4

ΣΤΟΙΧΕΙΟΜΕΤΡΙΑ

ΠΕΡΙΕΧΟΜΕΝΑ

4.1 Βασικές έννοιες για τους χημικούς υπολογισμούς: σχετική ατομική μάζα (ατομικό βάρος), σχετική μοριακή μάζα (μοριακό βάρος), mol, αριθμός Avogadro, γραμμομοριακός όγκος
4.2 Καταστατική εξίσωση των αερίων
4.3 Συγκέντρωση διαλύματος-Αραίωση, ανάμειξη διαλυμάτων
4.4 Στοιχειομετρικοί υπολογισμοί
Ερωτήσεις - Προβλήματα

ΟΙ ΣΤΟΧΟΙ

Στο τέλος αυτής της διδακτικής ενότητας θα πρέπει να μπορείς:

- Να ορίζεις τι είναι σχετική ατομική μάζα (ατομικό βάρος) και τι σχετική μοριακή μάζα (μοριακό βάρος).
- Να αναλύεις την έννοια του mol και του γραμμομοριακού όγκου, παίρνοντας σαν βάση την υπόθεση Avogadro.
- Να υπολογίζεις τη μάζα, τον όγκο αερίου (σε STP συνθήκες) ή τον αριθμό μορίων, αν γνωρίζεις τον αριθμό των mol μιας καθαρής ουσίας και αντίστροφα
- Να διατυπώνεις τους νόμους των αερίων. Να υπολογίζεις ένα από τα μεγέθη *P, V, T*, η μιας αέριας καθαρής ουσίας ή μίγματος, αν γνωρίζεις τα υπόλοιπα τρία μεγέθη. Να υπολογίζεις, μέσω της καταστατικής εξίσωσης την πυκνότητα ή τη σχετική μοριακή μάζα ενός αερίου.
- Να εκφράζεις τη συγκέντρωση ενός διαλύματος και να υπολογίζεις τη τιμή αυτής σ' ένα διάλυμα, αν γνωρίζεις τη μάζα της διαλυμένης ουσίας και τον όγκο του διαλύματος. Να υπολογίζεις τη συγκέντρωση ενός διαλύματος κατά την αραίωση ή την ανάμιξη του με άλλα διαλύματα (εφ' όσον δεν λαμβάνει χώρα αντίδραση μεταξύ τους).
- Να συνδέεις τις ποσότητες των αντιδρώντων με αυτές των προϊόντων, κάνοντας αναφορά στην ατομική θεωρία του Dalton. Να υπολογίζεις την ποσότητα ενός αντιδρώντος ή προϊόντος, αν γνωρίζεις την ποσότητα ενός άλλου αντιδρώντος ή προϊόντος (στοιχειομετρικοί υπολογισμοί).

Η παρασκευή του PbI_2 (κίτρινο ίζημα) με αντίδραση KI (άχρωμο διάλυμα) με $Pb(NO_3)_2$ (άχρωμο διάλυμα) αποτελεί μία χαρακτηριστική αντίδραση διπλής αντικατάστασης. Σύμφωνα με τη στοιχειομετρία της χημικής εξίσωσης μπορεί να υπολογιστεί η ποσότητα του ιζήματος, αν δίνονται οι ποσότητες των αντιδρώντων σωμάτων.

4 ΣΤΟΙΧΕΙΟΜΕΤΡΙΑ

Εισαγωγή

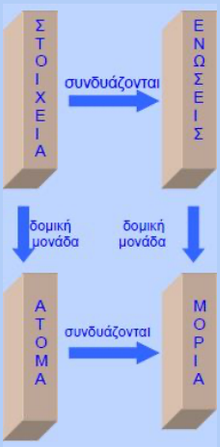
Στις θετικές επιστήμες, άρα και στη χημεία, η «αλήθεια μετριέται». Τίποτα δε γίνεται αποδεκτό αν δε μετρηθεί με κάποιο τρόπο. Επειδή δε το βασικό αντικείμενο της χημείας είναι η ύλη, πρέπει να μάθουμε πώς αυτή μπορεί να μετρηθεί. Στο κεφάλαιο αυτό προσεγγίζονται δύο τρόποι. Ο ένας είναι η μέτρηση της μάζας, *m*, σαν ποσό της ύλης που περιέχεται στο συγκεκριμένο σώμα. Έτσι θα γνωρίσουμε το ζυγό και το kg. Όμως, η ύλη μετριέται και μ' άλλο τρόπο, αφού εκτός από 1,5 kg ζάχαρη υπάρχουν και 11 μαθητές ή 36 αυγά...

