

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 της διδακτικής αυτής 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 , n 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 ανάμειξη 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 $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ (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

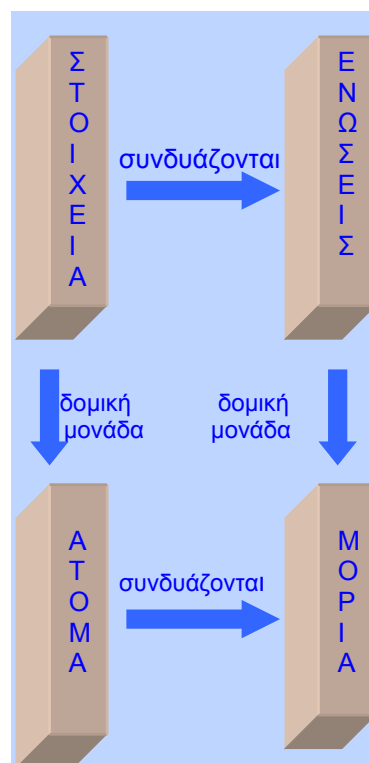
Στις θετικές επιστήμες, άρα και στη χημεία, η «αλήθεια μετριέται». Τίποτα δε γίνεται αποδεκτό αν δε μετρηθεί με κάποιο τρόπο. Επειδή δε το βασικό αντικείμενο της χημείας είναι η ύλη, πρέπει να μάθουμε πώς αυτή μπορεί να μετρηθεί. Στο κεφάλαιο αυτό προσεγγίζονται δύο τρόποι. Ο ένας είναι η μέτρηση της 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 ($N = \text{number}$), 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 στοιχειομετρικών 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 $N = 3 \text{ δωδ.} \cdot 12 \text{ αυγά} / \text{δωδ} = 36 \text{ αυγά}$
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 εστίαστηκαν 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 $1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$.

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

➤ *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, $A_r \text{ O} = 16$.

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 $1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$.

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

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.

• Η σχετική ατομική μάζα (Ατομικό Βάρος) τις πιο πολλές φορές στην Ελληνική βιβλιογραφία συμβολίζεται με A_B . 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 M_B . 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 H (19^{05} αιώνας)

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

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

- $1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$

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

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

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 (MB)

➤ 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.

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 .

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. $M_r \text{ N}_2 = 2 \cdot A_r \text{ N} = 2 \cdot 14 = 28$

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. $M_r \text{ H}_2\text{S} = 2 \cdot A_r \text{ H} + 1 \cdot A_r \text{ S} = 2 \cdot 1 + 1 \cdot 32 = 34$

- Χημική ουσία: στοιχείο ή χημική ένωση.

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

- 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. $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$

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

ΛΥΣΗ

α. $M_r \text{ P}_4 = 4 \cdot A_r \text{ P} = 4 \cdot 31 = 124$

β. $M_r \text{ Al}_2(\text{SO}_4)_3 = 2 \cdot A_r \text{ Al} + 3 (A_r \text{ S} + 4 \cdot A_r \text{ O}) = 2 \cdot 27 + 3(32 + 4 \cdot 16) = 342$

Εφαρμογή

Να βρεθούν οι σχετικές μοριακές μάζες (M_r):

α. Cl_2 , β. O_3 , γ. CO_2 , δ. HNO_3 , ε. $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$

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 $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$;)

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 υπολογίστηκε με πειραματικές μεθόδους και με μεγάλη προσέγγιση ίσος με $6,02 \cdot 10^{23}$. Δηλαδή,

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

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 ($6,02 \cdot 10^{23}$).



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 $6,0252 \cdot 10^{23}$. Συνήθως όμως χρησιμοποιείται για απλούστευση η τιμή $6,02 \cdot 10^{23}$. 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 αποφάσισε 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.

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,

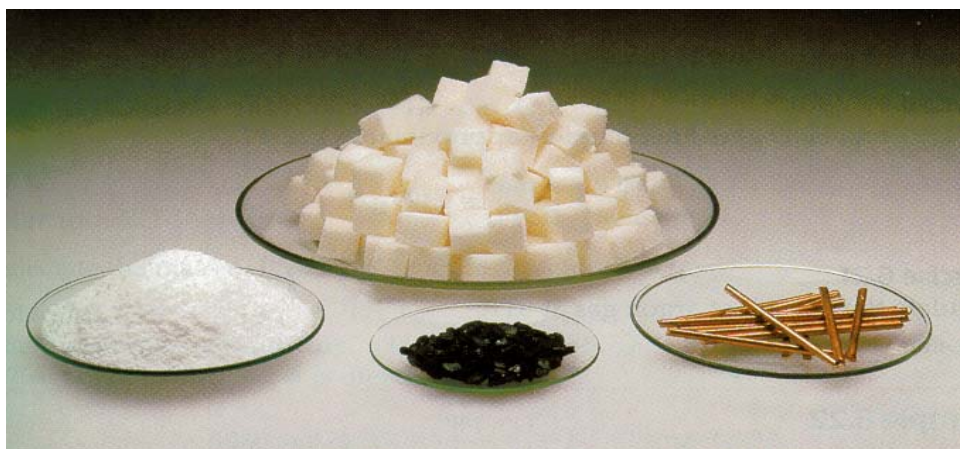
1 mol ατόμων περιέχει N_A άτομα και ζυγίζει A_r g

π.χ. 1 mol ατόμων O περιέχει $6,02 \cdot 10^{23}$ άτομα και ζυγίζει 16 g ($A_{rO}=16$) και 1 mol ατόμων Fe περιέχει $6,02 \cdot 10^{23}$ άτομα και ζυγίζει 56 g ($A_{rFe}=56$)

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

Παράδειγμα 4.3

Πόσο ζυγίζει το 1 άτομο υδρογόνου; ($A_{rH}=1$)

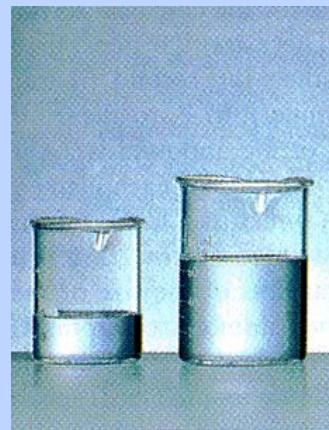
ΛΥΣΗ

Σύμφωνα με τον ορισμό του mol:

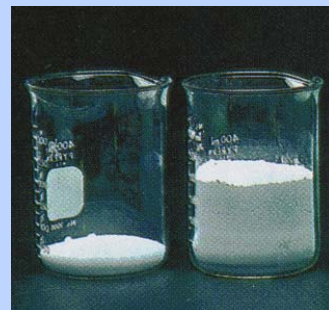
$$\frac{N_A \text{ άτομα H}}{1 \text{ άτομο}} \quad \text{ζυγίζουν} \quad = \quad \frac{1 \text{ g}}{m_{\text{ατόμου}}} \quad \text{άρα}$$

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

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



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



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

Εφαρμογή

Να υπολογιστεί η μάζα του ατόμου του υδραργύρου ($A_{\text{rHg}} = 200$).
($3,32 \cdot 10^{-22}$ 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

$$M_{\text{r}} \text{H}_2\text{SO}_4 = 2 \cdot 1 + 1 \cdot 32 + 4 \cdot 16 = 98$$

Σύμφωνα με τον ορισμό του mol:

$$\frac{N_{\text{A}} \text{ μόρια}}{1 \text{ μόριο}} \stackrel{\text{ζυγίζουν}}{=} \frac{98 \text{ g}}{m_{\text{μορίου}}} \quad \text{άρα}$$

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

Εφαρμογή

Να υπολογιστεί η μάζα του μορίου της ζάχαρης ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$).
Δίνονται οι τιμές A_{r} : C: 12, H: 1, O: 16.
($5,67 \cdot 10^{-22}$ 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}).

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

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.

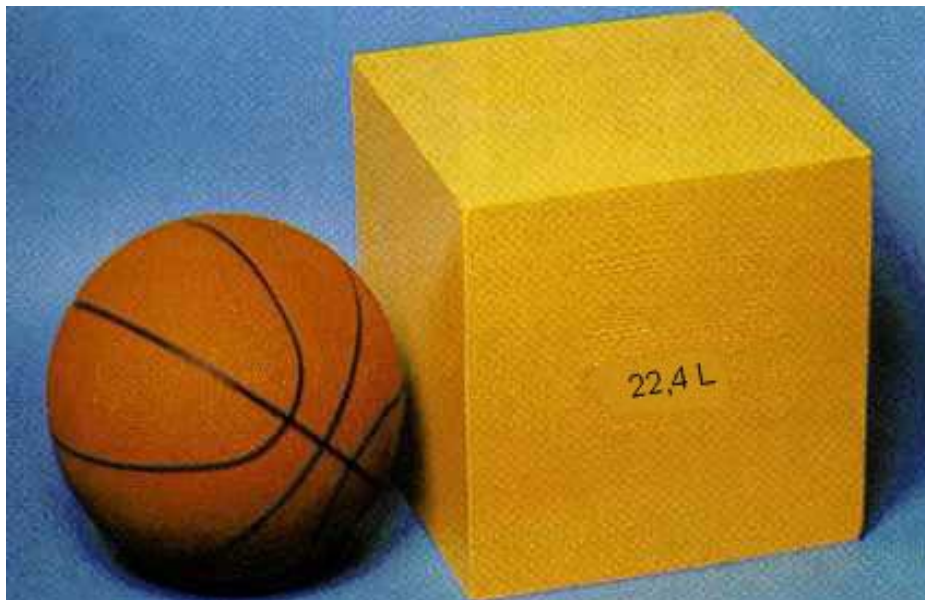
- Η υπόθεση Avogadro ξεκίνησε σαν μια υπόθεση η οποία σήμερα έχει ισχύ νόμου (αρχής). Με βάση αυτή την υπόθεση ο Avogadro απέδειξε για πρώτη φορά τη διαφορά μεταξύ των ατόμων και μορίων.

- Αέρια: A, B, Γ,
1 mol A $\rightarrow N_{\text{A}}$ μόρια $\rightarrow V_{\text{A}}$
1 mol B $\rightarrow N_{\text{A}}$ μόρια $\rightarrow V_{\text{B}}$
1 mol Γ $\rightarrow N_{\text{A}}$ μόρια $\rightarrow V_{\text{Γ}}$
άρα $V_{\text{A}} = V_{\text{B}} = V_{\text{Γ}} = \dots = V_{\text{m}}$

- Ο V_{m} αναφέρεται και σαν Μοριακός όγκος ή μοριακός όγκος

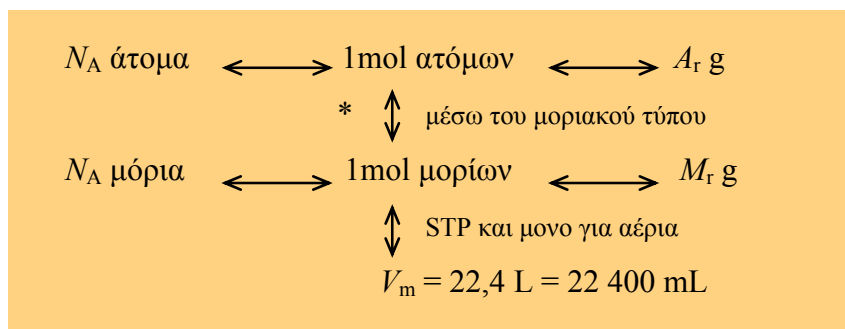
Σε πρότυπες συνθήκες πίεσης και θερμοκρασίας, STP, δηλαδή, σε θερμοκρασία $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ (ή 273 K) και πίεση 1 atm (760 mmHg), ο γραμμομοριακός όγκος των αερίων βρέθηκε πειραματικά ίσος με $22,4\text{ L}$.

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

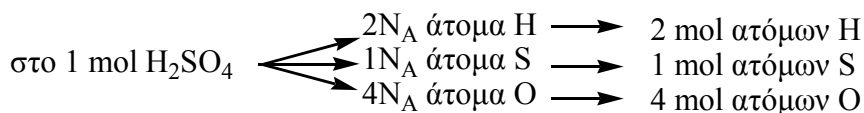
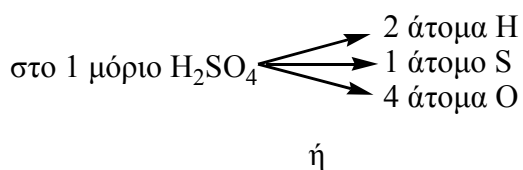


ΣΧΗΜΑ 4.2 Ο γραμμομοριακός όγκος (V_m) σε STP συνθήκες είναι ο όγκος των $22,4\text{ L}$ που καταλαμβάνει το κίτρινο κουτί. Για σύγκριση βάζουμε τη μπάλα.

