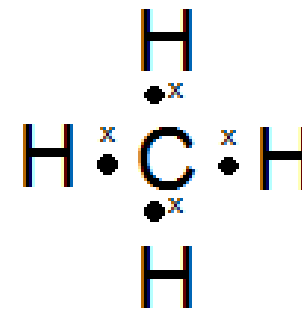
C_6H_6 βενζόλιο

CH_2O φορμαλδεΐδη

$\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$ οξικό οξύ

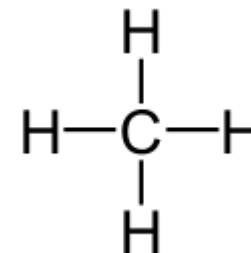
Ηλεκτρονικός τύπος

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



Συντακτικός τύπος

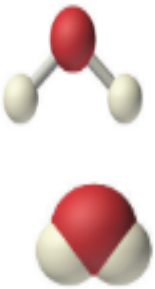

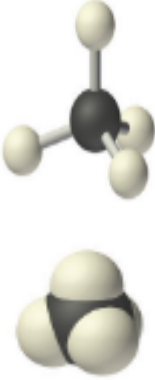
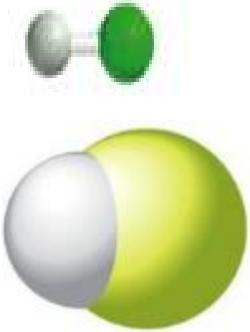
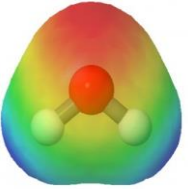


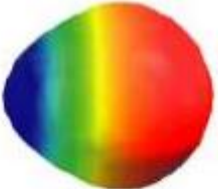
- Περιγράφει τη γεωμετρική διάταξη των ατόμων στο επίπεδο



Στερεοχημικός τύπος

- Περιγράφει τη γεωμετρική διάταξη των ατόμων στο χώρο



	ΝΕΡΟ	ΑΜΜΩΝΙΑ	ΜΕΘΑΝΙΟ	ΥΔΡΟΦΘΟΡΙΟ
Μοριακός Τύπος	H₂O	NH₃	CH₄	HF
Συντακτικός Τύπος	H-O-H	$\begin{array}{c} \text{H}-\text{N}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{C}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	H-F
Μοριακά μοντέλα (σφαίρας-ράβδου και πλήρωσης χώρου)				
Χάρτης ηλεκτροστατικού δυναμικού				

Κανόνες πρόβλεψης φορτίου μονοατομικών ιόντων

- Τα περισσότερα κατιόντα μεταλλικών στοιχείων των κύριων ομάδων του ΠΠ, έχουν φορτίο ίσο με τον αριθμό της ομάδας στην οποία ανήκουν. Παραδείγματα : Al^{3+} , Ca^{2+} , K^{+} .
- Εξαίρεση αποτελούν κάποια μεταλλικά στοιχεία που χαρακτηρίζονται από υψηλό ατομικό αριθμό. Αυτά συνήθως δίνουν κατιόντα που έχουν φορτίο ίσο με τον αριθμό της ομάδας που ανήκουν, μείον 2. Ταυτόχρονα δίνουν και κατιόντα με φορτίο ίσο με τον αριθμό της ομάδας στην οποία ανήκουν. Παραδείγματα αποτελούν ο κασσίτερος, Sn^{2+} , Sn^{4+} και ο μόλυβδος, Pb^{2+} Pb^{4+} (στοιχεία της 4^{ης} ομάδας και τα δύο).

- Τα κατιόντα των μεταβατικών στοιχείων του ΠΠ, δίνουν περισσότερα του ενός κατιόντα, ένα εκ των οποίων με φορτίο 2+. Παράδειγμα Hg^{1+} [Υδράργυρος(I)], Hg^{2+} [Υδράργυρος(II)], Cu^{1+} [Χαλκός(I)], Cu^{2+} [Χαλκός(II)].
- Το φορτίο μονοατομικού ανιόντος αμέταλλου κύριας ομάδας, ισούται με τον αριθμό της ομάδας στην οποία ανήκει αυτό, μείον τον αριθμό 8.
Παραδείγματα:
 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	
														N ³⁻	O ²⁻	F ⁻	
Li ⁺											Al ³⁺			S ²⁻	Cl ⁻		
Na ⁺	Mg ²⁺				Cr ²⁺	Mn ²⁺	Fe ²⁺	Co ²⁺		Cu ⁺	Zn ²⁺					Br ⁻	
					Cr ³⁺	Mn ³⁺	Fe ³⁺	Co ³⁺		Cu ²⁺							
K ⁺	Ca ²⁺																
Rb ⁺	Sr ²⁺									Ag ⁺	Cd ²⁺		Sn ²⁺			I ⁻	
													Sn ⁴⁺				
Cs ⁺	Ba ²⁺										Hg ₂ ²⁺		Pd ²⁺				
													Pd ⁴⁺				

Κανόνες ονοματολογίας μονοατομικών ιόντων

- Όταν κάποιο στοιχείο έχει μόνο ένα μονοατομικό κατιόν, τότε αυτό παίρνει το όνομα του στοιχείου.

Παραδείγματα

- K^+ : ιόν καλίου
- Al^{3+} : ιόν αργίλιου
- 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.

