

# Γενική Χημεία



## Ενότητα 7<sup>η</sup>: Αέρια – Ιδιότητες & συμπεριφορά



Πανεπιστήμιο  
Θεσσαλίας

Τμήμα Επιστήμης Τροφίμων & Διατροφής

Οκτώβριος 2018

Δρ. Δημήτρης Π. Μακρής – Αναπληρωτής Καθηγητής

# 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

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

4

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 ( $a = 9.81 \text{ m/s}^2$ ).

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

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).

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

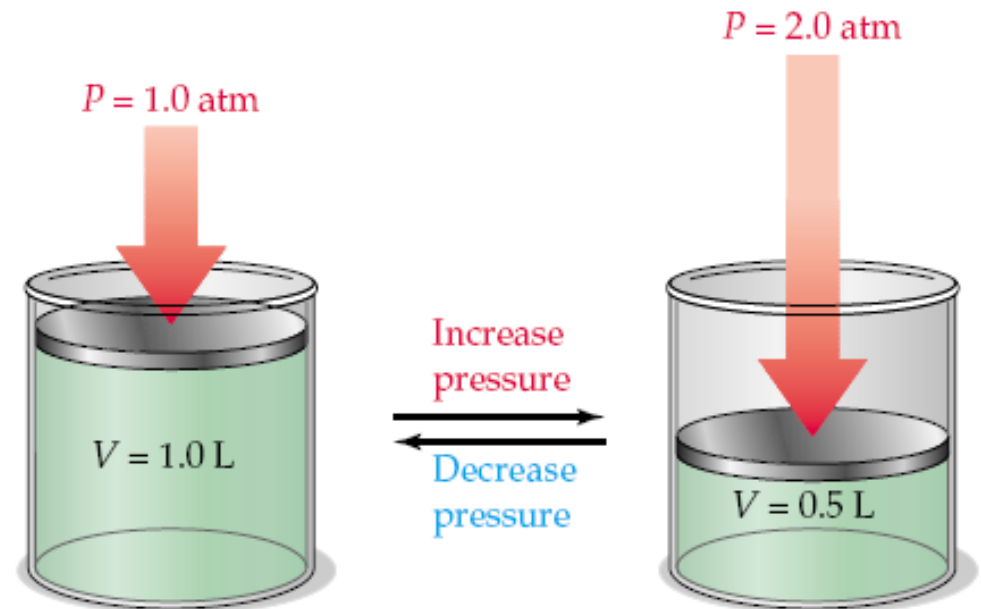
# Οι Νόμοι των Αερίων

5

## 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.

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



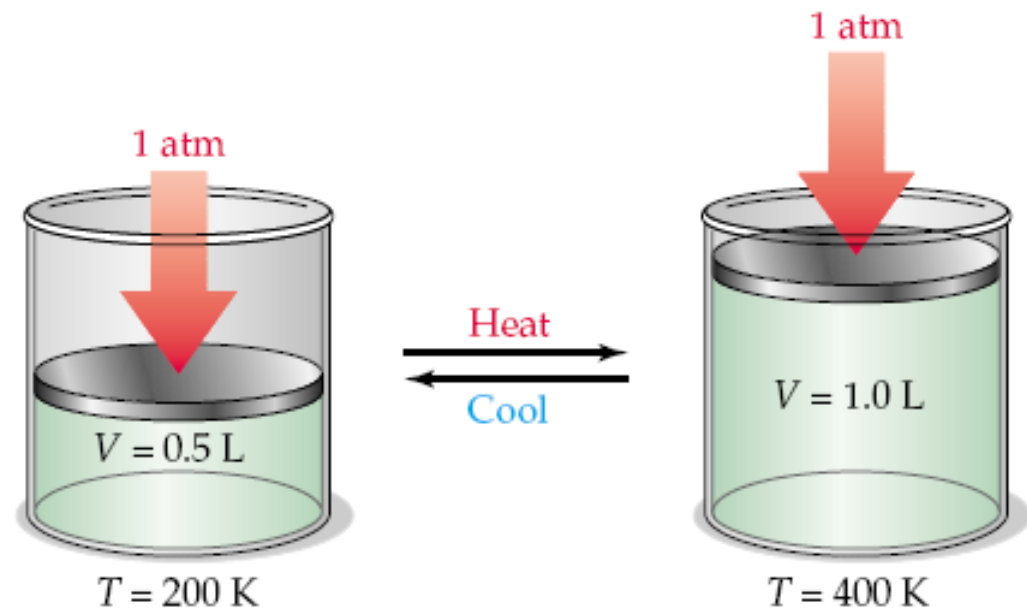
# Οι Νόμοι των Αερίων

6