Ο δεύτερος αυτός τρόπος ξεκινά από το γεγονός ότι η ύλη είναι *ασυνεχής*, δηλαδή είναι πολλαπλάσια μιας *δομικής μονάδας* είτε αυτή είναι μόριο ή ιόν ή άτομο. Συνεπώς, η ύλη μπορεί να μετρηθεί και σαν αριθμός, *N (N* = number*)*, αυτών των δομικών μονάδων. Μάλιστα, επειδή ο αριθμός αυτός είναι τεράστιος - λόγω της απειροελάχιστης μάζας των δομικών μονάδων - εισάγεται ο αριθμός Avogadro *(N_A)* σαν η «χημική δωδεκάδα ή ντουζίνα». Κατ' επέκταση, ορίζεται ως mol η ποσότητα της ουσίας *(n)* η οποία περιέχει έναν ορισμένο αριθμό σωματιδίων.

Η σύνδεση αυτών των δύο τρόπων μέτρησης θα εξηγήσει καλύτερα τις έννοιες της *σχετικής ατομικής και μοριακής μάζας (ή ατομικού και μοριακού βάρους)*, που είναι η βάση της στοιχειομετρίας και των στοιχείο μετρικών υπολογισμών.

Επίσης θα δούμε πως ο χημικός τύπος μιας ένωσης και η χημική εξίσωση παρέχουν πληροφορίες σχετικά με τη μάζα και την ποσότητα της ύλης των σωμάτων που μετέχουν στην αντίδραση. Επειδή, μάλιστα, οι περισσότερες αντιδράσεις γίνονται σε διαλύματα, μοιραία θα οδηγηθούμε στον ορισμό της συγκέντρωσης *(c)* του διαλύματος, που αποτελεί τη βασική χημική μονάδα περιεκτικότητας.

Στενά λοιπόν ορισμένη αυτή η σύνθετη ελληνική λέξη (*στοιχείο* + *μέτρηση*) δηλώνει τη μελέτη των ποσοτήτων αντιδρώντων και προϊόντων μιας χημικής αντίδρασης - εξίσωσης. Ουσιαστικά αυτό ήταν και το πιο σημαντικό βήμα στην πορεία της χημείας, καθώς απ' αυτήν προέκυψαν οι ακριβέστατες αναλογίες μαζών, σύμφωνα με τις οποίες τα στοιχεία και οι ενώσεις παράγονται ή αντιδρούν. Όλη η νεώτερη χημεία στηρίχτηκε στα δεδομένα αυτά. Απαντήσεις σε προβλήματα όπως, πόσα g μιας βιταμίνης χρειάζεται ημερήσια ο οργανισμός ή ποια είναι η εν δυνάμει παραγωγή ενός μεταλλείου σε μέταλλο ή ποια είναι η ζωή μιας μπαταρίας ή ποια είναι η εκρηκτική ικανότητα μιας ράβδου δυναμίτιδας, ανάγονται τελικά σε κάποιους στοιχειομετρικούς υπολογισμούς.



Θεμέλιος λίθος για τους χημικούς υπολογισμούς αποτέλεσε η ατομική θεωρία του Dalton η οποία σε γενικές γραμμές περιγράφεται από το παραπάνω σχήμα.

• Είναι 3 δωδεκάδες αυγά, n = 3 και N = 3 δωδ. 12 αυγά / δωδ=36 αυγά
Κατ' αναλογία σε 3 mol H_2O περιέχονται 3 N_A μόρια νερού.

4.1 Βασικές έννοιες για τους χημικούς υπολογισμούς: σχετική ατομική μάζα, σχετική μοριακή μάζα, mol, αριθμός Avogadro, γραμμομοριακός όγκος

Σχετική ατομική μάζα - Σχετική μοριακή μάζα

Από πολύ νωρίς, σχεδόν αμέσως μετά τη διατύπωση της ατομικής θεωρίας του Dalton (1803), και για μεγάλο χρονικό διάστημα, οι χημικοί εστιάστηκαν στο θέμα του προσδιορισμού της μάζας των ατόμων και μορίων. Το μέγεθος βέβαια των σωματιδίων αυτών είναι ασύλληπτα μικρό με αποτέλεσμα να καθίσταται αδύνατος ο απόλυτος υπολογισμός της μάζας τους. Ωστόσο, αυτό που ήταν δυνατό να γίνει, και έγινε με τη βοήθεια των ποσοτικών αναλύσεων καθαρών ουσιών, ήταν η σύγκριση της μάζας των ατόμων και των μορίων με μία συγκεκριμένη μονάδα μάζας. Αυτή είναι η ατομική μονάδα μάζας:

➢ *Ατομική μονάδα μάζας (amu) ορίζεται ως το 1/12 της μάζας του ατόμου του άνθρακα -12 (^{12}C).*

Να σημειωθεί ότι ο ^{12}C είναι εκείνο το ισότοπο του άνθρακα που έχει 6 πρωτόνια και 6 νετρόνια στον πυρήνα του. Ως εκ τούτου, μία ατομική μονάδα μάζας υπολογίζεται ότι είναι ίση με 1,66 10^{-24} g.

