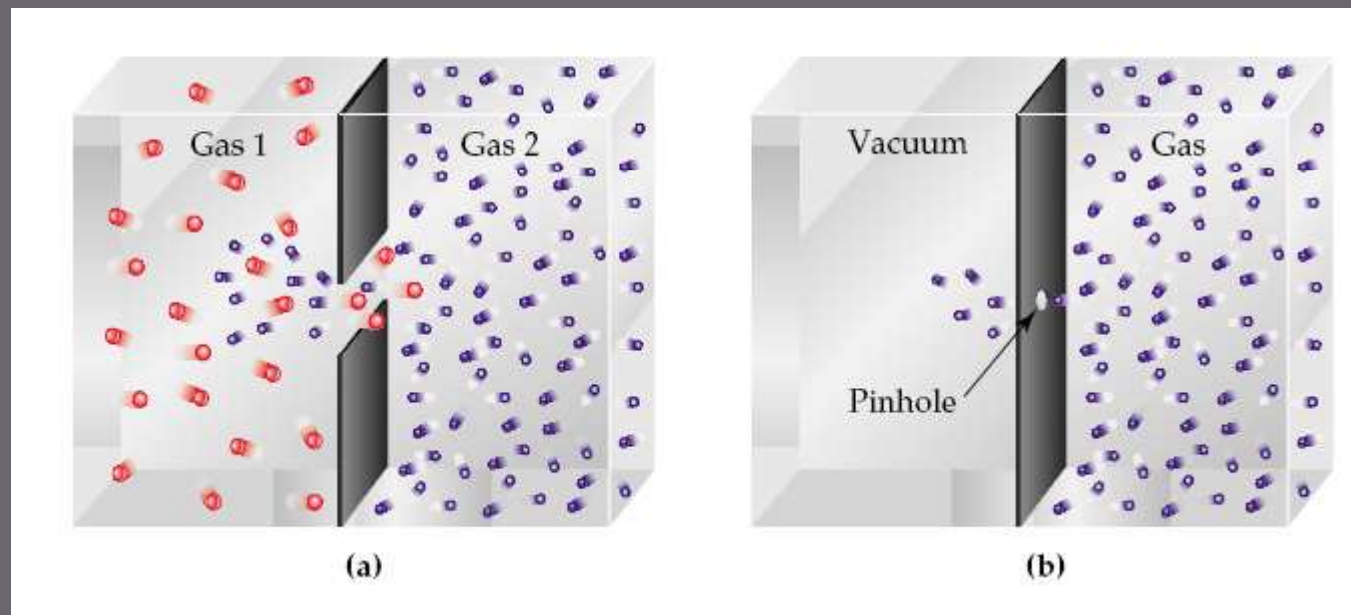


Ενότητα 8^η: Αέρια – Ιδιότητες & Συμπεριφορά



Αέρια & Πίεση Αερίων

2

Ο αέρας είναι ένα τυπικό αέριο από πολλές απόψεις και η συμπεριφορά του φανερώνει πολλές σημαντικές ιδιότητες των αερίων.

- Τα μίγματα των αερίων είναι πάντα ομοιογενή. Εν αντιθέσει με τα υγρά, τα αέρια πάντα αναμιγνύονται πλήρως.
- Τα αέρια είναι συμπιέσιμα. Όταν εφαρμόζεται μια πίεση, ένα αέριο συστέλλεται αναλόγως.

Αέρια & Πίεση Αερίων

3



- **Φιάλες αερίων:** Αέρια, όπως οξυγόνο και άζωτο μπορούν να μεταφερθούν ως συμπιεσμένα αέρια σε χαλύβδινες φιάλες. Μεγάλοι(υπό κανονικές πιέσεις) όγκοι αερίου, μπορούν να συμπιεσθούν σε έναν μικρό όγκο.

Αέρια & Πίεση Αερίων

4

Η ομοιογένεια και η συμπιεστότητα είναι αποτελέσματα του γεγονότος ότι τα μόρια των αερίων βρίσκονται σε μεγάλη απόσταση μεταξύ τους.

Η ομοιογένεια στα μίγματα συμβαίνει επειδή τα μόρια των αερίων έχουν περιορισμένη αλληλεπίδραση με γειτονικά μόρια.

Η συμπιεστότητα είναι εφικτή, γιατί μόλις το 0.1% του όγκου ενός αερίου καταλαμβάνεται από τα μόριά του. Το υπόλοιπο 99.9% είναι κενός χώρος. Στα υγρά ή τα στερεά το ποσοστό αυτό ανέρχεται σε 70%.

Αέρια & Πίεση Αερίων

5

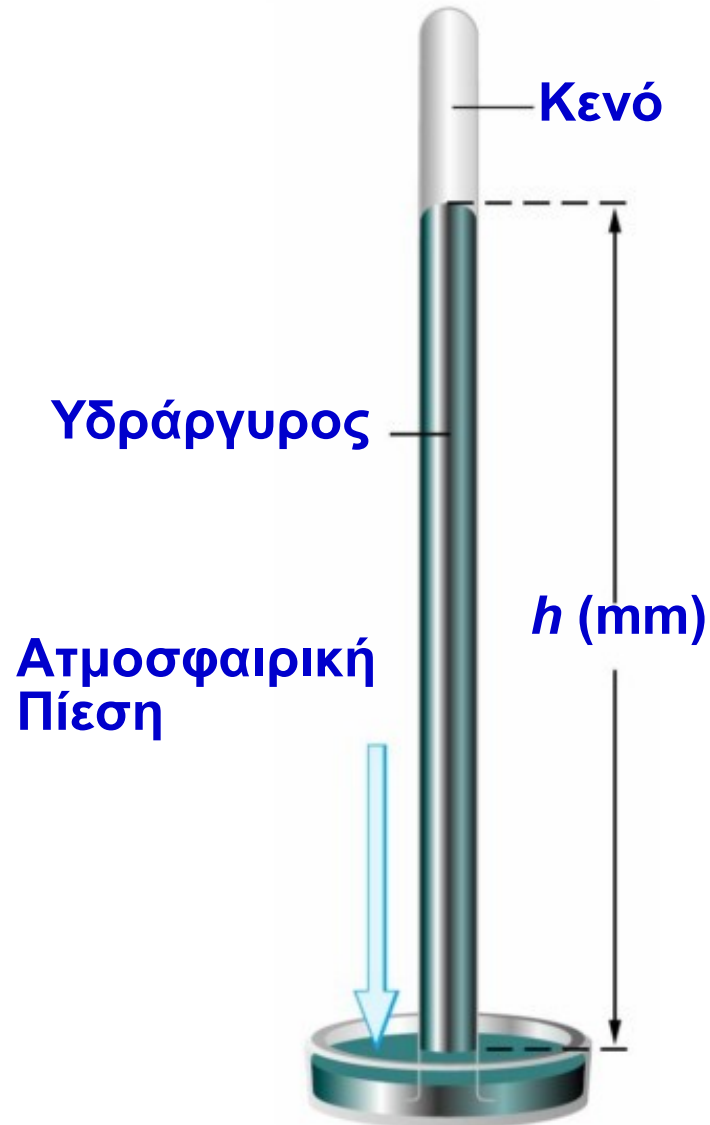
Τα αέρια ασκούν μετρήσιμη πίεση στα τοιχώματα του δοχείου που τα περιέχει. Η πίεση (P) ορίζεται ως η δύναμη (F) που ασκείται ανά μονάδα επιφάνειας (A). Η δύναμη, όπως έχει ήδη ειπωθεί, είναι η μάζα (m) επί την επιτάχυνση (a), η οποία στην επιφάνεια της Γης είναι η επιτάχυνση της βαρύτητας ($a = 9.81 \text{ m/s}^2$).

