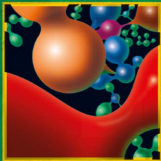


Χημεία

II. Καταστάσεις της ύλης



Κωνσταντίνος Α. Τσίπης

Κάθε γνήσιο αντίτυπο φέρει την υπογραφή του συγγραφέα
ή-και τη σφραγίδα του εκδότη

ISBN SET 960-431-355-X

ISBN T.B 960-431-382-7

© Copyright 1996, Κ. Τσίπης

*Απαγορεύεται η με κάθε τρόπο αντιγραφή ή αναπαραγωγή μέρους
ή ολου του βιβλίου χωρίς την έγγραφη άδεια του συγγραφέα και του εκδότη.*



**Φωτοστοιχειοθεσία
Εκτύπωση**

Βιβλιοπωλείο

Π. ΖΗΤΗ & Σια ΟΕ

Σόλωνος 79-81

Θεσσαλονίκη 542 48

ΕΚΔΟΣΕΙΣ ΖΗΤΗ

Αρμενοπούλου 27

Θεσσαλονίκη 546 35

● ☎ (031) 825.453, 849.178

● Fax (031) 825.453, 849.178

● ☎ (031) 203.720

● Fax (031) 211.305

ΠΡΟΛΟΓΟΣ

Το βιβλίο αυτό με τίτλο «Καταστάσεις της Ύλης» αποτελεί το δεύτερο τόμο της σειράς των μαθημάτων Χημείας που στοχεύουν στην παρουσίαση του πορτραίτου της επιστήμης της Χημείας, όχι μόνο στο μαθητή της δευτεροβάθμιας εκπαίδευσης, αλλά και στο φοιτητή και στον απλό άνθρωπο που διψάει για την επιστημονική γνώση, πραγματεύεται το ενδιαφέρον επιστημονικό πεδίο των Καταστάσεων της Ύλης. Το περιεχόμενο του δεύτερου τόμου ταξινομείται σε πέντε κεφάλαια.

Στο πρώτο κεφάλαιο περιγράφονται με τον απλούστερο δυνατό τρόπο, χωρίς όμως να χάνεται η επιστημονική ακρίβεια, οι ιδιότητες της χαοτικής συμπεριφοράς των αερίων. Χρησιμοποιώντας την αυστηρή γλώσσα των μαθηματικών διατυπώνονται οι νόμοι που διέπουν τη χαοτική αυτή συμπεριφορά τόσο των ιδανικών, όσο και των πραγματικών αερίων και αναπτύσσεται συνοπτικά η γενική θεωρία που περιγράφει την αέρια κατάσταση της ύλης, η κινητική θεωρία των αερίων.

Στο δεύτερο κεφάλαιο σκιαγραφείται η ομορφιά της μοριακής τάξης που χαρακτηρίζει τη στερεή κατάσταση της ύλης. Στο κεφάλαιο αυτό θα γνωρίσει ο αναγνώστης την κρυσταλλική κατάσταση των στερεών που αντιστοιχεί σε μια σειρά όμορφων συμμετρικών και πολύ εντυπωσιακών γεωμετρικών σχημάτων.

Στο τρίτο κεφάλαιο περιγράφονται οι ιδιότητες της υγρής κατάστασης της ύλης, της ενδιάμεσης αυτής κατάστασης που εύκολα μπορεί ν' αλλάξει μορφή και να μετατραπεί στην αέρια και στη στερεή κατάσταση. Η συμπεριφορά της υγρής κατάστασης της ύλης βρίσκεται κάπου μεταξύ του μοριακού χάους που διέπει την αέρια κατάσταση και της μοριακής τάξης που διέπει τη στερεή κατάσταση. Στο κεφάλαιο αυτό ο αναγνώστης θα πάρει επίσης μια πρώτη γεύση από τις διεργασίες των αλληλομετατροπών των καταστάσεων της ύλης.

Το τέταρτο κεφάλαιο αναφέρεται στα διαλύματα, τα ομογενή αυτά μίγματα χημικών ουσιών που παίζουν σπουδαίο ρόλο τόσο στο χημικό εργαστήριο, όσο και

στο σύνολο των βιολογικών διεργασιών που καθορίζουν τη ζωή μας. Στο κεφάλαιο αυτό ο αναγνώστης θα εξοικειωθεί με την ορολογία των διαλυμάτων, τις ιδιότητές τους και τη μεγάλη ποικιλία των εφαρμογών τους στη χημική ανάλυση και σε πλήθος άλλων χημικών προβλημάτων.

Τέλος, στο πέμπτο κεφάλαιο δίνονται μερικά στοιχεία για την πλέον διαδεδομένη κατάσταση της ύλης που διαποτίζει το σύμπαν, την κατάσταση του πλάσματος. Οι συνθήκες ύπαρξης, η σπουδαιότητα και η σημασία των εφαρμογών της τέταρτης αυτής κατάστασης της ύλης περιγράφονται συνοπτικά στο κεφάλαιο αυτό.

Υποδείξεις σχετικές με λάθη και τυπογραφικές αβλεψίες, που τυχόν υπάρχουν στο βιβλίο, θα είναι ευπρόσδεκτες.

Θεσσαλονίκη 1996

Κωνσταντίνος Α. Τσίπης

ΠΕΡΙΕΧΟΜΕΝΑ

13. ΑΕΡΙΑ

| | |
|--|----|
| 13.1. Εισαγωγή | 3 |
| 13.2. Η φύση των αερίων | 3 |
| 13.3. Όγκος και πίεση των αερίων | 5 |
| 13.4. Νόμος του Boyle | 9 |
| 13.5. Νόμος του Charles | 12 |
| 13.6. Νόμοι του Gay-Lussac | 14 |
| 13.7. Αρχή του Avogadro | 16 |
| 13.8. Ιδανικά αέρια και η καταστατική εξίσωση | 22 |
| 13.9. Πραγματικά αέρια και η εξίσωση Van Der Waals | 34 |
| 13.10. Νόμος των μερικών πιέσεων του Dalton | 40 |
| 13.11. Κινητική θεωρία των αερίων | 48 |
| 13.12. Διάχυση των αερίων και ο νόμος του Graham | 49 |
| 13.13. Σχετική πυκνότητα των αερίων | 52 |
| 13.14. Ατμόσφαιρα και η μόλυνσή της | 54 |
| <i>Προβλήματα</i> | 59 |

14. ΣΤΕΡΕΑ

| | |
|---|----|
| 14.1. Εισαγωγή | 79 |
| 14.2. Μακροσκοπικές ιδιότητες των στερεών | 79 |
| 14.3. Περιγραφή των κρυστάλλων | 80 |
| 14.4. Τύποι κρυστάλλων | 87 |
| 14.5. Αλλοτροπία, πολυμορφισμός, ισομορφισμός | 88 |

| | | |
|-------|---|-----|
| 14.6. | Ενέργεια πλέγματος και ο κύκλος Born-Haber | 93 |
| 14.7. | Θερμοχωρητικότητα των στερεών και ο νόμος Dulong-Petit | 97 |
| | <i>Προβλήματα</i> | 101 |

15. ΥΓΡΑ

| | | |
|-------|--|-----|
| 15.1. | Εισαγωγή | 107 |
| 15.2. | Ιδιότητες των υγρών | 107 |
| 15.3. | Τάση ατμών των υγρών | 110 |
| 15.4. | Σημείο ζέσης και σημείο πήξης των υγρών | 114 |
| 15.5. | Καμπύλες θέρμανσης και ψύξης και οι αλληλομετα- τροπές της ύλης | 116 |
| 15.6. | Διαγράμματα φάσεων | 121 |
| 15.7. | Υγροί κρύσταλλοι | 123 |
| | <i>Προβλήματα</i> | 127 |

16. ΔΙΑΛΥΜΑΤΑ

| | | |
|--------|--|-----|
| 16.1. | Εισαγωγή | 133 |
| 16.2. | Ορολογία των διαλυμάτων | 133 |
| 16.3. | Το φαινόμενο της διάλυσης | 136 |
| 16.4. | Σχετική ένταση των διαμοριακών δυνάμεων | 141 |
| 16.5. | Θερμότητα διάλυσης | 143 |
| 16.6. | Διαλυτότητα των ουσιών και οι παράγοντες που την επηρεάζουν | 147 |
| 16.7. | Συγκέντρωση των διαλυμάτων και οι μονάδες της | 154 |
| 16.8. | Αλληλομετατροπές των μονάδων συγκέντρωσης των διαλυμάτων | 161 |
| 16.9. | Αραίωση και συμπύκνωση διαλυμάτων | 166 |
| 16.10. | Ανάμειξη διαλυμάτων | 169 |
| 16.11. | Στοιχειομετρία διαλυμάτων και ογκομετρική ανάλυση | 173 |
| 16.12. | Προσθετικές ιδιότητες των διαλυμάτων | 185 |
| 16.13. | Διαλύματα πτητικών υγρών - Κλασματική απόσταξη | 204 |

| | |
|--|-----|
| 16.14. Διαλύματα ηλεκτρολυτικών - Ηλεκτρολυτική διάσταση | 207 |
| 16.15. Κolloειδή διαλύματα | 212 |
| <i>Προβλήματα</i> | 216 |

17. ΠΛΑΣΜΑ

| | |
|--|-----|
| 17.1. Εισαγωγή | 233 |
| 17.2. Τι είναι το πλάσμα | 234 |
| 17.3. Η φύση των δυνάμεων στο πλάσμα | 235 |
| 17.4. Συνθήκες ύπαρξης του πλάσματος | 236 |
| 17.5. Που απαντά το πλάσμα | 239 |
| 17.6. Εφαρμογές του πλάσματος | 241 |

| | |
|----------------------------------|-----|
| ΑΠΑΝΤΗΣΕΙΣ ΤΩΝ ΠΡΟΒΛΗΜΑΤΩΝ | 248 |
|----------------------------------|-----|

| | |
|----------------------|-----|
| ΕΥΡΕΤΗΡΙΟ ΟΡΩΝ | 254 |
|----------------------|-----|

Κεφάλαιο

13

ΑΕΡΙΑ



- **13.1. Εισαγωγή**
- **13.2. Η φύση των αερίων**
- **13.3. Όγκος και πίεση των αερίων**
- **13.4. Νόμος του Boyle**
- **13.5. Νόμος του Charles**
- **13.6. Νόμοι του Gay-Lussac**
- **13.7. Αρχή του Avogadro**
- **13.8. Ιδανικά αέρια και η καταστατική εξίσωση**
- **13.9. Πραγματικά αέρια και η εξίσωση Van Der Waals**
- **13.10. Νόμος των μερικών πιέσεων του Dalton**
- **13.11. Κινητική θεωρία των αερίων**
- **13.12. Διάχυση των αερίων και ο νόμος του Graham**
- **13.13. Σχετική πυκνότητα των αερίων**
- **13.14. Ατμόσφαιρα και η μόλυνσή της**

Προβλήματα

13.1. ΕΙΣΑΓΩΓΗ

Μάθαμε ότι η ύλη μπορεί ν' απαντά σε τρεις διαφορετικές καταστάσεις:

1. την αέρια κατάσταση
2. τη στερεή κατάσταση και
3. την υγρή κατάσταση.

Έτσι, λοιπόν, το βασίλειο των πολλών εκατομμυρίων των χημικών ουσιών (στοιχεία και οι χημικές τους ενώσεις) περιλαμβάνει στις τάξεις του αέριες, στερεές και υγρές ουσίες. Οι ουσίες αυτές είναι που υφίστανται τις χημικές μεταβολές κατά τη διάρκεια των χημικών αντιδράσεων και ως εκ τούτου, αν θέλουμε να έχουμε μια πλήρη εικόνα των χημικών αντιδράσεων, είναι απαραίτητο να γνωρίζουμε τα χαρακτηριστικά γνώρισματά και τη συμπεριφορά των τριών καταστάσεων της ύλης.

Ως τέταρτη ειδική κατάσταση της ύλης θεωρείται το **πλάσμα**, δηλαδή ένα σύνολο φορτισμένων και ουδέτερων σωματιδίων που ικανοποιεί ορισμένα κριτήρια, ώστε ν' απαντά για μικρό χρονικό διάστημα. Με άλλα λόγια, το πλάσμα αποτελεί μίγμα τριών συστατικών –ελεύθερων ηλεκτρονίων, θετικών ιόντων και ουδέτερων ατόμων (ή μορίων)– και προκύπτει από κάποιο ιονισμένο αέριο. Το πλάσμα είναι η πιο διαδεδομένη κατάσταση της ύλης του σύμπαντος. Ο ήλιος και τ' αστέρια μπορούν να θεωρηθούν ως πελώριες μάζες θερμού πλάσματος. Επίσης, η ατμόσφαιρα της γης περιβάλεται από πλάσμα που αποτελεί τη λεγόμενη ιονόσφαιρα. Όμως, περισσότερα στοιχεία για το πλάσμα και τις ιδιότητές του θα δώσουμε σε άλλο κεφάλαιο.

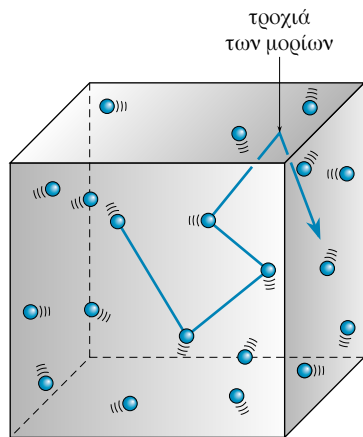
Το πρώτο μας βήμα στην εξερεύνηση των καταστάσεων της ύλης θα είναι η γνωριμία στο κεφάλαιο αυτό με τη γενική συμπεριφορά και τις ιδιότητες των αερίων, ποιες είναι οι κοινές τους ιδιότητες και τι ρόλο παίζουν οι διάφορες συνθήκες, όπως είναι η θερμοκρασία, η πίεση, ο όγκος και ο αριθμός των mol στη γενική συμπεριφορά των αερίων.

13.2. Η ΦΥΣΗ ΤΩΝ ΑΕΡΙΩΝ

Το βασικό χαρακτηριστικό γνώρισμα των αερίων είναι ότι δεν έχουν καθορισμένο όγκο ούτε και σχήμα. Με άλλα λόγια, τόσο ο όγκος, όσο και το σχήμα ενός αερίου είναι μεταβλητά και καθορίζονται από τον όγκο και το σχήμα του κλειστού δοχείου μέσα στο οποίο βρίσκεται το αέριο. Αυτό οφείλεται στο γεγονός ότι οι **διαμοριακές ελκτικές δυνάμεις**, δηλαδή οι ελκτικές δυνάμεις

• Τα αέρια δεν έχουν καθορισμένο όγκο ούτε και σχήμα.

• Ελκτικές δυνάμεις μεταξύ των μορίων.



Σχ. 13.1. Τα αέρια αποτελούν σύνολα ατόμων ή μορίων, με ασθενείς αλληλεπιδράσεις μεταξύ τους, που βρίσκονται σε μια συνεχή χαοτική κίνηση.



Σχ. 13.2. Το φούσκωμα μιας μπάλας ποδοσφαίρου μας δείχνει ότι ο αέρας που εισάγουμε καταλαμβάνει χώρο και έχει μάζα.

μεταξύ των μορίων των αερίων (δυνάμεις van der Waals) είναι πολύ μικρές, με αποτέλεσμα αυτά να κινούνται ελεύθερα μέσα σ' ολόκληρο το χώρο που καταλαμβάνει το αέριο. Υπάρχει θα λέγαμε μια ανεξαρτησία ως προς την κίνηση των μορίων των αερίων που γίνεται προς όλες τις κατευθύνσεις εξαιτίας των συγκρούσεων που συμβαίνουν μεταξύ τους. Οι αποστάσεις που διανύουν τα μόρια των αερίων μεταξύ δύο διαδοχικών συγκρούσεών τους είναι πολύ μεγαλύτερες από τη διάμετρό τους και έτσι δεν υπάρχει μεταξύ τους συνεχής, αλλά τυχαία επαφή. Αυτό σημαίνει, ότι ο όγκος που καταλαμβάνει ένα αέριο είναι κατά το μεγαλύτερο ποσοστό του κενός χώρος. Γι' αυτό και τα αέρια παρουσιάζουν μεγάλη συμπιεστότητα, δηλαδή μεγάλη μεταβολή του όγκου τους με την επίδραση πίεσης. Ας δούμε ένα χαρακτηριστικό παράδειγμα της συμπεριφοράς των αερίων που αποτελεί ταυτόχρονα και πείραμα, το οποίο μπορούμε να κάνουμε εύκολα στο σπίτι μας.