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

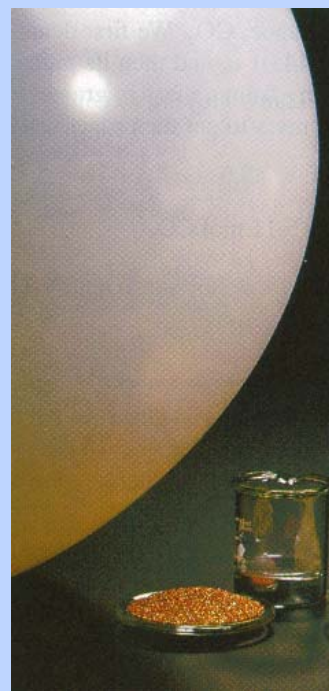


* Μέσω του μοριακού τύπου υπολογίζουμε τον αριθμό των mol ατόμων που περιέχονται σε συγκεκριμένο αριθμό mol της χημικής ουσίας. Για παράδειγμα, από το μοριακό τύπο του θειικού οξέος (H_2SO_4) έχουμε:



- Απόλυτη θερμοκρασία, T (K):
 $T = \theta\text{ }^{\circ}\text{C} + 273$
- $1\text{ atm} = 760\text{ mmHg}$

- 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).



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

Στα παραδείγματα που ακολουθούν συσχετίζονται 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.

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,

$$\text{το } \frac{1 \text{ mol H}_2\text{S}}{n} \stackrel{\text{ζυγίζει}}{=} \frac{34 \text{ g}}{170 \text{ g}}$$

$$\text{ή } n = 5 \text{ mol H}_2\text{S}.$$

Παρατήρηση

Ο υπολογισμός αυτός μπορεί να γίνει κάνοντας χρήση της σχέσης:

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

όπου n = ο αριθμός των mol και m = η μάζα της χημικής ουσίας.

Στη συγκεκριμένη περίπτωση έχουμε:

$$n_{\text{H}_2\text{S}} = \frac{m}{M_r \text{ g/mol}} = \frac{170 \text{ g}}{34 \text{ g/mol}} = 5 \text{ mol}$$

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

$$\frac{1 \text{ mol H}_2\text{S}}{5 \text{ mol}} = \frac{22,4 \text{ L}}{V} \quad \text{ή} \quad V = 112 \text{ L αερίου H}_2\text{S}$$

22,4 L σε STP. Επομένως,

γ. Επίσης γνωρίζουμε ότι 1 mol οποιασδήποτε χημικής ουσίας περιέχει N_A μόρια. Επομένως,

$$\frac{1 \text{ mol H}_2\text{S}}{5 \text{ mol}} = \frac{N_A \text{ μόρια}}{x} \quad \text{ή} \quad x = 5N_A \text{ μόρια, δηλαδή } 5 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ μόρια!}$$

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

Εφαρμογή

α. Πόσα μόρια αμμωνίας (NH_3) περιέχονται σε 1,12 L αυτής σε STP;
β. Πόσο ζυγίζουν τα $1,8066 \cdot 10^{24}$ μόρια NH_3 ;
Δίνονται οι τιμές των A_r : N: 14, H: 1.

(α. 0,05 N_A , β. 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

$$M_r = 1 \cdot 32 + 2 \cdot 16 = 64.$$

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

$$\text{Στα } \frac{64 \text{ g SO}_2}{16 \text{ g}} = \text{τα } \frac{2 \cdot 16 \text{ g}}{m} \text{ είναι οξυγόνο.}$$

$$\text{άρα } m_{\text{O}} = 8 \text{ g.}$$

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 σύστασή 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.

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.

$$\frac{1 \text{ mol CO}_2}{x \text{ mol}} = \frac{44 \text{ g}}{m_1} \quad \text{ή} \quad m_1 = 44x \text{ g}$$

$$\frac{1 \text{ mol SO}_2}{\psi \text{ mol}} = \frac{64 \text{ g}}{m_2} \quad \text{ή} \quad m_2 = 64\psi \text{ g}$$

$$\text{Επειδή όμως} \quad m_{\text{CO}_2} + m_{\text{SO}_2} = 7,6 \text{ g}$$

$$\text{έχουμε} \quad \boxed{44x + 64\psi = 7,6} \quad (1)$$

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

$$\frac{1 \text{ mol CO}_2}{x \text{ mol}} = \frac{22,4 \text{ L}}{V_{\text{CO}_2}} \quad \text{ή} \quad V_{\text{CO}_2} = 22,4x \text{ L}$$

$$\frac{1 \text{ mol SO}_2}{\psi \text{ mol}} = \frac{22,4 \text{ L}}{V_{\text{SO}_2}} \quad \text{ή} \quad V_{\text{SO}_2} = 22,4\psi \text{ L}$$

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

$$V_{\text{CO}_2} + V_{\text{SO}_2} = 3,36 \text{ L}$$

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

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:
 $R = 8,314 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$

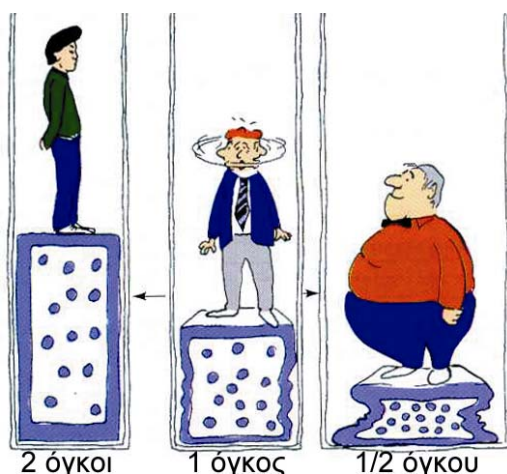
4.2 Καταστατική εξίσωση των αερίων

Η συμπεριφορά των αερίων είναι περισσότερο απλή και ομοιόμορφη από τη συμπεριφορά των υγρών και των στερεών. Σε αντίθεση με τις υγρές και τις στερεές ουσίες, ορισμένες βασικές ιδιότητες των αερίων είναι ανεξάρτητες της χημικής τους φύσης και μπορούν να περιγραφούν με νόμους, όπως είναι:

- **Ο νόμος Boyle:** «ο όγκος (V) που καταλαμβάνει ένα αέριο είναι αντιστρόφως ανάλογος της πίεσης (P) που έχει, με την προϋπόθεση ότι ο αριθμός των mol (n) και η θερμοκρασία (T) του αερίου παραμένουν σταθερά». Δηλαδή, έχουμε:

Νόμος Boyle

$P V = \text{σταθερό}$ όταν n, T σταθερά



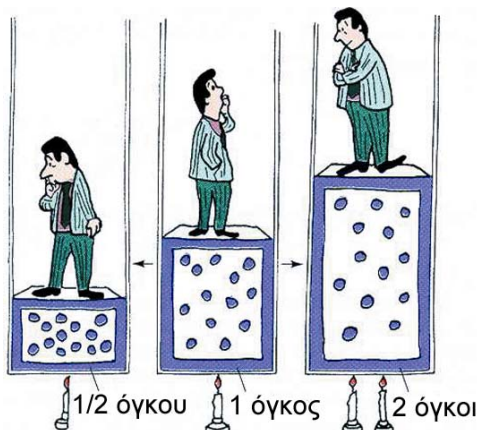
ΣΧΗΜΑ 4.3 Εικονική παρουσίαση του νόμου του Boyle. Ο όγκος του αερίου είναι αντιστρόφως ανάλογος της πίεσης (με n, T σταθερά).

- **Ο νόμος Charles** «ο όγκος (V) που καταλαμβάνει ένα αέριο είναι ανάλογος της απόλυτης θερμοκρασίας (T), με την προϋπόθεση ότι ο αριθμός των mol (n) και η πίεση (P) παραμένουν σταθερά». Δηλαδή, έχουμε:

Νόμος Charles

$V \propto T$

όταν n, P σταθερά



ΣΧΗΜΑ 4.4 Εικονική παρουσίαση του νόμου του Charles. Ο όγκος του αερίου είναι ανάλογος της απόλυτης θερμοκρασίας (με n, P σταθερά).



R. Boyle (1627-1691)
Ιρλανδός χημικός και φιλόσοφος. Ήταν το 14^ο παιδί μιας εύπορης και ισχυρής οικογένειας. Κατά τη διάρκεια της ζωής του απέκτησε τεράστια φήμη κυρίως από τα πρωτοποριακά του πειράματα σχετικά με τις ιδιότητες των αερίων. Το βιβλίο του «Ο Σκεπτικιστής Χημικός» έθεσε τις βάσεις για τη μετάβαση από την αλχημεία στη μοντέρνα χημεία.

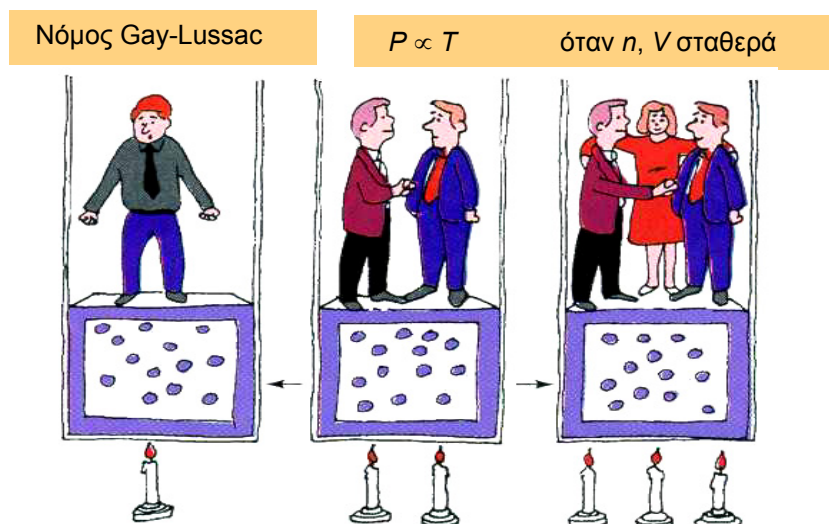


C. Charles (1746-1823)
Γάλλος χημικός πασίγνωστος στα χρόνια του για τα πειράματα που έκανε με μπαλόνια. Ένα χρόνο μετά την ανακάλυψη του αερόστατου από τους αδελφούς Montgolfier, ο Charles κατασκεύασε τα δικά του αερόστατα κάνοντας χρήση υδρογόνου αντί θερμού αέρα. Το υδρογόνο που χρειάστηκε για τη κατασκευή του πρώτου μπαλονιού παρασκεύασε ο ίδιος, αντιδρώντας 250 kg οξέος με 500 Kg σιδήρου. Την πρώτη του αυτή πτήση παρακολούθησε πλήθος κόσμου και στέφτηκε με επιτυχία.



ΣΧΗΜΑ 4.5 Με ψύξη (με υγρό άζωτο) ο όγκος του αερίου μειώνεται, σύμφωνα με το νόμο του Charles.

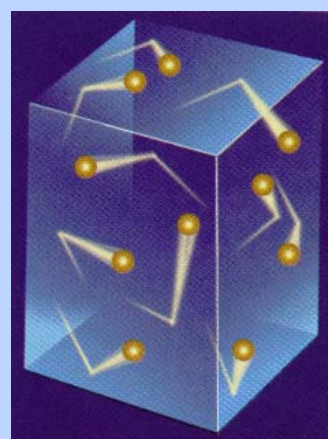
- **Ο νόμος Gay-Lussac:** «η πίεση (P) που ασκεί ένα αέριο είναι ανάλογη της απόλυτης θερμοκρασίας (T), όταν ο αριθμός των mol (n) και ο όγκος (V) είναι σταθερά». Δηλαδή, έχουμε:



ΣΧΗΜΑ 4.6 Εικονική παρουσίαση του νόμου του Gay-Lussac. Η πίεση ενός αερίου είναι ανάλογος της απόλυτης θερμοκρασίας (με n , V σταθερά).



Gay-Lussac: (1778-1850) Γάλλος χημικός και φυσικός. Έδειξε μεγάλη τόλμη, αφού για τις ανάγκες των πειραμάτων του αναγκάστηκε πολλές φορές να χρησιμοποιεί αερόστατο και να ανεβαίνει σε ύψος μέχρι 7000 m. Κατέλαβε ταυτόχρονα δύο περίβλεπτες καθηγητικές έδρες της χημείας και της φυσικής στο πανεπιστήμιο της Σορβόνης. Πέρασε το μεγαλύτερο μέρος της ζωής του στο υπόγειο εργαστήριό του, κάτω από δυσμενείς συνθήκες, όπου το χειμώνα δεν υπήρχε θέρμανση και το δάπεδο ήταν μόνιμως υγρό. Αυτά βέβαια δεν τον εμπόδιζαν να χορεύει από χαρά σε κάθε πετυχημένο πείραμά του.



Η πίεση που ασκεί ένα αέριο είναι αποτέλεσμα των συγκρούσεων των μορίων του στα τοιχώματα του δοχείου

Με συνδυασμό των νόμων:

1. **Boyle** $V \propto 1/P$
2. **Charles** $V \propto T$
3. **Avogadro** $V \propto n$

Καταλήγουμε, $V \propto (1/P)Tn$

Η αναλογία αυτή μπορεί να μετατραπεί σε εξίσωση, αν εισάγουμε μια σταθερά R :

$$V = R (1/P)Tn$$

Η σταθερά R ονομάζεται **παγκόσμια σταθερά των αερίων**.