Παραδείγματα

- Cu^{1+} : ιόν χαλκού(I)
- Cu^{2+} : ιόν χαλκού (II)

- **Αρκετά στοιχεία μετάπτωσης δίνουν ένα κατιόν που παίρνει το όνομα του στοιχείου. Παράδειγμα το Cd^{2+} ονομάζεται ιόν καδμίου, όμως δεν είναι λάθος να γράψουμε ιόν καδμίου(II).**
- **Τα μονοατομικά ανιόντα ονομάζονται με τη ρίζα της ονομασίας του στοιχείου και την κατάληξη -ιδιο.**

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	<div style="background-color: #008000; color: white; padding: 5px; text-align: center;"> Τα στοιχεία με το πράσινο χρώμα, δεν δίνουν κανονικά ενώσεις που να εμπεριέχουν μονοατομικά ιόντα </div>						H ⁻ υδρίδιο
2 ^η Περίοδος	Li ⁺ ión λιθίου	Be ²⁺ ión βηρυλλίου	B	C	N ³⁻ ión νιτριδίου	O ²⁻ ión οξειδίου	F ⁻ ión φθοριδίου
3 ^η Περίοδος	Na ⁺ ión νατρίου	Mg ²⁺ ión μαγνησίου	Al ³⁺ ión αργιλίου	Si	P	S ²⁻ ión σουλφιδίου	Cl ⁻ ión χλωριδίου
4 ^η Περίοδος	K ⁺ ión καλίου	Ca ²⁺ ión ασβεστίου	Ga ³⁺ ión γαλλίου	Ge	As	Se ²⁻ ión σεληνιδίου	Br ⁻ ión βρωμιδίου
5 ^η Περίοδος	Rb ⁺ ión ρουβιδίου	Sr ²⁺ ión στροντίου	In ³⁺ ión ίνδιου	Sn ²⁺ ión κασσιτέρου(I I)	Sb	Te ²⁻ ión τελουριδίου	I ⁻ ión ιωδιδίου
6 ^η Περίοδος	Cs ⁺ ión καισίου	Ba ²⁺ ión βαρίου	Tl ⁺ íον θαλλίου (I), Tl ³⁺ íον θαλλίου(III)	Pb ²⁺ íον μολύβδου(II)	Bi ³⁺ íον 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 που
αποτελούνται από δυο
ή περισσότερα άτομα
χημικά ενωμένα
μεταξύ τους και με
καθαρό φορτίο

- 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 την κατάληξη **-ικό** (όταν το οξοανιόν έχει το μεγαλύτερο αριθμό ατόμων οξυγόνου) ή **ώδες** (όταν το οξοανιόν έχει το μικρότερο αριθμό ατόμων οξυγόνου).

- Εάν υπάρχουν περισσότερα των 2 οξοανιόντα, χρησιμοποιούνται και τα προθέματα υπο- και υπερ-

➤ Εάν για παράδειγμα έχουμε 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.

Παράδειγμα

ClO_2^- : Χλωριώδες

ClO^- : Υποχλωριώδες

❖ Τα **άλλα 2** παίρνουν την **κατάληξη -ικό** το ένα και όποιο έχει τα περισσότερα οξυγόνα το **πρόθεμα υπερ-**.

Παράδειγμα

ClO_3^- : Χλωρικό

ClO_4^- : Υπερχλωρικό

- **Οξοανιόντα ενωμένα με ένα ή περισσότερα ιόντα υδρογόνου (H^+).**

Παράδειγμα

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

Όνομα	Τύπος	Βιβλιογραφική Πηγή: Σύγχρονη Γενική Χημεία ΑΡΧΕΣ ΚΑΙ ΕΦΑΡΜΟΓΕΣ Ebbing Gammon, Μετάφραση Ν. Κλούρας,
Υδράργυρος(I)	Hg_2^{2+}	
Αμμώνιο	NH_4^+	
Κυανίδιο	CN^-	
Θειοκυανίδιο	SCN^-	
Ανθρακικό	CO_3^{2-}	
Υδροανθρακικό	HCO_3^-	
Οξικό	CH_3COO^- , $(\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-)$	
Οξαλικό	$-\text{OOC}\text{COO}-$, $(\text{C}_2\text{O}_4^{2-})$	
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
δυναμικές
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 δυναμικά οξέα (H και αμέταλλο π.χ. HCl)

Όσες
αποτελούνται από
μέταλλο και
αμέταλλο

Ιοντικές ενώσεις: Κανόνες ονοματολογίας

Η ονομασία μιας ιοντικής ένωσης προκύπτει από το όνομα του ανιόντος και το όνομα του μεταλλικού στοιχείου. Στο τέλος αναγράφεται μέσα σε παρένθεση λατινικός αριθμός, που αντιστοιχεί στο φορτίο του μεταλλικού ιόντος.

Για παράδειγμα: FeCl_2 χλωρίδιο του σιδήρου(II)
 FeCl_3 χλωρίδιο του σιδήρου(III)
 NaCl χλωρίδιο του νατρίου

Παράλειψη του
λατινικού
αριθμού, γιατί το
Na δίνει μόνο
ένα κατιόν

Ονομασία Βάσεων Μετάλλων

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

Διαδικές 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	III A	IV A		V A						V I A		V I I A				

Π.χ. NF_3 , όχι ~~F_3N~~

Κανόνες ονοματολογίας δυαδικών ομοιοπολικών ενώσεων

- 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.

Παραδείγματα

- SF₄ τετραφθορίδιο του θείου
- SF₆ εξαφθορίδιο του θείου
- ClO₂ διοξείδιο του χλωρίου
- CO₂ διοξείδιο του άνθρακα
- Cl₂O₇ επταοξείδιο του διχλωρίου

H₂O νερό, NH₃
αμμωνία
Έχει
επικρατήσει η
παλιά
ονομασία τους

Παραδείγματα

- NaF φθορίδιο του νατρίου
- Li₂O οξείδιο του λιθίου
- FeBr₃ βρωμίδιο του σιδήρου(III)
- SnF₄ φθορίδιο του κασσιτέρου(IV)
- MgS σουλφίδιο του μαγνησίου
- CaI₂ ιωδίδιο του ασβεστίου
- NiO οξείδιο του νικελίου(II)
- NaH υδρίδιο του νατρίου
- Hg₂Cl₂ χλωρίδιο του υδραργύρου(I)
- NH₄I ιωδίδιο του αμμωνίου

Βιβλιογραφική Πηγή: Σπηλιόπουλος, Ι., Βάκρος, Ι. 2015. Ονοματολογία
Ανόργανων Χημικών Ενώσεων. Σύνδεσμος Ελληνικών Ακαδημαϊκών
Βιβλιοθηκών. κεφ 3

Ονοματολογία οξοανιόντων

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.