Παίρνουμε μια μπάλα του ποδοσφαίρου ή του μπάσκετ και αφού την ξεφουσκώσουμε τη ξυγίζουμε. Με τη βοήθεια μιας τρόμπας φουσκώνουμε τη μπάλα και την ξαναξυγίζουμε. Παρατηρούμε ότι με το φούσκωμα η μπάλα διογκώνεται (αυξάνει τον όγκο της) και η μάζα της γίνεται μεγαλύτερη. Αυτό δείχνει ότι ο αέρας που έχουμε εισάγει μέσα στη μπάλα καταλαμβάνει χώρο και έχει μάζα. Αυτό εξάλλου θα το περιμέναμε, αφού ο αέρας είναι ύλη και συνεπώς θα καταλαμβάνει χώρο και θα έχει μάζα. Επίσης, κατά το φούσκωμα της μπάλας παρατηρούμε ότι η τρόμπτα ζεσταίνεται, πράγμα που δείχνει ότι κατά τη συμπίεση του αέρα αυξάνεται η θερμοκρασία του. Τέλος, όπως θα διαπιστώσετε μία φουσκωμένη μπάλα δεν μπορούμε να τη συμπίεσουμε με τα χέρια μας κι' αυτό γιατί ο αέρας που περιέχει εξασκεί πίεση πάνω στα τοιχώματα της μπάλας. Αν τώρα θερμάνουμε τη μπάλα θα παρατηρήσουμε ότι ο όγκος της αυξάνεται.

Οι ποιοτικές αυτές παρατηρήσεις μας οδηγούν στο συμπέρασμα ότι τα αέρια έχουν μια σειρά από κοινές ιδιότητες που είναι οι εξής:

1. καταλαμβάνουν χώρο και έχουν μάζα
2. εξασκούν δυνάμεις πάνω στα τοιχώματα του δοχείου μέσα στο οποίο περιέχονται
3. είναι συμπιεστά
4. κατά τη συμπίεση αυξάνεται η θερμοκρασία τους
5. κατά τη θέρμανση αυξάνεται ο όγκος τους.

Από τα παραπάνω γίνεται επίσης φανερό ότι η κατάσταση ενός αερίου μπορεί να περιγραφεί πλήρως μόνον αν γνωρίζουμε τις συνθήκες κάτω από τις οποίες βρίσκεται το αέριο. Και οι συνθήκες αυτές είναι ο *όγκος*, η *πίεση*, η *θερμοκρασία*

και ο αριθμός των *mol* του αερίου. Ας δούμε λοιπόν τι είναι η κάθε μια από τις συνθήκες αυτές και πώς αλληλοσυσχετίζονται ποσοτικά μεταξύ τους.

13.3. ΟΓΚΟΣ ΚΑΙ ΠΙΕΣΗ ΤΩΝ ΑΕΡΙΩΝ

Όταν ένα αέριο εισάγεται μέσα σ' ένα κλειστό δοχείο, τα μόρια του αερίου κινούνται συνεχώς με μεγάλες ταχύτητες και συγκρούονται τόσο μεταξύ τους, όσο και με τα τοιχώματα του δοχείου. Ο όγκος, *V*, ενός αερίου ορίζεται ως ο όγκος του δοχείου μέσα στο οποίο περιέχεται το αέριο. Όταν μέσα στο ίδιο δοχείο εισάγουμε περισσότερα από ένα αέρια, ο όγκος του καθενός θα είναι ίσος με τον όγκο *V* του δοχείου μέσα στο οποίο περιέχονται τα αέρια. Σημειώστε, ότι τα αέρια αναμειγνύονται μεταξύ τους χωρίς κανένα περιορισμό.

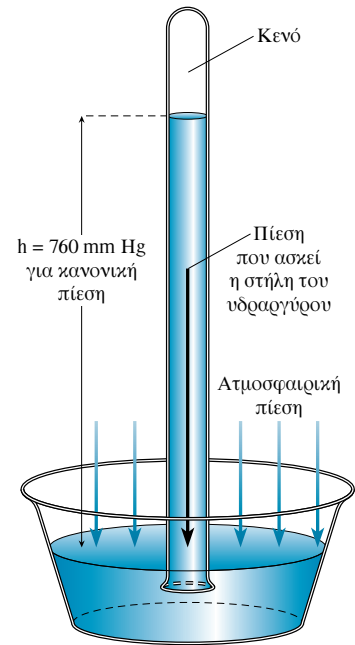
Η πίεση, *P*, που εξασκεί ένα αέριο πάνω στα τοιχώματα του δοχείου στο οποίο περιέχεται είναι αποτέλεσμα των συγκρούσεων των μορίων του αερίου με τα τοιχώματα του δοχείου. Θυμηθείτε, ότι η πίεση ορίζεται ως η δύναμη που εξασκείται ανά μονάδα επιφάνειας, δηλαδή:

$$P = \frac{F}{S}$$

όπου *F* η δύναμη και *S* η επιφάνεια πάνω στην οποία ασκείται η δύναμη.

Όλοι μας γνωρίζουμε ότι η ατμόσφαιρα που περιβάλλει τη γη είναι ένα μίγμα αερίων που εξασκεί πίεση πάνω σ' οποιοδήποτε αντικείμενο της γης. Την πίεση αυτή την ονομάζουμε **ατμοσφαιρική πίεση**. Η ατμοσφαιρική πίεση διαπιστώνεται εύκολα με το εξής απλό πείραμα:

Γεμίζουμε έναν λεπτό γυάλινο σωλήνα με υδράργυρο και τον τοποθετούμε ανεστραμένο μέσα σ' ένα δοχείο που περιέχει υδράργυρο (σχήμα 13.3). Παρατηρούμε ότι ένα μικρό μέρος του υδραργύρου του σωλήνα χύνεται μέσα στο δοχείο, ενώ το υπόλοιπο παραμένει μέσα στο σωλήνα, σ' ένα ύψος *h*. Το ύψος αυτό *h* της στήλης του Hg βρέθηκε ότι είναι ανεξάρτητο της διαμέτρου, καθώς και του μήκους του γυάλινου σωλήνα. Η παραμονή του Hg μέσα στο γυάλινο σωλήνα και σε στήλη ύψους *h* οφείλεται στο γεγονός ότι πάνω στην επιφάνεια του Hg που περιέχεται στο δοχείο εξασκείται η ατμοσφαιρική πίεση που δεν επιτρέπει στο σωλήνα ν' αδειάσει. Το ύψος λοιπόν της στήλης του Hg αποτελεί και ένα μέτρο της ατμοσφαιρικής πίεσης, η οποία και εκφράζεται σε mm στήλης Hg (mm Hg). Η μονάδα πίεσης mm Hg ονομάζεται επίσης και **torr** από το όνομα



Σχ. 13.3. Βαρόμετρο Torricelli. Η ατμοσφαιρική πίεση είναι ίση με την πίεση που ασκεί η στήλη υδραργύρου.

➡ Ατμοσφαιρική πίεση είναι η πίεση που εξασκεί η ατμόσφαιρα πάνω στ' αντικείμενα της γης.

του Ιταλού επιστήμονα Torricelli που με τη βοήθεια ανάλογης συσκευής ήταν ο πρώτος που μέτρησε την ατμοσφαιρική ή βαρομετρική πίεση. Η συσκευή που περιγράψαμε είναι ανάλογη αυτής που χρησιμοποίησε ο Torricelli και ονομάζεται **βαρόμετρο**.

Όμως, η ατμοσφαιρική πίεση δεν είναι ίδια σ' όλα τα σημεία της γης και επιπλέον αλλάζει από μέρα σε μέρα. Θυμηθείτε τα δελτία καιρού που μας δίνουν καθημερινά από την τηλεόραση, όπου αναφέρουν βαρομετρικά χαμηλά και βαρομετρικά υψηλά. Είναι απαραίτητο λοιπόν να ορίσουμε μια μονάδα ατμοσφαιρικής πίεσης που ν' αποτελεί το σημείο αναφοράς. Και η μονάδα αυτή είναι η **κανονική ατμόσφαιρα** που συμβολίζεται ως atm και αντιστοιχεί σε 760 mm Hg ή 760 torr. Είναι φανερό ότι 1 atm είναι η πίεση που εξασκεί στήλη Hg ύψους 760 mm, όταν η θερμοκρασία του Hg είναι 0 °C και η μέτρηση γίνεται σε γεωγραφικό πλάτος 45° και σε μέσο επίπεδο θαλάσσης.

Αν και ο Hg είναι το υγρό που χρησιμοποιείται κατά κανόνα στα βαρόμετρα, δεν είναι όμως και το μοναδικό. Και άλλα υγρά μπορούν να χρησιμοποιηθούν. Στην περίπτωση αυτή το ύψος της στήλης του υγρού είναι αντιστρόφως ανάλογο της πυκνότητας του υγρού, δηλαδή όσο μικρότερη είναι η πυκνότητα του υγρού, τόσο μεγαλύτερο θα είναι το ύψος της στήλης του υγρού. Ας δούμε ένα παράδειγμα.

Παράδειγμα 13.1. Η πυκνότητα του Hg είναι $13,6 \text{ g} \cdot \text{ml}^{-1}$, ενώ του H_2O είναι $1,00 \text{ g} \cdot \text{ml}^{-1}$. Ποιο θα είναι το ύψος της στήλης του H_2O που θ' αντιστοιχεί σε πίεση ίση με 760 mm Hg;

Λύση: Εφόσον η πυκνότητα του Hg είναι $13,6 \text{ g} \cdot \text{ml}^{-1}$ και του H_2O $1,00 \text{ g} \cdot \text{ml}^{-1}$ για να έχουμε την ίδια μάζα των δύο ουσιών θα πρέπει ο όγκος του H_2O να είναι 13,6 φορές μεγαλύτερος του όγκου του Hg. Εφόσον τώρα έχουμε στήλες της ίδιας διαμέτρου είναι φανερό ότι το ύψος της στήλης του H_2O θα πρέπει να είναι 13,6 φορές μεγαλύτερο του ύψους της στήλης του Hg. Έτσι θα έχουμε,

$$1 \text{ mm Hg} = 13,6 \text{ mm H}_2\text{O}$$

οπότε

$$(\text{ύψος στήλης H}_2\text{O σε mm}) = (760 \text{ mm Hg}) \left(\frac{13,6 \text{ mm H}_2\text{O}}{1 \text{ mm Hg}} \right) = 1,03 \times 10^4 \text{ mm H}_2\text{O}$$

Γενικά λοιπόν μπορούμε να γράψουμε:

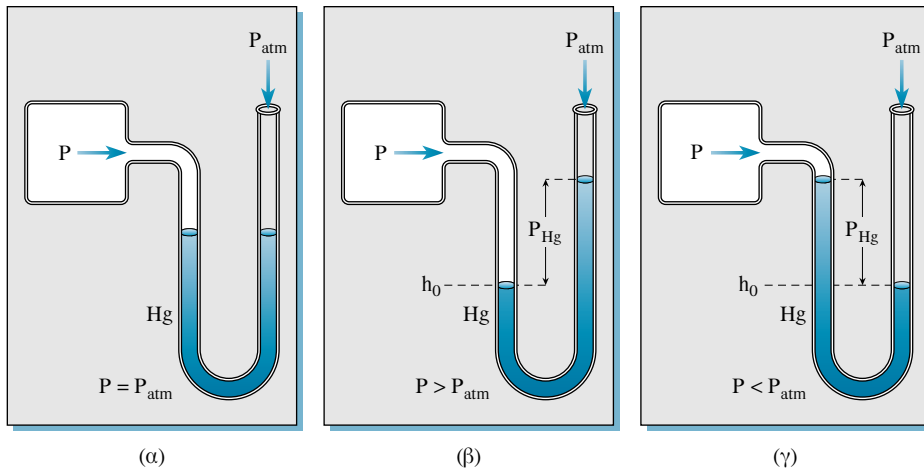
$$h_x = h_{\text{Hg}} \cdot \frac{d_{\text{Hg}}}{d_x}$$

όπου h_x η στήλη του υγρού x (σε mm) που μας ζητείται, h_{Hg} η στήλη του Hg που μας δίνεται (σε mm), d_{Hg} και d_x οι πυκνότητες του Hg και του υγρού x, αντίστοιχα σε $\text{g} \cdot \text{ml}^{-1}$.

1 atm = 760 mm Hg = 760 torr.

Όταν θέλουμε τώρα να μετρήσουμε την πίεση ενός αερίου που βρίσκεται μέσα σ' ένα κλειστό δοχείο, το όργανο που χρησιμοποιούμε ονομάζεται **μανόμετρο** και είναι ανάλογο με το βαρόμετρο. Το μανόμετρο είναι και πάλι ένας κλειστός γυάλινος σωλήνας, σχήματος όμως U, που περιέχει Hg. Το ένα άκρο του σωλήνα συνδέεται με το δοχείο το οποίο περιέχει το αέριο που θέλουμε να μετρήσουμε την πίεσή του, ενώ το άλλο άκρο του είναι ανοιχτό. Το τι ακριβώς συμβαίνει με τον Hg του μανομέτρου όταν η πίεση P του αερίου είναι ίση, μεγαλύτερη ή μικρότερη από την ατμοσφαιρική πίεση, φαίνεται χαρακτηριστικά στο σχήμα 13.4.

• Όργανο μέτρησης της πίεσης των αερίων.



Σχ. 13.4. Μανόμετρο ανοιχτού άκρου.

Όταν $P = P_{\text{atm}}$, το ύψος του Hg και στα δύο σκέλη του σωλήνα U είναι ίδιο. Όταν $P > P_{\text{atm}}$, το ύψος του Hg στο ανοικτό σκέλος του σωλήνα U είναι μεγαλύτερο κατά h , οπότε η πίεση του αερίου θα είναι

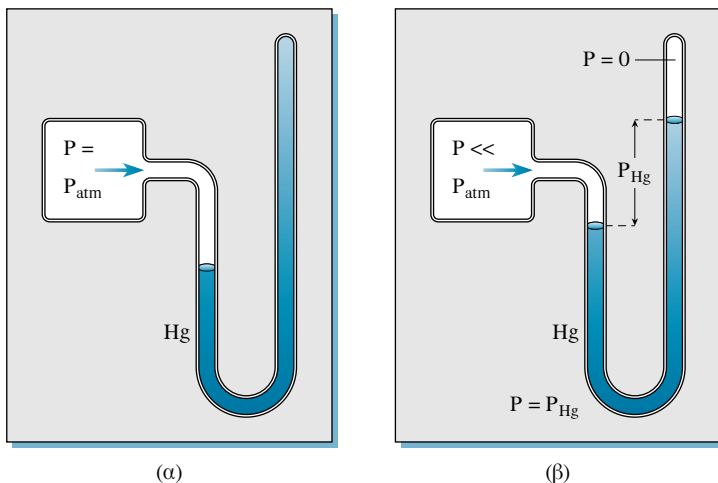
$$P = P_{\text{atm}} + h$$

Τέλος, όταν $P < P_{\text{atm}}$, το ύψος του Hg στο ανοικτό σκέλος του σωλήνα U είναι μικρότερο κατά h , οπότε η πίεση του αερίου θα είναι

$$P = P_{\text{atm}} - h$$

Σημειώστε, ότι εκτός από τα μανόμετρα με ανοικτό το ένα τους άκρο, χρησιμοποιούνται και μανόμετρα με κλειστό άκρο. Τα μανόμετρα αυτά (σχήμα 13.5)

χρησιμοποιούνται για τη μέτρηση πολύ χαμηλών πιέσεων που είναι πολύ μικρό-



Σχ. 13.5. Μανόμετρο κλειστού άκρου.