Η σταθερά R μπορεί να υπολογιστεί παίρνοντας σαν βάση 1 mol ενός αερίου σε STP συνθήκες:

$$R = \frac{PV}{nT} = \frac{1 \text{ atm} \cdot 22,4 \text{ L}}{1 \text{ mol} \cdot 273 \text{ K}} = \frac{0,082 \text{ atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

Η παραπάνω σχέση, η οποία συνήθως γράφεται με τη μορφή:

$$P V = n R T$$

ονομάζεται **καταστατική εξίσωση των ιδανικών αερίων**.

Η καταστατική εξίσωση εμπεριέχει τους τρεις νόμους (Boyle, Charles, Avogadro) και περιγράφει πλήρως τη συμπεριφορά (κατάσταση) ενός αερίου. Γι' αυτό ονομάζεται καταστατική εξίσωση.

➤ Τα αέρια που υπακούουν στην καταστατική εξίσωση, για οποιαδήποτε τιμή πίεσης και θερμοκρασίας, ονομάζονται **ιδανικά ή τέλεια αέρια**.

Τα περισσότερα αέρια, κάτω από συνθήκες χαμηλής πίεσης και υψηλής θερμοκρασίας, προσεγγίζουν την ιδανική συμπεριφορά και συνεπώς υπακούουν στους νόμους των αερίων. Αποκλίσεις παρατηρούνται σε χαμηλές θερμοκρασίες και υψηλές πιέσεις (συνθήκες υγροποίησης). Ιδανικά επίσης συμπεριφέρονται και τα περισσότερα μίγματα αερίων, κάτω από ορισμένες συνθήκες πίεσης και θερμοκρασίας. Έτσι, μπορούμε να γράφουμε την καταστατική εξίσωση και για αέρια μίγματα:

$$P V = n_{\text{ολ}} R T \quad \text{όπου,}$$

$n_{\text{ολ}}$ ο συνολικός αριθμός mol του αερίου μίγματος

V ο όγκος που καταλαμβάνει το αέριο μίγμα και

P η ολική πίεση των αερίων του μίγματος.

Παράδειγμα 4.8

Σε δοχείο όγκου 15 L και θερμοκρασίας 27 °C, εισάγονται 4 mol αερίου Α. Να υπολογιστεί η πίεση που ασκεί το αέριο στο δοχείο.

ΛΥΣΗ

Αφού γνωρίζουμε τη θερμοκρασία, τον όγκο και την ποσότητα σε mol του αερίου μπορούμε να βρούμε πόση πίεση ασκεί, από την καταστατική εξίσωση.

$$T = \theta + 273 = (27+273) \text{ K} = 300 \text{ K}$$

$$PV = nRT \quad \text{ή} \quad P = \frac{nRT}{V} = \frac{4 \text{ mol} \cdot (0,082 \text{ atm} \cdot \text{L/mol} \cdot \text{K}) \cdot 300 \text{ K}}{15 \text{ L}}$$

$$\text{ή } P = 6,56 \text{ atm.}$$

Εφαρμογή

Σε δοχείο όγκου 15 L και θερμοκρασίας 800 °C, εισάγονται $2N_A$ μόρια οξυγόνου. Πόση πίεση ασκεί το οξυγόνο στο δοχείο;

(11,73 atm)

Στην καταστατική εξίσωση μπορεί να εισαχθεί η πυκνότητα του αερίου, ρ , όπως φαίνεται στο παράδειγμα που ακολουθεί.

Παράδειγμα 4.9

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

ΛΥΣΗ

$$T = \theta + 273 = (273 + 273) \text{ K} = 546 \text{ K}.$$

$$M_{rO_2} = 2 \cdot 16 = 32$$

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

οπότε,

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

Εφαρμογή

Αέριο Α έχει πυκνότητα 2,28 g/L σε θερμοκρασία 546 K και πίεση 6 atm. Ζητείται η σχετική μοριακή μάζα του Α.

$$R=0,082 \text{ atm} \cdot \text{L/mol} \cdot \text{K}$$

(17)

4.3 Συγκέντρωση διαλύματος - Αραίωση, ανάμειξη διαλυμάτων

Συγκέντρωση ή μοριακότητα κατ' όγκο διαλύματος

Όπως αναφέραμε στο 1^ο κεφάλαιο, υπάρχουν διάφοροι τρόποι με τους οποίους μπορούμε να εκφράσουμε την περιεκτικότητα ενός διαλύματος, δηλαδή την ποσότητα της διαλυμένης ουσίας που περιέχεται σε ορισμένη ποσότητα διαλύματος ή διαλύτη. Μία από τις συνηθέστερες μονάδες περιεκτικότητας ενός διαλύματος είναι η μοριακότητα κατ' όγκο:

- 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,

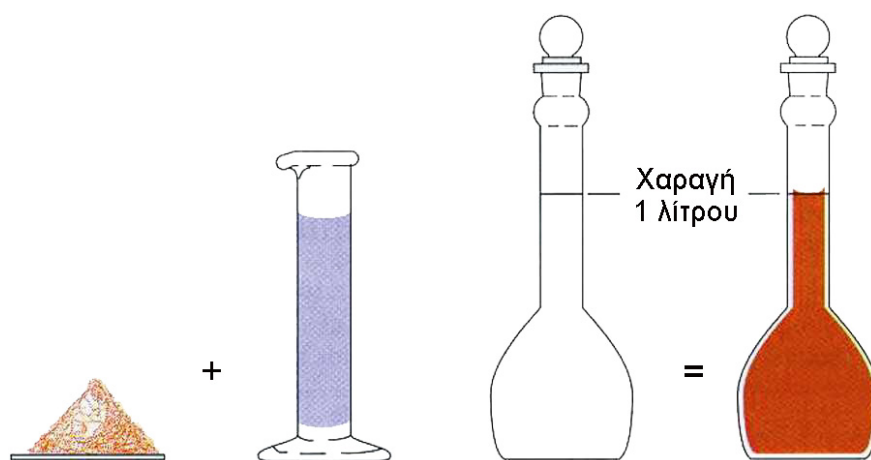
c = η συγκέντρωση του διαλύματος

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.

Για παράδειγμα, διάλυμα υδροξειδίου του νατρίου συγκέντρωσης 1,5 M περιέχει 1,5 mol NaOH (60 g) σε 1 L (1000 mL) διαλύματος, όπως φαίνεται στο παρακάτω σχήμα.



ΣΧΗΜΑ 4.7 Παρασκευή διαλύματος ορισμένης συγκέντρωσης.

Παράδειγμα 4.10

Σε 300 mL διαλύματος περιέχονται 6 g υδροξειδίου του νατρίου (NaOH). Να βρεθεί η συγκέντρωση (μοριακότητα κατ' όγκο) του διαλύματος.

Δίνονται οι τιμές των A_r : Na: 23, O: 16, H: 1.



Παρασκευή διαλύματος ορισμένης συγκέντρωσης

ΛΥΣΗ

1^{ος} τρόπος (με κατάταξη)

Υπολογίζουμε κατ' αρχήν τα mol της διαλυμένης ουσίας.

$$M_{\text{r NaOH}} = 1 \cdot 23 + 1 \cdot 16 + 1 \cdot 1 = 40$$

$$n = \frac{m}{M_{\text{r}} \text{ g/mol}} = \frac{6 \text{ g}}{40 \text{ g/mol}} = 0,15 \text{ mol}$$

Άρα στα 300 mL διαλύματος υπάρχουν 0,15 mol NaOH

$$\frac{1000 \text{ mL}}{n}$$

$$\text{ή } n = 0,5 \text{ mol}$$

Άρα έχουμε συγκέντρωση = 0,5 mol/L.

2^{ος} τρόπος (με τον τύπο)

έχουμε 0,15 mol NaOH και αφού $V = 300 \text{ mL} = 0,3 \text{ L}$. Συνεπώς,

$$c = \frac{n}{V} = \frac{0,15 \text{ mol}}{0,3 \text{ L}} = 0,5 \text{ mol/L} \text{ ή } 0,5 \text{ M}$$

Εφαρμογή

Πόσα γραμμάρια καθαρού νιτρικού οξέος περιέχονται σε 400 mL διαλύματος νιτρικού οξέος (HNO_3) συγκέντρωσης 2 M;

Δίνονται οι τιμές των A_{r} : H: 1, N: 14, O: 16.

(50,4 g)

Παράδειγμα 4.11

Να βρεθεί η % w/w (βάρος σε βάρος) περιεκτικότητα διαλύματος υδροχλωρίου συγκέντρωσης 0,2 M και πυκνότητας $1,05 \text{ g mL}^{-1}$, που περιέχει 14,6 g καθαρού υδροχλωρίου (HCl).

Δίνονται οι τιμές των A_{r} : H:1, Cl: 35,5.

ΛΥΣΗ

Θα βρούμε τον όγκο του διαλύματος, ώστε κατόπιν, με τη βοήθεια της πυκνότητας, να βρούμε τη μάζα του διαλύματος.

$$\frac{1 \text{ mol HCl}}{n} \quad \begin{array}{c} \text{ζυγίζει} \\ = \end{array} \quad \frac{36,5 \text{ g}}{14,6 \text{ g}}$$

άρα $n = 0,4 \text{ mol}$ καθαρού HCl.

$$\text{Από τον τύπο } c = \frac{n}{V} \text{ ή } V = \frac{n}{c} = \frac{0,4 \text{ mol}}{0,2 \text{ mol}} = 2 \text{ L}$$

δηλαδή $V = 2000 \text{ mL}$.

Από τον τύπο της πυκνότητας υπολογίζουμε τη μάζα του διαλύματος

$$\rho = \frac{m_{\Delta}}{V} \text{ ή } m_{\Delta} = \rho \cdot V = 1,05 \text{ g/mL} \cdot 2000 \text{ mL}$$

- Για να υπολογίσουμε μία περιεκτικότητα όγκου (π.χ. c) από μία περιεκτικότητα βάρους (π.χ. % w/w), ή αντίστροφα, χρειαζόμαστε την τιμή της πυκνότητας του διαλύματος.

ή $m_{\Delta} = 2100 \text{ g}$.

Γνωρίζοντας τώρα τη μάζα του διαλύματος και τη μάζα της διαλυμένης ουσίας, βρίσκουμε την % w/w περιεκτικότητα:

$$\text{Στα } \frac{2100 \text{ g διαλύματος}}{100 \text{ g}} = \frac{14,6 \text{ g καθαρού HCl}}{x}$$

ή $x = 0,7 \text{ g καθαρού υδροχλωρίου}$.

Άρα το διάλυμα είναι περιεκτικότητας 0,7% w/w (κατά βάρος).

Εφαρμογή

Να βρεθεί η συγκέντρωση (c) διαλύματος υδροξειδίου του νατρίου (NaOH) όγκου 500 mL, περιεκτικότητας 8% w/w και πυκνότητας 1,07 g/mL. Δίνονται οι τιμές των A_r : Na: 23, O: 16, H: 1.

(2,14 M)

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



ΣΧΗΜΑ 4.8 Στην αραίωση διαλύματος η ποσότητα της διαλυμένης ουσίας παραμένει η ίδια, ενώ η συγκέντρωση μειώνεται.



Εικονική παρουσίαση για την αραίωση διαλύματος

Παράδειγμα 4.12

Σε διάλυμα υδροξειδίου του νατρίου (NaOH) όγκου 400 mL συγκέντρωσης 2 M προσθέτουμε 1200 mL νερού. Να υπολογιστεί η συγκέντρωση του τελικού διαλύματος. Θεωρούμε ότι κατά την ανάμειξη δεν έχουμε μεταβολή του όγκου.

ΛΥΣΗ

1^{ος} τρόπος (με κατάταξη)

Αρχικό διάλυμα:

$$2 \text{ M σημαίνει ότι στα } \frac{1000 \text{ mL διαλύματος}}{400 \text{ mL}} = \frac{2 \text{ mol διαλ. ουσίας}}{n}$$

$$\text{ή } n = 0,8 \text{ mol NaOH.}$$

Μετά την προσθήκη του νερού η ποσότητα της διαλυμένης ουσίας παραμένει σταθερή, άρα και στο τελικό διάλυμα θα υπάρχουν 0,8 mol κα-
θαρού NaOH.

$$\text{Όμως } V_{\text{τελ}} = V_{\text{αρχ}} + V_{\text{H}_2\text{O}} = 400 \text{ mL} + 1200 \text{ mL} = 1600 \text{ mL.}$$

Τελικό διάλυμα:

$$\text{Στα } \frac{1600 \text{ mL διαλύματος}}{1000 \text{ mL}} = \frac{0,8 \text{ mol διαλ. ουσίας}}{x}$$

$$\text{ή } x = 0,5 \text{ mol.}$$

Άρα η συγκέντρωση του τελικού διαλύματος είναι 0,5 M.