$$\text{Pressure (} P \text{)} = \frac{F}{A} = \frac{m \times a}{A}$$

Η μονάδα μέτρησης της δύναμης στο **SI** είναι το newton (N), όπου $1 \text{ N} = 1 \text{ (kg}\cdot\text{m/s}^2)$, και της πίεσης το **pascal (Pa)**, όπου $1 \text{ Pa} = 1 \text{ N/m}^2 = 1 \text{ kg}/(\text{m}\cdot\text{s}^2)$. Επειδή το Pa δεν είναι βολική μονάδα, η ατμοσφαιρική πίεση μετριέται είτε σε χιλιοστά της στήλης υδραργύρου (mm Hg), είτε σε ατμόσφαιρες (atm).

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mm Hg} = 101,325 \text{ Pa}$$

Το Υδραργυρικό Βαρόμετρο

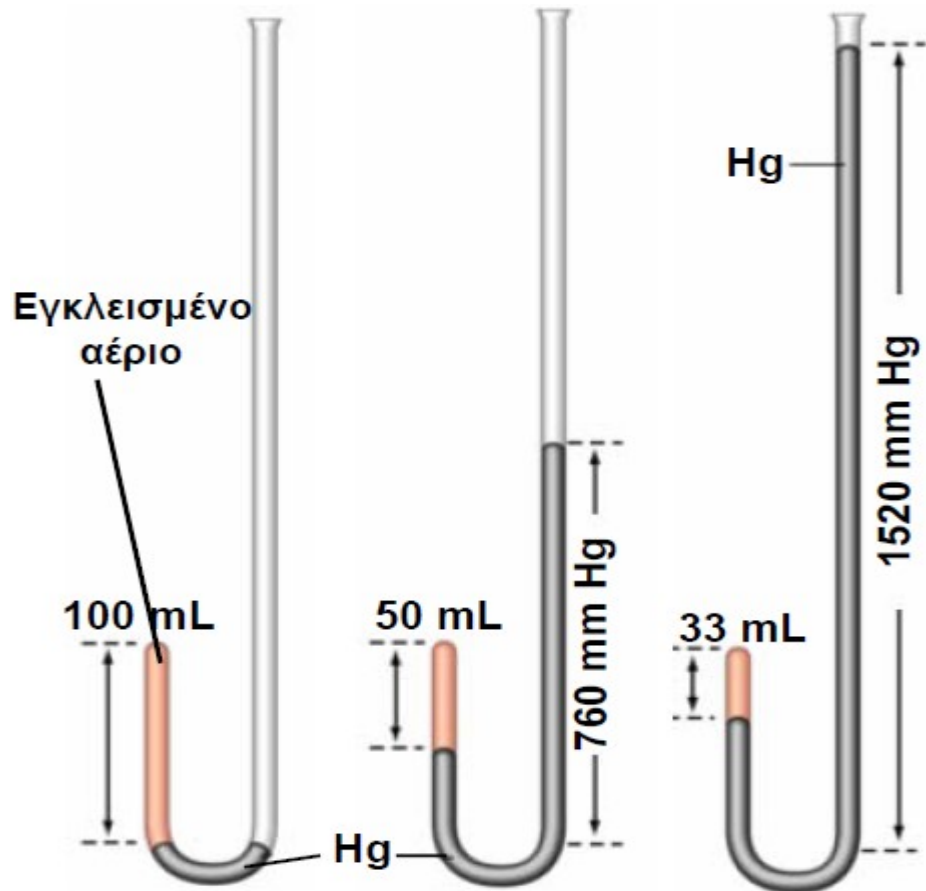


- Στην επιφάνεια της θάλασσας ο υδράργυρος του σωλήνα κατέρχεται στο ύψος των 760mm πάνω από το επίπεδο του υδραργύρου της λεκάνης
- Η πίεση που ασκεί η ατμόσφαιρα πάνω στην επιφάνεια του υδραργύρου της λεκάνης είναι ίση με την πίεση που ασκεί η υδραργυρική στήλη στη βάση της.
- Η σχέση μεταξύ της πίεσης P και του ύψους h μιας στήλης υγρού σε βαρόμετρο είναι:

$$P = \rho \cdot g \cdot h$$

Οι Νόμοι των Αερίων / Το πείραμα του Boyle

Όλα τα αέρια κάτω από μέτριες συνθήκες συμπεριφέρονται εντελώς απλά όσον αφορά πίεση, θερμοκρασία, όγκο και γραμμομοριακή ποσότητα. Διατηρώντας σταθερές οποιεσδήποτε δύο από αυτές τις φυσικές ιδιότητες, είναι δυνατόν να δείξουμε μια απλή σχέση μεταξύ των άλλων δύο.