τερες από την ατμοσφαιρική πίεση. Στην περίπτωση των μανομέτρων αυτών, εύκολα προκύπτει ότι:

$$P = h$$

Μιλώντας κάπως πιο αυστηρά, τόσο τα torr, όσο και οι ατμόσφαιρες δεν αποτελούν μονάδες πίεσης, αφού η πίεση ορίζεται ως η δύναμη ανά μονάδα επιφάνειας. Η μονάδα της πίεσης στο σύστημα SI είναι το **pascal** (Pa).

Το Pa ορίζεται ως η πίεση που ασκείται από δύναμη 1 N που εφαρμόζεται πάνω σε μια επιφάνεια εμβαδού 1 m². Μεταξύ των μονάδων torr, atm και Pa υφίσταται η παρακάτω σχέση,

$$760 \text{ torr} = 1 \text{ atm} = 1,013 \times 10^5 \text{ Pa}$$

που μας επιτρέπει να μετατρέπουμε τη μια μονάδα στην άλλη. Ας δούμε μερικά παραδείγματα.

Παράδειγμα 13.2. Να εκφραστεί η πίεση των 380 torr σε ατμόσφαιρες.

Λύση: Γνωρίζουμε ότι

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ torr}$$

οπότε ο συντελεστής μετατροπής θα είναι:

Συνεπώς θα έχουμε:

$$\frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ torr}} = 1$$

$$P = (380 \text{ torr}) \left(\frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ torr}} \right) = 0,5 \text{ atm}$$

Παράδειγμα 13.3. Πόσες atm και πόσα Pa είναι η πίεση που αντιστοιχεί σε 1140 torr;

Αύση: Γνωρίζουμε ότι

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ torr}$$

και

$$1,013 \times 10^5 \text{ Pa} = 760 \text{ torr}$$

Επομένως οι συντελεστές μετατροπής θα είναι:

$$\frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ torr}} = 1$$

και

$$\frac{1,013 \times 10^5 \text{ Pa}}{760 \text{ torr}} = 1$$

Άρα θα έχουμε:

$$P(\text{atm}) = (1140 \text{ torr}) \left(\frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ torr}} \right) = 1,5 \text{ atm}$$

και

$$P(\text{Pa}) = (1140 \text{ torr}) \left(\frac{1,013 \times 10^5 \text{ Pa}}{760 \text{ torr}} \right) = 1,52 \times 10^5 \text{ Pa} = 152 \text{ kPa}$$

Η πίεση, ο όγκος και η θερμοκρασία ενός αερίου αλληλοσυσχετίζονται μεταξύ τους με βάση ορισμένες ποσοτικές σχέσεις που αποτελούν και τους **νόμους των αερίων**. Τους νόμους λοιπόν αυτούς θα εξετάσουμε στη συνέχεια.

13.4. ΝΟΜΟΣ ΤΟΥ BOYLE

Η πρώτη συστηματική μελέτη της συμπεριφοράς των αερίων κάτω από διαφορετικές πιέσεις έγινε από τον Robert Boyle με τη χρησιμοποίηση μιας συσκευής ανάλογης μ' αυτή που δίνεται στο σχήμα 13.7. Ο Boyle έδειξε ότι σε σταθερή θερμοκρασία ο όγκος ενός αερίου είναι αντιστρόφως ανάλογος της πίεσης, δηλαδή:

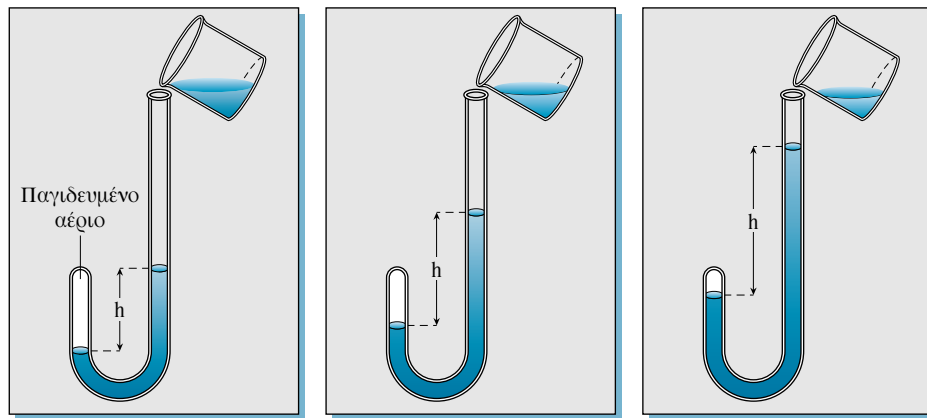
$$V \propto \frac{1}{P}$$



Εικ. 13.6. Robert Boyle (1627-1691). Γεννήθηκε στην Ιρλανδία ως το 14^ο παιδί του κόμη του Cork. Το σπίτι που γεννήθηκε ακόμη διασώζεται. Δημοσίευσε τις πρώτες του μελέτες το 1660 και το πρώτο του βιβλίο με τίτλο «The Sceptical Chymist» το 1680.

☛ ∝ σύμβολο αναλογίας.

Σχ. 13.7. Συσκευή που χρησιμοποίησε ο Robert Boyle στα πειράματά του και τον οδήγησαν στη διατύπωση του φερόνυμου νόμου. Η πίεση στο παγιδευμένο μέσα στο σωλήνα αέριο αυξάνεται με την προσθήκη υδραργύρου, ενώ ο όγκος του ελαττώνεται.



➡ Σε σταθερή θερμοκρασία, ο όγκος ορισμένης μάζας αερίου είναι αντιστρόφως ανάλογος της πίεσης.

Η πρόταση αυτή αποτελεί έναν γενικό νόμο των αερίων που ονομάζεται **νόμος του Boyle** και διατυπώνεται μαθηματικά ως εξής:

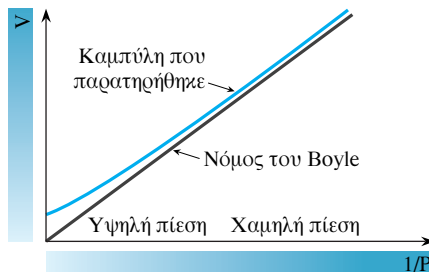
$$V = \frac{C}{P}$$

ή

$$P V = C$$

όπου C μια σταθερά αναλογίας, της οποίας η τιμή εξαρτάται από τη μάζα του αερίου, τη θερμοκρασία και τις μονάδες με τις οποίες εκφράζονται η πίεση και ο όγκος. Η γραφική παράσταση της μαθηματικής αυτής σχέσης του νόμου του Boyle δίνεται στο σχήμα 13.8. Ο νόμος του Boyle μπορεί να διατυπωθεί ως εξής: *σε σταθερή θερμοκρασία, το γινόμενο της πίεσης επί τον όγκο ορισμένης μάζας αερίου είναι σταθερό*. Ο νόμος του Boyle έχει μεγάλη πρακτική αξία όταν δουλεύουμε με τα αέρια. Ας το δούμε αυτό με ορισμένα παραδείγματα.

Σχ. 13.8. Γραφική παράσταση του νόμου του Boyle. Σημειώστε τη γραμμική εξάρτηση του όγκου V από το $1/P$ και τη συμφωνία των προβλεπόμενων από το νόμο και των πειραματικών δεδομένων στην περιοχή των χαμηλών πιέσεων.



Παράδειγμα 13.4. Ένα δείγμα αερίου καταλαμβάνει όγκο 30,0 ml σε πίεση 1,50 atm. Ποιος θα είναι ο όγκος του αερίου σε πίεση 6,00 atm; (η θερμοκρασία του αερίου παραμένει σταθερή).

Λύση: Σύμφωνα με το πρόβλημα έχουμε δύο συνθήκες για το αέριο, την αρχική και την τελική.

αρχική συνθήκη: $P_1 = 1,50 \text{ atm}$, $V_1 = 30,0 \text{ ml}$

τελική συνθήκη: $P_2 = 6,00 \text{ atm}$, $V_2 = ?$

Εφαρμόζοντας το νόμο του Boyle για τις δύο αυτές συνθήκες έχουμε:

$$P_1 V_1 = C$$

και

$$P_2 V_2 = C$$

Η σταθερά C είναι η ίδια αφού η μάζα και η θερμοκρασία του αερίου παραμένουν ίδιες και οι μονάδες των P και V είναι ίδιες. Οι δύο αυτές σχέσεις μπορούν να συνδυαστούν σε μία, δηλαδή:

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

Επομένως,

$$V_2 = V_1 \cdot \frac{P_1}{P_2} = (30,0 \text{ ml}) \left(\frac{1,50 \text{ atm}}{6,00 \text{ atm}} \right) = 7,50 \text{ ml}$$

Παράδειγμα 13.5. 100 ml ενός αερίου μετρήθηκαν σε πίεση 760 torr και ορισμένη θερμοκρασία. Το αέριο συμπιέζεται σε πίεση 800 torr και στην ίδια θερμοκρασία. Ποιος θα είναι ο τελικός του όγκος;

Λύση: Και στο πρόβλημα αυτό έχουμε δύο συνθήκες για το αέριο, την αρχική και την τελική.

αρχική: $P_1 = 760 \text{ torr}$, $V_1 = 100 \text{ ml}$

τελική: $P_2 = 800 \text{ torr}$, $V_2 = ?$

Επομένως θα έχουμε:

$$P_1 V_1 = P_2 V_2 \Rightarrow V_2 = V_1 \cdot \frac{P_1}{P_2} = (100 \text{ ml}) \left(\frac{760 \text{ torr}}{800 \text{ torr}} \right) = 95,0 \text{ ml}$$

Παράδειγμα 13.6. Ένα δείγμα αερίου καταλαμβάνει όγκο 36,0 ml σε κανονική πίεση 1 atm. Κάτω από ποια πίεση το ίδιο δείγμα του αερίου θα καταλαμβάνει όγκο 38,0 ml; (η θερμοκρασία του δείγματος παραμένει σταθερή).

Λύση: Εφαρμόζοντας το νόμο του Boyle για τις δύο καταστάσεις του αερίου, έχουμε:

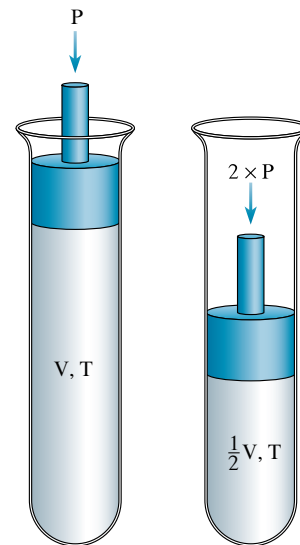
$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

όπου $P_1 = 1 \text{ atm}$, $V_1 = 36,0 \text{ ml}$

$P_2 = ?$, $V_2 = 38,0 \text{ ml}$

Επομένως,

$$P_2 = P_1 \cdot \frac{V_1}{V_2} = (1 \text{ atm}) \left(\frac{36,0 \text{ ml}}{38,0 \text{ ml}} \right) = 0,95 \text{ atm}$$



Σχ. 13.9. Όταν η πίεση ενός αερίου αυξάνεται, ο όγκος του ελαττώνεται (νόμος του Boyle). Στο σχήμα φαίνεται ότι ο διπλασιασμός της πίεσης συνεπάγεται ελάττωση του όγκου του αερίου στο μισό.



Εικ. 13.10. Jacques Alexandre Cesar Charles (1746-1823). Γάλλος χημικός γνωστός για την ενασχόλησή του με την κατασκευή αεροστάτων χρησιμοποιώντας το αέριο υδρογόνο.

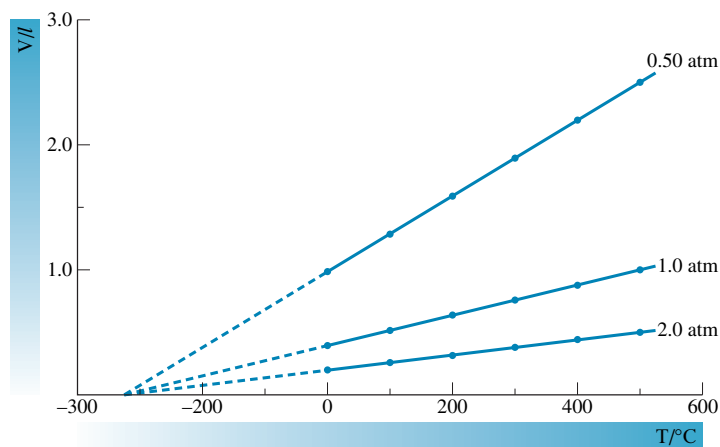
Σχ. 13.11. Γραφική παράσταση της εξάρτησης του όγκου V ορισμένης ποσότητας αερίου από τη θερμοκρασία T για τρεις διαφορετικές πιέσεις. Σημειώστε ότι και οι τρεις γραμμές τέμνονται στο σημείο $V = 0$ στους -273°C . Η γραμμική αυτή σχέση μεταξύ του όγκου και της θερμοκρασίας ενός αερίου αποτελεί το νόμο του Charles.

➤ Σε σταθερή πίεση ο όγκος ορισμένης μάζας αερίου είναι ανάλογος προς την απόλυτη θερμοκρασία του.

13.5. ΝΟΜΟΣ ΤΟΥ CHARLES

Ο Jacques Charles μελέτησε τον τρόπο της μεταβολής του όγκου ορισμένης μάζας αερίου σε συνάρτηση με τη θερμοκρασία κάτω από σταθερή πίεση. Βρήκε λοιπόν ότι μεταξύ του όγκου V και της θερμοκρασίας T ορισμένης μάζας ενός αερίου υπάρχει γραμμική σχέση, που δίνεται γραφικά στο σχήμα 13.11. Την παρατήρησή του αυτή διατύπωσε ο Charles ως εξής: *σε σταθερή πίεση, ο όγκος ορισμένης μάζας αερίου είναι ανάλογος προς την απόλυτη θερμοκρασία του*, δηλαδή:

$$V \propto T$$



Η πρόταση αυτή αποτελεί επίσης έναν γενικό νόμο των αερίων που ονομάζεται **νόμος του Charles** και διατυπώνεται μαθηματικά ως εξής:

$$V = kT$$

όπου k μια σταθερά αναλογίας, της οποίας η τιμή εξαρτάται από τη μάζα και την πίεση του αερίου.

Μια προσεκτική εξέταση του σχήματος 13.11 μας δείχνει ότι μπορούμε να ορίσουμε μια νέα κλίμακα θερμοκρασιών που αντικατοπτρίζει τη βασική ή απόλυτη αυτή γραμμική σχέση αρκεί να προσθέσουμε 273° στην κλίμακα θερμοκρασιών Celsius. Εφόσον το κάνουμε αυτό, όλες οι γραμμικές σχέσεις που δίνονται στο σχήμα 13.11 περιγράφονται από την απλή εξίσωση:

$$V = kT$$

όπου το T ονομάζεται **απόλυτη θερμοκρασία** και δίνεται από τη σχέση:

$$T = t + 273$$

όπου t η θερμοκρασία στην κλίμακα Celsius.

Η νέα αυτή κλίμακα θερμοκρασιών ονομάζεται **απόλυτη κλίμακα θερμοκρασιών** ή **κλίμακα θερμοκρασιών Kelvin** και οι μονάδες της είναι το **Kelvin** (K). Η ακριβής σχέση ανάμεσα στις δύο κλίμακες θερμοκρασιών είναι:

$$T(K) = t(^{\circ}C) + 273,15$$

Στην κλίμακα θερμοκρασιών Kelvin η θερμοκρασία των $-273,15^{\circ}C$ που αντιστοιχεί σε 0 K ονομάζεται **θερμοκρασία απόλυτου μηδενός**. Στο απόλυτο μηδέν ο όγκος των αερίων μηδενίζεται, όπως χαρακτηριστικά φαίνεται στα διαγράμματα του σχήματος 13.11.