2^{ος} τρόπος (με τον τύπο)

Γνωρίζουμε ότι

$$c = \frac{n}{V} \text{ ή } n = c \cdot V$$

Επειδή με την προσθήκη του νερού η ποσότητα της διαλυμένης ουσίας παραμένει σταθερή έχουμε ότι:

$$n_{\text{αρχ}} = n_{\text{τελ}} \text{ ή}$$

$$c_{\text{αρχ}} V_{\text{αρχ}} = c_{\text{τελ}} V_{\text{τελ}} \text{ ή}$$

$$c_{\text{τελ}} = \frac{c_{\text{αρχ}} V_{\text{αρχ}}}{V_{\text{τελ}}} = \frac{2 \text{ M} \cdot 400 \cdot 10^{-3} \text{ L}}{1600 \cdot 10^{-3} \text{ L}} \text{ ή}$$

$$c_{\text{τελ}} = 0,5 \text{ M.}$$

Εφαρμογή

Πόσα λίτρα νερού πρέπει να προστεθούν σε 3 L διαλύματος NaCl 1 M για να προκύψει διάλυμα NaCl 0,1 M;

(27 L)

- Η ποσότητα της διαλυμένης ουσίας παραμένει σταθερή κατά τη συμπύκνωση ενός διαλύματος, δηλαδή, όταν αφαιρείται νερό από το διάλυμα με εξάτμιση.

Ανάμειξη διαλυμάτων

Όταν αναμειξουμε 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,

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

m_{Δ} = μάζα διαλύματος

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

Δηλαδή,

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

V = όγκος διαλύματος

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:

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

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

m = μάζα διαλυμένης ουσίας
 n = αριθμός mol διαλυμένης ουσίας

Κατά την ανάμειξη διαλυμάτων της ίδιας ουσίας ισχύει η σχέση:

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

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 $c_1 > c_{\text{τελ}} > c_2$.

Παράδειγμα 4.13

Αναμειγνύονται 3 L διαλύματος HCl 1 M με 7 L διαλύματος HCl 0,5 M. Να βρεθεί η συγκέντρωση του τελικού διαλύματος.

ΛΥΣΗ

1^{ος} τρόπος (με κατάταξη)

Διάλυμα (Α): 1 M.

$$\frac{\text{Στο } 1 \text{ L διαλύματος}}{\text{Στα } 3 \text{ L}} = \frac{1 \text{ mol HCl}}{n_A} \quad \text{ή} \quad n_A = 3 \text{ mol}$$

Διάλυμα (Β): 0,5 M.

$$\frac{\text{Στο } 1 \text{ L διαλύματος}}{7 \text{ L}} = \frac{0,5 \text{ mol HCl}}{n_B} \quad \text{ή} \quad n_B = 3,5 \text{ mol}$$

Στο τελικό διάλυμα έχουμε ότι

$$V_{\text{τελ}} = V_A + V_B = 3 \text{ L} + 7 \text{ L} = 10 \text{ L}$$

$$n_{\text{τελ}} = n_A + n_B = 3 \text{ mol} + 3,5 \text{ mol} = 6,5 \text{ mol}$$

Άρα στο τελικό διάλυμα έχουμε:

$$\frac{10 \text{ L διαλύματος}}{1 \text{ L}} = \frac{6,5 \text{ mol HCl}}{x}$$

$$\text{ή } x = 0,65 \text{ mol.}$$

Άρα η συγκέντρωση του τελικού διαλύματος είναι 0,65 mol/L, δηλαδή 0,65 M.

2^{ος} τρόπος (με τον τύπο)

Ισχύει στην ανάμειξη των διαλυμάτων για την ποσότητα της διαλυμένης ουσίας

$$n_{\text{τελ}} = n_A + n_B \quad \text{ή}$$

$$c_{\text{τελ}} \cdot V_{\text{τελ}} = c_A \cdot V_A + c_B \cdot V_B \quad \text{ή}$$

$$c_{\text{τελ}} = \frac{c_A V_A + c_B V_B}{V_{\text{τελ}}} = \frac{1 \text{ mol/L} \cdot 3 \text{ L} + 0,5 \text{ mol/L} \cdot 7 \text{ L}}{10 \text{ L}}$$

$$\text{ή } c_{\text{τελ}} = 0,65 \text{ M.}$$

Εφαρμογή

500 mL διαλύματος υδροξειδίου του νατρίου (NaOH) περιεκτικότητας 8% w/v (κατ' όγκο) αναμειγνύονται με 1,5 L άλλου διαλύματος υδροξειδίου του νατρίου συγκέντρωσης 0,8 M. Να υπολογιστεί η συγκέντρωση του τελικού διαλύματος.

(1,1 M)

4.4 Στοιχειομετρικοί υπολογισμοί

Η χημική εξίσωση, πέραν του ότι αποτελεί το σύμβολο μιας χημικής αντίδρασης, παρέχει μία σειρά πληροφοριών. Για παράδειγμα, η χημική εξίσωση της αντίδρασης σχηματισμού αμμωνίας από άζωτο και υδρογόνο $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightarrow 2\text{NH}_3$ μας αποκαλύπτει:

1. Την ποιοτική σύσταση των αντιδρώντων (N_2 , H_2) και προϊόντων (NH_3).
2. Ποσοτικά δεδομένα σχετικά με τον τρόπο που γίνεται η αντίδραση. Δηλαδή ότι,

- ❖ 1 μόριο N_2 αντιδρά με 3 μόρια H_2 και δίνει 2 μόρια NH_3 .
- ❖ 1 mol N_2 αντιδρά με 3 mol H_2 και δίνει 2 mol NH_3 .
- ❖ 1 όγκος αερίου N_2 αντιδρά με τρεις όγκους αερίου H_2 και δίνει δύο όγκους αερίου NH_3 στις ίδιες συνθήκες P και T .

Αυτό όμως που τελικά έχει τη μεγαλύτερη σημασία είναι ότι:

- οι συντελεστές σε μία χημική εξίσωση καθορίζουν την αναλογία mol των αντιδρώντων και προϊόντων στην αντίδραση. Γι' αυτό και οι συντελεστές ονομάζονται στοιχειομετρικοί συντελεστές.

Με δεδομένο ότι:

1 mol μιας χημικής ουσίας ζυγίζει τόσα γραμμάρια όσο η σχετική μοριακή της μάζα,

1 mol αερίου ουσίας καταλαμβάνει όγκο V_m ή 22,4 L (σε STP) και

1 mol μιας μοριακής χημικής ουσίας περιέχει N_A μόρια, προκύπτει ότι η αναλογία **mol** των αντιδρώντων και των προϊόντων μπορεί να εκφραστεί και σαν αναλογία **μαζών, όγκων** (αερίων) ή αριθμού **μορίων**.

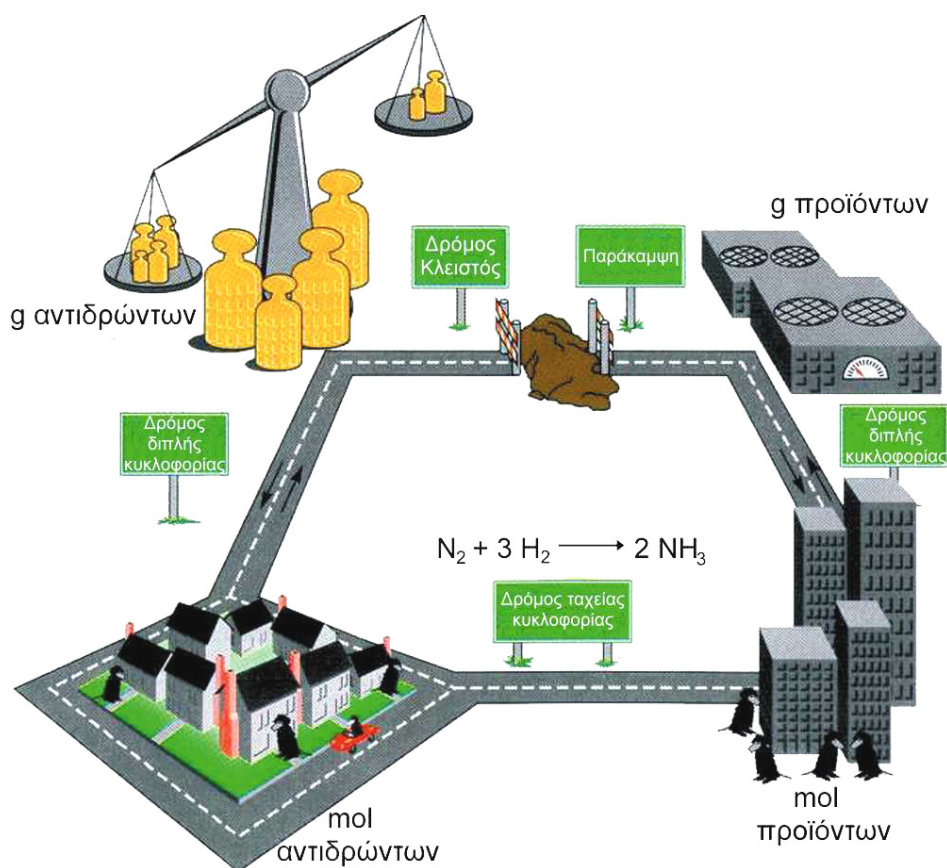
- Οι παραπάνω χημικοί υπολογισμοί, οι οποίοι στηρίζονται στις ποσοτικές πληροφορίες που πηγάζουν από τους συντελεστές μιας χημικής εξίσωσης (στοιχειομετρικοί συντελεστές), ονομάζονται στοιχειομετρικοί υπολογισμοί.

Μεθοδολογία για την επίλυση προβλημάτων στοιχειομετρίας

Στα προβλήματα στοιχειομετρίας ακολουθούμε την εξής διαδικασία:

1. Βρίσκουμε τον αριθμό mol από τη μάζα ή τον όγκο που δίνεται (π.χ. ενός αντιδρώντος).
2. Υπολογίζουμε με τη βοήθεια της χημικής εξίσωσης τον αριθμό mol του αντιδρώντος ή προϊόντος που ζητείται.
3. Τέλος, από τον αριθμό mol υπολογίζουμε τη ζητούμενη μάζα (μέσω του M_r) ή το ζητούμενο όγκο (μέσω του V_m ή της καταστατικής εξίσωσης).

Τα παραπάνω απεικονίζονται στο σχήμα που ακολουθεί. Στη συνέχεια δίνονται χαρακτηριστικές περιπτώσεις στοιχειομετρικών υπολογισμών με αντίστοιχα παραδείγματα.



ΣΧΗΜΑ 4.9 Εικονική παρουσίαση της μεθοδολογίας που ακολουθούμε σε στοιχειομετρικούς υπολογισμούς. Σε μία χημική εξίσωση δεν περνάμε απ' ευθείας από τη μάζα των αντιδρώντων στη μάζα των προϊόντων. Θα πρέπει πρώτα οι μάζες να μετατραπούν σε mol. Αυτό γίνεται επειδή οι συντελεστές της χημικής εξίσωσης καθορίζουν τις αναλογίες mol αντιδρώντων και προϊόντων.

Παράδειγμα 4.14

Πόσα γραμμάρια N_2 και πόσα mol H_2 απαιτούνται για την παρασκευή 448 L NH_3 που μετρήθηκαν σε STP; Δίνεται $A_{rN}=14$.

ΛΥΣΗ

Βήμα 1

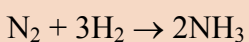
Βρίσκουμε κατ' αρχήν πόσα mol NH_3 θα παρασκευάσουμε.

1 mol NH_3 (STP) 22,4 L

n_1 448 L ή $n_1 = 20$ mol NH_3

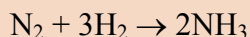
Βήμα 2

Γράφουμε τη χημική εξίσωση της αντίδρασης με την οποία θα γίνουν οι υπολογισμοί:



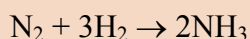
Βήμα 3

Γράφουμε για τις ουσίες τη **σχέση mol** με την οποία αντιδρούν ή παράγονται, σχέση την οποία δείχνουν οι συντελεστές των ουσιών (**στοιχειομετρία της αντίδρασης**).



Βήμα 4

Γράφουμε κάτω από τα προηγούμενα (σχέση mol) την ποσότητα του δεδομένου σε mol και υπολογίζουμε την ποσότητα του ζητούμενου πάλι σε mol.



$$\frac{1 \text{ mol}}{n_2} = \frac{3 \text{ mol}}{n_3} = \frac{2 \text{ mol}}{20 \text{ mol}}$$

$$n_2 = 10 \text{ mol N}_2$$

$$n_3 = 30 \text{ mol H}_2.$$

Βήμα 5

Υπολογίζουμε τη ζητούμενη μάζα. Δηλαδή για το N_2 με τη βοήθεια της σχετικής μοριακής μάζας ($M_r = 28$), έχουμε:

$$\frac{1 \text{ mol N}_2}{10 \text{ mol}} \stackrel{\text{ζυγίζει}}{=} \frac{28 \text{ g}}{m} \quad \text{ή} \quad m = 280 \text{ g N}_2$$

Άρα για να παρασκευαστούν 448 L NH_3 (σε STP) πρέπει να αντιδράσουν 280 g N_2 με 30 mol H_2 .