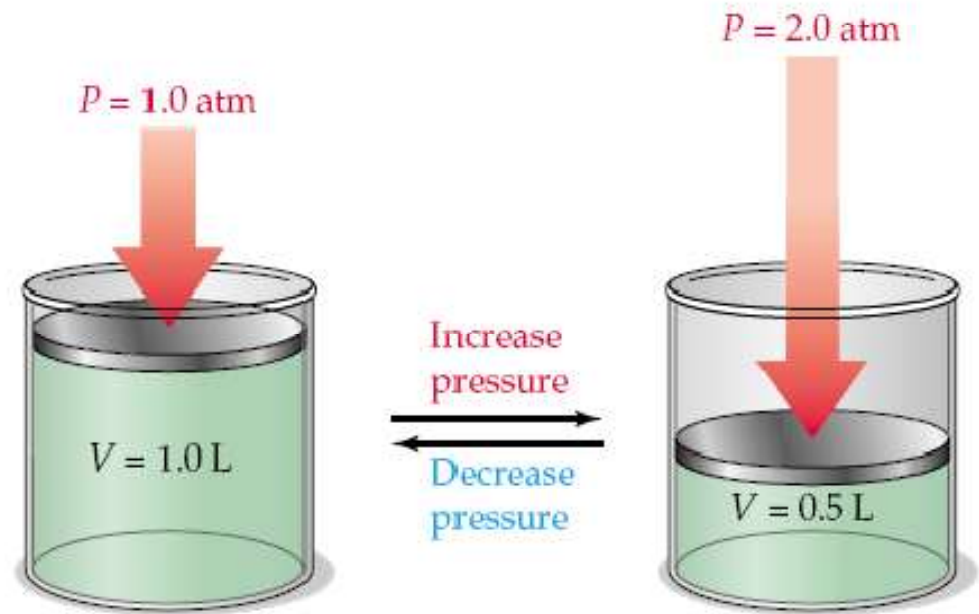
- Ο όγκος του αερίου σε κανονική ατμοσφαιρική πίεση (760 mmHg) είναι 100 mL.
- Όταν η πίεση διπλασιασθεί με προσθήκη 760 mm υδραργύρου, ο όγκος του αερίου γίνεται ο μισός (50 mL).
- Ο τριπλασιασμός της πίεσης ελαττώνει τον όγκο στο ένα τρίτο του αρχικού (33 mL)

Οι Νόμοι των Αερίων

Ο νόμος του Boyle: Σχέση όγκου – πίεσης

Ο όγκος ενός ιδανικού αερίου κυμαίνεται αντιστρόφως με την πίεση. Δηλαδή, το γινόμενο $P \cdot V$ είναι σταθερό, όταν το n (αριθμός των mol) και το T (θερμοκρασία) παραμένουν σταθερά.

$$PV = k \text{ at constant } n \text{ and } T$$



Εφαρμογή του νόμου του Boyle

Ένας όγκος διοξειδίου του άνθρακα, CO₂, ίσος με 20,0 L συλλέχθηκε στους 23οC και πίεση 1,00 atm. Πόσος θα ήταν ο όγκος του διοξειδίου του άνθρακα, αν είχε συλλεχθεί στους 23οC και 0,830 atm;

Όταν n και T είναι σταθερά, θα ισχύει:

$$P_f V_f = P_i V_i$$

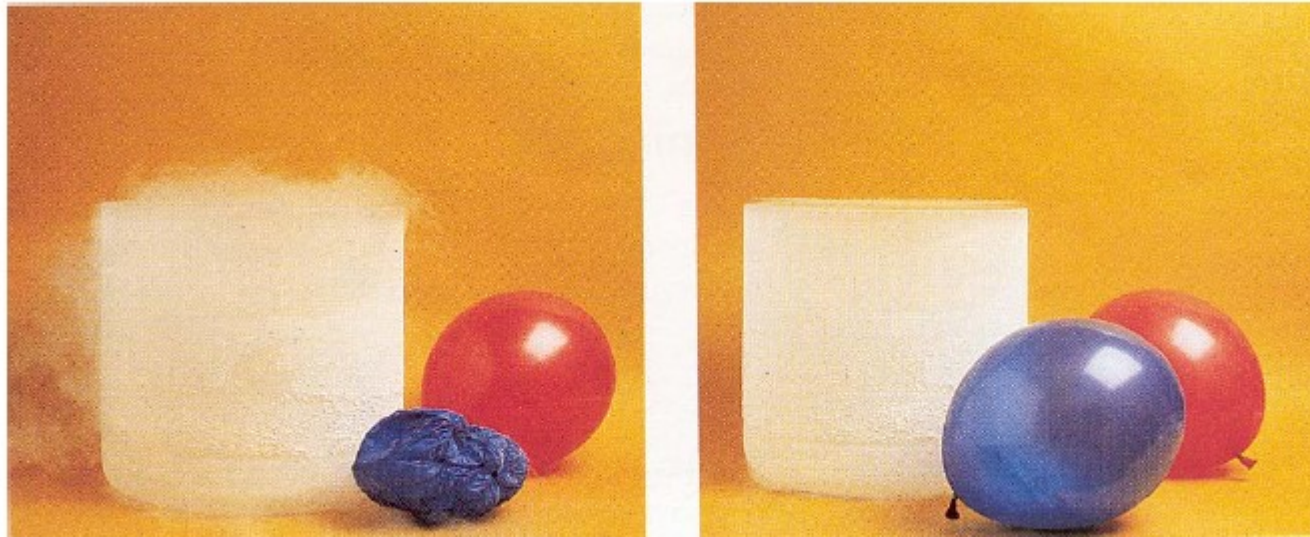
όπου P_f και V_f , η τελική πίεση και ο τελικός όγκος και P_i και V_i , η αρχική πίεση και ο αρχικός όγκος, αντίστοιχα.

$$V_f = V_i \times \frac{P_i}{P_f} = 20,0 \text{ L} \times \frac{1,00 \text{ atm}}{0,830 \text{ atm}} = 24,096 \text{ L} = 24,1 \text{ L}$$

Οι Νόμοι των Αερίων

10

Σχέση όγκου – θερμοκρασίας



Ένα μπαλόνι βυθισμένο σε υγρό άζωτο (-196°C) συρρικνώνεται, επειδή ο αέρας στο εσωτερικό του συστέλλεται. Όταν το μπαλόνι απομακρυνθεί από το υγρό άζωτο, ο αέρας στο εσωτερικό του θερμαίνεται και διαστέλλεται, οπότε το μπαλόνι αποκτά το αρχικό του μέγεθος.