Από τα παραπάνω γίνεται φανερό ότι όταν αναφερόμαστε στα αέρια θα πρέπει πάντοτε να εκφράζουμε τη θερμοκρασία τους σε Kelvin, δηλαδή σε απόλυτη θερμοκρασία. Ας δούμε μερικά παραδείγματα.

Παράδειγμα 13.7. Σε ορισμένη πίεση και θερμοκρασία $27^{\circ}C$ ο όγκος που καταλαμβάνει ένα αέριο είναι 250 ml . Πόσο όγκο θα καταλαμβάνει το αέριο στην ίδια πίεση και σε θερμοκρασία $35^{\circ}C$;

Αύση: Εφαρμόζουμε το νόμο του Charles για τις δύο καταστάσεις του αερίου:

αρχική: $V_1 = 250\text{ ml}, \quad t_1 = 27^{\circ}C$

τελική: $V_2 = ?; \quad t_2 = 35^{\circ}C$

Θα έχουμε λοιπόν,

$$V_1 = kT_1$$

και

$$V_2 = kT_2$$

οπότε

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{T_1}{T_2} \Rightarrow V_2 = V_1 \frac{T_2}{T_1}$$

Για να εφαρμόσουμε όμως τη σχέση αυτή θα πρέπει να εκφράσουμε τις θερμοκρασίες σε απόλυτες θερμοκρασίες. Έτσι, θα έχουμε:

$$T_1 = t_1 + 273 = 27 + 273 = 300\text{ K}$$

και

$$T_2 = t_2 + 273 = 35 + 273 = 308\text{ K}$$

Επομένως,

$$V_2 = (250\text{ ml}) \left(\frac{308\text{ K}}{300\text{ K}} \right) = 257\text{ ml}$$

• $T = t + 273$

• Σημειώστε ότι πάντοτε λέμε ότι το T είναι σε Kelvin και όχι σε βαθμούς Kelvin.

Παράδειγμα 13.8. Ένα δείγμα αερίου καταλαμβάνει όγκο 1,80 ml σε θερμοκρασία 0 °C. Σε ποια θερμοκρασία θα καταλαμβάνει όγκο 2,32 ml;

Λύση: Εφαρμόζουμε το νόμο του Charles για τις δύο καταστάσεις του αερίου:

αρχική: $V_1 = 1,80 \text{ ml}$, $t_1 = 0 \text{ }^\circ\text{C}$

τελική: $V_2 = 2,32 \text{ ml}$, $t_2 = ?$

Θα έχουμε λοιπόν,

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{T_1}{T_2} \Rightarrow T_2 = T_1 \frac{V_2}{V_1}$$

όπου

$$T_1 = t_1 + 273 = 0 + 273 = 273 \text{ K}$$

$$T_2 = t_2 + 273$$

Συνεπώς

$$T_2 = (273 \text{ K}) \left(\frac{2,32 \text{ ml}}{1,80 \text{ ml}} \right) = 352 \text{ K}$$

και

$$t_2 = T_2 - 273 = 352 - 273 = 79 \text{ }^\circ\text{C}$$

Σημειώστε ότι πολλές φορές όταν αναφερόμαστε στα αέρια είναι χρήσιμο να έχουμε κάποιο σημείο αναφοράς ως προς τις συνθήκες κάτω από τις οποίες βρίσκεται το αέριο. Το σημείο λοιπόν αυτό αναφοράς ως προς την πίεση και τη θερμοκρασία ενός αερίου αναφέρεται ως **κανονικές συνθήκες πίεσης και θερμοκρασίας** ή ως **STP**. Οι STP αντιστοιχούν σε θερμοκρασία 0 °C (ή 273 K) και σε πίεση 1 atm (ή 760 torr). Όταν λοιπόν ένα αέριο βρίσκεται στις συνθήκες αυτές λέμε ότι το αέριο βρίσκεται σε κανονικές συνθήκες.



Σχ. 13.12. Joseph Gay-Lussac (1778-1850). Γάλλος χημικός με σημαντική προσφορά στη φυσική, μετεωρολογία και φυσιολογία.

13.6. ΝΟΜΟΙ ΤΟΥ GAY-LUSSAC

Joseph Gay-Lussac μελέτησε τον τρόπο μεταβολής της πίεσης ορισμένης μάζας αερίου σε συνάρτηση με τη θερμοκρασία, όταν ο όγκος του αερίου διατηρείται σταθερός. Διαπίστωσε λοιπόν ότι μεταξύ της πίεσης P και της θερμοκρασίας T ορισμένης μάζας αερίου υπό σταθερό όγκο V υπάρχει γραμμική σχέση. Την παρατήρησή του αυτή διατύπωσε ο Gay-Lussac ως εξής: *σε σταθερό όγκο, η πίεση ορισμένης μάζας αερίου είναι ανάλογη προς την απόλυτη θερμοκρασία του, δηλαδή:*

$$P \propto T$$

Η πρόταση αυτή αποτελεί επίσης γενικό νόμο των αερίων που ονομάζεται **νό-**

μος του Gay-Lussac και διατυπώνεται μαθηματικά ως εξής:

$$P = k T$$

όπου k σταθερά αναλογίας της οποίας η τιμή εξαρτάται από τη μάζα και τον όγκο του αερίου.

Παράδειγμα 13.9. Ένα δείγμα αερίου βρίσκεται σε θερμοκρασία $35\text{ }^{\circ}\text{C}$ και πίεση 760 torr . Ποια θα είναι η πίεση του αερίου στη θερμοκρασία των $25\text{ }^{\circ}\text{C}$; (ο όγκος του αερίου παραμένει σταθερός).

Λύση: Εφαρμόζουμε το νόμο του Gay-Lussac για τις δύο καταστάσεις του αερίου:

αρχική: $P_1 = 760\text{ torr}$, $t_1 = 35\text{ }^{\circ}\text{C}$

τελική: $P_2 = ?$, $t_2 = 25\text{ }^{\circ}\text{C}$

Θα έχουμε λοιπόν,

$$P_1 = kT_1$$

και

$$P_2 = kT_2$$

οπότε

$$\frac{P_1}{P_2} = \frac{T_1}{T_2} \Rightarrow P_2 = P_1 \frac{T_2}{T_1}$$

Επομένως, αφού μετατρέψουμε τους $^{\circ}\text{C}$ σε K , δηλαδή,

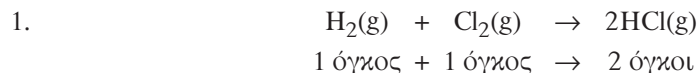
$$T_1 = t_1 + 273 = 35 + 273 = 308\text{ K}$$

$$T_2 = t_2 + 273 = 25 + 273 = 298\text{ K}$$

θα έχουμε,

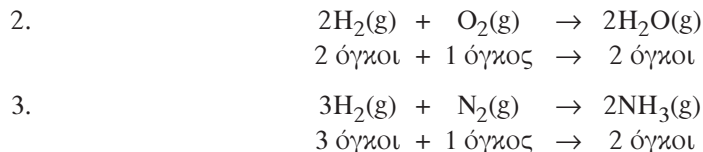
$$P_2 = (760\text{ torr}) \left(\frac{298\text{ K}}{308\text{ K}} \right) = 735\text{ torr}$$

Πέραν, όμως, από τη μελέτη του αυτή ο Gay-Lussac μελέτησε επίσης και τις μεταβολές που συμβαίνουν στους όγκους των αερίων, όταν αυτά αντιδρούν μεταξύ τους για να σχηματίσουν αέρια προϊόντα. Παρατήρησε λοιπόν ότι σε σταθερή θερμοκρασία και πίεση οι όγκοι των αερίων που αντιδρούν και οι όγκοι των αερίων που παράγονται έχουν μεταξύ τους σχέση απλών ακεραίων αριθμών. Η παρατήρηση αυτή αποτελεί το γνωστό **νόμο των συνδυαζόμενων όγκων του Gay-Lussac**. Χαρακτηριστικά παραδείγματα εφαρμογής του νόμου των συνδυαζόμενων όγκων του Gay-Lussac είναι τα παρακάτω:



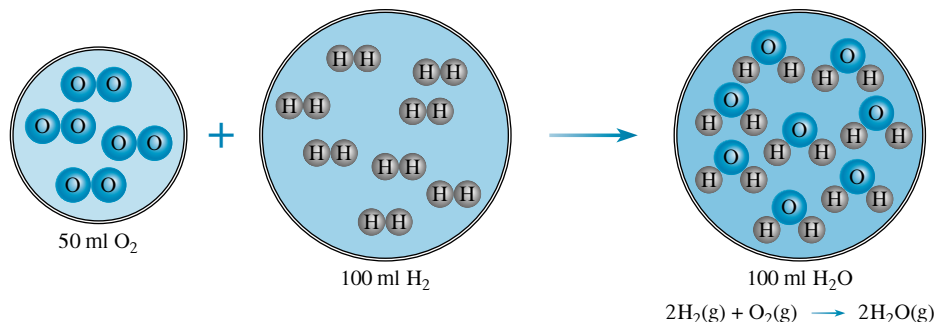
• Σε σταθερό όγκο η πίεση ορισμένης μάζας αερίου είναι ανάλογη προς την απόλυτη θερμοκρασία του.

• Στις αντιδράσεις που λαμβάνουν χώρα στην αέρια κατάσταση σε σταθερή πίεση και θερμοκρασία οι όγκοι των αερίων που αντιδρούν και οι όγκοι των αερίων που παράγονται έχουν μεταξύ τους σχέση απλών ακεραίων αριθμών.



Πράγματι στα παραδείγματα αυτά βλέπουμε ότι οι όγκοι των αερίων που συμμετέχουν στις αντιδράσεις έχουν μεταξύ τους σχέση απλών ακέραιων αριθμών. Σημειώστε επίσης, ότι ο όγκος του αερίου προϊόντος είναι πάντοτε διπλάσιος του

Σχ. 13.13. Σχηματική παράσταση του νόμου των συνδυαζόμενων όγκων του Gay-Lussac στην περίπτωση της αντίδρασης του υδρογόνου με το οξυγόνο που δίνει ως προϊόν το νερό.



όγκου του αερίου που αντιδρά με τη μικρότερη αναλογία. Ο νόμος των συνδυαζόμενων όγκων αποτέλεσε την πρώτη ένδειξη της ύπαρξης των ατόμων και των μορίων και η ερμηνεία του από τον Avogadro οδήγησε στη διατύπωση της περίφημης αρχής του Avogadro.

13.7. ΑΡΧΗ ΤΟΥ AVOGADRO

• Ίσοι όγκοι αερίων κάτω από τις ίδιες συνθήκες πίεσης και θερμοκρασίας περιέχουν τον ίδιο αριθμό μορίων.

Amadeo Avogadro, προσπαθώντας να ερμηνεύσει το νόμο των συνδυαζόμενων όγκων του Gay-Lussac, διατύπωσε ένα αξίωμα που είναι γνωστό ως **αρχή του Avogadro** και διατυπώνεται ως εξής: **ίσοι όγκοι αερίων κάτω από τις ίδιες συνθήκες πίεσης και θερμοκρασίας περιέχουν τον ίδιο αριθμό μορίων.** Η αρχή του Avogadro ξεκίνησε σαν μια **υπόθεση** για ν' αποτελέσει σήμερα έναν ακόμη νόμο των αερίων.

Είναι φανερό ότι η αρχή του Avogadro μπορεί να διατυπωθεί και αντίστροφα, δηλαδή: **ίσοι αριθμοί μορίων των αερίων στις ίδιες συνθήκες πίεσης και θερμο-**

κρασίας καταλαμβάνουν ίσους όγκους. Αν τώρα ως αριθμό μορίων των αερίων χρησιμοποιήσουμε τον αριθμό του Avogadro, $6,023 \times 10^{23}$ μόρια/mol, είναι προφανές ότι ο όγκος που θα καταλαμβάνει 1 mol οποιουδήποτε αερίου θα είναι πάντοτε ο ίδιος, κάτω φυσικά από τις ίδιες συνθήκες πίεσης και θερμοκρασίας. Ο όγκος αυτός ονομάζεται **γραμμομοριακός όγκος** και σε STP είναι ίσος με 22,4 l. Για να έχετε μια εικόνα του μεγέθους του γραμμομοριακού όγκου αυτός αντιστοιχεί στον όγκο ενός κύβου με ακμή ίση με 28,2 cm (εικόνα 13.14). Από τα παραπάνω εύκολα προκύπτει επίσης ότι ο αριθμός των mol οποιουδήποτε αερίου είναι απ' ευθείας ανάλογος του όγκου του αερίου σε ορισμένες συνθήκες πίεσης και θερμοκρασίας, δηλαδή:

$$V \propto n$$

όπου n ο αριθμός των mol του αερίου. Με άλλα λόγια, στις ίδιες συνθήκες πίεσης και θερμοκρασίας για όλα τα αέρια θα ισχύουν οι αναλογίες:

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{N_1}{N_2} = \frac{n_1}{n_2}$$

και

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{M_2}{M_1} \quad (\text{για ίδιες μάζες αερίων})$$

όπου V_i οι όγκοι των αερίων, N_i ο αριθμός μορίων των αερίων, n_i ο αριθμός mol των αερίων και M_i οι μοριακές μάζες των αερίων.

Παράδειγμα 13.10. Φιάλη Α περιέχει 20 l CH_4 . Φιάλη Β περιέχει 30 l CO_2 . Αν η φιάλη Α περιέχει 6,18 mol CH_4 , πόσα mol CO_2 υπάρχουν στη φιάλη Β; (οι όγκοι μετρήθηκαν στις ίδιες συνθήκες).

Λύση: Χρησιμοποιούμε την αναλογία

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{n_1}{n_2}$$

$$\begin{aligned} \text{όπου} \quad V_1 &= 20 \text{ l} \quad , \quad n_1 = 6,18 \text{ mol} \\ V_2 &= 30 \text{ l} \quad , \quad n_2 = ? \end{aligned}$$

Συνεπώς θα έχουμε:

$$n_2 = n_1 \frac{V_2}{V_1} = (6,18 \text{ mol}) \left(\frac{30 \text{ l}}{20 \text{ l}} \right) = 9,27 \text{ mol}$$

Παράδειγμα 13.11. Ορισμένη μάζα CH_4 καταλαμβάνει όγκο 10 l σε πίεση 0,24 atm. Ίση μάζα αερίου X καταλαμβάνει όγκο 12 l σε πίεση 0,145 atm. Ποια θα είναι η μοριακή μάζα του αερίου X;

➡ Ο όγκος που καταλαμβάνει 1 mol ενός αερίου. Σε STP είναι ίσος με 22,4 l.



Εικ. 13.14. Ο όγκος του κύβου ακμής 28,2 cm αντιστοιχεί στο γραμμομοριακό όγκο ενός αερίου σε STP.