## 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.

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



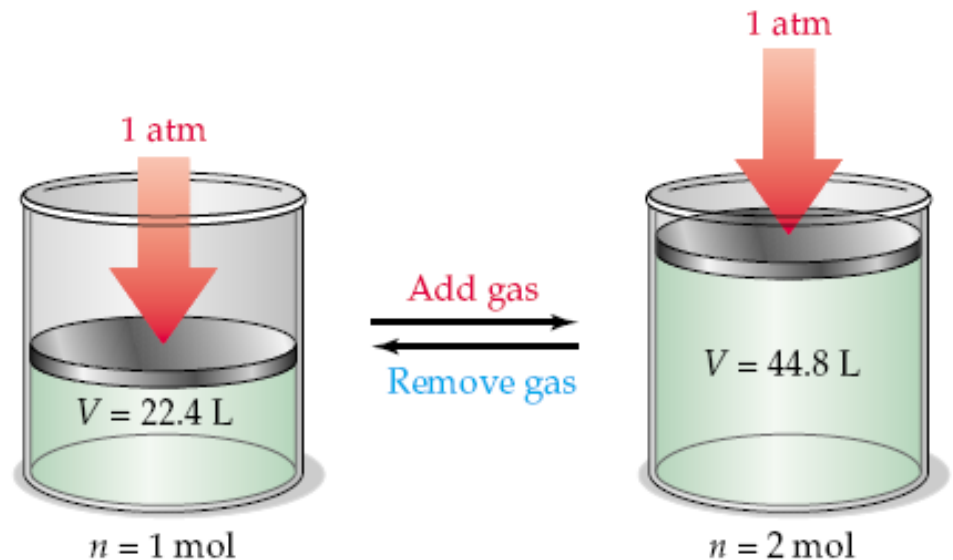
# Οι Νόμοι των Αερίων

7

## 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. Πειραματικά έχει αποδειχθεί ότι ο όγκος ενός ιδανικού αερίου στο  $0^\circ\text{C}$  και  $1\text{ atm}$  είναι  $22.414\text{ L}$  (πρότυπος μοριακός όγκος).

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



# Ο Νόμος του Ιδανικού Αερίου

8

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.

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

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



# Ο Νόμος του Ιδανικού Αερίου

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  $0^\circ\text{C}$  και σε πίεση 1 atm έχει όγκο 22.414 L .