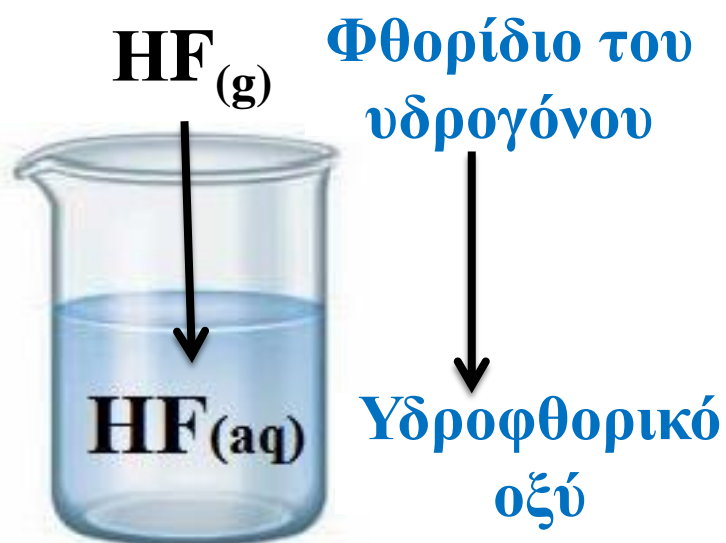
Οξοοξύ	Ονοματολογία
H_2CO_3	Ανθρακικό οξύ
HNO_2	Νιτρώδες οξύ
HNO_3	Νιτρικό οξύ
H_3PO_4	Φωσφορικό οξύ
H_2SO_3	Θειώδες οξύ
H_2SO_4	Θειικό οξύ
$HClO$	Υποχλωριώδες οξύ
$HClO_2$	Χλωριώδες οξύ
$HClO_3$	Χλωρικό οξύ
$HClO_4$	Υπερχλωρικό οξύ

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)

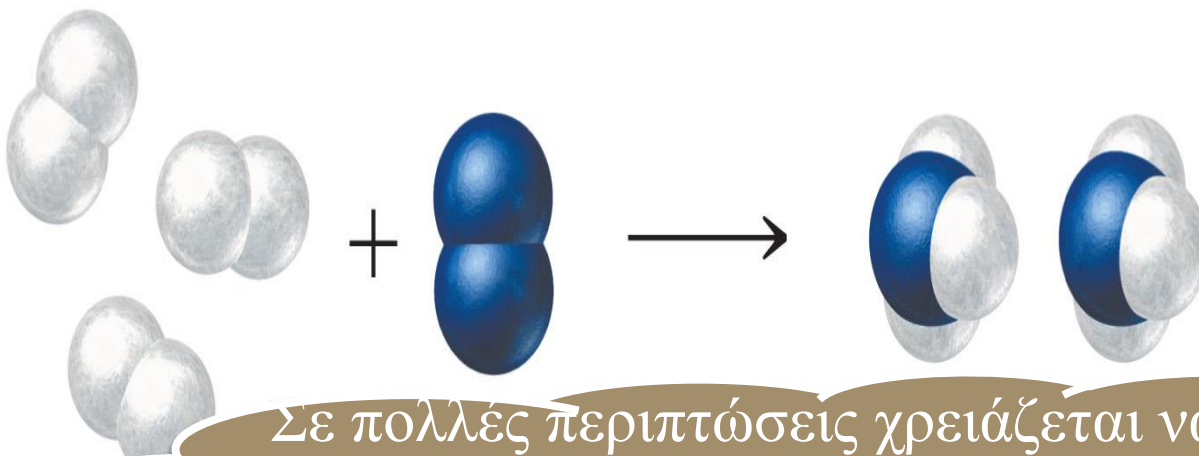
Παραδείγματα

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

Αναγραφή χημικών εξισώσεων
Ισοστάθμιση χημικών εξισώσεων
Είδη χημικών αντιδράσεων

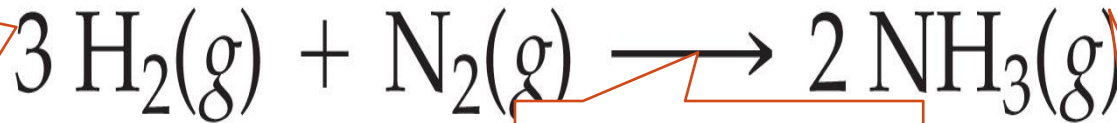
Χημική εξίσωση είναι η παράσταση μιας χημικής αντίδρασης με τη χρήση συμβόλων και χημικών τύπων



	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

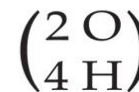
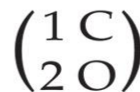
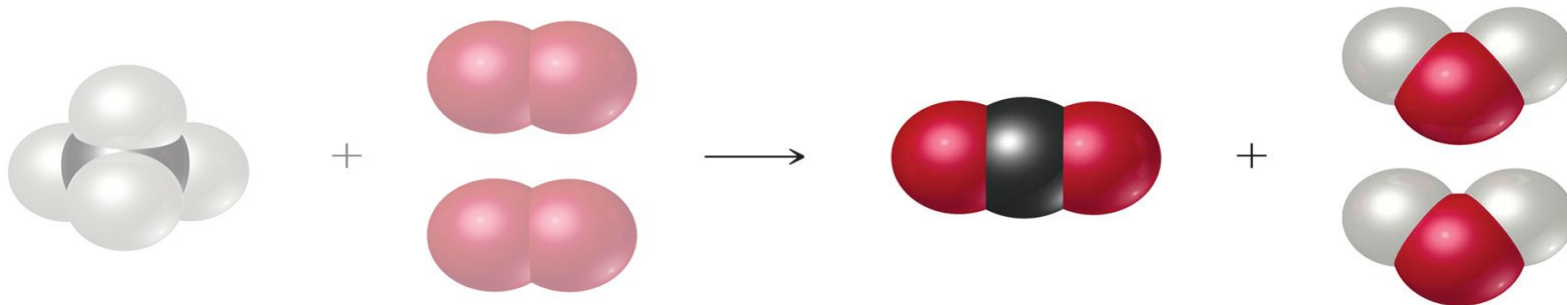


© 2012 Pearson Education, Inc.

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.