Σχετική ατομική μάζα (A_r) ή ατομικό βάρος (ΑΒ)

➢ *Σχετική ατομική μάζα ή ατομικό βάρος λέγεται ο αριθμός που δείχνει πόσες φορές είναι μεγαλύτερη η μάζα του ατόμου του στοιχείου από το 1/12 της μάζας του ατόμου του άνθρακα -12.*

Έτσι λοιπόν, όταν λέμε ότι η σχετική ατομική μάζα του οξυγόνου είναι 16, εννοούμε ότι η μάζα του ατόμου του οξυγόνου είναι δεκαέξι φορές μεγαλύτερη από το 1/12 της μάζας του ατόμου ^{12}C. Δηλαδή, $A_{r\ O}$= 16. Να παρατηρήσουμε ότι οι σχετικές ατομικές μάζες είναι καθαροί αριθμοί εκφρασμένες σε amu. Έτσι, αν θέλουμε να υπολογίσουμε την απόλυτη ατομική μάζα αρκεί να πολλαπλασιάσουμε τη σχετική ατομική μάζα με το 1,66 10^{-24} g .

Τέλος, μελετώντας τον πίνακα των σχετικών ατομικών μαζών στο παράρτημα του βιβλίου, μπορούμε να παρατηρήσουμε, πως πολλά στοιχεία

• Η σχετική ατομική μάζα (Ατομικό Βάρος) τις πιο πολλές φορές στην Ελληνική βιβλιογραφία συμβολίζεται με ΑΒ. Στο παρόν βιβλίο υιοθετείται η πρόταση της IUPAC και συμβολίζεται A_r.

• Η σχετική μοριακή μάζα (Μοριακό Βάρος) τις πιο πολλές φορές στην Ελληνική βιβλιογραφία συμβολίζεται με ΜΒ. Στο παρόν βιβλίο υιοθετείται η πρόταση της IUPAC και συμβολίζεται M_r.

• Ο ορισμός της Ατομικής Μονάδας Μάζας σε διάφορες χρονικές περιόδους.

1 amu ισούται:

- με τη μάζα του ενός ατόμου Η (19ος αιώνας)

- με το 1/16 της μάζας του ατόμου του Ο (1904)

- με το 1/12 της μάζας του ατόμου του C (1961- σήμερα)

-1,66 10^{-24} g

• $A_r = \dfrac{m_{\text{ατόμου}}}{1/12\, m_{\text{ατόμου}}\ ^{12}C}$

έχουν δεκαδικές τιμές A_r αντί για ακέραιες που θα περιμέναμε με βάση τον ορισμό της σχετικής ατομικής μάζας. Στις περιπτώσεις αυτές, οι τιμές του πίνακα αναφέρονται στο μέσο όρο των σχετικών ατομικών μαζών των ισοτόπων, όπως αυτά απαντούν στη φύση.

• Με το φασματόμετρο μάζας μπορεί να προσδιοριστεί με ακρίβεια η σύσταση των ισοτόπων σ' ένα στοιχείο στη φύση, καθώς και οι σχετικές ατομικές μάζες των ισοτόπων.

Παράδειγμα 4.1

Αν θεωρήσουμε ότι ο φυσικός άνθρακας αποτελείται από 98,9% ^{12}C και 1,1% ^{13}C , να υπολογιστεί η σχετική ατομική μάζα του φυσικού άνθρακα δεχόμενοι ότι το A_r του ^{12}C είναι 12 και το A_r του ^{13}C είναι 13.

ΛΥΣΗ
Έχουμε ότι η σχετική ατομική μάζα του φυσικού άνθρακα είναι:

$$\frac{98,9}{100}\cdot 12+\frac{1,1}{100}\cdot 13=12,011$$

Εφαρμογή

Ο χαλκός, ένα μέταλλο γνωστό από τους αρχαίους χρόνους, χρησιμοποιείται στα ηλεκτρικά καλώδια, στα νομίσματα κλπ. Με δεδομένο ότι ο χαλκός απαντά στη φύση με τη μορφή δύο ισοτόπων ^{63}Cu (σε ποσοστό 69,09%) και ^{65}Cu (σε ποσοστό 30,91%) να υπολογιστεί τη σχετική ατομική μάζα του φυσικού Cu.
(63,55)

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

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

• Χημική ουσία: στοιχείο ή χημική ένωση.

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

• $M_r = \dfrac{m_{\mu o\rho\acute{\iota}o\upsilon}}{1/12\, m_{\alpha\tau\acute{o}\mu o\upsilon}\ ^{12}C}$

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

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

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

• Η έννοια του M_r επεκτείνεται και στις ιοντικές ενώσεις, παρ' όλο που σ' αυτές δεν υπάρχουν μόρια.

Παράδειγμα 4.2

Να υπολογιστούν οι σχετικές μοριακές μάζες (M_r):

α. P_4 β. $Al_2(SO_4)_3$

Δίνονται: A_r: P:31, Al :27, O:16, S:32.