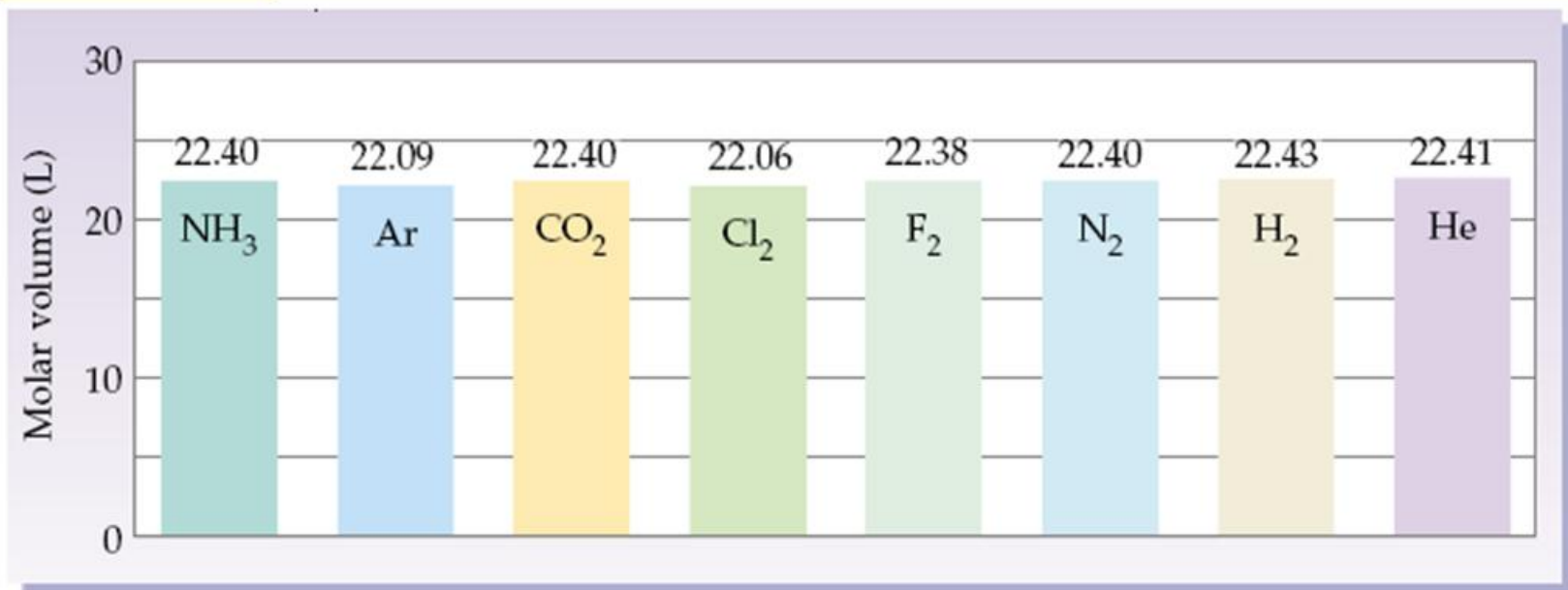
$$R = \frac{P \cdot V}{n \cdot T} = \frac{(1 \text{ atm})(22.414 \text{ L})}{(1 \text{ mol})(273.15 \text{ K})} = 0.082 \ 058 \frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{K} \cdot \text{mol}}$$
$$= 8.3145 \text{ J}/(\text{K} \cdot \text{mol}) \quad (\text{When } P \text{ is in pascals and } V \text{ is in cubic meters})$$

# Ο Νόμος του Ιδανικού Αερίου

10

Οι ειδικές συνθήκες ( $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ ,  $1\text{ atm}$ ) ονομάζονται πρότυπες συνθήκες θερμοκρασίας / πίεσης ή **κανονικές συνθήκες (ΚΣ)**. Όλα τα πραγματικά αέρια παρεκκλίνουν ελάχιστα στην συμπεριφορά τους από τον νόμο του ιδανικού αερίου.

Molar Volumes of Some Real Gases at STP



# Μερική Πίεση & Ο Νόμος του Dalton

11

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

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.

**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.

# Μερική Πίεση & Ο Νόμος του Dalton

12

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

13

Για παράδειγμα, το  $X$  ενός αερίου 1 είναι:

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

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

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

# 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.
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 θερμοκρασίας Kelvin του αερίου.

# 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 συνωπισμένα 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 ν' αποφύγουν τις συγκρούσεις. Έτσι, ο όγκος αυξάνει καθώς αυξάνει η θερμοκρασία.