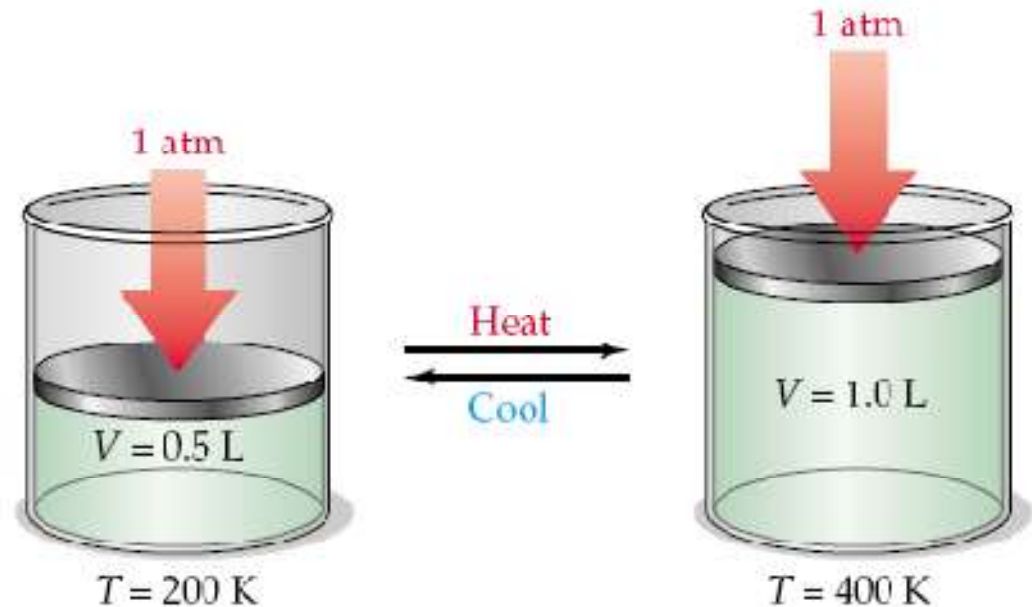
Οι Νόμοι των Αερίων

11

Ο νόμος του Charles: Σχέση όγκου – θερμοκρασίας

Ο όγκος ενός ιδανικού αερίου είναι ευθέως ανάλογος με την απόλυτη θερμοκρασία. Δηλαδή, ο λόγος V/T είναι σταθερός, όταν τα n και η P παραμένουν σταθερά.

$$V/T = k \text{ at constant } n \text{ and } P$$



Εφαρμογή του νόμου του Charles

12

- Αν περιμένετε μια χημική αντίδραση να παραγάγει 4,38 dm³ οξυγόνου, O₂, στους 19°C και 101 kPa, πόσος θα ήταν ο όγκος στους 25°C και 101 kPa;

Πρώτα μετατρέπουμε τις θερμοκρασίες σε κέλβιν.

$$T_i = (19 + 273) \text{ K} = 292 \text{ K} \quad \text{και} \quad T_f = (25 + 273) \text{ K} = 298 \text{ K}$$

Ο πίνακας με τα δεδομένα είναι:

$$V_i = 4,38 \text{ dm}^3$$

$$P_i = 101 \text{ kPa}$$

$$T_i = 292 \text{ K}$$

$$V_f = ;$$

$$P_f = 101 \text{ kPa}$$

$$T_f = 298 \text{ K}$$

Εφαρμογή του νόμου του Charles ⇒

$$V_f = V_i \frac{T_f}{T_i} = 4,38 \text{ dm}^3 \times \frac{298 \text{ K}}{292 \text{ K}} = 4,470 \text{ dm}^3 = 4,47 \text{ dm}^3$$

Συνδυαστικός νόμος: Σχέση όγκου, θερμοκρασίας και πίεσης

- Ο όγκος που καταλαμβάνει μία δεδομένη ποσότητα αερίου είναι ανάλογος προς την απόλυτη θερμοκρασία διαιρεμένη με την πίεση

$$\left. \begin{array}{l} V \propto 1/P \text{ (Νόμος του Boyle)} \\ V \propto T \text{ (Νόμος του Charles)} \end{array} \right\} V \propto T/P$$

Υπό μορφή εξίσωσης:

$$\frac{PV}{T} = \text{σταθερό} \quad \text{ή} \quad V = \text{σταθερό} \times \frac{T}{P} \quad (\text{για δεδομένη ποσότητα αερίου})$$

Πρακτική μορφή του συνδυαστικού νόμου:

$$\frac{P_f V_f}{T_f} = \frac{P_i V_i}{T_i}$$

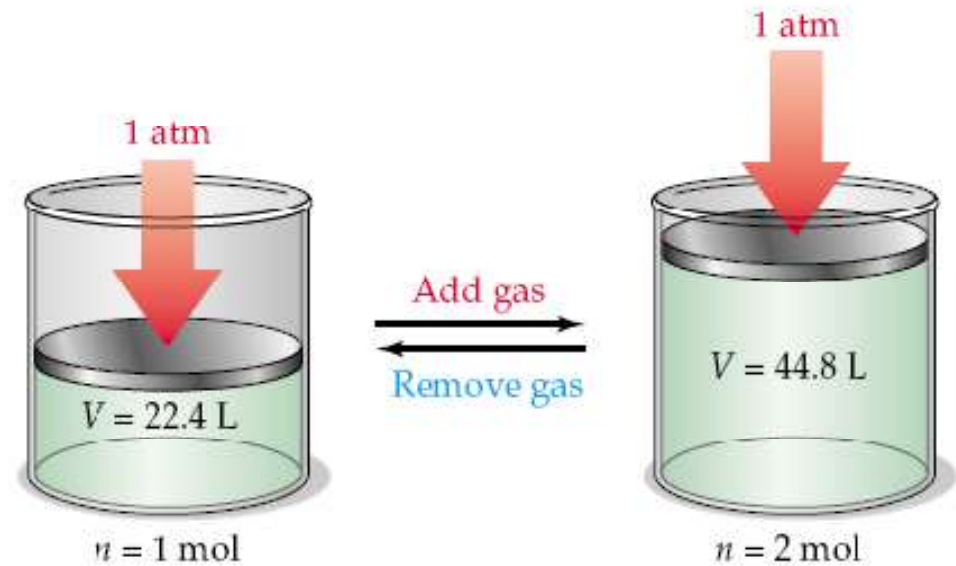
Οι Νόμοι των Αερίων

14

Ο νόμος του Avogadro: Σχέση όγκου – ποσότητας

Ο όγκος ενός ιδανικού αερίου είναι ευθέως ανάλογος με την μοριακή του ποσότητα. Δηλαδή, ο λόγος V/n είναι σταθερός, αν η T και P διατηρούνται σταθερά.

$$V/n = k \text{ at constant } T \text{ and } P$$




Οι Νόμοι των Αερίων

15

Ο νόμος του Avogadro: Σχέση όγκου – ποσότητας

Ο όγκος ενός mole αερίου ονομάζεται γραμμομοριακός όγκος αερίου V_m .

Συνθήκες πρότυπης θερμοκρασίας και πίεσης, STP: Συνθήκες αναφοράς για τα αέρια οι οποίες έχουν συμβατικά οριστεί να είναι 0°C και 1 atm

Σε συνθήκες πρότυπης θερμοκρασίας και πίεσης (0°C και 1 atm) έχει αποδειχθεί ότι ο γραμμομοριακός όγκος ενός ιδανικού αερίου στου είναι 22.4 L/mol (πρότυπος μοριακός όγκος). 