Chemical
symbol

Meaning

Composition

H_2O

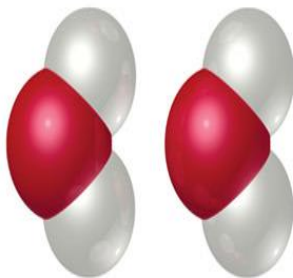
One molecule
of water:



Two H atoms and one O atom

$2 \text{H}_2\text{O}$

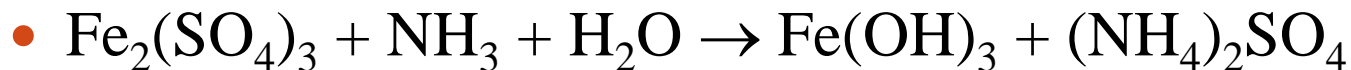
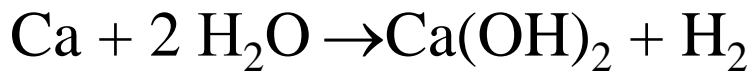
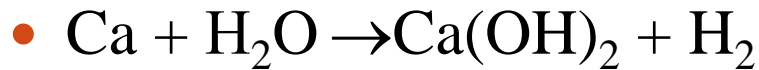
Two molecules
of water:



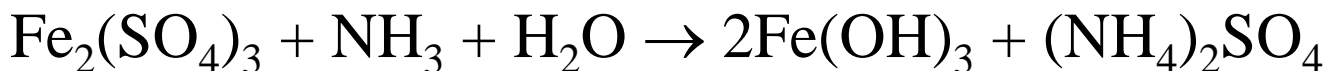
Four H atoms and two O atoms

Ισοστάθμιση χημικών εξισώσεων απλών αντιδράσεων

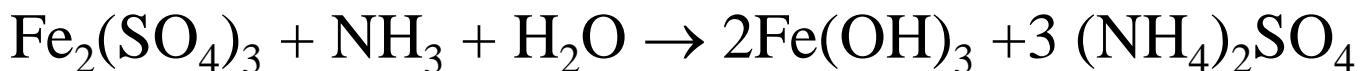
- Αναγράφεται η χημική εξίσωση που δείχνει τα αντιδρώντα και τα προϊόντα.
- Η εξίσωση ισοσταθμίζεται μόνο με αλλαγές στον αριθμό των μορίων αρχίζοντας από το πιο πολύπλοκο είδος της χημικής εξίσωσης.
- Όπου εμπλέκονται μοριακό οξυγόνο και νερό, (πχ. αντιδράσεις οξειδωσης) ισοσταθμίζονται τελευταία γιατί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



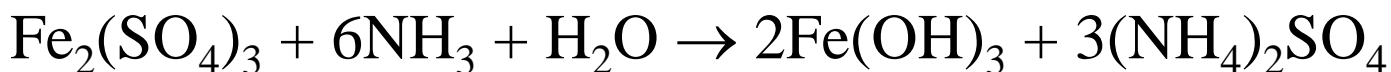
Πρώτα ισοσταθμίζουμε τα άτομα σιδήρου



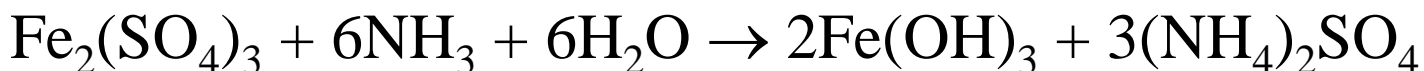
Μετά ισοσταθμίζουμε τα άτομα θείου



Μετά τα άτομα αζώτου



Τέλος ισοσταθμίζουμε τα άτομα οξυγόνου και υδρογόνου



Ισοσταθμίστε τις εξισώσεις

- $\text{O}_2 + \text{PCl}_3 \rightarrow \text{POCl}_3$
- $\text{P}_4 + \text{N}_2\text{O} \rightarrow \text{P}_4\text{O}_6 + \text{N}_2$
- $\text{As}_2\text{S}_3 + \text{O}_2 \rightarrow \text{As}_2\text{O}_3 + \text{SO}_2$
- $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$
- $\text{SiO}_2 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}_4\text{SiO}_4(\text{aq})$

Υπολογισμοί με χημικούς τύπους και Χημικές Εξισώσεις

Μοριακή μάζα-Τυπική μάζα

Η έννοια του mole

Στοιχειομετρία χημικής αντίδρασης

Μοριακή μάζα ουσίας – Τυπική Μάζα ουσίας

- **Η τιμή της μοριακής μάζας (MM) μιας 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 της τυπική μάζα (TM) μιας 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.

Παραδείγματα

Να υπολογίσετε με ακρίβεια τριών δεκαδικών ψηφίων την τυπική μάζα των ουσιών που ακολουθούν:

- CHCl_3
- $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$
- NO_2
- $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$
- NaOH
- $\text{Mg}(\text{OH})_2$

Δίνονται ως δεδομένα τα εξής:

ΑΜ του C = 12,01 amu

ΑΜ του Cl = 35,45 amu

ΑΜ του S = 32,07 amu

ΑΜ του N = 14,01 amu

ΑΜ του Na = 22,99 amu

ΑΜ του H = 1,008 amu

ΑΜ του Fe = 55,85 amu

ΑΜ του O = 16,00 amu

ΑΜ του Mg = 24,31 amu

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.

Εφαρμογή


- Να δώσετε τους μοριακούς τύπους και να υπολογίσετε με ακρίβεια τριών δεκαδικών ψηφίων, την τυπική μάζα για τις ενώσεις που ακολουθούν




Θεωρήστε ως δεδομένα για τις απαντήσεις σας τα εξής:

ΑΜ του H=1,00 ΑΜ του C =12,01 ΑΜ του Cl = 35,45


ΑΜ του N = 14,01 ΑΜ του O = 16,00

 Υδρογόνο

 Άνθρακας

 Χλώριο

 Άζωτο

 Οξυγόνο

Η έννοια του mole

Οι αριθμοί των μορίων ή των ιόντων που διαχειρίζεται όποιος παρασκευάζει μια ένωση στη βιομηχανία, ή μελετά μια αντίδραση στο εργαστήριο, είναι εξαιρετικά μεγάλοι. Για διευκόλυνση χρησιμοποιείται από τους χημικούς η έννοια του mole.