Λύση: Χρησιμοποιούμε την αναλογία

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{M_2}{M_1} \quad (\text{για ίδιες μάζες})$$

$$\begin{array}{lll} \text{όπου} & V_1 = 10 \text{ l}, & P_1 = 0,24 \text{ atm}, & M_1 = 16 \\ & V_2 = 12 \text{ l}, & P_2 = 0,145 \text{ atm}, & M_2 = ; \end{array}$$

Όμως η αναλογία αυτή ισχύει για όγκους που μετρήθηκαν κάτω από τις ίδιες συνθήκες πίεσης και θερμοκρασίας. Είναι απαραίτητο λοιπόν να εκφράσουμε τους όγκους στην ίδια πίεση, μια και η θερμοκρασία είναι ίδια. Αυτό το κάνουμε με βάση το νόμο του Boyle, δηλαδή:

$$P_1 V_1 = P_2 V_2 \Rightarrow V_2 = V_1 \frac{P_1}{P_2}$$

$$\text{όπου } V_1 = 12 \text{ l}, P_1 = 0,145 \text{ atm}, P_2 = 0,24 \text{ atm}.$$

Συνεπώς θα έχουμε για τον όγκο V_2 του αερίου X σε πίεση 0,24 atm,

$$V_2 = (12 \text{ l}) \left(\frac{0,145 \text{ atm}}{0,24 \text{ atm}} \right) = 7,25 \text{ l}$$

Εφόσον λοιπόν έχουμε τους όγκους των δύο αερίων στις ίδιες συνθήκες πίεσης (0,24 atm) και θερμοκρασίας, από την αναλογία προκύπτει ότι:

$$M_2 = M_1 \frac{V_1}{V_2} = 16 \frac{10 \text{ l}}{7,25 \text{ l}} = 22,07$$

Παράδειγμα 13.12. Πόσο όγκο καταλαμβάνουν 25,0 g οξυγόνου σε STP;

Λύση: Σε STP ο γραμμομοριακός όγκος είναι 22,4 l. Αυτό σημαίνει ότι 1 mol O_2 σε STP καταλαμβάνει 22,4 l. Όμως, 1 mol O_2 ζυγίζει όσο η μοριακή μάζα του O_2 , δηλαδή 32,0 g. Επομένως, θα έχουμε:

$$32,0 \text{ g } O_2 = 22,4 \text{ l } O_2$$

οπότε ο συντελεστής μετατροπής θα είναι:

$$1 = \frac{22,4 \text{ l } O_2}{32,0 \text{ g } O_2}$$

Συνεπώς, ο όγκος που καταλαμβάνουν τα 25,0 g O_2 σε STP θα είναι:

$$V = (25,0 \text{ g}) \left(\frac{22,4 \text{ l } O_2}{32,0 \text{ g } O_2} \right) = 17,5 \text{ l}$$

Παράδειγμα 13.13. Αν τα 200 ml ενός αερίου ζυγίζουν 0,268 g σε STP, ποια είναι η μοριακή μάζα του αερίου;

Λύση: Αρχεί να βρούμε πόσο ζυγίζουν τα 22400 ml (γραμμομοριακός όγκος) του αερίου. Κι' αυτό γιατί ο γραμμομοριακός όγκος είναι ο όγκος που καταλαμβάνει 1 mol του αερίου και γνωρίζουμε ότι 1 mol ζυγίζει όσο η μοριακή μάζα του αερίου. Θα έχουμε λοιπόν:

$$200 \text{ ml αερίου} = 0,268 \text{ g αερίου}$$

οπότε ο συντελεστής μετατροπής είναι

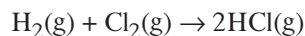
και κατά συνέπεια:

$$1 = \frac{0,268 \text{ g}}{200 \text{ ml}}$$

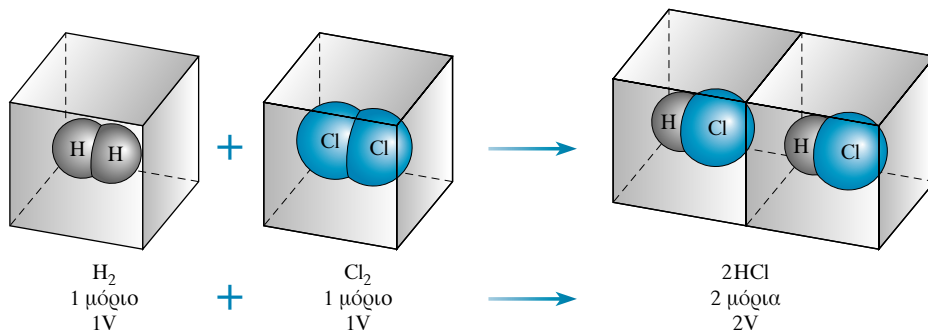
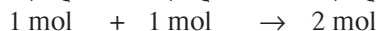
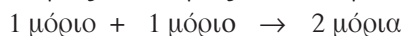
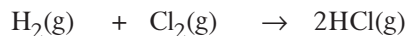
$$M = (22400 \text{ ml}) \left(\frac{0,268 \text{ g}}{200 \text{ ml}} \right) = 30,02 \text{ g} = 30,02 \text{ amu}$$

Όλα τα παραπάνω παραδείγματα λύνονται και κατά έναν άλλο πιο γενικό τρόπο, τον οποίο όμως θα συζητήσουμε λίγο αργότερα.

Με βάση την αρχή που διατύπωσε, ο Αβογάδρου ερμήνευσε το νόμο των συνδυαζόμενων όγκων του Gay-Lussac, αποδεικνύοντας ταυτόχρονα για πρώτη φορά τη διαφορά μεταξύ των ατόμων και των μορίων. Έστω λοιπόν η αντίδραση:



Σύμφωνα με την αρχή του Αβογάδρου στην αντίδραση αυτή θα ισχύουν τα παρακάτω:



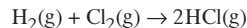
Εχ. 13.15. Σχηματική παράσταση της αντίδρασης



Εφόσον, τώρα, ένα μόριο $\text{H}_2(\text{g})$ μπορεί να σχηματίσει δύο μόρια $\text{HCl}(\text{g})$, το μόριο του $\text{H}_2(\text{g})$ πρέπει να περιέχει δύο άτομα. Το ίδιο ισχύει και για το μόριο του $\text{Cl}_2(\text{g})$. Έτσι, ο Αβογάδρου για πρώτη φορά έδειξε ότι το $\text{H}_2(\text{g})$ και το $\text{Cl}_2(\text{g})$, καθώς και άλλα αέρια όπως το $\text{O}_2(\text{g})$ και το $\text{N}_2(\text{g})$ είναι στοιχεία διατομικά, δηλαδή το μόριό τους αποτελείται από δύο άτομα.

Παράδειγμα 13.14. Ποιος όγκος αερίου υδρογόνου θ' αντιδράσει με 16 l αερίου χλωρίου για να σχηματίσει αέριο υδροχλωρίο; Πόσος όγκος υδροχλωρίου θα προκύψει; Υποθέσατε ότι η θερμοκρασία και η πίεση είναι ίδιες για όλα τα αέρια.

Λύση: Γράφουμε τη χημική εξίσωση της αντίδρασης:



Με βάση την αρχή του Ανογadro βρίσκουμε τους στοιχειομετρικούς συντελεστές μετατροπής. Έτσι, θα έχουμε:

$$1 \text{ όγκος } \text{Cl}_2(\text{g}) = 1 \text{ όγκος } \text{H}_2(\text{g})$$

ή

$$1 = \frac{1 \text{ όγκος } \text{H}_2(\text{g})}{1 \text{ όγκος } \text{Cl}_2(\text{g})}$$

οπότε

$$V_{\text{H}_2} = (12 \text{ l } \text{Cl}_2(\text{g})) \left(\frac{1 \text{ όγκος } \text{H}_2(\text{g})}{1 \text{ όγκος } \text{Cl}_2(\text{g})} \right) = 12 \text{ l } \text{H}_2(\text{g})$$

Επίσης,

$$1 \text{ όγκος } \text{Cl}_2(\text{g}) = 2 \text{ όγκοι } \text{HCl}(\text{g})$$

ή

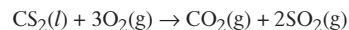
$$1 = \frac{2 \text{ όγκοι } \text{HCl}(\text{g})}{1 \text{ όγκος } \text{Cl}_2(\text{g})}$$

οπότε

$$V_{\text{HCl}} = (12 \text{ l } \text{Cl}_2(\text{g})) \left(\frac{2 \text{ όγκοι } \text{HCl}(\text{g})}{1 \text{ όγκος } \text{Cl}_2(\text{g})} \right) = 24 \text{ l } \text{HCl}(\text{g})$$

Παράδειγμα 13.15. Να υπολογιστεί ο όγκος του O_2 σε STP που απαιτείται για να καούν πλήρως 2 mol CS_2 . Πόσος όγκος CO_2 και SO_2 σε STP προκύπτουν;

Λύση: Γράφουμε τη χημική εξίσωση της καύσης:



Οι στοιχειομετρικοί συντελεστές μετατροπής είναι:

$$1 \text{ mol } \text{CS}_2 = 3 \text{ mol } \text{O}_2$$

ή

$$1 = \frac{3 \text{ mol } \text{O}_2}{1 \text{ mol } \text{CS}_2}$$

$$1 \text{ mol } \text{CS}_2 = 1 \text{ mol } \text{CO}_2$$

ή

$$1 = \frac{1 \text{ mol } \text{CO}_2}{1 \text{ mol } \text{CS}_2}$$

και

$$1 \text{ mol } \text{CS}_2 = 2 \text{ mol } \text{SO}_2$$

ή

$$1 = \frac{2 \text{ mol SO}_2}{1 \text{ mol CS}_2}$$

Άρα θα έχουμε:

$$\text{mol O}_2 = (2 \text{ mol CS}_2) \left(\frac{3 \text{ mol O}_2}{1 \text{ mol CS}_2} \right) = 6 \text{ mol O}_2$$

$$\text{mol CO}_2 = (2 \text{ mol CS}_2) \left(\frac{1 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol CS}_2} \right) = 2 \text{ mol CO}_2$$

και

$$\text{mol SO}_2 = (2 \text{ mol CS}_2) \left(\frac{2 \text{ mol SO}_2}{1 \text{ mol CS}_2} \right) = 4 \text{ mol SO}_2$$

Εφόσον οι όγκοι μετρούνται σε STP ο γραμμομοριακός όγκος είναι 22,4 l. Επομένως,

$$V_{\text{O}_2} = 6 \times 22,4 = 134,4 \text{ l}$$

$$V_{\text{CO}_2} = 2 \times 22,4 = 44,8 \text{ l}$$

$$V_{\text{SO}_2} = 4 \times 22,4 = 89,6 \text{ l}$$

Παράδειγμα 13.16. Πόσα λίτρα οξυγόνου μετρούμενα σε STP προκύπτουν κατά τη θερμική διάσπαση 490,4 g $\text{KClO}_3(\text{s})$;

Λύση: Γράφουμε τη χημική εξίσωση της αντίδρασης:



Ο στοιχειομετρικός συντελεστής μετατροπής είναι:

$$2 \text{ mol KClO}_3(\text{s}) = 3 \text{ mol O}_2(\text{g})$$

ή

$$1 = \frac{3 \text{ mol O}_2}{2 \text{ mol KClO}_3}$$

Βρίσκουμε τον αριθμό mol του $\text{KClO}_3(\text{s})$, δηλαδή:

$$\text{αριθ. mol KClO}_3(\text{s}) = \frac{490,4 \text{ g KClO}_3}{122,6 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \text{ KClO}_3} = 4 \text{ mol KClO}_3(\text{s})$$

Συνεπώς:

$$\text{mol O}_2(\text{g}) = (4 \text{ mol KClO}_3) \left(\frac{3 \text{ mol O}_2}{2 \text{ mol KClO}_3} \right) = 6 \text{ mol O}_2$$

Εφόσον ο όγκος μετράται σε STP εύκολα προκύπτει ότι,

$$V_{\text{O}_2} = 6 \times 22,4 = 134,4 \text{ l}$$

ΠΡΟΒΛΗΜΑΤΑ

- 13.1.** Αν σαν υγρό ενός βαρομέτρου χρησιμοποιήσουμε το νερό, ποιο θα ήταν το ύψος της στήλης, h , σε πίεση 1 atm;
- 13.2.** Η πίεση του αζώτου που περιέχεται σ' έναν κύλινδρο αερίου είναι ίση με 5,2 atm. Σε πόσα Pa αντιστοιχεί η πίεση αυτή;
- 13.3.** Να εκφραστούν οι παρακάτω πιέσεις σε atm
1) 750 mm Hg, 2) 43 cm Hg,
3) 640 torr, 4) 28 m H₂O,
(η πυκνότητα του Hg είναι $13,6 \text{ g} \cdot \text{ml}^{-1}$)
- 13.4.** Σ' ένα δοχείο αγνώστου όγκου τοποθετείται αέριο σε πίεση 650 torr. Απομακρύνουμε από το δοχείο αυτό μια ποσότητα αερίου που καταλαμβάνει όγκο 1,52 ml σε πίεση 1 atm. Η πίεση του αερίου που παρμένει στο δοχείο είναι 600 torr. Αν όλες οι μετρήσεις έγιναν στην ίδια θερμοκρασία, ποιος θα είναι ο όγκος του δοχείου;
- 13.5.** Μια φουσαλλίδα αέρα καταλαμβάνει όγκο 0,650 ml στον πυθμένα μιας λίμνης, όπου η πίεση είναι 3,46 atm. Πόσο όγκο θα καταλαμβάνει η φουσαλλίδα στην επιφάνεια της λίμνης, όπου η πίεση είναι 1,00 atm; Θεωρείται ότι η θερμοκρασία είναι σταθερή.
- 13.6.** Ένα αέριο που περιέχεται σε δοχείο όγκου 50 ml σε πίεση 645 torr μεταφέρεται σ' ένα άλλο δοχείο όγκου 65 ml. Ποια θα είναι η πίεση του αερίου στο νέο δοχείο α) αν η θερμοκρασία παραμένει σταθερή και β) αν η θερμοκρασία στο πρώτο δοχείο ήταν 25 °C και στο δεύτερο 35 °C;
- 13.7.** Σ' ένα μέσο άνθρωπο, κάθε αναπνοή αντιστοιχεί σε εισπνοή 250 ml αέρα σε STP. Αν ο άνθρωπος κάνει 15 εισπνοές κάθε λεπτό σε STP, πόσες εισπνοές θα χρειαστεί να κάνει ένας δύτης σε βάθος όπου η πίεση είναι 10 atm για να εισπνεύσει το ίδιο ποσό αέρα σε ένα λεπτό;
- 13.8.** Μια μάσκα οξυγόνου συνδέεται με δοχείο που περιέχει 5 l οξυγόνου σε πίεση 2 atm και θερμοκρασία 37 °C. Πόσες εισπνοές μπορεί να κάνει ένας άνθρωπος, αν κάθε εισπνοή αντιστοιχεί σε 0,05 l οξυγόνου σε πίεση 1 atm και θερμοκρασία 37 °C;
- 13.9.** Θέλουμε να γεμίσουμε ένα αερόστατο με He σε πίεση 0,1 atm. Ο όγκος του αερόστατου είναι 10 m³. Αν διαθέτουμε φιάλες He, που η κάθε μια περιέχει 5 l He σε πίεση 100 atm, πόσες φιάλες θα χρειαστούν για να γεμίσουμε το αερόστατο (η θερμοκρασία δεν μεταβάλλεται);
- 13.10.** Ένα σιδερένιο δοχείο περιέχει αέριο He σε πίεση 1 atm και σε θερμοκρασία 25 °C. Το δοχείο αυτό αντέχει μέχρι πίεση 490 atm. Αν το δοχείο βρίσκεται σε χώρο που παίρνει φωτιά θα σπάσει το δοχείο πριν ο σίδηρος τακεί; (το σημείο τήξης του σιδήρου είναι 1535 °C).
- 13.11.** 2,00 l αερίου θερμαίνονται από τους 26 °C στους 100 °C σε σταθερή πίεση. Ποιος θα είναι ο τελικός όγκος του αερίου;
- 13.12.** Ποιος θα είναι ο όγκος 100 ml He σε STP στο σημείο ζέσεώς του (4 K);

13.13. Ένα αέριο καταλαμβάνει όγκο 12,6 ml στους 20 °C. Σε ποια θερμοκρασία θα καταλαμβάνει όγκο 4,2 ml;

13.14. Ένα μπαλόνι περιέχει 1 l αέρα σε θερμοκρασία 25 °C και πίεση 1 atm. Αν θερμάνουμε το μπαλόνι στους 45 °C, ποια πίεση πρέπει ν' ασκήσουμε σ' αυτό ώστε ο όγκος του να παραμείνει ο ίδιος;

13.15. Πόση μάζα υδρογόνου θα μπορούσε να περιέχεται σ' ένα δοχείο που χωράει 4,0 g οξυγόνου; (οι συνθήκες είναι ίδιες).