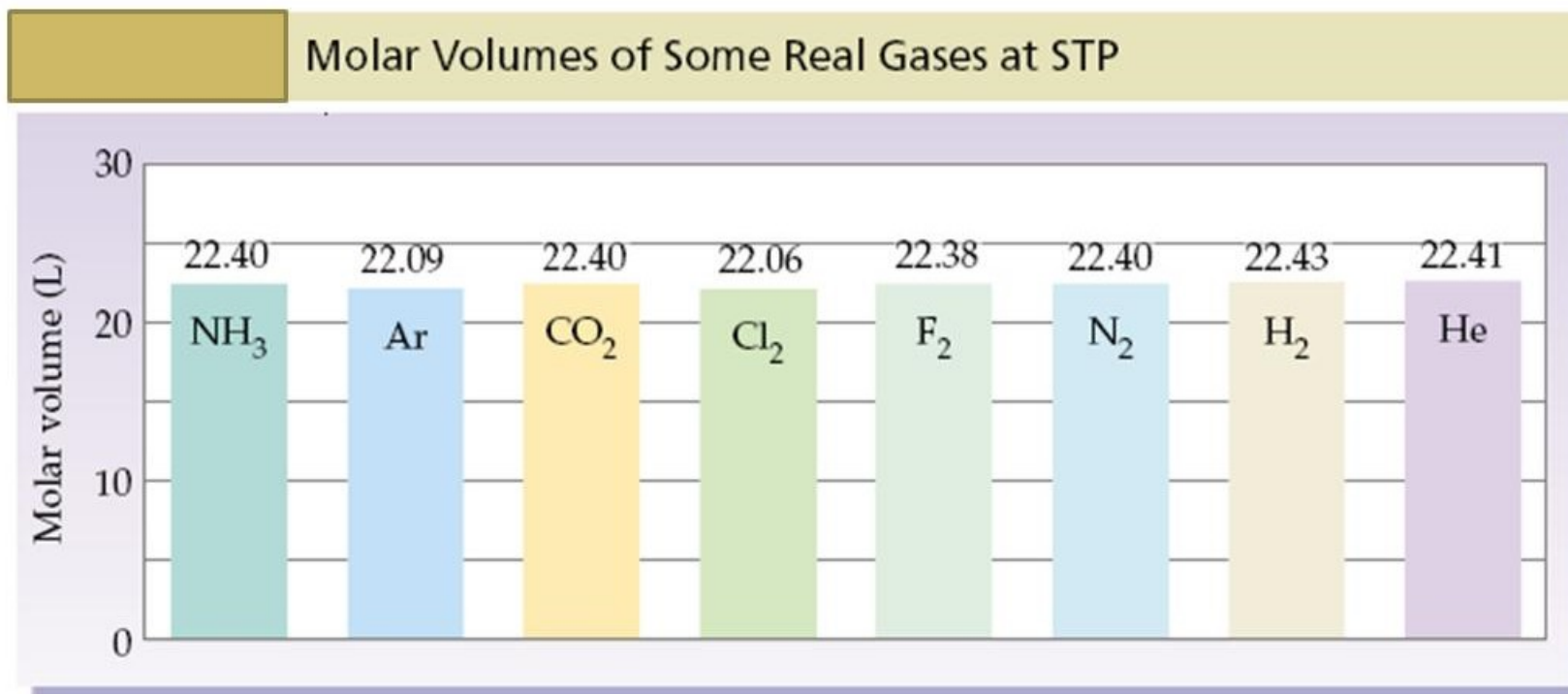
$$V_m = \text{ειδική σταθερά} = 22,4\text{L/mol σε STP}$$

Ο γραμμομοριακός όγκος αερίου σε δεδομένη θερμοκρασία και πίεση είναι μία ειδική σταθερά ανεξάρτητη από τη φύση του αερίου

Ο Νόμος του Ιδανικού Αερίου

16

Όλα τα πραγματικά αέρια παρεκκλίνουν ελάχιστα στην συμπεριφορά τους από τον νόμο του ιδανικού αερίου.



Ο Νόμος του Ιδανικού Αερίου

17

Οι τρεις προηγούμενοι νόμοι μπορούν να συνδυαστούν σε μια και μόνο έκφραση, η οποία ονομάζεται **νόμος ιδανικού αερίου**, που περιγράφει πως ο όγκος ενός αερίου επηρεάζεται από τις αλλαγές στην πίεση, τη θερμοκρασία και την ποσότητα.

$$V = \frac{nRT}{P} \quad \text{οι} \quad PV = nRT$$

Η σταθερά R ονομάζεται *σταθερά αερίων* και έχει την ίδια τιμή για όλα τα αέρια.

Ο Νόμος του Ιδανικού Αερίου

18

Ο νόμος του ιδανικού αερίου μπορεί να μετασχηματιστεί ως εξής:

Boyle's law: $PV = nRT = k$ (When n and T are constant)

Charles' law: $\frac{V}{T} = \frac{nR}{P} = k$ (When n and P are constant)

Avogadro's law: $\frac{V}{n} = \frac{RT}{P} = k$ (When T and P are constant)

Η τιμή του R μπορεί να υπολογιστεί λαμβάνοντας υπόψη ότι 1 mol αερίου στους 0 °C και σε πίεση 1 atm έχει όγκο 22.414 L .

$$R = \frac{P \cdot V}{n \cdot T} = \frac{(1 \text{ atm})(22.414 \text{ L})}{(1 \text{ mol})(273.15 \text{ K})} = 0.082 \ 058 \frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{K} \cdot \text{mol}}$$

Μερική Πίεση & Ο Νόμος του Dalton

19

Ο νόμος του ιδανικού αερίου έχει εφαρμογή και σε μίγματα αερίων, όπως ο αέρας, και όχι μόνο σε καθαρά αέρια.

Η πίεση που ασκείται από ένα συγκεκριμένο αέριο ενός μίγματος αερίων ονομάζεται μερική πίεση αυτού του αερίου. Σύμφωνα με τον νόμο των μερικών πιέσεων του Dalton, το άθροισμα των μερικών πιέσεων όλων των διαφορετικών αερίων του μίγματος ισούται με την ολική πίεση του μίγματος.

DALTON'S LAW OF PARTIAL PRESSURES $P_{\text{total}} = P_1 + P_2 + P_3 + \dots$ At constant V and T , where P_1, P_2, \dots refer to the pressures each individual gas would have if it were alone.

Επειδή η πίεση ενός αερίου σε σταθερή θερμοκρασία και όγκο είναι ανάλογη της ποσότητάς του, έτσι και σ' ένα μίγμα αερίων, η συνεισφορά στην συνολική πίεση θα είναι ανάλογη της ποσότητας του κάθε αερίου στο μίγμα.

