

Η Χημεία προσπαθεί να επικοινωνήσει μαζί μας ...

Για τα παιδιά της **Γ Λυκείου** ας κάνουμε μια διαδρομή στις έννοιες και τα σύμβολα της Χημείας μέσα από τη σχολική ύλη του Λυκείου

Για να δούμε τα μάθαμε στο Α τάξη ... στη Β τάξη και τα χρησιμοποιούμε ως γνωστά στη Γ Λυκείου αλλά τα θυμόμαστε;;;

Μάζα (m)

$$1 \text{ Kg} = 10^3 \text{ g} = 1000 \text{ g}$$

$$1 \text{ g} = 10^3 \text{ mg} = 1000 \text{ mg}$$



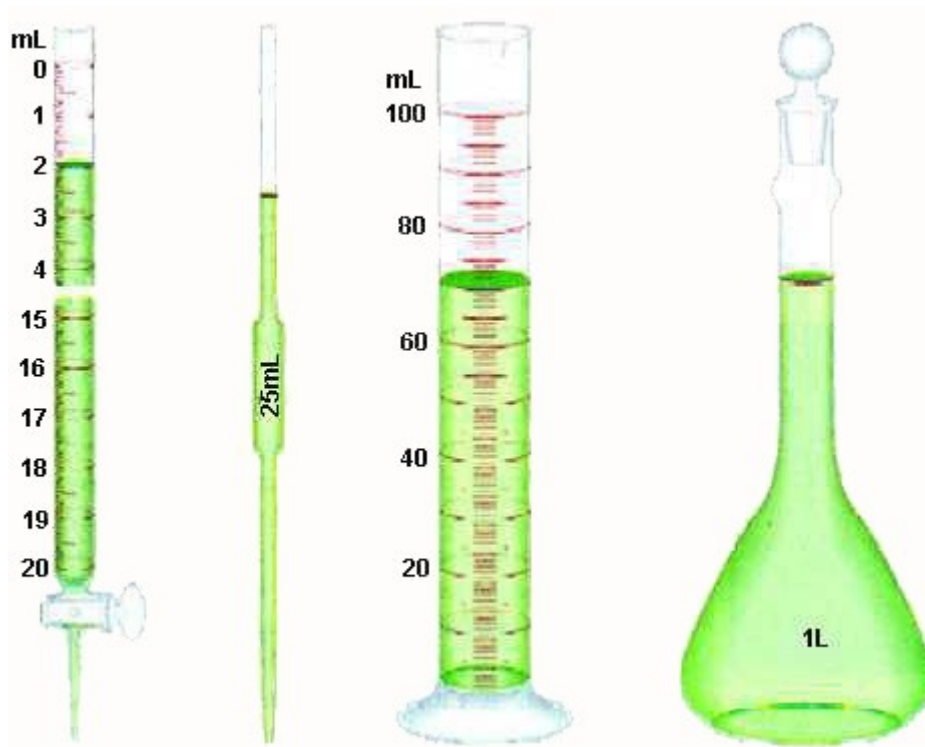
Εργαστηριακός ζυγός ενός δίσκου με βερνιέρο και σύγχρονοι ηλεκτρονικοί ζυγοί ακριβείας για τη μέτρηση μάζας

Όγκος (V)

$$1 \text{ L} = 1000 \text{ mL}$$

$$1 \text{ cm}^3 = 1 \text{ mL}$$

$$1 \text{ L} = 1 \text{ dm}^3$$



Από τα πιο συνηθισμένα όργανα για τη μέτρηση του όγκου ενός υγρού είναι: 1.η προχοΐδα : 2. το σιφώνιο εκροής 3.ο ογκομετρικός κύλινδρος και 4. η ογκομετρική φιάλη

Εκφράσεις περιεκτικότητας

- $w = \text{weight}$, βάρος παρ' όλο που στη χημεία χρησιμοποιείται η μάζα.
- $v = \text{volume}$, όγκος.
- Επί τοις εκατό βάρος κατά βάρος (% w/w ή % κ.β.)
Η έκφραση αυτή δηλώνει τα γραμμάρια μιας χημικής ουσίας που είναι διαλυμένα σε 100 g διαλύματος.
π.χ Διάλυμα ζάχαρης 5 % w/w σημαίνει ότι σε 100 g διαλύματος είναι διαλυμένα 5 g ζάχαρης (τα υπόλοιπα 95 g είναι νερό) .
Αν διαθέτουμε 300 g διαλύματος, τότε σ' αυτά είναι διαλυμένα 15 g ζάχαρης.
- Επί τοις εκατό βάρος κατ' όγκο (% w/v ή % κ.ό.)