ΛΥΣΗ
α. $M_{r\,P_4}=4\cdot A_{r\,P}=4\cdot 31=124$

β. $M_{r\,Al_2(SO_4)_3}=2\cdot A_{r\,Al}+3(A_{r\,S}+4\cdot A_{r\,O})= =2\cdot 27+3(32+4\cdot 16)=342$

ΣΤΟΙΧΕΙΟΜΕΤΡΙΑ

Εφαρμογή

Να βρεθούν οι σχετικές μοριακές μάζες (M_r):

α.Cl_2 β.O_3 γ.CO_2 δ.HNO_3 ε.$Ca_3(PO_4)_2$

Δίνονται οι τιμές A_r. Cl: 35,5, O: 16, C: 12, H: 1, N: 14, Ca: 40, P: 31.

Το mol: μονάδα ποσότητας ουσίας στο S.I.

Όπως ήδη αναφέραμε, η ύλη μπορεί να μετρηθεί είτε με βάση τη μάζα είτε αριθμώντας τις δομικές της μονάδες (άτομα, μόρια ή ιόντα), όπως ακριβώς στην καθημερινή μας ζωή μπορούμε να αγοράζουμε πορτοκάλια είτε με το ζύγι είτε με τα κομμάτια.

Είναι γνωστό ότι οι χημικές αντιδράσεις γίνονται μεταξύ μορίων (ή ατόμων ή ιόντων) με μία ορισμένη αναλογία, πράγμα που καθιστά αναγκαία τη μέτρηση του αριθμού των δομικών σωματιδίων για τους υπολογισμούς μας (π.χ. πόσα μόρια H_2O παράγονται από την καύση 5 μορίων H_2, σύμφωνα με τη χημική εξίσωση $2H_2+O_2 \rightarrow H_2O$;)

Ωστόσο, ο αριθμός των δομικών σωματιδίων είναι αστρονομικός. Έτσι, οι χημικοί οδηγήθηκαν στη χρήση μιας μονάδας που ονομάζεται ***mol.***

- *Το mol είναι μονάδα ποσότητας ουσίας στο Διεθνές Σύστημα μονάδων (S.I.) και ορίζεται ως η ποσότητα της ύλης που περιέχει τόσες στοιχειώδεις οντότητες όσος είναι ο αριθμός των ατόμων που υπάρχουν σε 12 g του ^{12}C.*

Ο αριθμός των ατόμων που περιέχονται σε 12 g του ^{12}C ονομάζεται ***αριθμός Avogadro (N_A)*** και υπολογίσθηκε με πειραματικές μεθόδους και με μεγάλη προσέγγιση ίσος με **$6{,}02 \cdot 10^{23}$** Δηλαδή,

$$N_A = 6{,}02 \cdot 10^{23} mol^{-1}$$

Με αυτές τις σκέψεις καταλήγουμε:

1 mol είναι η ποσότητα μιας ουσίας που περιέχει N_A οντότητες.

Με τον όρο οντότητες εννοούμε άτομα, μόρια, ιόντα, ηλεκτρόνια, αυγά κλπ. Έτσι, έχουμε:

- *1 mol ατόμων περιέχει N_A άτομα.*
- *1 mol μορίων περιέχει N_A μόρια.*
- *1 mol ιόντων περιέχει N_A ιόντα.*

Συνοψίζοντας, μπορούμε να πούμε ότι ο χημικός επινόησε το mol για τη μέτρηση των δομικών σωματιδίων (ατόμων, μορίων, ιόντων), όπως ακριβώς ο έμπορος επινόησε την ντουζίνα (δωδεκάδα) για τη μέτρηση των αυγών, όπου τη θέση της ντουζίνας (12) κατέχει ο αριθμός Avogadro($6{,}02 \cdot 10^{23}$)

Τέλος, με βάση τους ορισμούς που δώσαμε για τις σχετικές ατομικές και σχετικές μοριακές μάζες, μπορούμε να συνδέσουμε τα μακροσκοπικά μεγέθη μάζα και όγκο με το μικρόκοσμο των δομικών σωματιδίων (άτομα, μόρια ή ιόντα) ή διαφορετικά να γεφυρώσουμε το πείραμα (π.χ. μετρήσεις με ζυγό) με τη θεωρία (π.χ. ατομική θεωρία)

- *Ο αριθμός Avogadro εκφράζει τον αριθμό των ατόμων οποιουδήποτε στοιχείου που περιέχονται σε μάζα τόσων γραμμαρίων όσο είναι η σχετική ατομική μάζα του. Δηλαδή,*

1 mol ατόμων περιέχει N_A άτομα και ζυγίζει A_r g

π.χ. 1 mol ατόμων O περιέχει $6{,}02 \cdot 10^{23}$ άτομα και ζυγίζει 16g ($A_{r\,O}$=16)

και 1 mol ατόμων Fe περιέχει $6{,}02 \cdot 10^{23}$άτομα και ζυγίζει 56g ($A_{r\,Fe}$=56)

- *Ο αριθμός Avogadro εκφράζει τον αριθμό των μορίων στοιχείου χημικής ένωσης που περιέχονται σε μάζα τόσων γραμμαρίων όσο είναι η σχετική μοριακή μάζα τους. Έτσι, έχουμε:*

