
4. ΣΤΟΙΧΕΙΟΜΕΤΡΙΑ

4.1 Σχετική ατομική μάζα, σχετική μοριακή μάζα, mol, αριθμός Avogadro, γραμμομοριακός όγκος

Η μάζα των ατόμων και των μορίων είναι τόσο μικρή, ώστε να μην είναι δυνατός ο προσδιορισμός της με τη βοήθεια του ζυγού. Π.χ. ένα άτομο Υδρογόνου ζυγίζει περίπου $1,66 \times 10^{-24}$ g. Έτσι οι χημικοί αποφάσισαν για τον υπολογισμό της μάζας των ατόμων να φτιάξουν μια συγκριτική κλίμακα. Αυτό σημαίνει ότι η μάζα ενός ατόμου συγκρίνεται με τη μάζα κάποιου άλλου ατόμου που λαμβάνεται ως μονάδα. Όσες φορές, λοιπόν, ένα άτομο κάποιου στοιχείου θα έχει μεγαλύτερη μάζα από το άτομο που λαμβάνουμε ως μονάδα, τόσο είναι η σχετική ατομική του μάζα.

Αρχικά ο Dalton όρισε ως μονάδα μέτρησης τη μάζα του ατόμου του υδρογόνου, που είναι και ελαφρύτερο στοιχείο. Κατόπιν ως μονάδα μέτρησης ατομικής μάζας χρησιμοποιήθηκε το 1/16 του ατόμου του οξυγόνου, το οποίο ενώνεται με περισσότερα στοιχεία απ' ό,τι το υδρογόνο, κάνοντας πιο εύκολη τη σύγκριση ανάμεσα στις μάζες των ατόμων των στοιχείων και του ατόμου του οξυγόνου (από τις ενώσεις που προκύπτουν)

Το 1961 η IUPAC αποφάσισε να ορίσει ως μονάδα μέτρησης ατομικών μαζών το 1/12 της μάζας του ατόμου του ^{12}C . Έτσι:

Σχετική ατομική μάζα ενός στοιχείου είναι ο αριθμός που δείχνει πόσες φορές το άτομο ενός στοιχείου έχει μεγαλύτερη μάζα από το 1/12 της μάζας του ατόμου ^{12}C .

Το 1/12 της μάζας του ατόμου ^{12}C λέγεται ατομική μονάδα μάζας (amu).

$$A_r = \frac{\text{Μάζα ενός ατόμου του στοιχείου}}{1/12 \text{ της μάζας του ατόμου } ^{12}\text{C}}$$

Σχετική μοριακή μάζα ενός στοιχείου ή μιας χημικής ένωσης είναι ο αριθμός που δείχνει πόσες φορές έχει μεγαλύτερη μάζα το μόριο ενός στοιχείου από το 1/12 της μάζας του ατόμου ^{12}C .

Το M_r ενός καθορισμένου σώματος ισούται με το άθροισμα των γινομένων των ατομικών βαρών όλων των ατόμων που συνιστούν το μόριο της ένωσης επί την ατομικότητά τους. Π.χ. $M_r \text{HNO}_3 = A_r(\text{H}) + A_r(\text{N}) + 3 \cdot A_r(\text{O}) = 1+14+3 \cdot 16=63$

$$M_r = \frac{\text{Μάζα ενός μορίου στοιχείου ή ένωσης}}{1/12 \text{ της μάζας του ατόμου } ^{12}\text{C}}$$

Τόσο το M_r ενός στοιχείου, όσο και το M_B του είναι καθαροί αριθμοί. Δεν εκφράζονται σε μονάδες, ούτε ταυτίζονται με την απόλυτη μάζα του ατόμου του στοιχείου σε g.

Αριθμός Avogadro

Από τον ορισμό του A_r έχουμε:

$$A_r = \frac{\text{Μάζα ατόμου στοιχείου}}{1/12 \text{ μάζας ατόμου } ^{12}\text{C}}$$

Η μάζα των ηλεκτρονίων θεωρείται αμελητέα σχετικά με τη μάζα των πρωτονίων και των νετρονίων. Έτσι μπορούμε να θεωρήσουμε ότι η μονάδα ατομικής μάζας ισούται με τη μάζα ενός πρωτονίου ή ενός νετρονίου. Δηλαδή το A_r του ^{12}C είναι 12, του ^{16}O είναι 16 κ.ο.κ. Παρόλα αυτά οι πίνακες των ατομικών βαρών των στοιχείων δίνουν τιμές δεκαδικών αριθμών. Αυτό συμβαίνει γιατί η σχετική ατομική μάζα κάθε στοιχείου στους πίνακες είναι ο μέσος όρος των σχετικών ατομικών μαζών των στοιχείων, στην αναλογία που βρίσκονται στη φύση.

και πιο απλά, αν ονομάσουμε m τη μάζα του ατόμου του στοιχείου: και amu το $1/12$ της ατομικής μάζας του ^{12}C τότε:

$$A_r = m/(\text{amu}) \Rightarrow m = (\text{amu}) \cdot A_r (1)$$

Ας υποθέσουμε τώρα ότι για ένα τυχαίο στοιχείο σε ποσότητα μάζας ίση με τη σχετική ατομική μάζα του στοιχείου περιέχονται N άτομα. Δηλαδή:

$$N = \frac{\text{Μάζα } N \text{ ατόμων στοιχείου}}{\text{Μάζα } 1 \text{ ατόμου στοιχείου}} = \frac{A_r}{m} = \frac{A_r}{(\text{amu}) \cdot A_r} = \frac{1}{\text{amu}}$$

Δηλαδή: $N = 1/\text{amu}$.