13.16. Πόσος όγκος οξυγόνου θ' αντιδράσει με 1,1 l υδρογόνου για να σχηματίσει νερό, όταν η αντίδραση διεξάγεται σε θερμοκρασία 300 °C και πίεση 1 atm; Πόσος όγκος υδρατμών θα προκύψει κάτω από τις ίδιες συνθήκες;

13.17. Διαθέτουμε πέντε αέριες ενώσεις κάποιου στοιχείου X. Γεμίζουμε διαδοχικά μια φιάλη με το κάθε αέριο σε θερμοκρασία 213 °C και πίεση 1 atm και τη ζυγίζουμε. Γεμίζουμε την ίδια φιάλη με O₂ στις ίδιες συνθήκες και τη ζυγίζουμε. Τα δεδομένα της παραπάνω εργασίας μαζί με την ανάλυση των ενώσεων ως προς το στοιχείο X δίνονται παρακάτω:

| αέριο | ολική μάζα/g | μάζα του X/g |
|----------------|--------------|--------------|
| O ₂ | 0,70 | — |
| 1 | 130,20 | 3,91 |
| 2 | 41,70 | 1,56 |
| 3 | 32,66 | 5,48 |
| 4 | 71,23 | 2,34 |
| 5 | 18,10 | 3,12 |

Με βάση τα δεδομένα αυτά υπολογίστε την ατο-

μική μάζα του στοιχείου X.

13.18. Διαθέτουμε πέντε αέριες ενώσεις κάποιου στοιχείου X. Γεμίζουμε διαδοχικά μια φιάλη όγκου 324 ml με το κάθε αέριο σε θερμοκρασία 302 °C και πίεση 3 atm. Η ίδια φιάλη αν γεμιστεί με οξυγόνο, η μάζα του οξυγόνου είναι 0,66 g. Η ανάλυση των ενώσεων ως προς το X έδωσε τα αποτελέσματα:

| ένωση | μάζα του X/g |
|-------|--------------|
| 1 | 0,78 |
| 2 | 1,17 |
| 3 | 2,34 |
| 4 | 1,95 |
| 5 | 1,17 |

Με βάση τα δεδομένα αυτά υπολογίστε την ατομική μάζα του στοιχείου X.

13.19. Πόσο όγκο καταλαμβάνουν 1,2 mol CH₄ σε θερμοκρασία 37 °C και πίεση 680 torr;

13.20. Να υπολογιστεί ο όγκος που καταλαμβάνουν 34 g NH₃ σε θερμοκρασία 15 °C και πίεση 780 torr.

13.21. Πόσο ζυγίζουν 100 ml CHCl₃ σε θερμοκρασία 25 °C και πίεση 15 atm;

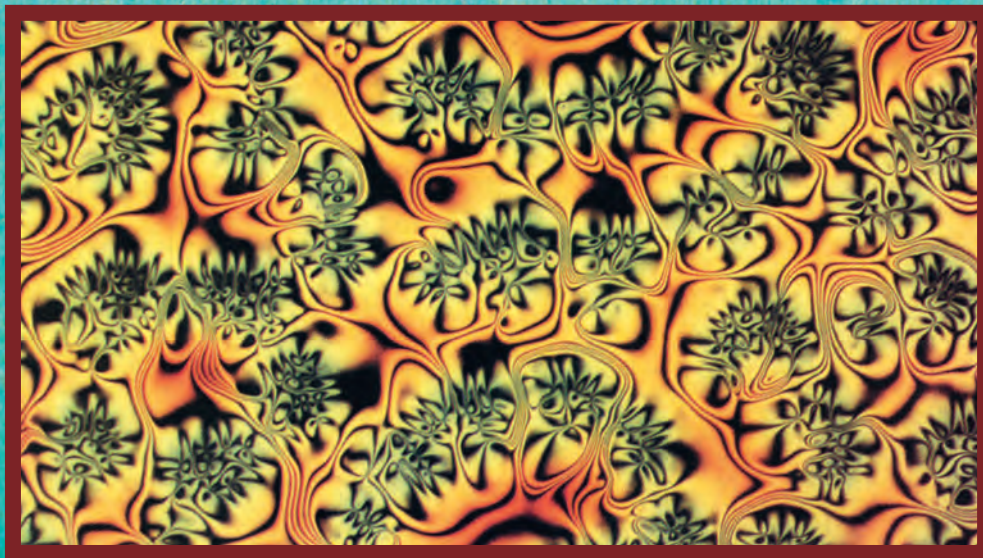
13.22. Πόσα μόρια νερού υπάρχουν σε 180 ml υδρατμών σε θερμοκρασία 100 °C και πίεση 1 atm;

13.23. Πόσα άτομα άνθρακα υπάρχουν σε 50 l C₄H₈ σε θερμοκρασία 37 °C και πίεση 2 atm;

13.24. Πόση πίεση θα εξασκούν 16,0 g CH₄ όταν βρίσκονται σε δοχείο όγκου 16 l και η θερμοκρασία είναι 27 °C;

Κεφάλαιο 15

ΥΓΡΑ



- **15.1. Εισαγωγή**
- **15.2. Ιδιότητες των υγρών**
- **15.3. Τάση ατμών των υγρών**
- **15.4. Σημείο ζέσης και σημείο πήξης των υγρών**
- **15.5. Καμπύλες θέρμανσης και ψύξης και οι αλληλομετατροπές της ύλης**
- **15.6. Διαγράμματα φάσεων**
- **15.7. Υγροί κρύσταλλοι**

Προβλήματα

15.1. ΕΙΣΑΓΩΓΗ

Τα υγρά αποτελούν την τρίτη κατάσταση της ύλης, της οποίας η συμπεριφορά είναι ενδιαμέση μεταξύ της συμπεριφοράς της αέριας και της στερεής κατάστασης της ύλης. Έτσι, η μοριακή συμπεριφορά των υγρών βρίσκεται κάπου μεταξύ του μοριακού χάους που διέπει τα αέρια και της μοριακής τάξης που διέπει τα στερεά. Στα υγρά τα μόριά τους κινούνται συνεχώς προς όλες τις κατευθύνσεις, όπως και στα αέρια, πολύ όμως βραδύτερα. Κι αυτό γιατί στα υγρά οι διαμοριακές δυνάμεις είναι αρκετά ισχυρές, όχι όμως τόσο ισχυρές για να συγκρατήσουν τα μόρια σε σταθερές θέσεις, όπως συμβαίνει στα στερεά. Αυτό έχει σαν αποτέλεσμα τα υγρά να έχουν σταθερό όγκο, όχι όμως και σταθερό σχήμα. Ως προς το πρώτο μοιάζουν με τα στερεά, ενώ ως προς το δεύτερο μοιάζουν με τα αέρια. Σαν ενδιαμέση κατάσταση της ύλης τα υγρά μετατρέπονται εύκολα στις δύο άλλες καταστάσεις της ύλης και αντίστροφα. Στο κεφάλαιο, λοιπόν, αυτό θα ασχοληθούμε τόσο με τις μακροσκοπικές ιδιότητες των υγρών, όσο και με τις αλληλομετατροπές των τριών καταστάσεων της ύλης.

15.2. ΙΔΙΟΤΗΤΕΣ ΤΩΝ ΥΓΡΩΝ

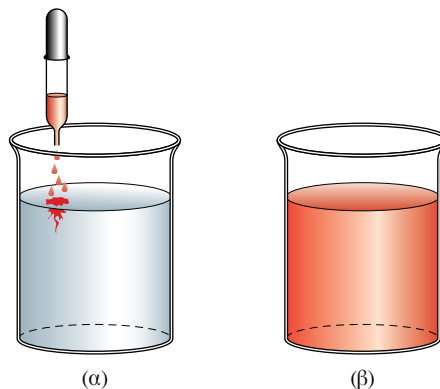
Η ύπαρξη διαμοριακών δυνάμεων μεταξύ των μορίων των υγρών έχει σαν αποτέλεσμα αυτά να περιορίζονται να κινούνται μέσα σε καθορισμένο όγκο. Η κίνηση, όμως, των μορίων των υγρών μέσα στον καθορισμένο όγκο προσδίνει στα υγρά την ιδιότητα της **ρευστότητας**. Παρά τη ρευστότητά τους αυτή τα υγρά καταλαμβάνουν συγκεκριμένο όγκο. Ο όγκος αυτός είναι ανεξάρτητος της πίεσης κι' αυτό γιατί η δομή των υγρών είναι τέτοια, ώστε δεν υπάρχει αρκετός κενός χώρος. Ως εκ τούτου, τα υγρά είναι **ασυμπίεστα**.

Η αύξηση της θερμοκρασίας ενός υγρού έχει σαν αποτέλεσμα μια μικρή αύξηση του όγκου του και κατά συνέπεια μια μικρή ελάττωση της πυκνότητάς του. Αυτό οφείλεται στο γεγονός ότι η αύξηση της θερμοκρασίας αυξάνει την κινητική ενέργεια των μορίων του υγρού, η οποία και εξουδετερώνει μερικώς τις διαμοριακές δυνάμεις.

Όταν δύο υγρά αναμιγνύονται, τα μόρια του ενός υγρού διαχέονται μέσα στα μόρια του άλλου υγρού. Η **διάχυση**, όμως, των μορίων των υγρών είναι πολύ βρα-

➡ Τα υγρά έχουν καθορισμένο όγκο, όχι όμως και σχήμα.

δύτερη από τη διάχυση των μορίων των αερίων. Επειδή ακριβώς η διάχυση των υγρών είναι βραδεία είναι πολύ εύκολο να την παρατηρήσουμε με απλά πειράματα. Ρίξτε π.χ. μια σταγόνα μελάνης μέσα σ' ένα ποτήρι νερό. Θα παρατηρήσετε ένα πολύ όμορφο φαινόμενο διάχυσης των μορίων της μελάνης μέσα στα μόρια του νερού.



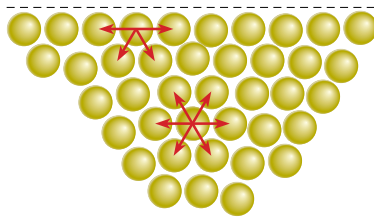
Εικ. 15.1. Διάχυση των υγρών. (α) Μια σταγόνα μελάνης πέφτει μέσα σε νερό, (β) η μελάνη διαχέεται σ' ολόκληρη τη μάζα του νερού.



Εικ. 15.2. Το μέλι είναι πολύ ιξώδες υγρό.

Όλα τα υγρά παρουσιάζουν κάποια αντίσταση ως προς τη ροή τους. Η ιδιότητα αυτή είναι γνωστή ως **ιξώδες**. Θυμηθείτε, ότι πολύ πιο εύκολα ρέει το νερό απ' ότι το μέλι. Αυτό οφείλεται στο διαφορετικό ιξώδες των δύο υγρών. Ένας τρόπος μέτρησης του ιξώδους ενός υγρού είναι η μέτρηση του χρόνου που χρειάζεται για τη ροή ορισμένης ποσότητας του υγρού μέσα από ειδικό σωλήνα μικρής διαμέτρου (ιξωδόμετρο).

Μια άλλη ιδιότητα των υγρών είναι η **επιφανειακή τους τάση**. Ένα μόριο ενός υγρού στο κέντρο της μάζας του έλκεται από όλα τα γειτονικά του μόρια ισοδύναμα και προς όλες τις κατευθύνσεις. Αυτό φαίνεται χαρακτηριστικά στο σχήμα 15.3α. Ένα μόριο, όμως, στην επιφάνεια του υγρού έλκεται μόνο από τα εσωτερικά μόρια του νερού (σχήμα 15.3α). Αυτό έχει ως αποτέλεσμα τα μόρια στην επιφάνεια του υγρού να έλκονται προς το εσωτερικό της μάζας του υγρού και ν' απορροφούνται μέσα στη μάζα του υγρού. Φυσικά, κάτω απ' αυτές τις επιδράσεις πετυχαίνεται μια ισορροπία, ως αποτέλεσμα της ελαχιστοποίησης της ενέργειας. Κι αυτή η ελαχιστοποίηση της ενέργειας πετυχαίνεται όταν η επιφάνεια του υγρού γίνει όσο το δυνατόν μικρότερη. Αυτός είναι ο λόγος που οι σταγόνες των υγρών αποκτούν πάντοτε σφαιρικό σχήμα (σχήμα με τη μικρότερη επιφάνεια). Η επιφα-



(α)



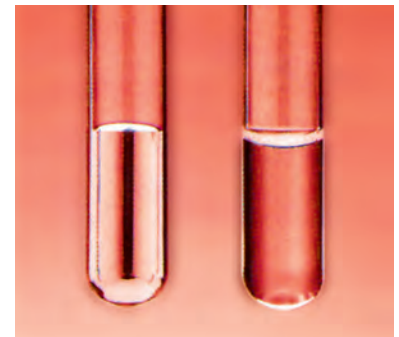
(β)

Σχ. 15.3. (α) Σχηματική παράσταση των διαμοριακών δυνάμεων που ασκούνται πάνω σ' ένα μόριο που βρίσκεται στο εσωτερικό και πάνω σ' ένα μόριο που βρίσκεται στην επιφάνεια ενός υγρού. (β) λόγω της επιφανειακής τάσης οι σταγόνες του νερού αποκτούν σφαιρικό σχήμα.

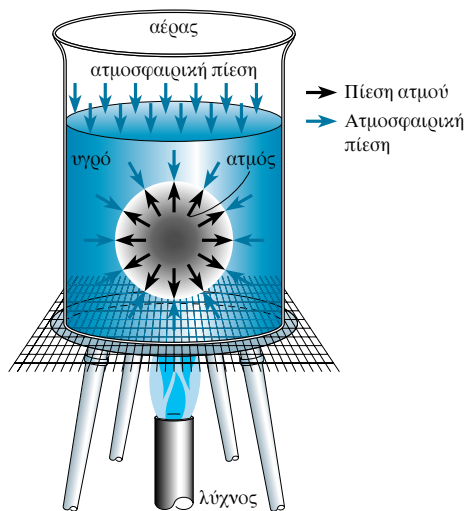
νειακή τάση αποτελεί ένα μέτρο των δυνάμεων που αναγκάζουν τα υγρά να έχουν τη μικρότερη δυνατή επιφάνεια και μετράται ως η δύναμη που απαιτείται για να υπερνικήσει τις δυνάμεις αυτές.

Αποτέλεσμα της επιφανειακής τάσης των υγρών είναι τα **τριχοειδή φαινόμενα** που παρατηρούνται όταν τα υγρά βρίσκονται μέσα σε λεπτούς σωλήνες (τριχοειδείς σωλήνες). Η επιφάνεια των υγρών μέσα στους σωλήνες αυτούς είναι καμπύλη, είτε προς τα πάνω, είτε προς τα κάτω. Στην πρώτη περίπτωση λέμε ότι το υγρό δεν διαβρέχει τα τοιχώματα του σωλήνα, ενώ στη δεύτερη τα διαβρέχει. Το αν συμβαίνει το ένα ή το άλλο φαινόμενο εξαρτάται από το αν οι διαμοριακές δυνάμεις μεταξύ των μορίων του υγρού είναι μεγαλύτερες ή μικρότερες από τις δυνάμεις που αναπτύσσονται μεταξύ των μορίων του υγρού και των τοιχωμάτων του σωλήνα.