Μερική Πίεση & Ο Νόμος του Dalton

20

Οι ξεχωριστές πιέσεις των αερίων ενός μίγματος ονομάζονται *μερικές πιέσεις* και είναι οι πιέσεις που θα ασκούσε κάθε αέριο εάν υπήρχε μόνο του στο δοχείο που υπάρχει το μίγμα.

$$P_1 = n_1 \left(\frac{RT}{V} \right) \quad P_2 = n_2 \left(\frac{RT}{V} \right) \quad P_3 = n_3 \left(\frac{RT}{V} \right)$$

Επειδή όμως όλα τα αέρια σ' ένα μίγμα έχουν την ίδια θερμοκρασία και όγκο, ισχύει ότι:

$$P_{\text{total}} = (n_1 + n_2 + n_3 + \dots) \left(\frac{RT}{V} \right)$$

Η συγκέντρωση του κάθε αερίου σ' ένα μίγμα εκφράζεται με το **γραμμομοριακό κλάσμα (X)**.

$$\text{MOLE FRACTION (X)} = \frac{\text{Moles of component}}{\text{Total moles in mixture}}$$

Μερική Πίεση & Ο Νόμος του Dalton

21

Για παράδειγμα, το X ενός αερίου 1 είναι:

$$X_1 = \frac{n_1}{n_1 + n_2 + n_3 + \dots} = \frac{n_1}{n_{\text{total}}}$$

$$X_1 = \frac{P_1 \left(\frac{V}{RT} \right)}{P_{\text{total}} \left(\frac{V}{RT} \right)} = \frac{P_1}{P_{\text{total}}}$$

$$P_1 = X_1 \cdot P_{\text{total}}$$

Υπολογισμός μερικής πίεσης και γραμμομοριακού κλάσματος ενός αερίου σε μίγμα

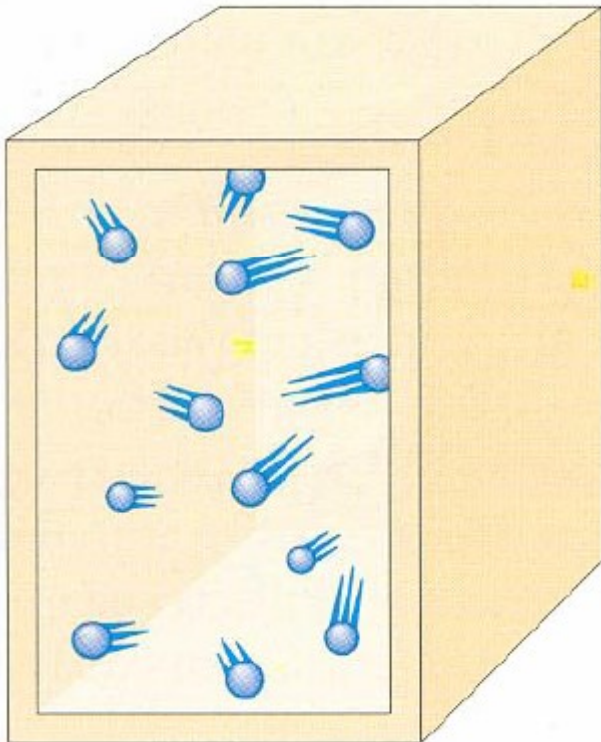
22

Μια φιάλη 10,0 L περιέχει 1,031 g O₂ και 0,572 g CO₂ στους 18°C. Πόση είναι η μερική πίεση του οξυγόνου και πόση του διοξειδίου του άνθρακα; Πόση είναι η ολική πίεση; Πόσο είναι το γραμμομοριακό κλάσμα του οξυγόνου στο μίγμα;

Κάθε αέριο στο μίγμα ακολουθεί τον νόμο των ιδανικών αερίων. Για να υπολογίσουμε τη μερική πίεση καθενός αερίου μετατρέπουμε τα γραμμάρια σε moles και αντικαθιστούμε στον νόμο των ιδανικών αερίων.

Η Κινητική – Μοριακή Θεωρία των Αερίων

23



- Η ερμηνεία της συμπεριφοράς ενός αερίου με όρους της κινητικής-μοριακής θεωρίας (ή απλώς κινητικής θεωρίας) οδηγεί στον νόμο των ιδανικών αερίων. Σύμφωνα με αυτή τη θεωρία, ένα αέριο αποτελείται από μόρια που βρίσκονται σε μια αδιάκοπη, τυχαία κίνηση
- Σύμφωνα με την κινητική θεωρία, η πίεση των αερίων είναι αποτέλεσμα του βομβαρδισμού των τοιχωμάτων του δοχείου από συνεχώς κινούμενα μόρια.

Η Κινητική – Μοριακή Θεωρία των Αερίων

Η κινητική – μοριακή θεωρία βασίζεται στις παρακάτω υποθέσεις:

1. Ένα αέριο αποτελείται από σωματίδια (άτομα ή μόρια) που κινούνται τυχαία, ευθύγραμμα προς όλες τις κατευθύνσεις.
2. Ο όγκος των σωματιδίων είναι αμελητέος εν συγκρίσει με τον συνολικό όγκο του αερίου. Ο περισσότερος όγκος ενός αερίου είναι κενός χώρος.
3. Τα σωματίδια ενός αερίου δρουν ανεξάρτητα το ένα από το άλλο. Δεν υπάρχουν ελκτικές / απωστικές δυνάμεις μεταξύ των σωματιδίων.
4. Οι συγκρούσεις των σωματιδίων των αερίων, είτε με τα τοιχώματα του δοχείου που τα περιέχει είτε μεταξύ τους, είναι ελαστικές. Αυτό σημαίνει ότι η συνολική κινητική ενέργεια των σωματιδίων ενός αερίου είναι σταθερή σε σταθερή T .
5. Ο μέσος όρος κινητικής ενέργειας των σωματιδίων του αερίου είναι ανάλογος της απόλυτης θερμοκρασίας .