**Γραμμομόριο
ή mole
Σύμβολο mol**

Ονομάζεται, η **ποσότητα** μιας δεδομένης ουσίας, που περιέχει τόσα μόρια, 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 H₂O

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 H₂O = άθροισμα ατομικών μαζών όλων των ατόμων που μετέχουν στο μόριο H₂O =
2x1,0079+15,999 = 18,0148 amu

Άρα 1 mol H₂O περιέχει 18,0148 g

Μάζα ενός μορίου H₂O = $\frac{18,0148 \text{ g}}{6,02 \times 10^{23}} = 2,99 \times 10^{-23} \text{ g}$

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

Εφαρμογή 1^η: Να υπολογίσετε τη μάζα ενός mole, καθώς και τη μάζα ενός μορίου, κάθε μιας από τις χημικές ουσίες που ακολουθούν:

- $(\text{NH}_4)_2\text{S}$
- Fe_2O_3
- KClO_4
- SF_6
- $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$

Εφαρμογή 2^η: Να υπολογίσετε τη μάζα ενός mole, καθώς και τη μάζα ενός μορίου, κάθε μιας από τις χημικές ουσίες που ακολουθούν

- Υδρίδιο του λιθίου
- Υδροξείδιο του ασβεστίου
- Βρωμίδιο χαλκού (II)

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 mol $\text{AgCrO}_4 = 222,87$ 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 mol $\text{KCl} = 74,551$ g

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

Εφαρμογή 3^η: Μετατρέψτε σε g τα moles των ακόλουθων:

- 0,200 moles H₂S
- 0,100 moles KI
- 1,500 moles KClO
- 0,750 moles NaOH
- $3,40 \times 10^{-5}$ moles Na₂CO₃

Εφαρμογή 4^η: Μετατρέψτε τα g σε moles για τα ακόλουθα:

- 2,00 grams of H₂O
- 75,57 grams of KBr
- 100,00 grams of KClO₄
- 8,76 grams of NaOH
- 0,75 grams of Na₂CO₃

- Πόσα μόρια υπάρχουν σε ένα δείγμα HCl μάζας 3,46 g;

Ο αριθμός μορίων σε ένα δείγμα, εξαρτάται άμεσα από τα moles της ουσίας
 1 mol HCl περιέχει $6,02 \times 10^{23}$ μόρια HCl

Άρα πρώτα υπολογίζουμε πρώτα τα moles

$$\text{Αριθμός mol HCl: } 3,46 \text{ g HCl} \times \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,45 \text{ g HCl}} = 0,095 \text{ mol HCl}$$

$$\text{Αριθμός μορίων HCl: } 0,095 \text{ mol HCl} \times \frac{6,022 \times 10^{23} \text{ μόρια HCl}}{\text{mol HCl}} = 0,57 \times 10^{23} \text{ μόρια HCl}$$

- Να υπολογιστεί ο αριθμός των ατόμων σε 9,42 g Li, αν η ατομική μάζα Li = 6,941 amu.

Πάλι πρώτα
υπολογίζουμε τα
moles

Γραμμομοριακή μάζα Li = 6,941g mol⁻¹

$$\text{mol Li} = 9,42 \text{ g Li} \times \frac{1 \text{ mol Li}}{6,941 \text{ g Li}} = 1,357 \text{ mol Li}$$

$$\text{Αριθμός ατόμων Li} = 1,357 \text{ mol Li} \times \frac{6,022 \times 10^{23} \text{ άτομα Li}}{1 \text{ mol Li}} = 8,17 \times 10^{23} \text{ άτομα Li}$$

- Να υπολογιστεί ο αριθμός μορίων σε 63 g NH₃

Μοριακή μάζα NH₃ = [14,01 + 3×1,008]amu = 17,03 amu

Μάζα 1 mol NH₃ = 17,03 g mol⁻¹

Άρα 63 g NH₃ = $63 \text{ g NH}_3 \times \frac{1 \text{ mol NH}_3}{17,03 \text{ g NH}_3} = 3,70 \text{ mol NH}_3$

Αριθμός μορίων NH₃ σε 3,70 mol NH₃ =

= $3,70 \text{ mol NH}_3 \times \frac{6,02 \times 10^{23} \text{ μόρια NH}_3}{\text{mol NH}_3} = 22,27 \times 10^{23} \text{ μόρια NH}_3$

Υπολογισμός Εκατοστιαίας περιεκτικότητας από το χημικό τύπο

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

Π.χ 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 1 mole K (39,1 g), 1 mole Cl (35,45 g) και 4 mole O (64g)

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

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

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

Υπολογίστε την % σύσταση της φορμαλδεΐδης CH_2O εάν $A_B C = 12,0 \text{ u}$ $A_B H = 1,01 \text{ u}$ και $A_B O = 16,0 \text{ u}$.

Η φορμαλδεΐδη, είναι ένα τοξικό αέριο με οξεία οσμή. Μεγάλες ποσότητες της καταναλώνονται στη βιομηχανία πλαστικών και τα υδατικά της διαλύματα χρησιμοποιούνται για τη διατήρηση βιολογικών δειγμάτων.

Μοριακή μάζα $\text{CH}_2\text{O} = [(12,0) + 2 \times (1,01) + (16,0)] \text{amu} = 30,0 \text{ amu}$

Ένα mol CH_2O έχει μάζα $30,0 \text{ g mol}^{-1}$ και περιέχει:

1 mole C (12,0 g), 2 mole H ($2 \times 1,01 \text{ g}$) και 1 mole O (16,0 g)

$$\% \text{ C} = (12,0 \text{ g} / 30,0 \text{ g}) \times 100\% = 40,0\%$$

$$\% \text{ H} = (2 \times 1,01 / 30,0) \times 100\% = 6,73\%$$

$$\% \text{ O} = 100\% - (40\% + 6,73\%) = 53,3\%$$

Υπολογίστε τα g άνθρακα που υπάρχουν σε 83,5 g φορμαλδεΐδης.