# Η Κινητική - Μοριακή Θεωρία των Αερίων

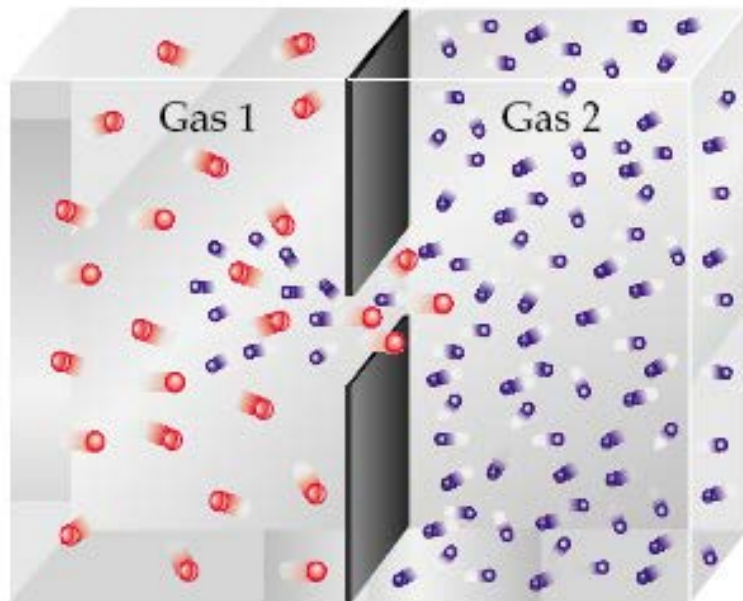
- *Νόμος του Avogadro*: Όσα περισσότερα σωματίδια περιέχονται σ' ένα δείγμα αερίου, τόσο περισσότερο χώρο χρειάζονται σε σταθερή  $P$  και  $T$  για να μην αυξηθεί ο αριθμός των συγκρούσεων με τα τοιχώματα του δοχείου. Έτσι, ο όγκος αυξάνει καθώς αυξάνει η ποσότητα.
- *Νόμος του Dalton*: Δεν παίζει ρόλο το χημικό είδος των σωματιδίων. Η πίεση που ασκείται από ένα συγκεκριμένο είδος σωματιδίων εξαρτάται από το γραμμομοριακό κλάσμα αυτού του είδους στο μίγμα.



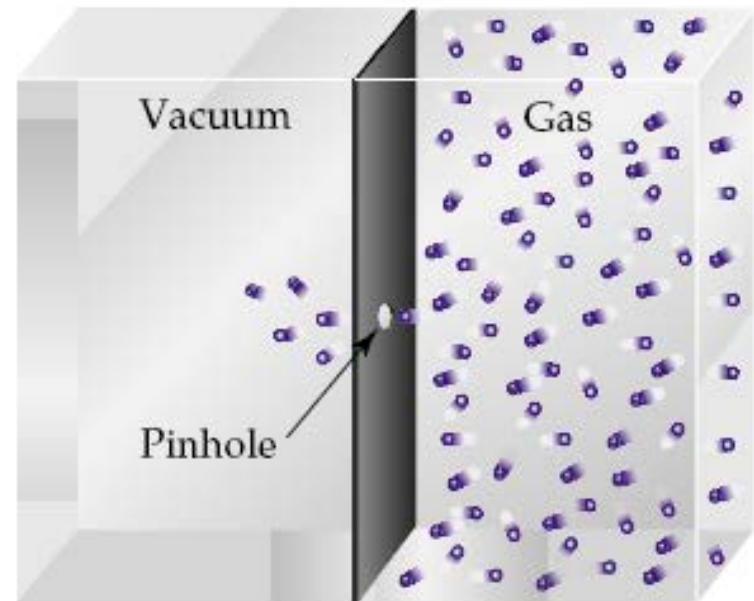
# Ο Νόμος του Graham - Διάχυση & Διαπίδυση των Αερίων

17

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

18

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:

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