Η έκφραση αυτή δηλώνει τα γραμμάρια μιας χημικής ουσίας που είναι διαλυμένα σε 100 mL διαλύματος.

π.χ Διάλυμα ζάχαρης 5 % w/v σημαίνει ότι σε 100 mL διαλύματος είναι διαλυμένα 5 g ζάχαρης.

Αν διαθέτουμε 500 mL διαλύματος, τότε σ' αυτά είναι διαλυμένα 25g ζάχαρης.

- Επί τοις εκατό όγκο κατ' όγκο (% v/v ή % κ.ό. ή % vol ή αλκοολικοί βαθμοί (°))

Η έκφραση αυτή δηλώνει τα mL μιας χημικής ουσίας, συνήθως υγρής, που είναι διαλυμένα σε 100 mL διαλύματος.

π.χ Υδατικό διάλυμα οινόπνεύματος 30 % v/v σημαίνει ότι σε 100 mL διαλύματος είναι διαλυμένα 30 mL οινόπνεύματος.

Η % v/v χρησιμοποιείται συνήθως σε αλκοολούχα ποτά και σε υγρά φαρμακευτικά σκευάσματα.

Άτομα-μόρια – mol- Ar-Mr-Vm

$$\bullet A_r = \frac{m_{\text{ατόμου}}}{1/12 m_{\text{ατόμου}}^{12}\text{C}}$$

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 .

$$\bullet M_r = \frac{m_{\text{μορίου}}}{1/12 m_{\text{ατόμου}}^{12}\text{C}}$$

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 .

Υπολογισμός Mr

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. $M_r \text{ N}_2 = 2$

$$A_r \text{ N} = 2 \cdot 14 = 28$$

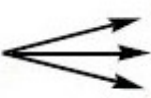
β. Το M_r χημικής ένωσης ισούται με το άθροισμα των γινομένων των δεικτών των στοιχείων στο μοριακό τύπο της ένωσης επί τα αντίστοιχα A_r των στοιχείων. Π.χ. $M_r \text{ H}_2\text{S} = 2 \cdot A_r \text{ H} + 1 A_r \text{ S} = 2 \cdot 1 + 1 \cdot 32 = 34$

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

N_A άτομα	\longleftrightarrow	1 mol ατόμων	\longleftrightarrow	A_r g
		* \updownarrow μέσω του μοριακού τύπου		
N_A μόρια	\longleftrightarrow	1 mol μορίων	\longleftrightarrow	M_r g
		\updownarrow STP και μόνο για αέρια		
		$V_m = 22,4 \text{ L} = 22\,400 \text{ mL}$		

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 θεικού 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 \rightarrow 2 mol ατόμων H
 $1N_A$ άτομα S \rightarrow 1 mol ατόμων S
 $4N_A$ άτομα O \rightarrow 4 mol ατόμων O

Γραμμομοριακός όγκος

Αέρια: A, B, Γ,

1mol A $\rightarrow N_A$ μόρια $\rightarrow V_A$

1mol B $\rightarrow N_A$ μόρια $\rightarrow V_B$

1mol Γ $\rightarrow N_A$ μόρια $\rightarrow V_\Gamma$

άρα $V_A = V_B = V_\Gamma = \dots = V_m$

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

Οι πρότυπες συνθήκες πολλές φορές στην Ελληνική βιβλιογραφία συμβολίζονται με ΚΣ (Κανονικές Συνθήκες)

Οι τύποι του mol

Όταν έχουμε

gmol $n=m/M_r$

l(stp).....mol $n=V/V_m$ (για αέρια)

P,V,T.....mol $n= PV/RT$ (για αέρια)

Πρότυπες συνθήκες πίεσης και θερμοκρασίας, STP,

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.

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

Απόλυτη θερμοκρασία, T (K): $T = \theta \text{ }^\circ\text{C} + 273$

• 1atm = 760 mmHg

Οι πρότυπες συνθήκες πολλές φορές στην Ελληνική βιβλιογραφία συμβολίζονται με ΚΣ (Κανονικές Συνθήκες)

Καταστατική εξίσωση Αερίων

$$P V = n R T$$

Αν η μονάδα πίεσης είναι 1atm και μονάδα όγκου είναι το 1L τότε το $R=0,082 \text{ L} \cdot \text{atm}/ \text{mol} \cdot \text{K}$
n:ο συνολικός αριθμός mol του αερίου μίγματος

V:ο όγκος που καταλαμβάνει το αέριο μίγμα

P:η ολική πίεση των αερίων του μίγματος.