1 mol μορίων περιέχει N_A μόρια και ζυγίζει M_r g

π.χ.1 mol μορίων N_2 περιέχει $6{,}02 \cdot 10^{23}$ μόρια και ζυγίζει 28 g (M_r=28)

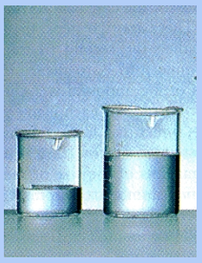
και 1 mol μορίων H_2O περιέχει $6{,}02 \cdot 10^{23}$μόρια και ζυγίζει 18 g (M_r=18)

ΣΧΗΜΑ 4.1 Από αριστερά προς τα δεξιά ποσότητες 1 mol από : μαγειρικό αλάτι (NaCl),

Ο αριθμός Avogadro, όπως επεκράτησε να αποκαλείται προς χάρη του διάσημου Ιταλού χημικού, υπολογίστηκε από τον Αυστριακό καθηγητή γυμνασίου Loschmidt. Η σημερινή ακριβής τιμή του αριθμού Avogadro, μετά από πολυάριθμες πειραματικές μετρήσεις, συμφωνήθηκε ότι είναι $6{,}0252.10^{23}$ Συνήθως όμως χρησιμοποιείται για απλούστευση η τιμή $6{,}02.10^{23}$. Στην πραγματικότητα βέβαια οι δύο αυτοί διαφέρουν πολύ μεταξύ τους. Φανταστείτε αν τα νούμερα αυτά αντιπροσώπευαν δραχμές και η διαφορά τους μοιραζόταν στο σημερινό πληθυσμό της γης, ο καθένας μας θα έπαιρνε περίπου 10 δισεκατομμύρια δραχμές. Για να καταλάβετε το μέγεθος αυτών των αριθμών ας δώσουμε ένα άλλο παράδειγμα. Σκεφτείτε ότι κάποιος κέρδισε στο λαχείο, τη μέρα που γεννήθηκε N_A δραχμές και αποφάσιζε να τα ξοδέψει. Αν σπαταλούσε 1 δισεκατομμύριο δρχ το δευτερόλεπτο τότε πεθαίνοντας στα 90 του θ' είχε αφήσει άθικτο το 99,999% του αρχικού ποσού.

• Ο όρος **mol** προέρχεται από τη λατινική λέξη **moles** που σημαίνει σωρό από πέτρες, τοποθετημένες για την κατασκευή λιμενοβραχίονα.

• ο όρος mol είναι γενικός και έχει εκτοπίσει την ορολογία g-at (γραμμοάτομο). g-ion (γραμμοϊόν).



1 mol H_2O (18 g) σε σύγκριση με 1 mol οινοπνεύματος- C_2H_5OH (46 g)

1 mol NaCl (58 g) σε σύγκριση με 1 mol $CaCO_3$ (100 g)

ζάχαρη ($C_{12}H_{22}O_{11}$): άνθρακα (C), χαλκό (Cu).

Παράδειγμα 4.3

Πόσο ζυγίζει το 1 άτομο υδρογόνου; ($A_{r\,H}$ =1)

ΛΥΣΗ
Σύμφωνα με τον ορισμό του mol:

$$\frac{N_A \text{ άτομα H}}{1\,\text{άτομο}} \overset{\text{ζυγίζουν}}{=} \frac{1\,\text{g}}{m_{\text{ατόμου}}} \quad \text{άρα}$$

$$m_{\text{ατόμου}} = \frac{1\,\text{g}}{N_A} = 1{,}66 \cdot 10^{-23}\,\text{g}$$

ΣΤΟΙΧΕΙΟΜΕΤΡΙΑ

Εφαρμογή

Να υπολογιστεί η μάζα του ατόμου του υδραργύρου (A_{rHg} = 200).

($3{,}32.10^{-22}$ g)

Παράδειγμα 4.4

Πόσο ζυγίζει το 1 μόριο του θειικού οξέος (H_2SO_4);

Δίνονται οι τιμές A_r: H: 1, S:32, O:16.

ΛΥΣΗ
$M_{r\,H_2SO_4}$=2·1+1·32+4·16=98

Σύμφωνα με τον ορισμό του mol:

$$\frac{N_A \text{ μόρια}}{1\,\text{μόριο}} \overset{\text{ζυγίζουν}}{=} \frac{98\,\text{g}}{m_{\text{μορίου}}} \quad \text{άρα}$$

$$m_{\text{μορίου}} = \frac{98\,\text{g}}{N_A} = 1{,}63 \cdot 10^{-22}\,\text{g}$$

Εφαρμογή

Να υπολογιστεί η μάζα του μορίου της ζάχαρης ($C_{12}H_{22}O_{11}$).

Δίνονται οι τιμές A_r: C: 12, H: 1, O: 16.