Το amu είναι σταθερό, άρα και το $1/\text{amu} = N$ είναι σταθερό ανεξάρτητα από το στοιχείο.

Συνεπώς:

Σε ποσότητα γραμμαρίων ενός στοιχείου ίση με τη σχετική ατομική του μάζα, περιέχεται σταθερός αριθμός ατόμων.

Ο αριθμός αυτός συμβολίζεται με N και ονομάζεται σταθερά Loschmidt από το όνομα του επιστήμονα που πρώτος τον προσδιόρισε πειραματικά το 1855.

Το N έχει, κατά προσέγγιση την τιμή:

$$N = 6,02 \cdot 10^{23}$$

Επίσης λέγεται και αριθμός Avogadro, από το όνομα του επιστήμονα που πρώτος διέκρινε τα άτομα των στοιχείων από τα μόρια.

Κατά τον ίδιο τρόπο για τα στοιχεία και τις χημικές ενώσεις ο αριθμός N εκφράζει πόσα μόρια περιέχονται σε ποσότητα g του στοιχείου ή της ένωσης αριθμητικά ίσο με το μοριακό τους βάρος.

Έννοια του mol

Κάθε ποσότητα ουσίας που περιέχει $N = 6,02 \cdot 10^{23}$ σωματίδια εκφράζεται με τον όρο mol.

1 mol ατόμων (ή γραμμοάτομο) ενός στοιχείου ονομάζεται μια ποσότητα μάζας από το στοιχείο αριθμητικά ίση με τη σχετική ατομική του μάζα (Δηλαδή το A_r εκφρασμένο σε g).

Κάθε mol ατόμων περιέχει $N = 6,02 \cdot 10^{23}$ άτομα και ζυγίζει A_r g

Κάθε mol μορίων περιέχει
 $N = 6,02 \cdot 10^{23}$ μόρια και
ζυγίζει M_r g

1 mol μορίων (ή γραμμομόριο) ενός στοιχείου ή μιας χημικής ένωσης ονομάζεται μια ποσότητα μάζας του στοιχείου ή της ένωσης αριθμητικά ίση με τη σχετική μοριακή του μάζα (Δηλαδή το M_r εκφρασμένο σε g).

Κάθε mol ιόντων περιέχει
 $N = 6,02 \cdot 10^{23}$ ιόντα

1 mol ιόντων (ή γραμμοϊόν) ενός ιόντος λέγεται μια ποσότητα μάζας από το ιόν αριθμητικά ίση με το άθροισμα των σχετικών ατομικών μαζών όλων των ατόμων που το αποτελούν.

Υπόθεση Avogadro - Γραμμομοριακός όγκος

Ο Avogadro το 1811 διατύπωσε πρώτος την άποψη, ότι τα στοιχεία αποτελούνται από μόρια. Ειδικά για τα αέρια στοιχεία δέχτηκε ότι κάθε μόριο τους αποτελείται από δυο άτομα, κάτι που επιβεβαίωσε πειραματικά, όταν από 1 L H_2 και 1 L Cl_2 έλαβε στις ίδιες συνθήκες πίεσης και θερμοκρασίας 2L HCl.

Παράλληλα ο Avogadro διατύπωσε τον ακόλουθο κανόνα, που επειδή δεν μπόρεσε ο ίδιος να τον αποδείξει, ονομάστηκε από τους χημικούς «Υπόθεση του Avogadro».

Π.χ. 1 L H_2 και 1 L O_2 περιέχουν στις ίδιες συνθήκες P, T ίδιο αριθμό μορίων.

Ίσοι όγκοι αερίων στις ίδιες συνθήκες πίεσης και θερμοκρασίας περιέχουν τον ίδιο αριθμό μορίων.

Η υπόθεση αυτή επιβεβαιώθηκε αργότερα πειραματικά και αποτελεί πια νόμο της Χημείας (Νόμος του Avogadro).

Είναι προφανές λοιπόν ότι αν πάρουμε $6,02 \cdot 10^{23}$ μόρια από οποιαδήποτε αέρια σε ορισμένες συνθήκες πίεσης και θερμοκρασίας, αυτά θα καταλαμβάνουν τον ίδιο όγκο. Ο όγκος αυτός λέγεται γραμμομοριακός όγκος V_m και σε stp ($P=1 \text{ atm}$, $T=273 \text{ K}$), έχει την τιμή 22,4 L/mol.

Αν γνωρίζουμε τον όγκο v που καταλαμβάνει ένα αέριο σε STP, μπορούμε να βρούμε το πλήθος των mol του (n), ως εξής:

$$\begin{array}{l} \text{Το 1 mol} \quad 22,4 \text{ L} \\ \text{Τα } n \text{ mol} \quad v \text{ L} \\ \text{Άρα: } n = \frac{V_{\text{mol}}}{22,4} \end{array}$$

Στη γενική περίπτωση, για οποιαδήποτε ουσία ισχύει ο ορισμός:

Γραμμομοριακός ή μοριακός όγκος V_m λέγεται ο όγκος που καταλαμβάνει ένα mol μορίων σώματος, δηλαδή ο όγκος που κατέχουν τα $6,02 \cdot 10^{23}$ μόριά του.