Εφαρμογή

Καίγονται 16 g θείου με το απαραίτητο οξυγόνο και παράγεται διοξείδιο του θείου. Να υπολογιστεί ο όγκος του SO_2 σε θερμοκρασία 27 °C και πίεση 2 atm. Δίνονται: $A_{r,S}:32$ και $R = 0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$

(6,15 L)

1. Ασκήσεις στις οποίες η ουσία που δίνεται ή ζητείται δεν είναι καθαρή

Σε πολλές περιπτώσεις οι ουσίες που χρησιμοποιούμε σε μία χημική αντίδραση δεν είναι καθαρές. Αυτό συμβαίνει στην πράξη, αφού είναι σχεδόν αδύνατο να έχουμε απόλυτα καθαρές ουσίες. Η καθαρότητα ενός δείγματος εκφράζεται συνήθως %. Για παράδειγμα, δείγμα σιδήρου καθαρότητας 95% w/w σημαίνει ότι στα 100 g δείγματος τα 95 g είναι Fe και τα 5 g είναι ξένες προσμείξεις του. Ας δούμε όμως ένα σχετικό παράδειγμα.

Παράδειγμα 4.15

Πόσα λίτρα H_2 μετρημένα σε STP θα σχηματιστούν κατά την αντίδραση 250 g δείγματος ψευδαργύρου με περίσσεια διαλύματος θεικού οξέος; Η περιεκτικότητα του δείγματος σε ψευδάργυρο είναι 97,5% w/w. Θεωρούμε ότι οι προσμείξεις δεν αντιδρούν με το θεικό οξύ.

Δίνεται $A_{r,Zn} = 65$.

ΛΥΣΗ

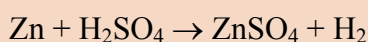
Θα υπολογίσουμε πρώτα την ποσότητα του καθαρού ψευδαργύρου που περιέχεται στα 250 g του δείγματος ψευδαργύρου, καθώς μόνο αυτός αντιδρά με το θεικό οξύ.

$$\text{Στα } \frac{100 \text{ g δειγμ. Zn}}{250 \text{ g}} \text{ περιέχονται } \frac{97,5 \text{ g Zn}}{m}$$

$$\text{ή } m = 243,75 \text{ g Zn.}$$

Άρα 243,75 g Zn αντέδρασαν με το οξύ. Μπορούμε πλέον να υπολογίσουμε το παραγόμενο υδρογόνο, αφού γράψουμε την αντίδραση και κά-
νουμε τους συνήθεις υπολογισμούς.

$$\frac{1 \text{ mol Zn}}{n_1} = \frac{65 \text{ g}}{243,75 \text{ g}} \quad \text{ή} \quad n_1 = 3,75 \text{ mol Zn}$$



$$\frac{1 \text{ mol}}{3,75 \text{ mol}} = \frac{1 \text{ mol}}{n_2}$$

$$\text{ή } n_2 = 3,75 \text{ mol H}_2.$$

Για το H_2 σε STP έχουμε:

$$\frac{1 \text{ mol H}_2}{3,75 \text{ mol}} = \frac{22,4 \text{ L}}{V} \quad \text{ή} \quad V = 84 \text{ L}$$

Εφαρμογή

Πόσα γραμμάρια δείγματος ψευδαργύρου καθαρότητας 80% w/w θα αντιδράσουν με 10 L διαλύματος HCl 0,8 M;

$A_{r,Zn} : 65$.

(325 g)

2. Ασκήσεις στις οποίες δίνονται οι ποσότητες δύο αντιδρώντων ουσιών

Εδώ διακρίνουμε δύο περιπτώσεις:

Α. Οι ποσότητες που δίνονται είναι σε στοιχειομετρική αναλογία.

Δηλαδή, οι ποσότητες είναι οι ακριβώς απαιτούμενες για πλήρη αντίδραση, σύμφωνα με τους συντελεστές της χημικής εξίσωσης. Στην περίπτωση αυτή οι υπολογισμοί στηρίζονται στην ποσότητα ενός εκ των δύο αντιδρώντων.

Β. Η ποσότητα ενός εκ των δύο αντιδρώντων είναι σε περίσσεια.

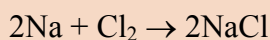
Δηλαδή, το ένα από τα αντιδρώντα είναι σε **περίσσεια** (περισσεύει), ενώ το άλλο καταναλώνεται πλήρως (**περιοριστικό**). Οι στοιχειομετρικοί υπολογισμοί στην περίπτωση αυτή στηρίζονται στην ποσότητα του περιοριστικού αντιδρώντος, όπως φαίνεται στο παράδειγμα που ακολουθεί.

Παράδειγμα 4.16

Διαθέτουμε 10 mol νατρίου (Na) και 8 mol χλωρίου (Cl₂) τα οποία αντιδρούν για να σχηματίσουν χλωριούχο νάτριο (NaCl). Πόσα mol NaCl θα σχηματιστούν;

ΛΥΣΗ

Στο πρόβλημα αυτό πρέπει αρχικά να ελέγξουμε ποιο από τα δύο αντιδρώντα θα αντιδράσει όλο. Γράφουμε τη χημική αντίδραση:



Από την αντίδραση βλέπουμε ότι 2 mol Na αντιδρούν με 1 mol Cl₂. Άρα τα 10 mol Na που διαθέτουμε χρειάζονται για να αντιδράσουν 5 mol Cl₂. Εμείς όμως διαθέτουμε 8 mol Cl₂. Συμπεραίνουμε λοιπόν ότι θα αντιδράσει όλο το νάτριο (10 mol) με 5 mol χλωρίου και θα παραχθούν με βάση τη στοιχειομετρία 10 mol NaCl, ενώ θα περισσέψουν 3 mol Cl₂. Δηλαδή, το χλώριο βρίσκεται σε περίσσεια.

Εφαρμογή

Πόσα γραμμάρια νερού θα παραχθούν αν αντιδράσουν 112 L O₂ μετρημένα σε STP με 10 g H₂; Δίνονται οι τιμές των *A_r*: H: 1, O: 16.

(90 g)

3. Ασκήσεις με διαδοχικές αντιδράσεις

Υπάρχουν προβλήματα στοιχειομετρίας, στα οποία δεν έχουμε μόνο μια αντίδραση αλλά μία σειρά διαδοχικών αντιδράσεων. Διαδοχικές αντιδράσεις έχουμε, όταν το προϊόν της πρώτης αντίδρασης αποτελεί αντιδρών της δεύτερης αντίδρασης, κ.ο.κ. Ο τρόπος που επιλύονται αυτού του είδους τα προβλήματα επιδεικνύεται στα παραδείγματα που ακολουθούν.

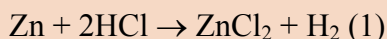
Παράδειγμα 4.17

13 g ψευδάργυρου (Zn) αντιδρούν με περίσσεια διαλύματος υδροχλωρίου. Το αέριο που παράγεται αντιδρά πλήρως με οξυγόνο και παράγεται νερό. Να υπολογιστεί η μάζα του νερού.

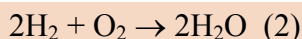
Δίνονται οι τιμές των *A_r*: Zn: 65, H: 1, O: 16.

ΛΥΣΗ

Οι διαδοχικές αντιδράσεις είναι οι εξής:



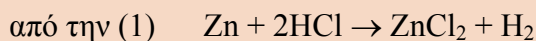
• Αν οι ποσότητες αντιδρώντων δεν είναι σε στοιχειομετρική αναλογία, τότε, οι στοιχειομετρικοί προσδιορισμοί βασίζονται στην ποσότητα του περιοριστικού αντιδρώντος. Αυτού, δηλαδή, που δεν είναι σε περίσσεια.



Από την πρώτη αντίδραση παράγεται υδρογόνο, το οποίο κατόπιν καίγεται και δίνει νερό.

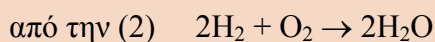
Αφού γνωρίζουμε τη μάζα του Zn, τη μετατρέπουμε σε mol, και κατόπιν υπολογίζουμε τον αριθμό των mol του H₂. Από την (2) και από το γνωστό αριθμό mol του H₂, υπολογίζουμε τον αριθμό mol του νερού και τα οποία μετατρέπουμε σε g. Έτσι έχουμε:

$$\frac{1 \text{ mol Zn}}{n_1} = \frac{65 \text{ g}}{13 \text{ g}} \quad \text{ή} \quad n_1 = 0,2 \text{ mol Zn.}$$



$$\frac{1 \text{ mol}}{0,2 \text{ mol}} = \frac{1 \text{ mol}}{n_2}$$

$$\text{ή} \quad n_2 = 0,2 \text{ mol H}_2.$$



$$\frac{2 \text{ mol}}{0,2 \text{ mol}} = \frac{2 \text{ mol}}{n_3}$$

$$\text{ή} \quad n_3 = 0,2 \text{ mol H}_2\text{O}$$

$$\text{άρα } m_{\text{H}_2\text{O}} = 0,2 \cdot 18 \text{ g} = 3,6 \text{ g.}$$

Εφαρμογή

11,7 g χλωριούχου νατρίου αντιδρούν με περίσσεια θειικού οξέος σε κατάλληλες συνθήκες. Το αέριο που παράγεται διαβιβάζεται σε περίσσεια διαλύματος ανθρακικού νατρίου. Να υπολογιστεί ο όγκος σε STP του αερίου που θα παραχθεί. Δίνονται οι τιμές των A_r : Na : 23, Cl: 35,5.

(2,24 L)

Παρατήρηση

Ένας δεύτερος πιο γενικός τρόπος, για να λύνουμε προβλήματα με διαδοχικές αντιδράσεις, είναι ο ακόλουθος. Ορίζουμε x τον αριθμό των mol του «πρώτου» αντιδρώντος και υπολογίζουμε συναρτήσει του x τις ποσότητες όλων των υπολοίπων ουσιών που συμμετέχουν στις αντιδράσεις. Με βάση τα δεδομένα του προβλήματος υπολογίζουμε το x και απ' αυτό βρίσκουμε τον αριθμό mol όλων των άλλων ουσιών που μας ενδιαφέρουν.

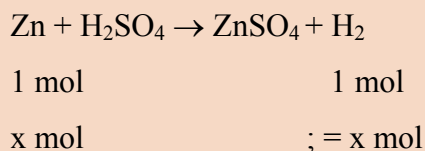
Παράδειγμα 4.18

Ορισμένη ποσότητα ψευδαργύρου αντιδρά με αραιό διάλυμα θειικού οξέος. Το αέριο που παράγεται αντιδρά με οξείδιο του χαλκού, οπότε παράγονται 31,75 g Cu. Να υπολογιστεί η μάζα του Zn που αντέδρασε αρχικά. Δίνονται οι τιμές των A_r : Cu: 63,5, Zn: 65.

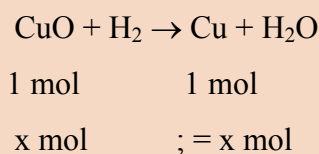
ΛΥΣΗ

Έστω x mol η αρχική ποσότητα του Zn.

Από την αντίδραση έχουμε:



Τα x mol όμως του H_2 αντιδρούν με το CuO σύμφωνα με την αντίδραση.



Όμως τα x mol ζυγίζουν 31,75 g και αφού

το 1 mol ζυγίζει 63,5 g

$$x \text{ mol} \quad 31,75 \text{ g} \quad \text{ή } x = 0,5.$$

Δηλαδή, $m_{\text{Zn}} = 0,5 \cdot 65 \text{ g} = 32,5 \text{ g}$.

Εφαρμογή

Ποσότητα μαγνησίου αντιδρά με περίσσεια διαλύματος HCl και δίνει αέριο το οποίο αντιδρά πλήρως με Cl_2 , και παίρνουμε νέο αέριο το οποίο αντιδρά με περίσσεια διαλύματος AgNO_3 δίνοντας 28,7 g λευκού ιζήματος. Ποια είναι η μάζα της αρχικής ποσότητας του μαγνησίου; Δίνονται οι τιμές των A_r : Mg: 24, Ag: 108, Cl: 35,5.

(2,4 g)

Τελειώνοντας τα προβλήματα με στοιχειομετρικούς υπολογισμούς, ας δούμε πώς μπορούμε να βρούμε τη σύσταση ενός μίγματος με βάση την αντίδραση των συστατικών του με κάποια ή κάποιες άλλες ουσίες.

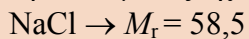
Παράδειγμα 4.19

13,3 g μίγματος χλωριούχου νατρίου και χλωριούχου καλίου αντιδρούν πλήρως με διάλυμα AgNO_3 . Αν μετά από τις αντιδράσεις έχουν καταβυθιστεί 28,7 g AgCl , να βρεθεί η σύσταση του αρχικού μίγματος.

Δίνονται οι τιμές των A_r . Na: 23, K: 39, Cl: 35,5, Ag: 108.