Να χρησιμοποιηθεί η εκατοστιαία σύσταση, η οποία βρέθηκε στο προηγούμενο παράδειγμα 40% C, 6,73% H και 53,3% O

Η ένωση CH_2O , περιέχει 40,0% C, άρα η μάζα του C σε 83,5 g CH_2O είναι $83,5 \text{ g} \times 0,400 = 33,4 \text{ g}$

Να υπολογίσετε την % σύσταση του νιτρικού αμμωνίου NH_4NO_3 , εάν $A_B \text{ N} = 14,0 \text{ u}$, $A_B \text{ H} = 1,01 \text{ u}$, $A_{BO} = 16,0 \text{ u}$

Το νιτρικό αμμώνιο, παρασκευάζεται από νιτρικό οξύ και αμμωνία και χρησιμοποιείται σαν αζωτούχο λίπασμα.

$$M_R \text{ NH}_4\text{NO}_3 = 2 \times (14,0) + 4 \times (1,01) + 3 \times (16,0) = 80,0$$

Ένα mol NH_4NO_3 έχει μάζα $80,0 \text{ g mol}^{-1}$ και περιέχει:

2 mole N ($2 \times 14,0 \text{ g}$), 4 mole H ($4 \times 1,01 \text{ g}$)

και 3 mole O ($3 \times 16,0 \text{ g}$)

$$\% \text{ N} = (28,0 \text{ g} / 80,0 \text{ g}) \times 100\% = 35,0\%$$

$$\% \text{ H} = (4 \times 1,01 / 80,0) \times 100\% = 5,05\%$$

$$\% \text{ O} = 100\% - (35,0\% + 5,05\%) = 59,95\%$$

Πόσα g αζώτου N, βρίσκονται σε λίπασμα το οποίο περιέχει 48,5 g νιτρικό αμμώνιο και καμία άλλη αζωτούχο ένωση.

Να χρησιμοποιηθούν τα στοιχεία της εκατοστιαίας σύστασης του προηγούμενου παραδείγματος (35% N)

Η ένωση, NH_4NO_3 περιέχει 35% N, άρα η μάζα του N σε 48,5 g νιτρικού αμμωνίου είναι $48,5 \times 0,35 \text{ g} = 17 \text{ g}$

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.**

Παράδειγμα

Σε μια χημική αντίδραση σχηματίζεται ίζημα με την εξής % κβ σύσταση:

- **Ca = 39,74**
- **P = 18,42**
- **O = 38,07**
- **F = 3,77**

Προσδιορίστε το χημικό τύπο της ένωσης.

	%κβ	Μάζα (g)	ΑΒ amu	Μετατροπή μάζας σε moles	Διαιρώ όλα με το μικρότερο
Ca	39,74	39,74	40,08	0,9915	<u>0,9915</u> = 5,0 0,20
P	18,42	18,42	30,97	0,5948	<u>0,5948</u> = 3,0 0,20
O	38,07	38,07	16,00	2,4	<u>2,4</u> = 12 0,20
F	3,77	3,77	19,00	0,20	<u>0,20</u> = 1 0,20

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)	ΑΒ 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

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

- Να βρείτε τον μοριακό τύπο της ακεταλδεΐδης, εάν η μοριακή της μάζα είναι 44 amu και η εκατοστιαία σύσταση της είναι 54,5% C, 9,2% H και 36,3% O

Λύση

$$54,5 \text{ g C} \times \frac{1 \text{ mol C}}{12,01} = 4,54$$

$$9,2 \text{ g H} \times \frac{1 \text{ mol H}}{1,01} = 9,1$$

$$36,3 \text{ g O} \times \frac{1 \text{ mol O}}{16,00} = 2,27$$

Διαιρούμε με το μικρότερο Για τον C: $4,54/2,27 = 2,00$

για το H: $9,1/2,27 = 4,0$ Για το O: $2,27/2,27 = 1$

Άρα $n = \frac{\text{μοριακή μάζα}}{\text{μάζα εμπειρικού τύπου}} = \frac{44 \text{ amu}}{44 \text{ amu}} = 1$ Άρα ο ΜΤ είναι $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}$

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:

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

ΠΡΟΣΟΧΗ

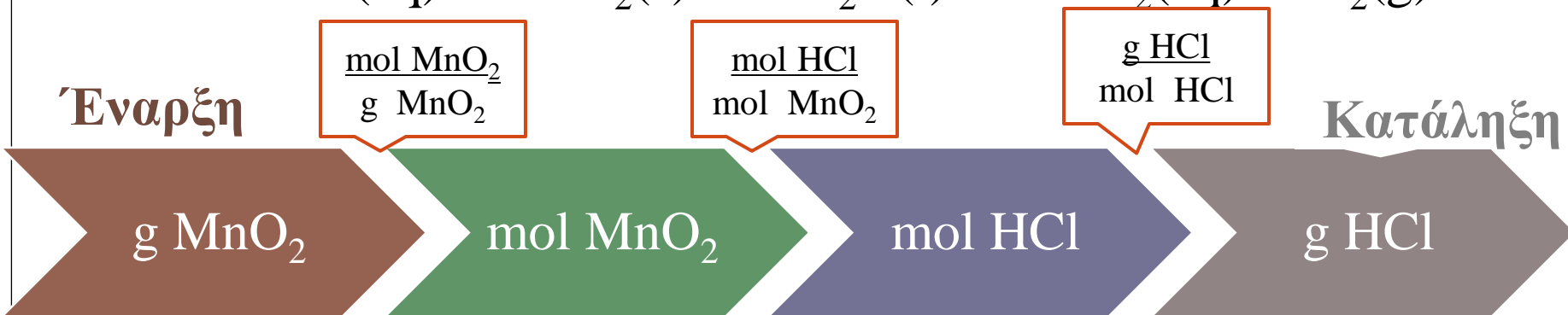
Συνολική μάζα αντιδρώντων =
Συνολική Μάζα προϊόντων

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:



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

Ασκήσεις-Ερωτήσεις

Πηγή: Σύγχρονη Γενική Χημεία Αρχές και Εφαρμογές Ebbing Gammon

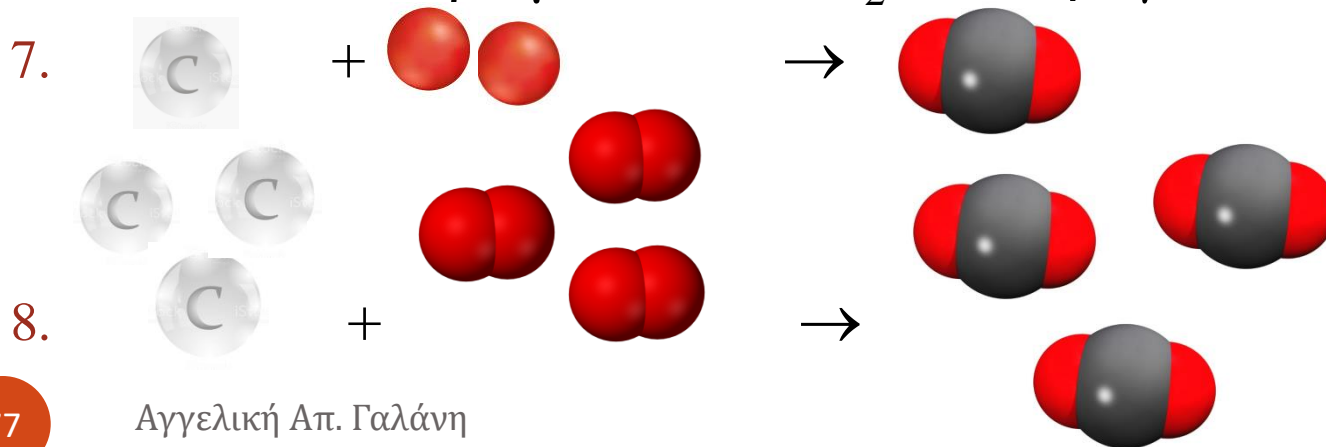
Μετάφραση: Νικόλαος Δ. Κλούρας Καθηγητής Τμήματος Χημείας Π.Π.

- Το νάτριο είναι δραστικό μέταλλο που αντιδρά έντονα με το νερό και δίνει αέριο υδρογόνο και διάλυμα υδροξειδίου του νατρίου. Πόσα g μεταλλικού νατρίου απαιτούνται για να παραχθούν 7,81 g υδρογόνου;
- Σουλφίδιο του ψευδαργύρου, (ZnS) θερμαίνεται με αέριο οξυγόνο και παράγεται οξειδίο του ψευδαργύρου, (ZnO) και διοξείδιο του θείου, (SO_2). Πόσα Kg αερίου οξυγόνου ενώνονται με $5,00 \times 10^3$ g σουλφιδίου του ψευδαργύρου για να δώσουν ZnO και SO_2 ;
- Με θέρμανση οξειδίου του υδραργύρου(II), HgO , παρασκευάζεται οξυγόνο και μεταλλικός υδράργυρος, (1774, Βρετανός χημικός Joseph Priestley). Αν παραχθούν 6,47 g οξυγόνου πόσα γραμμάρια μεταλλικού υδραργύρου παράγονται επίσης;

• Δίνεται η αντίδραση: $C(s) + O_2(s) \rightarrow CO_2(g)$

Ποιες από τις προτάσεις οι οποίες ακολουθούν είναι λανθασμένες και γιατί;

1. 1 άτομο άνθρακα αντιδρά με 1 μόριο οξυγόνου και παράγει ένα μόριο CO_2 .
2. 1 g C αντιδρά με 1 g O_2 και παράγει 2 g CO_2 .
3. 1 g C αντιδρά με 0,5 g O_2 και παράγει 1 g CO_2
4. 12 g C αντιδρούν με 32 g O_2 και παράγουν 44 g CO_2 .
5. 1 mol C αντιδρά με 1 mol O_2 και παράγει 1 mol CO_2 .
6. 1 mol C αντιδρά με 0,5 mol O_2 και παράγει 1 mol CO_2 .



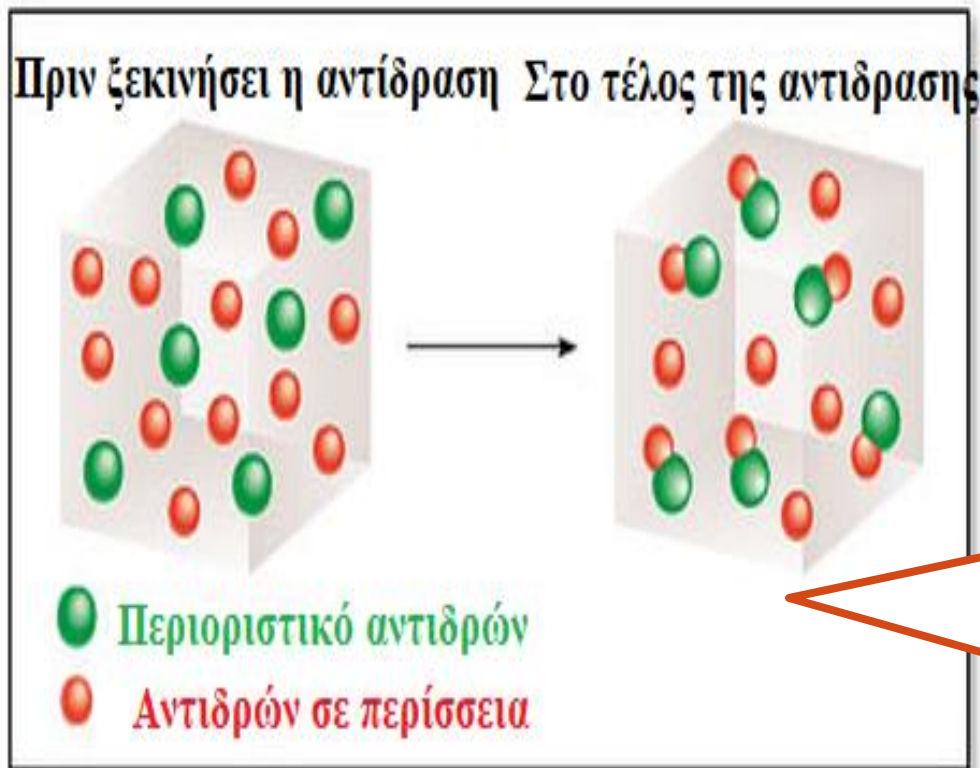
Περιοριστικό αντιδρών χημικής αντίδρασης