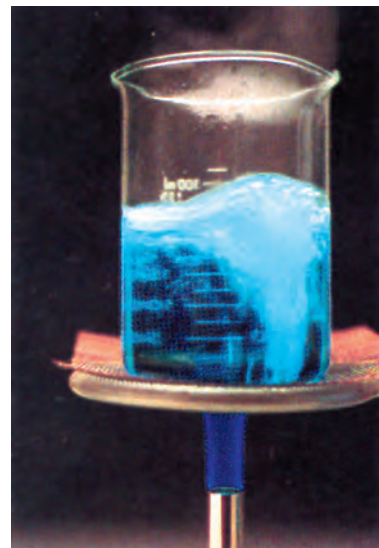
Τέλος, μια ακόμη ιδιότητα των υγρών είναι η **εξάτμισή** τους. Παρά την ύπαρξη των ελκτικών δυνάμεων μεταξύ των μορίων των υγρών, υπάρχει σ' αυτά φαινομενικά η δυνατότητα να διαφύγουν από την υγρή φάση. Το φαινόμενο, λοιπόν, αυτό της μετατροπής μιας υγρής φάσης σε αέρια ονομάζεται εξάτμιση ή και πολλές φορές εξαερίωση της υγρής φάσης. Ας δούμε, λοιπόν, πού οφείλεται το φαινόμενο της εξάτμισης των υγρών. Τα μόρια των υγρών βρίσκονται σε συνεχή κίνηση και συγκρούονται το ένα με το άλλο. Κάθε μόριο συνεπώς ενός υγρού έχει συγκεκριμένη κινητική ενέργεια, η οποία, όμως, μεταβάλλεται σαν αποτέλεσμα των συγκρούσεων. Ως εκ τούτου, υπάρχει πιθανότητα ορισμένα μόρια ν' αποκτήσουν τέτοια κινητική ενέργεια ικανή να εξουδετερώσει τις διαμοριακές δυνάμεις, οπότε τα μόρια αυτά διαφεύγουν από τη μάζα του υγρού. Κατ' αυτόν τον τρόπο το υγρό μετατρέπεται σε ατμό, δηλαδή εξατμίζεται. Όταν το υγρό βρίσκεται μέσα σ' ένα ανοικτό δοχείο η εξάτμισή του συνεχίζεται μέχρις ότου το υγρό να εξαφανι-



Εικ. 15.4. Τριχοειδή φαινόμενα σε υγρά που δεν διαβρέχουν και σε υγρά που διαβρέχουν τα τοιχώματα του τριχοειδή σωλήνα.



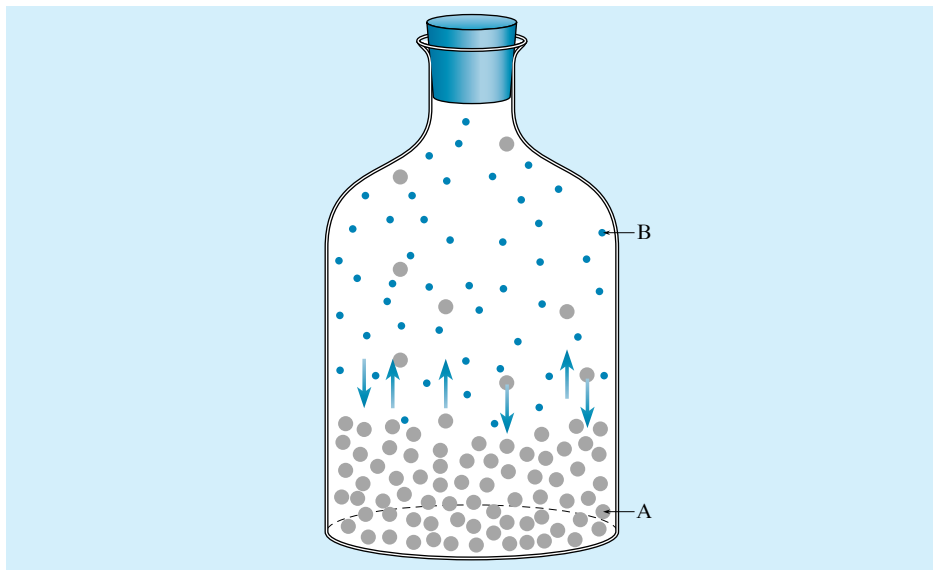
Εικ. 15.5. Εξάτμιση ενός υγρού με βρασμό σε ανοιχτό δοχείο.



στεί τελείως. Κατά τη διάρκεια της εξάτμισης ενός υγρού παρατηρείται πτώση της θερμοκρασίας. Αυτό είναι φυσικό, αφού τα μόρια που διαφεύγουν παίρνουν μαζί τους ένα σημαντικό ποσό της κινητικής ενέργειας του υγρού, με αποτέλεσμα αυτή να ελαττώνεται και κατά συνέπεια και η θερμοκρασία του υγρού να ελαττώνεται. Ακριβώς πάνω στην εξάτμιση των υγρών στηρίζεται και ο μηχανισμός ελέγχου της θερμοκρασίας του σώματός μας, καθώς επίσης και η λειτουργία πολλών ψυκτικών μηχανών. Όμως, το πιο χαρακτηριστικό παράδειγμα (πείραμα) της ελάττωσης της θερμοκρασίας των υγρών κατά την εξάτμισή τους αποτελεί το κρύο που αισθανόμαστε, όταν βγαίνουμε από τη θάλασσα μετά από ένα μπάνιο.

15.3. ΤΑΣΗ ΑΤΜΩΝ ΤΩΝ ΥΓΡΩΝ

Όταν ένα υγρό τοποθετηθεί μέσα σ' ένα κλειστό δοχείο, όπως φαίνεται χαρακτηριστικά στην εικόνα 15.6, αρχικά παρατηρείται μια ελάττωση του όγκου του υγρού, λόγω της εξάτμισής του, η οποία, όμως, προοδευτικά γίνεται μικρότερη για να καταλήξει τελικά σε μηδενική τιμή. Κάτι ανάλογο συμβαίνει και με την πίεση μέσα στο κλειστό δοχείο. Έτσι, αρχικά παρατηρείται μια αύξηση της πίεσης, η οποία προοδευτικά καταλήγει σε μια σταθερή τιμή.

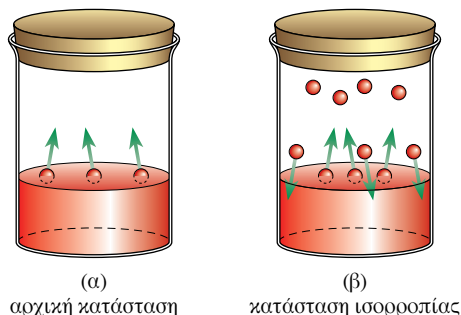


Εικ. 15.6. Σχηματική παράσταση της εξάτμισης ενός υγρού (γκρι κουκκίδες) στον αέρα (μπλε κουκκίδες) μέσα σε κλειστό δοχείο.

Οι παρατηρήσεις αυτές ερμηνεύονται ως εξής: Τα μόρια του υγρού με τις υψηλές κινητικές ενέργειες αρχίζουν να εγκαταλείπουν το υγρό μετατρέπόμενα σε ατμό, οπότε, όπως είναι φυσικό, ο όγκος του υγρού ελαττώνεται. Όσο περνάει ο χρόνος, τόσο περισσότερα μόρια του υγρού πηγαίνουν στην αέρια φάση (ατμοί), οπότε, όπως είναι φυσικό, η πίεση μέσα στο κλειστό δοχείο ν' αυξάνεται. Όμως, αυξανόμενου του αριθμού των μορίων του υγρού που βρίσκονται στην αέρια φάση αυξάνεται και ο αριθμός των συγκρούσεών τους με τα τοιχώματα του δοχείου, καθώς και με την επιφάνεια του υγρού. Η επιφάνεια του υγρού αποτελεί θα λέγαμε ένα από τα τοιχώματα του κλειστού δοχείου. Σύγκρουση, όμως, των μορίων του ατμού με την επιφάνεια του υγρού έχει σαν αποτέλεσμα αυτά να απορροφούνται από το υγρό (εικόνα 15.7). Η απορρόφηση αυτή των μορίων του ατμού από το υγρό αποτελεί το αντίθετο φαινόμενο της εξάτμισης και ονομάζεται **συμπύκνωση**. Έτσι, η συμπύκνωση είναι το φαινόμενο της μετατροπής των ατμών ενός υγρού σε υγρό. Είναι φανερό, ότι τόσο η εξάτμιση όσο και η συμπύκνωση συμβαίνουν πάνω στην επιφάνεια του υγρού. Αρχικά η ταχύτητα της εξάτμισης είναι μεγάλη και ελαττώνεται προοδευτικά με την πάροδο του χρόνου. Το αντίθετο ακριβώς συμβαίνει με τη συμπύκνωση. Σε κάποια χρονική στιγμή οι ταχύτητες των δύο φαινομένων γί-

νονται ίσες, οπότε λέμε ότι έχει επιτευχθεί **ισορροπία**. Η ισορροπία αυτή είναι **δυναμική** και όχι **στατική**. Τι σημαίνει αυτό; Σημαίνει, ότι ακόμη και στην κατάσταση της ισορροπίας τα δύο φαινόμενα της εξάτμισης και της συμπύκνωσης δεν σταματούν να λειτουργούν. Όμως, οι ταχύτητές τους είναι ίδιες, δηλαδή όσα μόρια υγρού εξατμίζονται σε κάποια στιγμή, τόσα μόρια ατμών συμπυκνώνονται την ίδια στιγμή. Το φαινόμενο της **δυναμικής ισορροπίας** είναι ένα γενικό φαινόμενο της χημείας και θα το εξετάσουμε λεπτομερέστερα σε επόμενο κεφάλαιο.

Εικ. 15.7. Εξάτμιση υγρού σε κλειστό δοχείο. (α) αρχική κατάσταση. (β) κατάσταση ισορροπίας.



Στην περίπτωση, λοιπόν, των υγρών επιτυγχάνεται πάντοτε μια δυναμική ισορροπία μεταξύ του υγρού και των ατμών του, η οποία και περιγράφεται από τη σχέση:

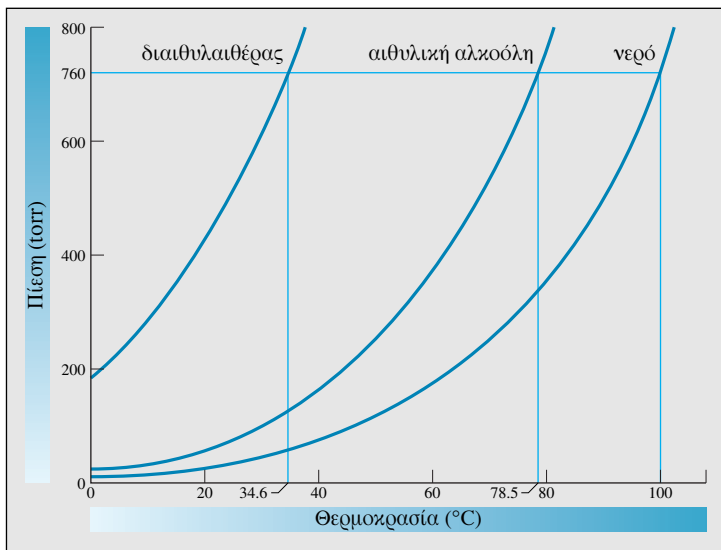
$$\text{ταχύτητα εξάτμισης} = \text{ταχύτητα συμπύκνωσης}$$

➡ Η πίεση που ασκούν οι ατμοί ενός υγρού στην κατάσταση ισορροπίας.

Στην κατάσταση αυτή της ισορροπίας, οι ατμοί των υγρών ασκούν ορισμένη πίεση η οποία και ονομάζεται **τάση ατμών**. Βλέπουμε, λοιπόν, ότι και οι ατμοί των υγρών ασκούν πίεση όπως και τα αέρια, αφού και οι ατμοί των υγρών είναι αέρια. Κατά συνέπεια και για τους ατμούς των υγρών ισχύουν οι ίδιοι νόμοι που ισχύουν και για τα αέρια. Μπορούμε π.χ. να εφαρμόσουμε και για τους ατμούς την καταστατική εξίσωση των ιδανικών αερίων.

Γενικά, η τάση των ατμών ενός υγρού εξαρτάται από τη θερμοκρασία. Όσο αυξάνεται η θερμοκρασία τόσο αυξάνεται και η τάση των ατμών. Για συγκεκριμένη, όμως, θερμοκρασία η τάση των ατμών ενός υγρού είναι πάντοτε σταθερή ανεξάρτητα από την ποσότητα του υγρού και το μέγεθος του δοχείου. Η εξάρτηση της τάσης των ατμών από τη θερμοκρασία, για ορισμένα υγρά, φαίνεται χαρακτηριστικά στο διάγραμμα του σχήματος 15.8.

Ένα χαρακτηριστικό παράδειγμα που στηρίζεται στην τάση των ατμών αποτελεί η **σχετική υγρασία** της ατμόσφαιρας. Το νερό εξατμιζόμενο δημιουργεί



Σχ. 15.8. Διαγράμματα εξάρτησης της τάσης των ατμών του νερού, της αιθυλικής αλκοόλης και του διαιθυλαιθέρα από τη θερμοκρασία.

ατμούς, οι οποίοι διαχέονται μέσα στον αέρα της ατμόσφαιρας. Οι ατμοί αυτοί ασκούν μια μερική πίεση, $P_{\text{H}_2\text{O}}$. Αν διαιρέσουμε τη μερική αυτή πίεση των ατμών του νερού στον αέρα με την τάση των ατμών του νερού στην ίδια θερμοκρασία $P_{\text{H}_2\text{O}}^{\circ}$ και πολλαπλασιάσουμε το αποτέλεσμα με το 100 παίρνουμε την τιμή της **σχετικής υγρασίας** του αέρα, δηλαδή:

$$\text{σχετική υγρασία} = \frac{P_{\text{H}_2\text{O}}}{P_{\text{H}_2\text{O}}^{\circ}} \times 100$$

Όταν η σχετική υγρασία του αέρα είναι 100%, τότε λέμε ότι ο αέρας είναι κορεσμένος με ατμούς νερού. Στον κορεσμένο αέρα οι υδρατμοί αρχίζουν να συμπυκνώνονται με τη μορφή δρόσου ή ομίχλης και η θερμοκρασία στην οποία πετυχαίνεται αυτό ονομάζεται **σημείο δρόσου**. Όταν το σημείο δρόσου ξεπερνάει τους 20 °C, η ατμόσφαιρα γίνεται πολύ βαρεία για τους ανθρώπους.

Παράδειγμα 15.1. Να υπολογιστεί η σχετική υγρασία του αέρα στους 25 °C, αν η μερική πίεση των υδρατμών είναι ίση με 18,6 torr. Ποιο θα είναι το σημείο δρόσου; ($P_{\text{H}_2\text{O}}^{\circ} = 23,8$ torr στους 25 °C).

Λύση: Χρησιμοποιούμε τη σχέση

$$\text{σχετική υγρασία} = \frac{P_{\text{H}_2\text{O}}}{P_{\text{H}_2\text{O}}^{\circ}} \times 100$$

$$\begin{aligned}\text{όπου } P_{\text{H}_2\text{O}} &= 18,6 \text{ torr} \\ P_{\text{H}_2\text{O}}^{\circ} &= 23,8 \text{ torr}\end{aligned}$$

Επομένως, θα έχουμε:

$$\text{σχετική υγρασία} = \frac{18,6 \text{ torr}}{23,8 \text{ torr}} \times 100 = 78,2\%$$

Είναι φανερό ότι το σημείο δρόσου θα είναι η θερμοκρασία εκείνη στην οποία η τάση των ατμών του νερού, $P_{\text{H}_2\text{O}}^{\circ}$, είναι ίση με 18,6 torr (τότε θα έχουμε σχετική υγρασία 100%). Με βάση πίνακες της τάσης των ατμών του νερού σε συνάρτηση με τη θερμοκρασία βρίσκουμε ότι το σημείο δρόσου θα είναι περίπου 21 °C.

Παράδειγμα 15.2. Η σχετική υγρασία του αέρα στους 30 °C είναι 65%. Ποια είναι η μερική πίεση των υδρατμών στον αέρα; (η τάση των ατμών του νερού στους 30 °C είναι 0,0418 atm).

Λύση: Χρησιμοποιούμε τη σχέση:

$$\text{σχετική υγρασία} = \frac{P_{\text{H}_2\text{O}}}{P_{\text{H}_2\text{O}}^{\circ}} \times 100 \Rightarrow P_{\text{H}_2\text{O}} = (\text{σχετική υγρασία}) \cdot \frac{P_{\text{H}_2\text{O}}^{\circ}}{100}$$

$$\begin{aligned}\text{όπου } \text{σχετική υγρασία} &= 65\% \\ P_{\text{H}_2\text{O}}^{\circ} &= 0,0418 \text{ atm}\end{aligned}$$

Επομένως, θα έχουμε:

$$P_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{65 \cdot 0,0418 \text{ atm}}{100} = 0,0272 \text{ atm}$$

ή

$$P_{\text{H}_2\text{O}} = 0,0272 \text{ atm} \times 760 \text{ torr} \cdot \text{atm}^{-1} = 20,65 \text{ torr}$$

15.4. ΣΗΜΕΙΟ ΖΕΣΗΣ ΚΑΙ ΣΗΜΕΙΟ ΠΗΞΗΣ ΤΩΝ ΥΓΡΩΝ

• Η θερμοκρασία στην οποία η τάση των ατμών ενός υγρού είναι ίση με την ατμοσφαιρική πίεση.