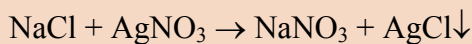
ΛΥΣΗ

Βρίσκουμε τις σχετικές μοριακές μάζες :



Έστω x τα mol του NaCl

και ψ τα mol του KCl.

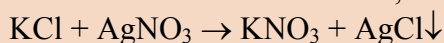


1 mol

1 mol

x mol

; = x mol



1 mol

1 mol

ψ mol

; = ψ mol

Όμως γνωρίζουμε ότι:

$$m_{\text{NaCl}} + m_{\text{KCl}} = 13,3 \text{ g}$$

$$\text{ή } x \cdot 58,5 + \psi \cdot 74,5 = 13,3 \quad (1)$$

Για τον AgCl έχουμε $(x+\psi)$ mol, άρα

$$(x+\psi) \cdot 143,5 = 28,7 \quad (2)$$

Λύνω το σύστημα των δύο εξισώσεων και έχουμε ότι:

$$x=0,1$$

$$\psi=0,1$$

Άρα στο μίγμα περιέχονται 0,1 mol ή $0,1 \cdot 58,5 \text{ g} = 5,85 \text{ g}$ NaCl

και 0,1 mol ή $0,1 \cdot 74,5 \text{ g} = 7,45 \text{ g}$ KCl.

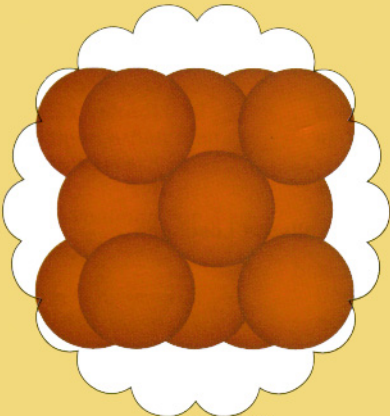
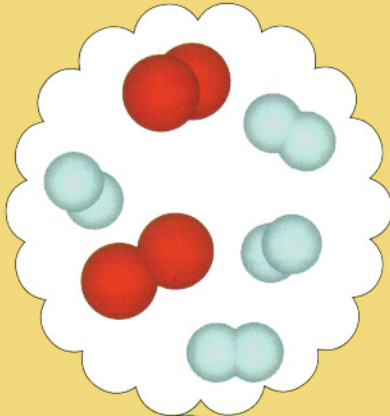
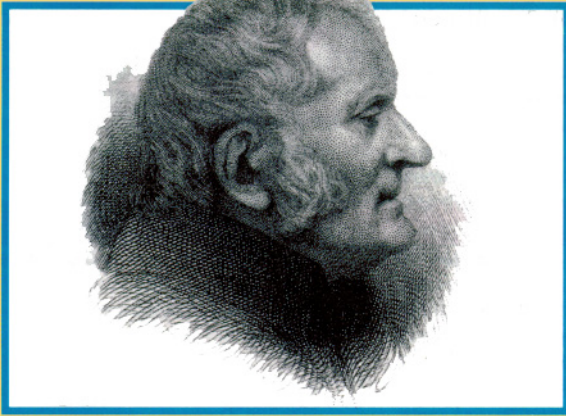
Εφαρμογή

10 g μίγματος Fe και FeS αντιδρούν πλήρως με περίσσεια διαλύματος HCl και από τις δύο αντιδράσεις εκλύονται 3,36 L αέριου μίγματος που μετρήθηκαν σε STP. Να βρεθεί η μάζα κάθε συστατικού του αρχικού μίγματος. Δίνονται οι τιμές των A_r : Fe: 56, S: 32.

(5,6 g Fe - 4,4 g FeS)

Γνωρίζεις ότι...

Οι άνθρωποι που χάραξαν το δρόμο της Χημείας.

Άτομα	Μόρια
	
	

John DALTON (1766-1844)

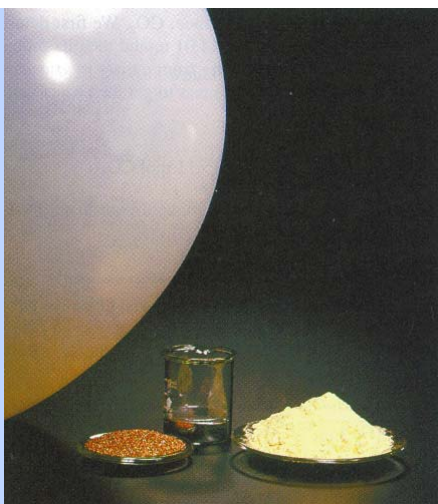
- 1793 Δάσκαλος Μαθηματικών και Φυσικών Επιστημών στο Manchester
- 1801 Μετεωρολογικές Προβλέψεις, Έρευνα στα αέρια και τη σχέση τους με θερμοκρασία και πίεση
- 1803 Ερμηνεία συμπεριφοράς αερίων με τη βοήθεια των ατόμων, ως τα μικρότερα σωματίδια της ύλης
- 1805 Πρώτη εισαγωγή της Ατομικής Θεωρίας. Πίνακας Ατομικών Μαζών.
- 1808 Έκδοση βιβλίου: «Ένα νέο σύστημα Χημικής Φιλοσοφίας». Πρόταση του ατομικού μοντέλου του Dalton. Ξεκίνησε την γραφή χημικών ενώσεων με σύμβολα.

Οι χημικοί τύποι, πάντως, όπως τους γνωρίζουμε σήμερα, προέρχονται από το Χημικό Berzelius.

Amadeo AVOGADRO (1776-1856)

- 1796 Νομικές Σπουδές στο Τορίνο
- 1809 Καθηγητής Φυσικής Φιλοσοφίας
- 1811 Εισαγωγή της Μοριακής Θεωρίας: «Αναζήτηση μιας μεθόδου, ώστε να διαπιστωθεί η συσχέτιση των σχετικών μοριακών μαζών στοιχείων και του υλικού από το οποίο αποτελούνται».
- 1820 Καθηγητής Μαθηματικών και Φυσικής στο Τορίνο.

Η Μοριακή Θεωρία του Avogadro αναγνωρίστηκε και έγινε αποδεκτή μετά το θάνατό του. Η τελική απόφαση πάρθηκε σε ένα μεγάλο Συνέδριο Χημείας το 1860 στην Karlsruhe.



Γνωρίζεις ότι...

4 mol διαφορετικών στοιχείων. Από δεξιά προς τ' αριστερά: 1mol S, 1 mol Hg, 1mol Cu και 1mol He

Η προέλευση του όρου «mole»

Ο όρος «mol» χρησιμοποιήθηκε για πρώτη φορά από τον φυσικοχημικό Wilhelm Ostwald στις αρχές του 20^{ου} αιώνα. Με αυτόν περιέγραφε την ποσότητα μιας ουσίας με μάζα σε g αριθμητικά ίση με τη σχετική μοριακή της μάζα. (Grundlinien der anorganischen chemie, .Leipzig: Engelmann,1900). Προτίμησε τον όρο αυτό από τον “gram-molecule” ή γραμμομόριο, ο οποίος ήταν σε χρήση. Ο λόγος ήταν ότι εκείνη την εποχή ο Ostwald αισθανόταν πως δεν υπήρχαν αρκετές αποδείξεις για την ύπαρξη των μορίων. Γι' αυτόν το mol ήταν η ποσότητα μιας ουσίας η οποία συμπεριφερότανε σαν να περιείχε έναν ορισμένο αριθμό μορίων. Η ορολογία του ήταν συνεπής με τις σκέψεις του, εφόσον η λέξη “mole” σημαίνει μεγάλη μάζα (λατινικά moles) σε αντίθεση με τη λέξη “molecule” (molecula), που σημαίνει μικρή μάζα.

Ο Ostwald αργότερα άλλαξε άποψη σε ότι αφορά την ύπαρξη των μορίων. Αυτό έγινε μετά την απόδειξη από τον Einstein, ότι η κίνηση Brown των κόκκων της γύρης σε ένα ποτήρι νερό μπορεί ποσοτικά να δείχνει το βομβαρδισμό των κόκκων αυτών από τα μόρια του νερού.

Το όνομα και η σημασία αυτής της φυσικής ποσότητας έγινε αιτία πολλών συζητήσεων μέχρις ότου, από το 1971, έγινε το mol η έβδομη βασική μονάδα στο Διεθνές Σύστημα Μονάδων (S.I.) της φυσικής ποσότητας «ποσότητα ουσίας».

Ανακεφαλαίωση

1. Σχετική ατομική μάζα (A_r) ή ατομικό βάρος (AB) 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. Σχετική μοριακή μάζα (M_r) ή μοριακό βάρος (MB) 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.
2. Ο αριθμός Avogadro ($6,02 \cdot 10^{23}$) εκφράζει τον αριθμό των ατόμων οποιουδήποτε στοιχείου που περιέχονται σε μάζα τόσων γραμμαρίων όσο είναι το A_r ή εκφράζει τον αριθμό των μορίων που περιέχονται σε μάζα τόσων γραμμαρίων όσο είναι το M_r της ουσίας.
3. Το 1 mol είναι η ποσότητα μιας ουσίας που περιέχει N_A οντότητες.
4. Σύμφωνα με την υπόθεση του Avogadro, ίσοι όγκοι αερίων ή ατμών στις ίδιες συνθήκες θερμοκρασίας και πίεσης περιέχουν τον ίδιο αριθμό μορίων και αντιστρόφως.
5. Γραμμομοριακός όγκος (V_m) μιας αέριας χημικής ουσίας ονομάζεται ο όγκος που καταλαμβάνει το 1 mol της ουσίας αυτής σε ορισμένες συνθήκες πίεσης και θερμοκρασίας.
6. Η καταστατική εξίσωση των αερίων, που δίνεται από τη σχέση $PV = nRT$, συνδέει την πίεση (P), τον όγκο (V), την απόλυτη θερμοκρασία (T) και τον αριθμό των mol (n) ενός ιδανικού αερίου.
7. Μία από τις συνηθέστερες μονάδες περιεκτικότητας ενός διαλύματος είναι η μοριακότητα κατ' όγκο ή συγκέντρωση ή Molarity, η οποία εκφράζει τα mol διαλυμένης ουσίας που περιέχονται σε 1 L διαλύματος. Όταν σε ένα διάλυμα προσθέτουμε νερό, η ποσότητα της διαλυμένης ουσίας παραμένει σταθερή, ενώ το τελικό διάλυμα έχει μικρότερη συγκέντρωση από το αρχικό.
8. Οι συντελεστές σε μία χημική εξίσωση καθορίζουν την αναλογία mol των αντιδρώντων και προϊόντων στην αντίδραση (στοιχειομετρικοί συντελεστές). Οι στοιχειομετρικοί υπολογισμοί γίνονται με βάση το αντιδρών που δε βρίσκεται σε περίσσεια (περιοριστικό αντιδραστήριο).

Λέξεις Κλειδιά

σχετική ατομική μάζα

σχετική μοριακή μάζα

mol

αριθμός Avogadro

υπόθεση Avogadro

Γραμμομοριακός όγκος

πρότυπες συνθήκες (STP)

καταστατική εξίσωση αερίων

παγκόσμια σταθερά αερίων

συγκέντρωση ή μοριακότητα κατ' όγκο διαλύματος

αραίωση διαλύματος

ανάμειξη διαλυμάτων

στοιχειομετρικοί υπολογισμοί

περίσσεια

Ερωτήσεις - Ασκήσεις - Προβλήματα

Ερωτήσεις Επανάληψης

1. Να δώσετε τους ορισμούς:
α) ατομική μονάδα μάζας (amu)
β) σχετική ατομική μάζα ή ατομικό βάρος
γ) σχετική μοριακή μάζα ή μοριακό βάρος.
2. Να διατυπώσετε την υπόθεση του Avogadro για τα αέρια καθώς και το αντίστροφό της.
3. α) Τι ονομάζεται αριθμός του Avogadro;
β) Τι είναι το 1 mol;
γ) Πόσο ζυγίζει το 1 mol μορίων μιας χημικής ουσίας;
δ) Πόσο ζυγίζει το 1 mol ατόμων ενός στοιχείου;
4. Τι είναι ο γραμμομοριακός όγκος (V_m) μιας χημικής ουσίας; Ποιες είναι οι κανονικές συνθήκες για τα αέρια; Ποια είναι η τιμή του V_m για τα αέρια σε STP;
5. Να γράψετε την καταστατική εξίσωση των αερίων και να εξηγήσετε τα σύμβολα των μεγεθών. Σε ποιες μονάδες μετρούνται τα μεγέθη αυτά;

Ασκήσεις - Προβλήματα

Βασικές έννοιες: Σχετική Ατομική Μάζα (Ατομικό Βάρος) - Σχετική Μοριακή Μάζα (Μοριακό Βάρος) - Mol - Αριθμός Avogadro - Γραμμομοριακός όγκος

6. α) Τι σημαίνει ότι το A_r (σχετική ατομική μάζα) του υδραργύρου είναι 200;
β) Τι σημαίνει ότι το M_r (σχετική μοριακή μάζα) του φωσφορικού ασβεστίου είναι 310;
7. Η ακριβής σχετική ατομική μάζα του μαγνησίου (Mg) φαίνεται από τον πίνακα ότι είναι 24,305. Να εξηγήσετε γιατί η σχετική ατομική μάζα του μαγνησίου είναι δεκαδικός αριθμός.
8. Να συμπληρώσετε τις παρακάτω προτάσεις:
1) Το 1 mol είναι η μιας ουσίας που περιέχει σωματίδια.
2) Ο αριθμός του Avogadro ($N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$) εκφράζει:
α) τον αριθμό των ατόμων που ζυγίζουν τόσα γραμμάρια όσο είναι η του στοιχείου



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

β) τον αριθμό των μορίων που ζυγίζουν τόσα γραμμάρια όσο είναι η της χημικής ουσίας

9. Να εξηγήσετε γιατί ο γραμμομοριακός όγκος (V_m) σε ορισμένες συνθήκες θερμοκρασίας και πίεσης των αερίων έχει σταθερή τιμή.