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

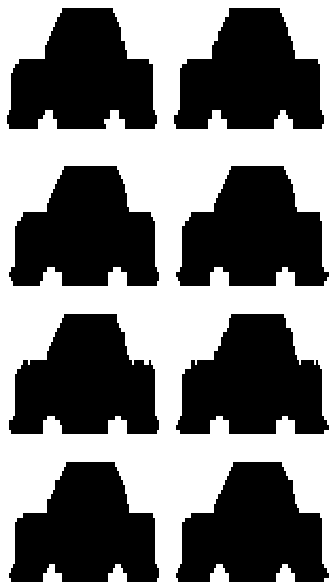
Εκείνο που στο τέρμα της αντίδρασης καταναλώνεται πλήρως.

Αντιδρών σε περίσσεια

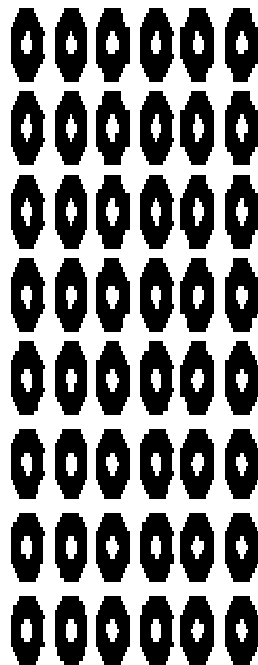
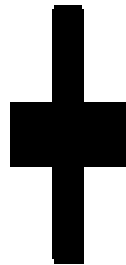
Εκείνο που δεν καταναλώνεται πλήρως.



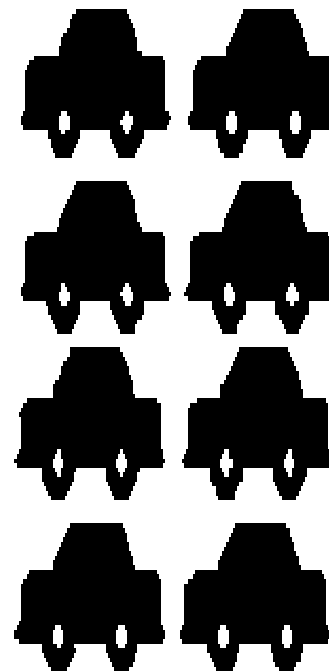
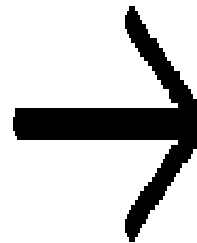
Η αντίδραση σταματά όταν ένα από τα αντιδρώντα εξαντληθεί.



8 σκελετοί αυτοκινήτων



48 ρόδες



8 αυτοκίνητα

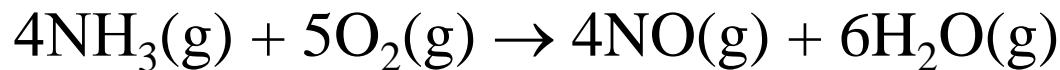
16 ρόδες
επιπλέον

Παράδειγμα

- 2,00 g αμμωνίας αναμιγνύονται με 4,00 g οξυγόνου και παράγεται μονοξείδιο του αζώτου, NO και νερό. Ποιο είναι το περιοριστικό αντιδρών; Πόσα g του αντιδρώντος που βρίσκεται σε περίσσεια περισσεύουν μετά το τέλος της αντίδρασης;

Λύση

Πρώτα γράφουμε την ισοσταθμισμένη χημική εξίσωση



Λαμβάνονται υπόψιν οι συντελεστές της ισοσταθμισμένης χημικής εξίσωσης και εξετάζεται πόσο προϊόν (NO) θα σχηματιζόταν στην περίπτωση που θεωρήσουμε ότι κάθε αντιδρών καταναλώνεται πλήρως κατά την αντίδραση.

Εκείνο το αντιδρών το οποίο θα δώσει τη μικρότερη ποσότητα προϊόντος θα είναι το περιοριστικό αντιδρών.



$$2,00 \text{ g NH}_3 \times \frac{1 \text{ mol NH}_3}{17,0 \text{ g NH}_3} \times \frac{4 \text{ mol NO}}{4 \text{ mol NH}_3} = \mathbf{0,12 \text{ mol NO}}$$

$$4,00 \text{ g O}_2 \times \frac{1 \text{ mol O}_2}{32,0 \text{ g O}_2} \times \frac{4 \text{ mol NO}}{5 \text{ mol O}_2} = \mathbf{0,1 \text{ mol NO}}$$

$$4,00 \text{ g O}_2 \times \frac{1 \text{ mol O}_2}{32,0 \text{ g O}_2} \times \frac{4 \text{ mol NH}_3}{5 \text{ mol O}_2} \times \frac{17,0 \text{ g NH}_3}{1 \text{ mol NH}_3} = 1,70 \text{ g NH}_3$$

Άρα το περιοριστικό αντιδρών είναι το O_2 το οποίο δίνει τη μικρότερη ποσότητα προϊόντος.

Άρα περισσεύουν $(2 - 1,70) \text{ g NH}_3 = 0,30 \text{ g NH}_3$

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).

Στην προηγούμενη αντίδραση η θεωρητική απόδοση για το NO είναι 3,00 g.

$$0,1 \text{ mol NO} \times \frac{30,0 \text{ g NO}}{1 \text{ mol NO}} = 3,00 \text{ g NO}$$

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, IKE.
- 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/Lecture/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_Compo](https://chem.libretexts.org/Bookshelves/General_Chemistry/Map%3A_General_Chemistry_(Petrucci_et_al.)/03%3A_Chemical_Compounds/3.1%3A_Types_of_Chemical_Compo)
- <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