($5{,}67\text{-}10^{-22}$ g)

Γραμμομοριακός όγκος (V_m)

Ο Ιταλός φυσικός Avogadro διατύπωσε το 1811 την ομώνυμη υπόθεση (ή αρχή ή νόμο) στην προσπάθειά του να ερμηνεύσει το νόμο Gay- Lussac, Ο οποίος αναφέρεται στην αναλογία όγκων που έχουν τα αέρια, όταν ενώνονται. Σύμφωνα με την υπόθεση αυτή:

- *Ίσοι όγκοι αερίων ή ατμών στις ίδιες συνθήκες θερμοκρασίας και πίεσης περιέχουν τον ίδιο αριθμό μορίων. Ισχύει και το αντίστροφο, δηλαδή ίσοι αριθμοί μορίων ή ατμών που βρίσκονται στις ίδιες συνθήκες θερμοκρασίας και πίεσης καταλαμβάνουν τον ίδιο όγκο.*

Όπως γνωρίζουμε, 1 mol χημικής ουσίας περιέχει σταθερό αριθμό μορίων, οποίος καθορίζεται από τον αριθμό Avogadro (N_A).

$$N_A = 6{,}02 \cdot 10^{23}\,\text{mol}^{-1}$$

Με βάση τα παραπάνω δεδομένα καταλήγουμε ότι το 1 **mol** οποιουδήποτε αερίου καταλαμβάνει τον ίδιο όγκο, ο οποίος ονομάζεται *γραμμομοριακός όγκος*.

- *Γραμμομοριακός όγκος* (V_m) αερίου ονομάζεται ο όγκος που καταλαμβάνει το 1 mol αυτού, σε ορισμένες συνθήκες θερμοκρασίας και πίεσης.

Amedeo Avogadro (1776-1856). Ιταλός αριστοκράτης. Σπούδασε νομικά και έγινε δημόσιος υπάλληλος. Η ενασχόληση του με τις φυσικές επιστήμες άρχισε με διάβασμα κατά τις ελεύθερες ώρες του και παρακολούθηση μαθημάτων φυσικής στο πανεπιστήμιο. Αργότερα έγινε καθηγητής σε γυμνάσιο και έχοντας περισσότερο χρόνο στη διάθεση του συνέχισε τις μελέτες του. Βέβαια η έλλειψη εργαστηριακού χώρου και το γενικότερο υπόβαθρο του, συνέβαλε στο να αφοσιωθεί σε θεωρητικές μελέτες, αποτελώντας ίσως τον πρώτο θεωρητικό επιστήμονα των φυσικών επιστημών. Το 1820 έγινε καθηγητής στο πανεπιστήμιο, καταλαμβάνοντας την έδρα της μαθηματικής φυσικής.

• Η υπόθεση Avogadro ξεκίνησε σαν μια υπόθεση η οποία σήμερα έχει ισχύ νόμου (αρχής). Με βάση αυτή την υπόθεση ο Avogadro απέδειξε για πρώτη φορά τη διαφορά μεταξύ των ατόμων και μορίων.

• Αέρια: Α, Β, Γ,
1mol A →N_A μόρια →V_A
1mol B →N_A μόρια →V_B
1mol Γ →N_A μόρια →$V_Γ$

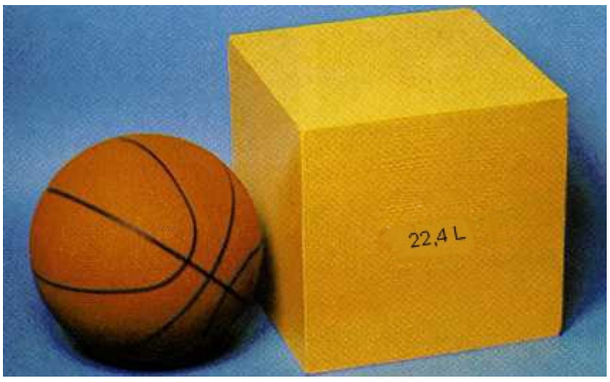
άρα $V_A = V_B = V_Γ = \ldots = V_m$

• Ο V_m αναφέρεται και σαν Μοριακός όγκος ή μολαρικός όγκος

Σε πρότυπες συνθήκες πίεσης και θερμοκρασίας, STP, δηλαδή, σε θερμοκρασία 0 °C (ή 273 K) και πίεση 1 atm (760mmHg), ο γραμμομοριακός όγκος των αερίων βρέθηκε πειραματικά ίσος με 22,4 L.

• Απόλυτη θερμοκρασία, T (K): T = θ °C+273
• 1atm = 760 mmHg

Δηλαδή, V_m = 22,4 L mol $^{-1}$ σε STP συνθήκες



ΣΧΗΜΑ 4.2 Ο γραμμομοριακός όγκος (V_m) σε STP συνθήκες είναι ο όγκος των 22,4 L που καταλαμβάνει το κίτρινο κουτί. Για σύγκριση βάζουμε τη μπάλα.

• Οι πρότυπες συνθήκες πολλές φορές στην Ελληνική βιβλιογραφία συμβολίζονται με ΚΣ (Κανονικές Συνθήκες). Στο παρόν βιβλίο υιοθετείται ο διεθνώς καθιερωμένος συμβολισμός STP.
• STP συνθήκες (Standard Temperature Pressure).