Η θερμοκρασία στην οποία η τάση των ατμών ενός υγρού είναι ίση με την ατμοσφαιρική πίεση ονομάζεται **σημείο ζέσης** του υγρού. Στο σημείο ζέσης των υγρών συμβαίνει το φαινόμενο του **βρασμού**, δηλαδή τα υγρά εξατμίζονται όχι μόνο από την επιφάνειά τους, αλλά και από το εσωτερικό της μάζας τους. Αυτό το βλέπουμε με τη δημιουργία φυσαλλίδων και τον κοχλασμό του υγρού.

Κατά τη διάρκεια του βρασμού των υγρών η τάση των ατμών τους είναι ίση με την ατμοσφαιρική πίεση. Αυτό σημαίνει ότι και η θερμοκρασία των υγρών παρα-

μένει σταθερή καθ' όλη τη διάρκεια του βρασμού τους. Το μόνο αποτέλεσμα που έχει η αύξηση της παρεχόμενης θερμότητας, κατά τη διάρκεια του βρασμού, είναι η αύξηση της ταχύτητας της εξάτμισης του υγρού με τη δημιουργία περισσότερων φυσαλλίδων.

Από τα παραπάνω είναι φανερό ότι το σημείο ζέσης των υγρών εξαρτάται από την εξωτερική πίεση. Όσο αυξάνεται η εξωτερική πίεση τόσο αυξάνεται και το σημείο ζέσης ενός υγρού. Έτσι, όταν π.χ. ένα υγρό έχει πολύ υψηλό σημείο ζέσης σε ατμοσφαιρική πίεση (760 torr), μπορούμε να διευκολύνουμε την εξάτμισή του με την ελάττωση της πίεσης με τη βοήθεια μιας αντλίας κενού. Κατ' αυτόν τον τρόπο το υγρό θα ζέει σε χαμηλότερη θερμοκρασία, οπότε τυχόν φαινόμενα διάσπασής του σε υψηλές θερμοκρασίες αποφεύγονται. Η τεχνική αυτή είναι γνωστή ως **απόσταξη των υγρών υπό κενό** και χρησιμοποιείται πάρα πολύ στα χημικά εργαστήρια.

Όταν το σημείο ζέσης ενός υγρού αναφέρεται σε εξωτερική πίεση ίση με την ατμοσφαιρική, τότε το σημείο ζέσης ονομάζεται **κανονικό σημείο ζέσης** του υγρού. Τα κανονικά σημεία ζέσης των υγρών μας παρέχουν και ένα μέτρο σύγκρισης της έντασης των διαμοριακών δυνάμεων που υπάρχουν μεταξύ των μορίων των υγρών. Υψηλό κανονικό σημείο ζέσης σημαίνει ισχυρές διαμοριακές δυνάμεις, ενώ χαμηλό κανονικό σημείο ζέσης σημαίνει ασθενείς διαμοριακές δυνάμεις.

Η θερμοκρασία στην οποία ένα υγρό παγώνει (πήξει), δηλαδή η θερμοκρασία στην οποία υπάρχει μια ισορροπία μεταξύ της υγρής και στερεής φάσης ενός υγρού ονομάζεται **σημείο πήξης** του υγρού. Στο σημείο πήξης των υγρών η θερμοκρασία παραμένει σταθερή καθ' όλη τη διάρκεια της πήξης του, δηλαδή μέχρις ότου όλο το υγρό μετατραπεί σε στερεό.

Το σημείο πήξης των υγρών δεν το χρησιμοποιούμε τόσο συχνά, όσο χρησιμοποιούμε το αντίθετο σημείο που ονομάζεται **σημείο τήξης** των στερεών. Το σημείο τήξης των στερεών είναι η θερμοκρασία στην οποία ένα στερεό μετατρέπεται σε υγρό. Τα δύο αυτά χαρακτηριστικά σημεία, δηλαδή το σημείο πήξης του υγρού και το σημείο τήξης του αντίστοιχου στερεού ταυτίζονται. Το μόνο που διαφέρει είναι οι διεργασίες της πήξης και τήξης. Έτσι, κατά την πήξη ενός υγρού αποβάλλεται θερμότητα, ενώ κατά την τήξη ενός στερεού απορροφάται θερμότητα.

Με την τήξη ενός στερεού αυτό μετατρέπεται σε υγρό. Όμως, υπάρχουν και ορισμένα στερεά τα οποία μπορούν να μετατραπούν κατ' ευθείαν σε αέρια χωρίς τη μεσολάβηση της υγρής φάσης. Χαρακτηριστικά παραδείγματα αποτελούν η ναφθαλίνη, το ιώδιο, το στερεό CO_2 , ή ακόμη και ο πάγος. Το φαινόμενο αυτό είναι γνωστό ως **εξάχνωση** των στερεών. Όλοι μας θα έχουμε παρατηρήσει τους βώλους

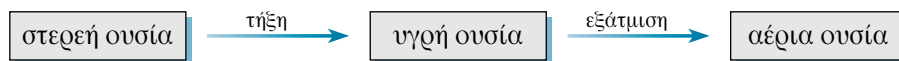
• σ.ζ. σε πίεση 760 torr.

της ναφθαλίνης να μικραίνουν συνεχώς με την πάροδο του χρόνου. Επίσης, αν αφήσουμε παγάκια μέσα στο ψυγείο θα διαπιστώσουμε μετά από ορισμένο χρόνο να ελαττώνεται το μέγεθός τους, ως αποτέλεσμα της εξάχνωσης του πάγου. Τέλος, πολύ πιο χαρακτηριστική είναι η εξάχνωση του στερεού CO_2 που το ονομάζουμε και ξηρό πάγο, ακριβώς για να τονίσουμε το γεγονός ότι το στερεό CO_2 εύκολα εξαχνώνεται και μετατρέπεται απ' ευθείας σε αέριο CO_2 , χωρίς τη μεσολάβηση του υγρού CO_2 .

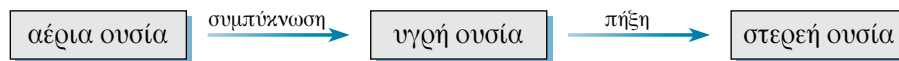
Από τα παραπάνω προκύπτει ξεκάθαρα ότι οι τρεις καταστάσεις της ύλης αλληλομετατρέπονται μεταξύ τους κάτω από ορισμένες συνθήκες. Τις αλληλομετατροπές, λοιπόν, αυτές της ύλης θα τις εξετάσουμε διεξοδικότερα στη συνέχεια με βάση τις ονομαζόμενες **καμπύλες θέρμανσης** και **καμπύλες ψύξης** της ύλης.

15.5. ΚΑΜΠΥΛΕΣ ΘΕΡΜΑΝΣΗΣ ΚΑΙ ΨΥΞΗΣ ΚΑΙ ΟΙ ΑΛΛΗΛΟΜΕΤΑΤΡΟΠΕΣ ΤΗΣ ΥΛΗΣ

Ας θεωρήσουμε ένα πείραμα στο οποίο μια καθαρή ουσία μετατρέπεται, με την επίδραση θερμότητας, από στερεή σε υγρή και στη συνέχεια σε αέρια ουσία. Με άλλα λόγια, ας θεωρήσουμε ένα πείραμα που περιλαμβάνει τις παρακάτω φυσικές διεργασίες:



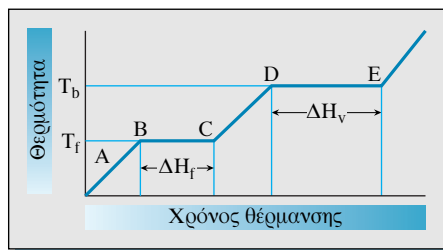
Φυσικά, οι διεργασίες αυτές μπορεί ν' αντιστραφούν, οπότε θα έχουμε:



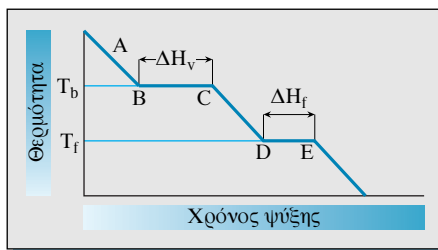
Στην πρώτη σειρά των φυσικών διεργασιών απαιτείται η εφαρμογή θερμότητας για να πάμε από τη μια φάση στην άλλη. Το αντίστροφο ακριβώς συμβαίνει στη δεύτερη σειρά των φυσικών διεργασιών, όπου αποβάλλεται θερμότητα, ή αν θέλετε απομακρύνεται θερμότητα για τη μετατροπή της μιας φάσης στην άλλη.

Αν, τώρα, σ' ένα διάγραμμα παραστήσουμε τη μεταβολή της θερμοκρασίας ενός mol της ουσίας σε συνάρτηση με το χρόνο κατά την πορεία των παραπάνω διεργ-

γασίων προκύπτουν ορισμένες καμπύλες, οι οποίες ονομάζονται **καμπύλες θέρμανσης** (για τις πρώτες διεργασίες) και **καμπύλες ψύξης** (για τις δεύτερες διεργασίες). Οι καμπύλες αυτές έχουν τη γενική μορφή που δίνεται στο σχήμα 15.9.



(α)



(β)

Σχ. 15.9. Τυπικές καμπύλες θέρμανσης (α) και ψύξης (β) ενός mol μιας ουσίας.

Ας σχολιάσουμε την κάθε μια από τις καμπύλες αυτές ξεχωριστά.

Στις καμπύλες θέρμανσης παρατηρούνται τα εξής:

Καθώς προσφέρουμε θερμότητα, η θερμοκρασία της ουσίας αυξάνεται συνεχώς (γραμμή Α του σχήματος 15.9α) μέχρι το σημείο Β που είναι το σημείο τήξης της στερεής ουσίας, T_f . Κατά τη διάρκεια της τήξης η θερμοκρασία του συστήματος παραμένει σταθερή (γραμμή ΒC του σχήματος 15.9α). Αυτό οφείλεται στο γεγονός ότι η θερμότητα που προσφέρουμε στο σύστημα απορροφάται απ' αυτό για να συμβεί η τήξη του και ως εκ τούτου η θερμοκρασία του συστήματος παραμένει σταθερή και ίση με το σημείο τήξης του. *Η ποσότητα θερμότητας που απορροφάται από 1 mol της ουσίας κατά την τήξη της* ονομάζεται **μοριακή ενθαλπία τήξης** ή και **μοριακή θερμότητα τήξης** και συμβολίζεται ως ΔH_f .

Μετά την ολοκλήρωση της τήξης και καθώς συνεχίζουμε να θερμαίνουμε το σύστημα η θερμοκρασία του και πάλι αρχίζει ν' αυξάνεται συνεχώς (γραμμή CD του σχήματος 15.9α) μέχρι το σημείο Δ που είναι το σημείο ζέσης της υγρής ουσίας, T_b . Κατά τη διάρκεια της εξάτμισης του υγρού η θερμοκρασία του παραμένει σταθερή (γραμμή DE του σχήματος 15.9α). Αυτό οφείλεται στο γεγονός ότι η θερμότητα που προσφέρουμε στο σύστημα απορροφάται απ' αυτό για να συμβεί η εξάτμισή του και ως εκ τούτου η θερμοκρασία παραμένει σταθερή και ίση με το σημείο ζέσης του. *Η ποσότητα θερμότητας που απορροφάται από 1 mol της ουσίας κατά την εξάτμισή της* ονομάζεται **μοριακή ενθαλπία εξάτμισης** ή και **μοριακή θερμότητα εξάτμισης** και συμβολίζεται ως ΔH_v .

Τέλος, η συνέχιση της θέρμανσης του συστήματος έχει σαν αποτέλεσμα τη συ-

• Η τήξη εμφανίζεται σαν μια οριζόντια γραμμή στην καμπύλη θέρμανσης μιας ουσίας.

• $X(s) \rightarrow X(l)$
 ΔH_f θετική.

• Η εξάτμιση εμφανίζεται σαν μια οριζόντια γραμμή στην καμπύλη θέρμανσης μιας ουσίας.

• $X(l) \rightarrow X(g)$
 ΔH_v θετική.

νεχή αύξηση της θερμοκρασίας της αέριας ουσίας (γραμμή Ε του σχήματος 15.9α).

Για τη μοριακή θερμότητα εξάτμισης μιας υγρής ουσίας ο Trouton το 1884 διατύπωσε έναν εμπειρικό κανόνα που είναι γνωστός ως **κανόνας Trouton**. Σύμφωνα με τον κανόνα Trouton η μοριακή θερμότητα εξάτμισης ενός υγρού σε $\text{cal} \cdot \text{mol}^{-1}$ διαιρούμενη με το κανονικό σημείο ζέσης του υγρού σε K μας δίνει ένα σταθερό πηλίκο ίσο με $21 \text{ cal} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$, δηλαδή:

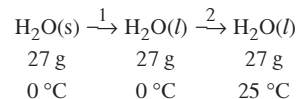
$$\frac{\Delta H_v}{T_b} = 21 \text{ cal} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\frac{\Delta H_v}{T_b} = 21 \text{ cal} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Ο κανόνας Trouton είναι χρήσιμος για τον κατά προσέγγιση προσδιορισμό της μοριακής μάζας μιας υγρής ουσίας, αρκεί να γνωρίζουμε την ειδική θερμότητα εξάτμισης της υγρής ουσίας. Είναι φανερό, ότι ο κανόνας Trouton έχει την ίδια αξία για τα υγρά με την αξία που έχει ο νόμος Dulong-Petit για τα στερεά.

Παράδειγμα 15.3. Να υπολογιστεί η θερμότητα που απαιτείται για την τήξη 27 g πάγου θερμοκρασίας 0°C και τη μετατροπή του σε νερό θερμοκρασίας 25°C . Η μοριακή θερμοχωρητικότητα C_p του $\text{H}_2\text{O}(l)$ είναι $18 \text{ cal} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$ και η $\Delta H_f = 1,43 \text{ kcal} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Λύση: Γράφουμε τη διεργασία που συμβαίνει, δηλαδή:



Στάδιο 1°. Τα 27 g πάγου αντιστοιχούν σε $27/18 = 1,5 \text{ mol H}_2\text{O}$ και εφόσον $\Delta H_f = 1,43 \text{ kcal} \cdot \text{mol}^{-1}$ η ποσότητα θερμότητας που απαιτείται για την τήξη του πάγου θα είναι:

$$(1,5 \text{ mol}) (1,43 \text{ kcal} \cdot \text{mol}^{-1}) = 2,145 \text{ kcal}$$

Στάδιο 2°. Εφόσον η μοριακή θερμοχωρητικότητα του $\text{H}_2\text{O}(l)$ είναι $18 \text{ cal} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$, το ποσό θερμότητας που θα απαιτηθεί για την ανύψωση της θερμοκρασίας του από 0°C σε 25°C θα είναι:

$$n \cdot C_p = \frac{q_p}{\Delta T} \Rightarrow q_p = n C_p \Delta T$$

όπου $n = 1,5 \text{ mol}$

$$C_p = 18 \text{ cal} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\Delta T = 25^\circ\text{C} = 25 \text{ K}$$

Επομένως, θα έχουμε:

$$q_p = (1,5 \text{ mol}) (18 \text{ cal} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}) (25 \text{ K}) = 675 \text{ cal} = 0,675 \text{ kcal}$$

Άρα, η ολική ποσότητα θερμότητας θα είναι:

$$q = 2,145 + 0,675 = 2,82 \text{ kcal}$$