Η Κινητική – Μοριακή Θεωρία των Αερίων

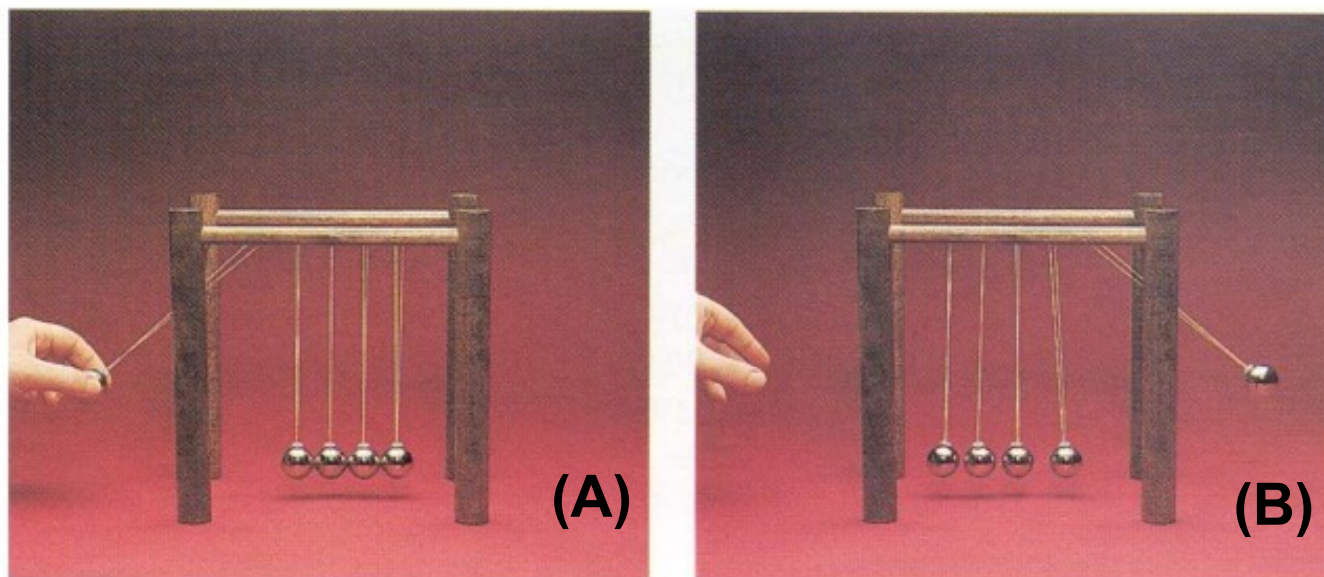
Παραδοχή 1: Μόρια αμελητέου μεγέθους

Παραδοχή 2: Τυχαία, ευθύγραμμη κίνηση προς κάθε κατεύθυνση

Παραδοχή 3: Διαμοριακές δυνάμεις αμελητέες

Παραδοχή 4: Συγκρούσεις ελαστικές

Παραδοχή 5: Μέση $E_{\text{κιν.}}$ ανάλογη της T



**Ελαστική
σύγκρουση
ατσάλινων
σφαιρών**

(A) Ανυψώνουμε την πρώτη ατσάλινη σφαίρα για να της δώσουμε ενέργεια. (B) Αφήνοντας τη σφαίρα, η ενέργεια μεταβιβάζεται μέσω ελαστικών συγκρούσεων στην τελευταία σφαίρα, η οποία ανεβαίνει τόσο υψηλά, όσο είχαμε ανυψώσει την πρώτη σφαίρα.

Η Κινητική – Μοριακή Θεωρία των Αερίων

Συσχέτιση της κινητικής – μοριακής θεωρίας με τους προηγούμενους νόμους

- *Νόμος του Boyle:* Η πίεση του αερίου είναι ένα μέτρο της ισχύος των συγκρούσεων μεταξύ των σωματιδίων και των τοιχωμάτων του δοχείου. Όσο μικρότερος ο όγκος σε σταθερή T και n , τόσο πιο συνωστισμένα είναι τα σωματίδια και τόσο μεγαλύτερος ο αριθμός των συγκρούσεων. Έτσι, μείωση όγκου συνεπάγεται αύξηση πίεσης.
- *Νόμος του Charles:* Η θερμοκρασία είναι ένα μέτρο της μέσης κινητικής ενέργειας των σωματιδίων ενός αερίου. Όσο υψηλότερη η θερμοκρασία σε σταθερή P και n , τόσο πιο γρήγορα κινούνται τα σωματίδια και τόσο περισσότερο χώρο χρειάζονται για να αποφύγουν τις συγκρούσεις. Έτσι, ο όγκος αυξάνει καθώς αυξάνει η θερμοκρασία.

Η Κινητική – Μοριακή Θεωρία των Αερίων

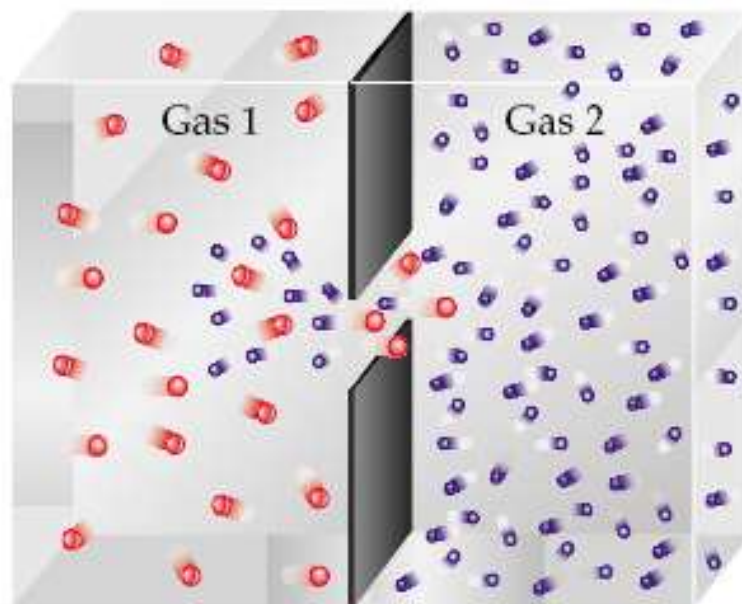
27

- *Νόμος του Avogadro:* Όσα περισσότερα σωματίδια περιέχονται σ' ένα δείγμα αερίου, τόσο περισσότερο χώρο χρειάζονται σε σταθερή P και T για να μην αυξηθεί ο αριθμός των συγκρούσεων με τα τοιχώματα του δοχείου. Έτσι, ο όγκος αυξάνει καθώς αυξάνει η ποσότητα.

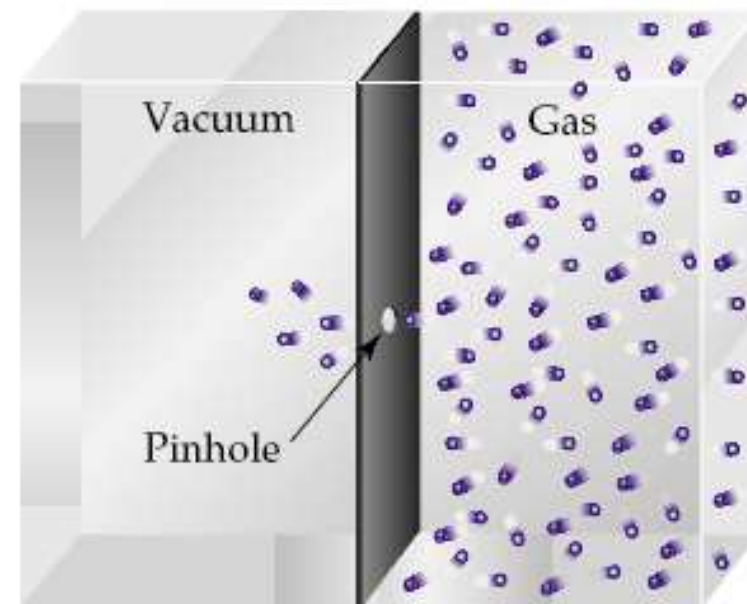
Ο Νόμος του Graham – Διάχυση & Διαπίδυση των Αερίων

28

Η ανάμιξη διαφορετικών αερίων μέσω τυχαίων μοριακών κινήσεων με συχνές συγκρούσεις ονομάζεται **διάχυση** (diffusion). Η παρόμοια διαδικασία μέσω της οποίας τα μόρια ενός αερίου διαφεύγουν χωρίς συγκρούσεις μέσω μικροσκοπικής οπής στο κενό ονομάζεται **διαπίδυση** (effusion).



