

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

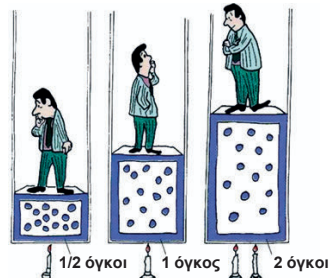


2 όγκοι 1 όγκος 1/2 όγκου

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 πασιγνώστος στα χρόνια του για τα πειράματα που έκανε με μπαλόνια. Ένα χρόνο μετά την ανακάλυψη του αερόστατου από τους αδελφούς Montgolfier, ο Charles κατασκεύασε το δικό του αερόστατο 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.

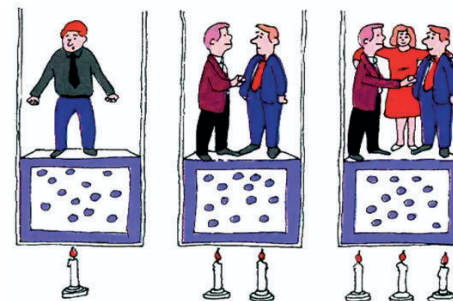


ΣΧΗΜΑ 4.5 Με ψύξη (με υγρό άζωτο) ο όγκος του αερίου μειώνεται, σύμφωνα με το νόμο του Charles.



➤ **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:

νόμος Gay-Lussac $P \propto T$ όταν n, V σταθερά



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

Με συνδυασμό των νόμων:

1. Boyle $V \propto 1/P$

2. Charles $V \propto T$

3. Avogadro $V \propto n$

Καταλήγουμε, $V \propto (1/P)Tn$

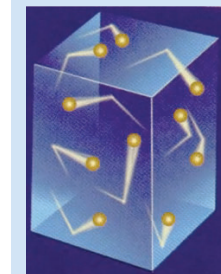
Η αναλογία αυτή μπορεί να μετατραπεί σε εξίσωση, αν εισάγουμε μια σταθερά R :

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

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



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 περιβλεπτικές 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 μονίμως 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.

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:

$$PV = nRT$$

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:

$$PV = n_{\text{ολ}} RT \quad \text{όπου,}$$

$n_{\text{ολ}}$ 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.

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

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

$$\text{ή} \quad P = 6,56 \text{ atm.}$$

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. $A_{\text{O}}=16$.

ΛΥΣΗ

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

$$M_{\text{rO}_2} = 2 \cdot 16 = 32$$

$$\text{Όμως,} \quad n = \frac{m}{M_{\text{r}} \text{ g/mol}}$$

οπότε,

$$PV = \frac{mRT}{M_{\text{r}} \text{ g/mol}} \quad \text{ή} \quad P = \frac{m}{V} \cdot \frac{RT}{M_{\text{r}} \text{ g/mol}} \quad \text{ή} \quad P = \rho \frac{RT}{M_{\text{r}} \text{ g/mol}} \quad \text{ή}$$

$$\rho = \frac{P \cdot M_{\text{r}} \text{ g/mol}}{RT} \quad \text{ή} \quad \rho = \frac{8 \text{ atm} \cdot 32 \text{ g/mol}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 546 \text{ K}} \quad \text{ή} \quad \rho = 5,71 \text{ g/L}$$

Εφαρμογή

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

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

$$(17)$$