T: Η απόλυτη θερμοκρασία του αερίου (η θερμοκρασία του σε βαθμούς Kelvin)

Πυκνότητα (ρ)

Η πυκνότητα ορίζεται ως το πηλίκο της μάζας προς τον αντίστοιχο όγκο σε σταθερές συνθήκες πίεσης (όταν πρόκειται για αέριο) και θερμοκρασίας.

$$\rho = m/V$$

Η μονάδα της πυκνότητας (παράγωγο μέγεθος) στο SI είναι το Kg / m^3 .

Εύχρηστες όμως μονάδες είναι το g/mL (ή g/cm^3). Ειδικά στα αέρια, όπου έχουμε μικρές πυκνότητες, συνήθως χρησιμοποιούμε το g/L .

Συνδυασμός Πυκνότητας – Καταστατικής Εξίσωσης

Πόση είναι η πυκνότητα του οξυγόνου (O_2) σε πίεση 8 atm και θερμοκρασία 273 °C. $A_{rO}=16$.

$$PV = \frac{mRT}{M_r \text{ g/mol}} \quad \text{ή} \quad P = \frac{m}{V} \cdot \frac{RT}{M_r \text{ g/mol}} \quad \text{ή} \quad P = \rho \frac{RT}{M_r \text{ g/mol}} \quad \text{ή}$$
$$\rho = \frac{P \cdot M_r \text{ g/mol}}{RT} \quad \text{ή} \quad \rho = \frac{8 \text{ atm} \cdot 32 \text{ g/mol}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 546 \text{ K}} \quad \text{ή} \quad \rho = 5,71 \text{ g/L}$$

Συγκέντρωση Διαλύματος

Η μοριακότητα κατ' όγκο ή συγκέντρωση ή Molarity, εκφράζει τα mol διαλυμένης ουσίας που περιέχονται σε 1 L διαλύματος. Δηλαδή, έχουμε:

$$c = n / V$$

Όπου,

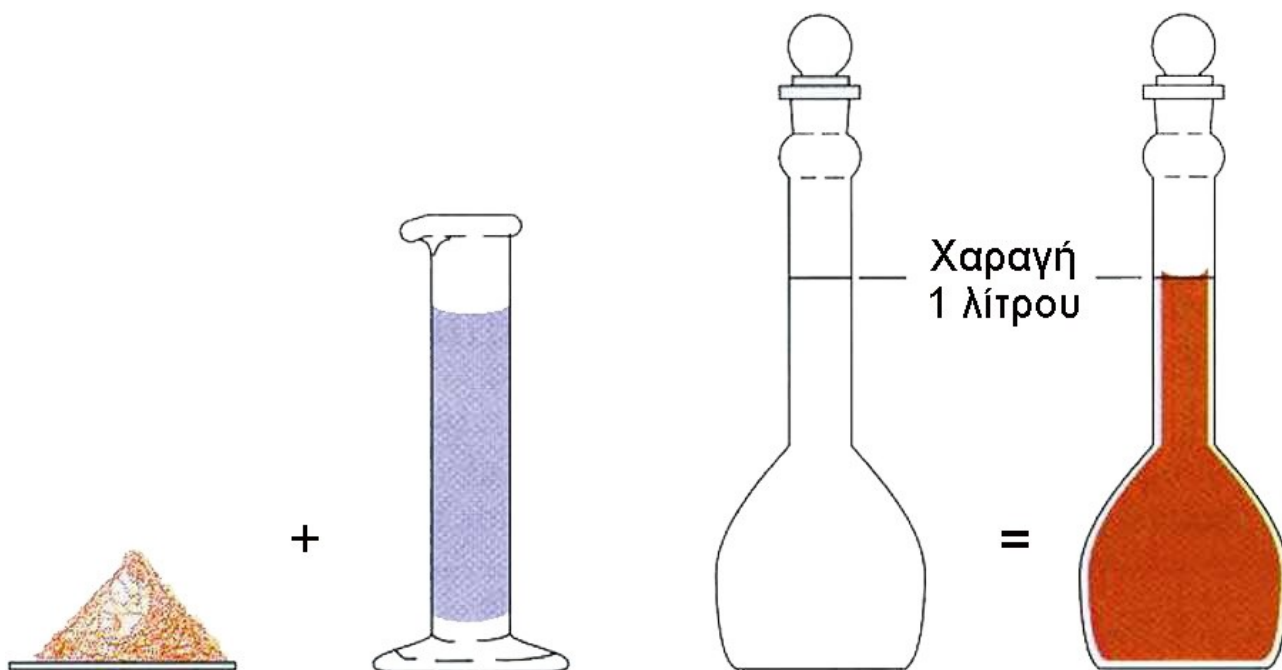
c = η συγκέντρωση του διαλύματος

n = ο αριθμός mol της διαλυμένης ουσίας και

V = ο όγκος του διαλύματος σε L.

Μονάδα της συγκέντρωσης είναι το mol L⁻¹ ή M.

π.χ διάλυμα υδροξειδίου του νατρίου συγκέντρωσης 1,5 M περιέχει 1,5 mol NaOH (60 g) σε 1 L (1000 mL) διαλύματος.



Παρασκευή διαλύματος ορισμένης συγκέντρωσης.

Αραίωση διαλύματος

Όταν σε ένα διάλυμα προσθέσουμε νερό, η ποσότητα της διαλυμένης ουσίας παραμένει σταθερή, ενώ ο όγκος του διαλύματος μεγαλώνει. Συνεπώς, το τελικό διάλυμα έχει μικρότερη συγκέντρωση από το αρχικό. Κατά την αραίωση ισχύει η σχέση:

$$c_1 V_1 = c_2 V_2$$

όπου,

c_1 και V_1 η συγκέντρωση και ο όγκος του διαλύματος, αντίστοιχα, πριν την αραίωση και

c_2 και V_2 η συγκέντρωση και ο όγκος του διαλύματος, αντίστοιχα, μετά την αραίωση



Στην αραίωση διαλύματος η ποσότητα της διαλυμένης ουσίας παραμένει η ίδια, ενώ η συγκέντρωση μειώνεται.

Ανάμιξη διαλυμάτων

Όταν αναμείξουμε δύο ή περισσότερα διαλύματα που περιέχουν **την ίδια διαλυμένη ουσία**, τότε προκύπτει ένα διάλυμα το οποίο θα έχει τα ακόλουθα χαρακτηριστικά:

α. Η μάζα του τελικού διαλύματος θα είναι ίση με το άθροισμα των μαζών των διαλυμάτων που αναμείξαμε. Δηλαδή,

$$m_{\Delta\text{τελ}} = m_{\Delta 1} + m_{\Delta 2} + m_{\Delta 3} + \dots$$

β. Ο όγκος του τελικού διαλύματος σχεδόν πάντα θεωρούμε ότι είναι ίσος με το άθροισμα των όγκων των διαλυμάτων που αναμείξαμε. Δηλαδή,

$$V_{\text{τελ}} = V_1 + V_2 + V_3 + \dots$$

γ. Η ποσότητα της διαλυμένης ουσίας στο τελικό διάλυμα θα είναι ίση με το άθροισμα των ποσοτήτων των διαλυμένων ουσιών που υπήρχαν στα αρχικά διαλύματα πριν από την ανάμειξη. Δηλαδή:

$$m_{\text{τελ}} = m_1 + m_2 + m_3 + \dots$$

$$\text{ή } n_{\text{τελ}} = n_1 + n_2 + n_3 + \dots$$

Κατά την ανάμειξη διαλυμάτων της ίδιας ουσίας ισχύει η σχέση:

$$c_1 V_1 + c_2 V_2 = c_{\text{τελ}} V_{\text{τελ}}$$

όπου,

c_1, c_2 και V_1, V_2 οι συγκεντρώσεις και οι όγκοι των αρχικών διαλυμάτων και $c_{\text{τελ}}$ και $V_{\text{τελ}}$ η συγκέντρωση και ο όγκος του τελικού διαλύματος, αντίστοιχα.

Είναι προφανές ότι, αν $c_1 > c_2$, τότε μετά την ανάμειξη θα έχουμε ότι

$$c_1 > c_{\text{τελ}} > c_2.$$

Πηγή : Χημεία Α Λυκείου-Λιοδάκη Σ.