10. Η σχετική ατομική μάζα (ατομικό βάρος) του Cl προσδιορίστηκε με μεγάλη ακρίβεια και βρέθηκε ίση με 35,453. Αυτό οφείλεται στο ότι:

- α) όλα τα άτομα του χλωρίου δεν έχουν τον ίδιο ατομικό αριθμό
- β) κατά τον προσδιορισμό του ατομικού βάρους λαμβάνεται υπ' όψη και ο αριθμός των ηλεκτρονίων
- γ) το φυσικό χλώριο είναι μίγμα ισοτόπων
- δ) για κάποιο διαφορετικό λόγο από τους παραπάνω.

Να διαλέξετε τη σωστή απάντηση.

11. Να χαρακτηρίσετε με Σ τις παρακάτω προτάσεις αν είναι σωστές και με Λ αν είναι λανθασμένες.

- 1. η σχετική μοριακή μάζα (μοριακό βάρος) των χημικών ουσιών μετριέται σε γραμμάρια
- 2. το 1 mol οποιασδήποτε χημικής ουσίας σε STP συνθήκες καταλαμβάνει όγκο 22,4 L
- 3. το 1 mol μορίων σιδήρου ζυγίζει το ίδιο με το 1 mol ατόμων σιδήρου
- 4. όσο μεγαλύτερο είναι το M_r μιας χημικής ένωσης, τόσο μεγαλύτερη είναι και η μάζα του μορίου της

12. Να βρείτε τις σχετικές μοριακές μάζες των παρακάτω στοιχείων και χημικών ενώσεων:

- α) Br_2 β) Fe γ) O_3 δ) P_4 ε) SO_2
στ) HNO_2 ζ) $\text{Ca}(\text{OH})_2$ η) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$

Δίνονται οι τιμές των A_r .

Br: 80, Fe: 56, O: 16, P: 31, S: 32, H: 1, N: 14, Ca: 40

13. Η μάζα ενός μορίου CH_4 είναι ίση με:

- α) $6,02 \cdot 10^{23}$ g β) $2,66 \cdot 10^{-23}$ g γ) 16 g δ) 0,000032 g

Να διαλέξετε τη σωστή απάντηση.

14. Να αντιστοιχίσετε τα γράμματα με τους αριθμούς

Μοριακός τύπος	Σχετική μοριακή μάζα
1. O_2	α. 44
2. CO_2	β. 28
3. N_2	γ. 48
4. O_3	δ. 32
5. H_2S	ε. 34

Δίνονται οι τιμές των A_r : O: 16, C: 12, N: 14, H: 1, S: 32

160-56-48-124-64-47-74-400

- 15.** Ένα στοιχείο έχει $A_r = 31$ και $M_r = 124$. Το στοιχείο αυτό είναι:
α) διατομικό β) μονοατομικό γ) τετρατομικό δ) τίποτε από αυτά.
Να διαλέξετε τη σωστή απάντηση.
- 16.** Πόσο ζυγίζουν:
α) 10 mol μοριακού οξυγόνου β) 2 mol διοξειδίου του άνθρακα
γ) 4 mol φωσφορικού οξέος; 320 g – 88 g – 392 g
- 17.** Πόσα mol είναι τα:
α) 560 g αζώτου β) 68 g υδροθείου γ) 3 kg υδρογόνου 20 mol – 2 mol – 1500 mol
- 18.** Πόσο όγκο καταλαμβάνουν σε STP συνθήκες:
α) 3 mol αμμωνίας (NH_3) β) 0,001 mol διοξειδίου του θείου. 67,2 L – 0,0224 L
- 19.** Να διαλέξετε τη σωστή απάντηση σε καθεμία από τις παρακάτω προτάσεις:
1. Τα 10 N_A μόρια αμμωνίας είναι:
α) 2 mol β) 0,1 mol γ) 10 mol δ) 100 mol
2. Τα 2,6 mol διοξειδίου του άνθρακα περιέχουν:
α) 0,26 N_A μόρια β) 260 N_A άτομα συνολικά από όλα τα στοιχεία γ) 26 N_A μόρια δ) 2,6 N_A μόρια
3. Τα 112 L αερίου H_2S σε STP συνθήκες είναι:
α) 11,2 mol β) 0,5 mol γ) 5 mol δ) 112 mol
- * **20.** Αν οι ενώσεις με μοριακούς τύπους C_2H_4 και NH_3 έχουν αντίστοιχα σχετικές μοριακές μάζες 28 και 17, να βρείτε τη σχετική μοριακή μάζα της ένωσης $\text{C}_2\text{H}_7\text{N}$, χωρίς να χρησιμοποιήσετε τις σχετικές ατομικές μάζες των στοιχείων. 45
- * **21.** Πόσα λίτρα υδρογόνου, μετρημένα σε πρότυπες συνθήκες, περιέχουν τον ίδιο αριθμό μορίων με αυτόν που περιέχεται σε 8 g οξυγόνου; 5,6 L
- * **22.** 100 g αερίου X καταλαμβάνουν όγκο 44,8 L σε STP συνθήκες. Πόση είναι η σχετική μοριακή μάζα του X; 50
- 23.** Η πυκνότητα του οξυγόνου σε STP συνθήκες είναι:
α) 2,24 g/L β) 32 g/L γ) 1,43 g/L
Να διαλέξετε τη σωστή απάντηση.
- 24.** Αέριο A έχει πυκνότητα 3,04 g/L σε πρότυπες συνθήκες. Να βρείτε τη σχετική μοριακή μάζα του A. 68
- * **25.** Αέριο με μοριακό τύπο XH_3 έχει πυκνότητα 3,48 g/L σε STP συνθήκες. Να βρείτε τη σχετική ατομική μάζα του X, αν η σχετική ατομική μάζα του υδρογόνου είναι 1. 75

****26.** Πόσα λίτρα διοξειδίου του άνθρακα μετρημένα σε πρότυπες συνθήκες περιέχουν τόσα άτομα οξυγόνου, όσα περιέχονται σε 3,2 g διοξειδίου του θείου;

1,12 L

27. Να διαλέξετε τις σωστές απαντήσεις:

1. Σε 90 g νερού περιέχονται:
α) 18 g υδρογόνου β) 10 g υδρογόνου γ) 60 g οξυγόνου
2. 42 g αζώτου περιέχονται σε:
α) 51 g NH_3 β) 48 g NH_3 γ) 126 g NH_3
3. Σε 560 mL CO_2 που μετρήθηκαν σε STP περιέχονται:
α) 8 g οξυγόνου β) 0,4 g οξυγόνου γ) 0,8 g οξυγόνου
4. Σε 68 g υδροθείου περιέχονται:
α) $4N_A$ άτομα H β) $4N_A$ άτομα S γ) $6,8N_A$ άτομα H

28. Να χαρακτηρίσετε με Σ τις παρακάτω προτάσεις αν είναι σωστές και με Λ αν είναι λανθασμένες.

1. τα 20 L H_2 περιέχουν διπλάσιο αριθμό μορίων από τα 20 L He στις ίδιες συνθήκες θερμοκρασίας και πίεσης
2. στο 1 mol NH_3 περιέχονται συνολικά από όλα τα στοιχεία $4N_A$ άτομα
3. στα 4 mol H_2SO_4 περιέχονται 16 άτομα οξυγόνου
4. στα 4 mol CO_2 περιέχεται διπλάσιος αριθμός μορίων από ό,τι στα 2 mol SO_2

29. Πόσο ζυγίζει;

- α) 1 άτομο He β) 1 άτομο μολύβδου.

$4/N_A$ g, $207/N_A$ g

30. Ποια είναι η μάζα ενός μορίου;

- α) οξυγόνου β) υδροχλωρίου.

$32/N_A$ g, $36,5/N_A$ g

31. Να δείξετε ότι ο λόγος του αριθμού των mol δύο χημικών ουσιών είναι ίσος με το λόγο του αριθμού των μορίων τους.

*** 32.** Δίνεται ισομοριακό μίγμα δύο αερίων A και B. Αν η μάζα του A στο μίγμα είναι τα τρία τέταρτα της μάζας του B και η σχετική μοριακή μάζα του A είναι 21, να υπολογίσετε τη σχετική μοριακή μάζα του B.

28

*** 33.** Αέριο μίγμα αποτελείται από 4 mol NH_3 και 2 mol N_2 . Πόσο ζυγίζει το μίγμα; Πόσον όγκο καταλαμβάνει το μίγμα σε STP συνθήκες;

124 g, 134,4 L

*** 34.** Αέριο μίγμα αποτελείται από 3 mol H_2S και 1,2 mol NH_3 . Πόσα άτομα και πόσα γραμμάρια υδρογόνου περιέχει το μίγμα;

$9,6N_A$ άτομα
9,6 g

****35.** Σε 6,8 g μίγματος αμμωνίας και υδροθείου περιέχονται $0,8N_A$ άτομα υδρογόνου. Πόσα γραμμάρια αμμωνίας περιέχει το μίγμα;

3,4 g

36. Μίγμα περιέχει ίσα mol δύο αερίων A και B με σχετικές μοριακές μάζες M_A και M_B αντιστοίχως. Να υπολογίσετε:

- α) το λόγο των μαζών των δύο αερίων στο μίγμα

β) το λόγο των όγκων των δύο αερίων στο μίγμα.

* 37. Να συμπληρώσετε τον επόμενο πίνακα:

	mol	g	L (STP)	μόρια
CO ₂	α	44α		
H ₂ S		β		
NH ₃			γ	
SO ₂				δ

Καταστατική Εξίσωση

38. Να υπολογίσετε την τιμή της παγκόσμιας σταθεράς των αερίων (R).

39. Για δύο αέρια Α και Β που βρίσκονται στις ίδιες συνθήκες θερμοκρασίας και πίεσης να δείξετε ότι ο λόγος των όγκων τους είναι ίσος με το λόγο των mol τους, δηλαδή ότι ισχύει:

$$\frac{V_A}{V_B} = \frac{n_A}{n_B}$$

40. Αέριο Χ σε δοχείο όγκου V και σε απόλυτη θερμοκρασία T ασκεί πίεση P .
I) Μέσω ενός εμβόλου τετραπλασιάζουμε την πίεση του αερίου σε σταθερή θερμοκρασία. Ο όγκος θα είναι:

- α) V
- β) $4V$
- γ) $2V$
- δ) $0,25V$

II) Διπλασιάζουμε την απόλυτη θερμοκρασία του αερίου υπό σταθερή πίεση. Ο όγκος θα είναι:

- α) $0,5V$
- β) V
- γ) $2V$
- δ) $10V$

Να διαλέξετε τη σωστή απάντηση σε κάθε περίπτωση.

41. Η τιμή της παγκόσμιας σταθεράς των αερίων (R) εξαρτάται:

- α) από τη θερμοκρασία των αερίων
- β) από τον όγκο και τη θερμοκρασία των αερίων
- γ) από την πίεση και τον όγκο των αερίων
- δ) από τη φύση κάθε αερίου
- ε) δεν εξαρτάται από κανένα από τους παραπάνω παράγοντες

Να διαλέξετε τη σωστή απάντηση.

* 42. Να χαρακτηρίσετε με Σ τις παρακάτω προτάσεις αν είναι σωστές και με Λ αν είναι λανθασμένες.

• Για τα προβλήματα που θα χρησιμοποιηθεί η καταστατική εξίσωση δίνεται, ότι

$$R = 0,082 \text{ L atm K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$$

1. η προσθήκη ποσότητας διοξειδίου του άνθρακα σε δοχείο σταθερού όγκου που περιέχει μονοξείδιο του άνθρακα σε σταθερή θερμοκρασία, αυξάνει την πίεση που ασκείται στα τοιχώματα του δοχείου
2. αν αυξήσουμε τον όγκο ενός δοχείου που περιέχει ποσότητα οξυγόνου διατηρώντας την πίεση σταθερή, η θερμοκρασία του αερίου παραμένει σταθερή

Να δικαιολογήσετε τις απαντήσεις σας.