(a)



(b)

Ο Νόμος του Graham – Διάχυση & Διαπίδυση των Αερίων

29

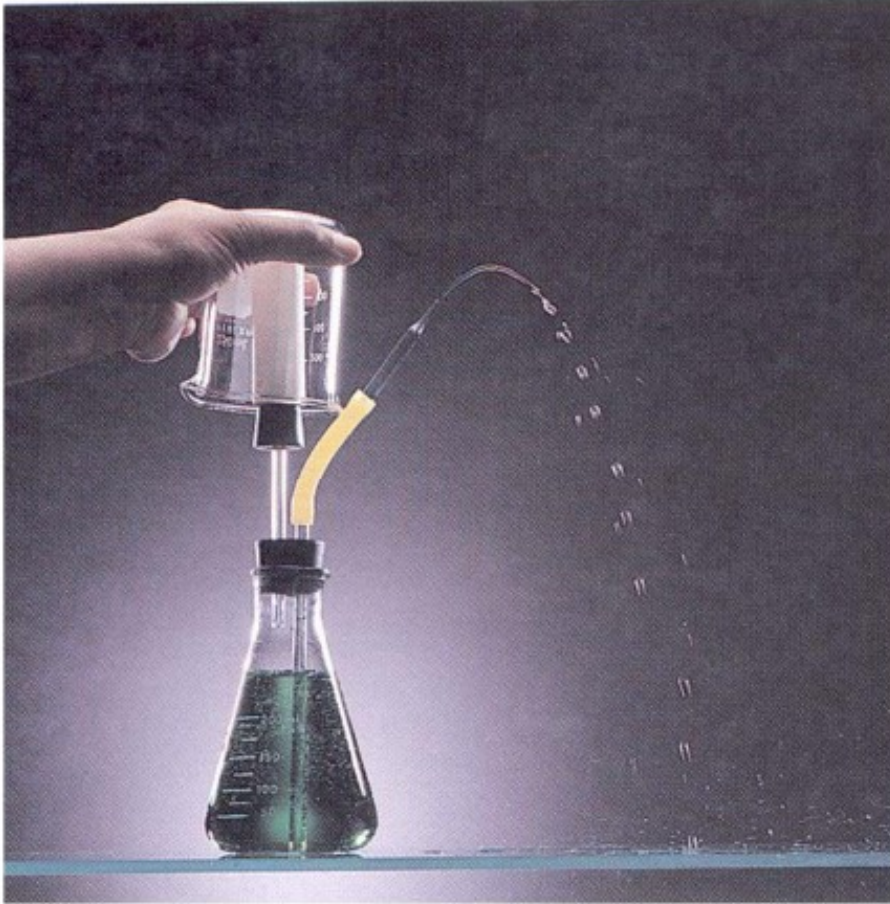
Ο νόμος του Graham δηλώνει ότι η ταχύτητα διαπίδυσης ενός αερίου είναι αντιστρόφως ανάλογη της τετραγωνικής ρίζας της μάζας του. Δηλαδή, όσο πιο ελαφρύ ένα αέριο, τόσο πιο εύκολα διαπηδά.

$$\text{Rate} \propto \frac{1}{\sqrt{m}}$$

Με βάση αυτό, η σύγκριση δύο αερίων σε συνθήκες ίδιας πίεσης και θερμοκρασίας δίνει:

$$\frac{\text{Rate}_1}{\text{Rate}_2} = \frac{\sqrt{m_2}}{\sqrt{m_1}} = \sqrt{\frac{m_2}{m_1}}$$

Εφαρμογές από τις διαφορές στις ταχύτητες διαπίδυσης των αερίων



Ο πίδακας υδρογόνου

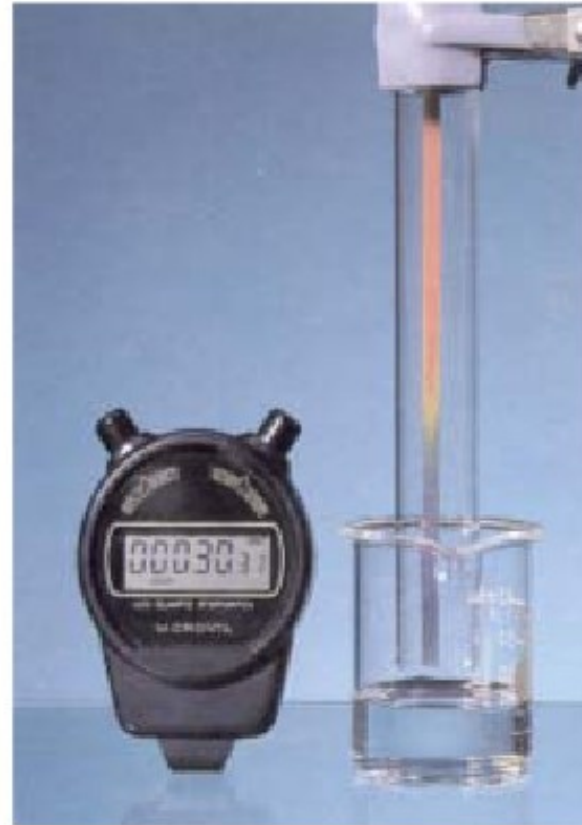
- Τοποθετούμε ένα ποτήρι που περιέχει αέριο υδρογόνο πάνω από έναν πορώδη πήλινο σωλήνα.
- Το υδρογόνο διαπιδύει μέσα στον πορώδη σωλήνα ταχύτερα από ότι διαπιδύει ο περιεχόμενος αέρας προς τα έξω.

Η πίεση στο εσωτερικό του πορώδους σωλήνα και της φιάλης με την οποία συνδέεται, μεγαλώνει, εξαναγκάζοντας το χρωματισμένο νερό να εκτοξευθεί προς τα έξω από τον πλευρικό σωλήνα.

Αέρια Διάχυση



Στο ποτήρι, πυκνό διάλυμα $\text{NH}_3(\text{aq})$ ελευθερώνει αέρια αμμωνία μέσα στον γυάλινο σωλήνα που περιέχει μια διαβρεγμένη ταινία δείκτη



Ο δείκτης αλλάζει χρώμα, καθώς η αέρια αμμωνία διαχέεται προς τα άνω, μέσω του αέρα του σωλήνα.