Ο πίνακας που ακολουθεί συνοψίζει όσα αναφέραμε και θα μας φανεί ιδιαίτερα χρήσιμος στην επίλυση των προβλημάτων που ακολουθούν.

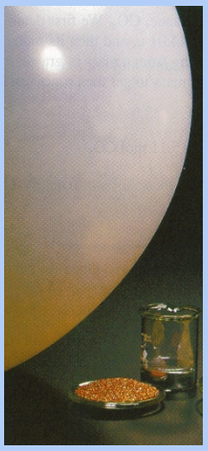
N_A άτομα ⟷ 1 mol ατόμων ⟷ A_r g

* ↕ μέσω του μοριακού τύπου

N_A μόρια ⟷ 1 mol μορίων ⟷ M_r g

↕ STP και μόνο για αέρια

V_m = 22,4 L = 22 400mL



Σύγκριση του όγκου που καταλαμβάνει 1 mol αερίου He (4 g) με 1 mol στερεού Cu (64 g) και 1mol Hg (201 g) σε STP συνθήκες.

* Μέσω του μοριακού τύπου υπολογίζουμε τον αριθμό των mol ατόμων που περιέχονται σε συγκεκριμένο αριθμό mol της χημικής ουσίας.
Για παράδειγμα, από το μοριακό τύπο του θειικού οξέος (H_2SO_4) έχουμε:

στο 1 mol H_2SO_4 → 2 άτομα H, 1 άτομο S, 4 άτομα O

ή

στο 1 mol H_2SO_4 → $2N_A$ άτομα H → 2 mol ατόμων H; $1N_A$ άτομα S → 1 mol ατόμων S; $4N_A$ άτομα O → 4 mol ατόμων O

ΣΤΟΙΧΕΙΟΜΕΤΡΙΑ

Στα παραδείγματα που ακολουθούν συσχετίζονταν τα μεγέθη:
1. αριθμός mol
2. μάζα
3. αριθμός μορίων
4. όγκος (μόνο για αέρια)

μιας καθαρής ουσίας (στοιχείου ή ένωσης). Μάλιστα με βάση την τιμή του ενός μεγέθους μπορούμε να υπολογίζουμε τα υπόλοιπα τρία.

Παράδειγμα 4.5

Ποσότητα υδρόθειου (H_2S) ζυγίζει 170 g.

α Πόσα mol είναι η ποσότητα αυτή;
β. Πόσο όγκο καταλαμβάνει η ποσότητα αυτή σε STP συνθήκες.;
γ. Πόσα μόρια H_2S περιέχονται στην ποσότητα αυτή;

Δίνονται οι σχετικές ατομικές μάζες A_r. H: 1, S:32.

• Το H_2S είναι αέριο σε STP (Κ.Σ) συνθήκες.

ΛΥΣΗ
α. Όπως έχουμε δει, το 1 mol μιας χημικής ένωσης ή ενός στοιχείου ζυγίζει τόσα g, όση είναι η σχετική μοριακή μάζα της χημικής ένωσης ή του στοιχείου. Επομένως,

$$\text{το } \frac{1\,\text{mol } H_2S}{n} \overset{\text{ζυγίζει}}{=} \frac{34\text{ g}}{170\text{ g}}$$

ή η = 5 mol H_2S.

Παρατήρηση
Ο υπολογισμός αυτός μπορεί να γίνει κάνοντας χρήση της σχέσης:

$$n = \frac{m}{M_r\ g/\text{mol}}$$

όπου n = ο αριθμός των mol και m= η μάζα της χημικής ουσίας.
Στη συγκεκριμένη περίπτωση έχουμε:

$$n_{H_2S} = \frac{m}{M_r\ \text{g/mol}} = \frac{170\ \text{g}}{34\ \text{g/mol}} = 5\ \text{mol}$$

β. Το 1 mol αέριας χημικής ένωσης καταλαμβάνει ως γνωστόν όγκο

$$\frac{1\ \text{mol}\ H_2S}{5\ \text{mol}} = \frac{22{,}4\ \text{L}}{V} \quad \text{ή} \quad V = 112\ \text{L αερίου}\ H_2S$$

22,4 L σε STP. Επομένως,
γ. Επίσης γνωρίζουμε ότι 1 mol οποιασδήποτε χημικής ουσίας περιέχει N_A μόρια. Επομένως,

$$\frac{1\ \text{mol}\ H_2S}{5\ \text{mol}} = \frac{N_A\ \text{μόρια}}{x}$$ ή x = 5 N_A μόρια, δηλαδή 5 ·6,02 . 10^{23} μόρια!

Εφαρμογή

α. Πόσα μόρια αμμωνίας (NH_3) περιέχονται σε 1,12 L αυτής σε STP;

β. Πόσο ζυγίζουν τα 1,8066.10^{24} μόρια NH_3;

Δίνονται οι τιμές των A_r. N: 14, H: 1.