- 43.** Αέριο διοχετεύεται σε ένα μπαλόνι όγκου 5 L και προκαλεί αύξηση της μάζας του μπαλονιού κατά 16 g στους 32 °C και σε πίεση 1 atm. Να βρείτε τη σχετική μοριακή μάζα του αερίου. 80
- * 44.** Αέριο X σε δοχείο όγκου V και σε θερμοκρασία 27 °C ασκεί πίεση 3 atm. Το αέριο θερμαίνεται στους 127 °C, ενώ ο όγκος του δοχείου διατηρείται σταθερός. Πόση πίεση ασκεί το αέριο X στους 127 °C; 4 atm
- 45.** Σε δοχείο όγκου 5,6 L και θερμοκρασίας 57 °C εισάγονται 64g οξυγόνου (O_2). Να υπολογίσετε την πίεση που ασκεί το οξυγόνο στο δοχείο. 9,7 atm
- 46.** Δοχείο όγκου 56 L και θερμοκρασίας 77 °C περιέχει ορισμένη ποσότητα αερίου X του οποίου η σχετική μοριακή μάζα είναι 40. Αν το X ασκεί πίεση 2 atm, να υπολογίσετε τη μάζα του στο δοχείο. 156 g
- 47.** Σε δοχείο όγκου 2,8 L και θερμοκρασίας 273 °C εισάγονται $0,5N_A$ μόρια διοξειδίου του άνθρακα. Πόση πίεση ασκεί το αέριο στο δοχείο; 8 atm
- * 48.** Δοχείο A έχει διπλάσιο όγκο από δοχείο B. Στο A εισάγονται 0,2 mol O_2 και στο B 0,4 mol N_2 . Να υπολογίσετε το λόγο των πιέσεων των αερίων στα δύο δοχεία, αν αυτά βρίσκονται στην ίδια θερμοκρασία. 1:4
- * 49.** 34 g του αερίου XH_3 καταλαμβάνουν όγκο 22,4 L σε θερμοκρασία 546 K και πίεση 4 atm. Δίνεται $A_{rH}=1$
- α) Πόσα mol είναι τα 34 g του αερίου;
 - β) Πόση είναι η σχετική μοριακή μάζα του αερίου;
 - γ) Πόση είναι η σχετική ατομική μάζα του στοιχείου X;
- α) 2 mol
β) 17
γ) 14
- ** 50.** Να υπολογίσετε την πυκνότητα της αμμωνίας (NH_3):
- α) σε STP συνθήκες
 - β) σε πίεση 2 atm και θερμοκρασία 819 °C
- α) 0,76 g/L
β) 0,38 g/L
- * 51.** Να υπολογίσετε τη σχετική μοριακή μάζα του αερίου A, αν η πυκνότητά του είναι 2 g/L σε πίεση 2 atm και θερμοκρασία 546 K.
- * 52.** Σε δοχείο όγκου 56 L και θερμοκρασία 546 K εισάγονται 11 g CO_2 , 34 g H_2S και 56 g N_2 . Πόση πίεση ασκεί το μίγμα των τριών αερίων; 45
- 2,6 atm

- * **53.** Σε δοχείο θερμοκρασίας 57 °C εισάγονται 288 g μίγματος οξυγόνου και αζώτου, το οποίο περιέχει τα δύο αέρια σε αναλογία mol 1:4 αντιστοίχως. Αν το μίγμα αυτό ασκεί πίεση 20 atm, να βρείτε:
- α) πόσα mol από κάθε αέριο περιέχει το μίγμα
β) τον όγκο του δοχείου

α) 2 mol – 8 mol
β) 13,53 L

Συγκέντρωση διαλύματος

- 54.** Να συμπληρώσετε τις παρακάτω προτάσεις:
- α) Η συγκέντρωση ενός διαλύματος δείχνει τον αριθμό των της διαλυμένης ουσίας που περιέχονται σε διαλύματος
β) Διάλυμα 2 M σημαίνει
γ) Με την προσθήκη ή αφαίρεση νερού από διάλυμα, η παραμένει σταθερή.
- 55.** Σε 400 mL διαλύματος υδροξειδίου του καλίου περιέχονται 0,2 mol KOH. Να υπολογίσετε τη μοριακότητα κατ'όγκον (συγκέντρωση) του διαλύματος.
- * **56.** Σε πόσα γραμμάρια διαλύματος νιτρικού οξέος, πυκνότητας 1,02 g/mL και μοριακότητας κατ'όγκον 0,2 M, περιέχονται 6,3 g του οξέος;
- * **57.** Σε 400 g νερού διαλύονται 20 g υδροξειδίου του νατρίου (NaOH), οπότε προκύπτει διάλυμα με πυκνότητα 1,04 g/mL. Να υπολογίσετε τη συγκέντρωση του διαλύματος.
- * **58.** Να υπολογίσετε τη μοριακότητα κατ'όγκον (συγκέντρωση) ενός διαλύματος υδροξειδίου του νατρίου, περιεκτικότητας 2% κατ'όγκον (w/v).
- * **59.** Να υπολογίσετε την % κατά βάρος (w/w) περιεκτικότητα διαλύματος θεικού οξέος (H₂SO₄), του οποίου η συγκέντρωση είναι 2 M και η πυκνότητά του είναι 1,1 g/mL.
- 60.** Σε 200 mL θαλασσινού νερού περιέχονται 5,85 g καθαρού χλωριούχου νατρίου (NaCl). Να βρείτε τη συγκέντρωση του θαλασσινού νερού σε NaCl.
- 61.** Να διαλέξετε τη σωστή απάντηση για καθεμία από τις παρακάτω προτάσεις, δικαιολογώντας τις απαντήσεις σας:
- Σε διάλυμα υδροξειδίου του νατρίου (NaOH) συγκέντρωσης 2 M προσθέτουμε 400 mL H₂O. Η συγκέντρωση του τελικού διαλύματος θα είναι: α) 2 M β) 4 M γ) 0,5 M
 - Από διάλυμα χλωριούχου νατρίου (NaCl) συγκέντρωσης 1,5 M αφαιρούμε με εξάτμιση 500 mL H₂O. Η συγκέντρωση του τελικού διαλύματος θα είναι: α) 3 M β) 1,5 M γ) 0,15 M

0,5 M

510 g

1,24 M

0,5 M

17,8% w/w

0,5 M

- * **62.** Σε 500 mL διαλύματος θειικού οξέος, περιεκτικότητας 8% κατ'όγκον (w/v) προστίθενται 100 mL νερού. Να βρείτε:
α) την % w/v περιεκτικότητα
β) τη μοριακότητα κατ'όγκον (συγκέντρωση) του τελικού διαλύματος.
α) 6,67 % w/v
β) 0,68 M
- * **63.** Θερμαίνουμε 40 mL διαλύματος νιτρικού νατρίου συγκέντρωσης 0,4 M, ώσπου να εξατμιστούν 8 mL H₂O. Ποια θα είναι η συγκέντρωση του τελικού διαλύματος;
0,5 M
- * **64.** Αναμειγνύονται 200 mL διαλύματος υδροξειδίου του νατρίου (NaOH) περιεκτικότητας 10% κατ'όγκον (w/v) με 300 mL άλλου διαλύματος υδροξειδίου του νατρίου περιεκτικότητας 2% κατ'όγκον (w/v). Να βρείτε για το διάλυμα που προέκυψε:
α) την % w/v περιεκτικότητα
β) τη συγκέντρωση (μοριακότητα κατ'όγκον).
α) 5,2% w/v
β) 1,3 M
- ** **65.** Σε 540 g διαλύματος θειικού οξέος, περιεκτικότητας 9,8 % w/v και πυκνότητας 1,08 g/mL, προστίθενται 4,5 L άλλου διαλύματος θειικού οξέος συγκέντρωσης 2 M. Να βρείτε τη συγκέντρωση του τελικού διαλύματος.
1,9 M
- * **66.** Πόσα λίτρα διαλύματος υδροχλωρίου 0,1 M πρέπει να αναμιχθούν με 3 L διαλύματος υδροχλωρίου 0,3 M για να προκύψει διάλυμα υδροχλωρίου 0,15 M;
9 L
- * **67.** Σε ποια αναλογία όγκων πρέπει να αναμιχθούν δύο διαλύματα υδροχλωρίου, το ένα συγκέντρωσης 2 M και το άλλο περιεκτικότητας 3,65% w/v, για να προκύψει διάλυμα συγκέντρωσης 1,4 M;
2:3
- * **68.** Πόσα mL νερού πρέπει να εξατμισθούν από 800 mL διαλύματος υδροξειδίου του καλίου, περιεκτικότητας 10% w/w και πυκνότητας 1,05 g/mL, για να προκύψει διάλυμα με συγκέντρωση 2 M;
50 mL

Στοιχειομετρικοί Υπολογισμοί

- 69.** Πόσα mol ανθρακικού ασβεστίου πρέπει να αντιδράσουν με διάλυμα θειικού οξέος, για να εκλυθούν 4,48 L αερίου μετρημένα σε STP συνθήκες; Πόσα γραμμάρια θειικού ασβεστίου σχηματίζονται συγχρόνως;
0,2 mol – 27,2 g
- * **70.** Ζητείται ο όγκος της αμμωνίας που παράγεται σε θερμοκρασία 57 °C και πίεση 1,5 atm, όταν αντιδράσουν 0,1 mol χλωριούχου αμμωνίου με περίσσεια διαλύματος υδροξειδίου του νατρίου.
1,8 L
- * **71.** Πόσα λίτρα υδρόθειου (μετρημένα σε STP) θα σχηματιστούν, αν αντιδράσουν με περίσσεια διαλύματος υδροχλωρίου, 20 g ορυκτού που περιέχει 88% κατά βάρος (w/w) θειούχο σίδηρο (II); Τα υπόλοιπα συστατικά του ορυκτού δεν αντιδρούν με το υδροχλώριο.
4,48 L

- **72.** Πόσα γραμμάρια ακάθαρτου ψευδαργύρου, περιεκτικότητας 85% σε καθαρό ψευδάργυρο πρέπει να αντιδράσουν με περίσσεια διαλύματος υδροχλωρίου, για να παραχθούν 984 cm^3 υδρογόνου, μετρημένα σε θερμοκρασία 27°C και πίεση 3 atm ;
- 73.** Πόσα λίτρα διαλύματος υδροχλωρίου 2 M αντιδρούν πλήρως με $21,2 \text{ g}$ ανθρακικού νατρίου;
- 74.** Το γαστρικό υγρό ασθενούς που πάσχει από έλκος του δωδεκαδάκτυλου έχει συγκέντρωση υδροχλωρίου $0,05 \text{ M}$. Αν υποθεθεί ότι μέσα στο στομάχι εισέρχονται 3 L γαστρικού υγρού την ημέρα, πόσα γραμμάρια υδροξειδίου του αργιλίου απαιτούνται ημερησίως για την εξουδετέρωση του οξέος;
- * 75.** Πόσα γραμμάρια υδροχλωρίου θα παραχθούν, αν επιδράσουν $44,8 \text{ L}$ υδρογόνου (μετρημένα σε STP συνθήκες) σε 150 g χλωρίου, στις κατάλληλες συνθήκες;
- * 76.** Κατά την καύση του θείου σχηματίζεται διοξείδιο του θείου. Πόσα mol διοξειδίου του θείου θα παραχθούν, αν προσπαθήσουμε να κάψουμε $3,2 \text{ Kg}$ θείου με $1,12 \text{ m}^3$ οξυγόνου μετρημένα σε STP συνθήκες;
- 77.** $2,4 \text{ g}$ μαγνησίου αντιδρούν πλήρως με αραιό διάλυμα θειικού οξέος. Το αέριο που παράγεται αντιδρά με βρώμιο, οπότε σχηματίζεται νέο αέριο, που διαβιβάζεται σε περίσσεια διαλύματος νιτρικού αργύρου. Να υπολογίσετε τη μάζα του ιζήματος που παράγεται.
- **78.** 10 g ανθρακικού άλατος ενός μετάλλου M με αριθμό οξείδωσης $2+$, αντιδρούν πλήρως με διάλυμα υδροχλωρίου. Για την πλήρη εξουδετέρωση του αερίου που παράγεται απαιτείται διάλυμα που περιέχει $11,2 \text{ g}$ υδροξειδίου του καλίου. Να βρείτε τη σχετική ατομική μάζα του M .

Απαντήσεις στις ασκήσεις πολλαπλής επιλογής και σωστού λάθους

- | | |
|--|---|
| 10. γ | 27. (1-β), (2-α), (3-γ), (4-α) |
| 11. Σ είναι: 3, 4
Λ είναι: 1, 2 | 28. Σ είναι: 2, 4
Λ είναι: 1, 3 |
| 13. β | 40. I) δ II) γ |
| 14. (1-δ), (2-α), (3-β), (4-γ), (5-ε) | 41. ε |
| 15. γ | 42. Σ είναι: η 1
Λ είναι: η 2 |
| 19. (1-γ), (2-δ), (3-γ) | 61. (1-γ), (2-α) |
| 23. γ | |
| 62. | |