(α. 0,05N_Aβ. 51 g)

Όπως φαίνεται στο παράδειγμα που ακολουθεί, μπορούμε να υπολογίσουμε τις μάζες των στοιχείων που περιέχονται σε μία ένωση, αν μας δίνεται η μάζα της ένωσης. Και αντίστροφα, να υπολογίσουμε τη μάζα μιας ένωσης, αν γνωρίζουμε την ποσότητα ενός από τα συστατικά της στοιχεία.

Παράδειγμα 4.6

Να υπολογιστεί πόσα γραμμάρια οξυγόνου περιέχονται σε 16 g διοξειδίου του θείου (SO_2).

Δίνονται οι τιμές των A_r: S: 32, O: 16.

ΛΥΣΗ
M_r=1·32+2·16 = 64.

Άρα το 1 mol SO_2 ζυγίζει 64 g και έχουμε την κατάταξη

$$\text{Στα}\ \frac{64\ \text{g}\ SO_2}{16\ \text{g}} = \text{τα}\ \frac{2 \cdot 16\ \text{g}}{m}\ \text{είναι οξυγόνο.}$$

άρα m_O = 8 g.

Εφαρμογή

Πόσα άτομα υδρογόνου (H) περιέχονται σε 68 g υδρόθειου (H_2S); Δίνονται οι τιμές των A_r: S: 32, H: 1.

(4 N_A)

Τέλος, δίνεται υποδειγματικά πρόβλημα με μίγμα ουσιών, στο οποίο ζητείται να βρεθεί η σύσταση του. Εδώ οι άγνωστοι εκφράζονται συνήθως σε mol. Με τους αγνώστους αυτούς και με βάση τα δεδομένα του προβλήματος π.χ. g, L, μόρια κλπ., δημιουργούμε σύστημα τόσων εξισώσεων, όσοι και οι άγνωστοι.

ΣΤΟΙΧΕΙΟΜΕΤΡΙΑ

Παράδειγμα 4.7

Αέριο μίγμα περιέχει CO_2 και SO_2. Το μίγμα αυτό ζυγίζει 7,6 g, ενώ ο όγκος του σε STP συνθήκες είναι 3,36 L.
α. Πόσα mol κάθε αερίου περιέχει το μίγμα;
β. Ποια είναι η μάζα του CO_2 στο μίγμα;

Δίνονται οι τιμές των A_r: C: 12, S: 32, O: 16.

ΛΥΣΗ

Έστω ότι το μίγμα περιέχει x mol CO_2 και ψ mol SO_2. Συναρτήσει των x και ψ μπορούμε να υπολογίσουμε τη μάζα του μίγματος και τον όγκο του.

$$\frac{1\ \text{mol}\ CO_2}{x\ \text{mol}} = \frac{44\ \text{g}}{m_1}$$ ή m_1 = 44x g

$$\frac{1\ \text{mol}\ SO_2}{\psi\ \text{mol}} = \frac{64\ \text{g}}{m_2}$$ ή m_2 = 64ψ g

Επειδή όμως $m_{CO_2} + m_{SO_2}$ = 7,6 g έχουμε $\boxed{44x + 64\psi = 7,6}$ (1)

Συναρτήσει πάλι των x και ψ μπορούμε να υπολογίσουμε τον όγκο του μίγματος σε STP.

$$\frac{1\ \text{mol}\ CO_2}{x\ \text{mol}} = \frac{22,4\ \text{L}}{V_{CO_2}} \quad \text{ή} \quad V_{CO_2} = 22,4x\ \text{L}$$

$$\frac{1\ \text{mol}\ SO_2}{\psi\ \text{mol}} = \frac{22,4\ \text{L}}{V_{SO_2}} \quad \text{ή} \quad V_{SO_2} = 22,4\psi\ \text{L}$$

Επομένως, για το μίγμα που έχει όγκο 3,36 L θα ισχύει

$$V_{CO_2} + V_{SO_2} = 3,36\ \text{L}$$

και έχουμε: $\boxed{22,4x + 22,4\psi = 3,36}$ (2)

Λύνοντας το σύστημα των (1) και (2) βρίσκουμε:

$$x = 0,1 \text{ και } \psi = 0,05$$

Άρα το μίγμα περιέχει 0,1 mol CO_2, δηλαδή 0,1 .44 g δηλαδή 4,4 g CO_2 και 0,05 mol SO_2.

Εφαρμογή

Αέριο μίγμα αποτελείται από διοξείδιο του θείου και υδρόθειο. Το μίγμα ζυγίζει 13,2 g και καταλαμβάνει όγκο 6,72 L σε STP.

α. Πόσα mol από κάθε αέριο περιέχονται στο μίγμα;

β. Ποια είναι η μάζα του κάθε συστατικού του μίγματος;

Δίνονται οι τιμές των A_r: S: 32, O: 16, H: 1.

(α. 0,1 - 0,2 β. 6,4 g- 6,8 g)

• στο SI: $R=8,314 JK^{-1}mol^{-1}$