

**ΙΔΑΝΙΚΑ ΑΕΡΙΑ**

## Ανακάλυψη των εμπειρικών ιδιοτήτων

1. Πειράματα (προσχεδιασμένες παρατηρήσεις) – Μετρήσεις
2. Σύγκριση των πειραματικών μετρήσεων – γενίκευση σε προτάσεις / μαθηματικές σχέσεις

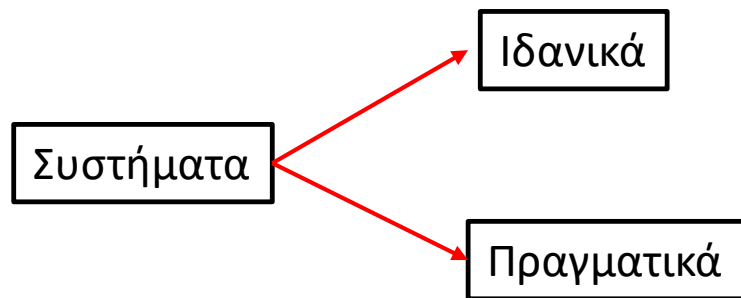
Συσχέτιση των μεγεθών όγκου, πίεσης και θερμοκρασίας (πειραματικά μετρήσιμα μεγέθη)

Επιλογή σταθερών μεγεθών

Εξαρτημένη – Ανεξάρτητη μεταβλητή

Ακρίβεια μετρήσεων – ανάλογη της τεχνολογίας των οργάνων μέτρησης

Αύξηση της ακρίβειας των μετρήσεων → λεπτομερέστερη διερεύνηση των φαινομένων, ανακάλυψη νέων παραμέτρων, αναίρεση προβλέψεων



Ιδανικό σύστημα: απλή εξήγηση ιδιοτήτων, προσέγγιση πραγματικού συστήματος

Πραγματικό σύστημα: συχνά περίπλοκα, μη-πλήρως κατανοητά

Ιδανικό σύστημα:

- ιδιότητες,
- προσέγγιση σε πραγματικό σύστημα,
- περιγραφή/ακρίβεια,
- εφαρμοσιμότητα

## Σύστημα στην αέρια φάση

Μοριακές αλληλεπιδράσεις: περίπλοκες

Μελέτη συστήματος με μεγάλη απόσταση ανάμεσα στα μόρια (μηδενικές αλληλεπιδράσεις)

### Ιδανικό Αέριο

- αποτελείται από σημειακά μόρια
- βρίσκονται σε συνεχή κίνηση, συγκρούονται ελαστικά μεταξύ τους και με τα τοιχώματα του δοχείου σε πεπερασμένη οποιαδήποτε θερμοκρασία
- απουσία διαμοριακών αλληλεπιδράσεων (ελκτικές, απωστικές)
- ακολουθεί τον νόμο των ιδανικών αερίων

$$PV = nRT$$

Αέρια: μονοατομικά, διατομικά, τριατομικά

Μεγάλα μόρια στην αέρια φάση: περίπλοκη συμπεριφορά, δύσκολη προσέγγιση

Κατανομή ενέργειας

## Καταστατική εξίσωση ιδανικού αερίου (1)

Όρια στο μέγεθος και το σχήμα του δοχείου: μη-επηρεασμός των ιδιοτήτων του αερίου

Γενικός νόμος Ιδανικών Αερίων :

$$PV = nRT$$

Καταστατική εξίσωση – ανεξάρτητες μεταβλητές  $p, V, T$  –  $f(p, V, T) = 0$

$T$  : ενέργεια μορίων

Μη-ιδανικά αέρια: η ενέργεια τους επηρεάζεται από τις διαμοριακές αλληλεπιδράσεις – διαφορετικές καταστατικές εξισώσεις – αύξηση των αποκλίσεων με την αύξηση των αλληλεπιδράσεων

Ορισμός ιδανικού αερίου

Εφαρμογή για τα πραγματικά αέρια σε χαμηλές πιέσεις και υψηλές θερμοκρασίες

## Καταστατική εξίσωση ιδανικού αερίου (2)

Για ποσότητα αερίου ίση με 1 mol

$$PV_m = RT$$

Υπολογισμός της σταθεράς, R (από τις τιμές P, V και T σε κανονικές συνθήκες)

$$R = \lim(PV/nT) \text{ όταν } p \rightarrow 0$$

$$\begin{aligned} R &= 0.08206 \text{ dm}^3 \cdot \text{atm} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} = \mathbf{8.314 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \text{ (SI)}} \\ &= 1.988 \text{ cal} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} = 8.314 \cdot 10^7 \text{ erg} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \end{aligned}$$

k : σταθερά Boltzmann, σταθερά αερίων ανά μόριο =  $R/N_A = 1.381 \times 10^{-23} \text{ J} \cdot \text{K}^{-1}$

# Νόμος του Boyle

Πειραματική διάταξη (1662)

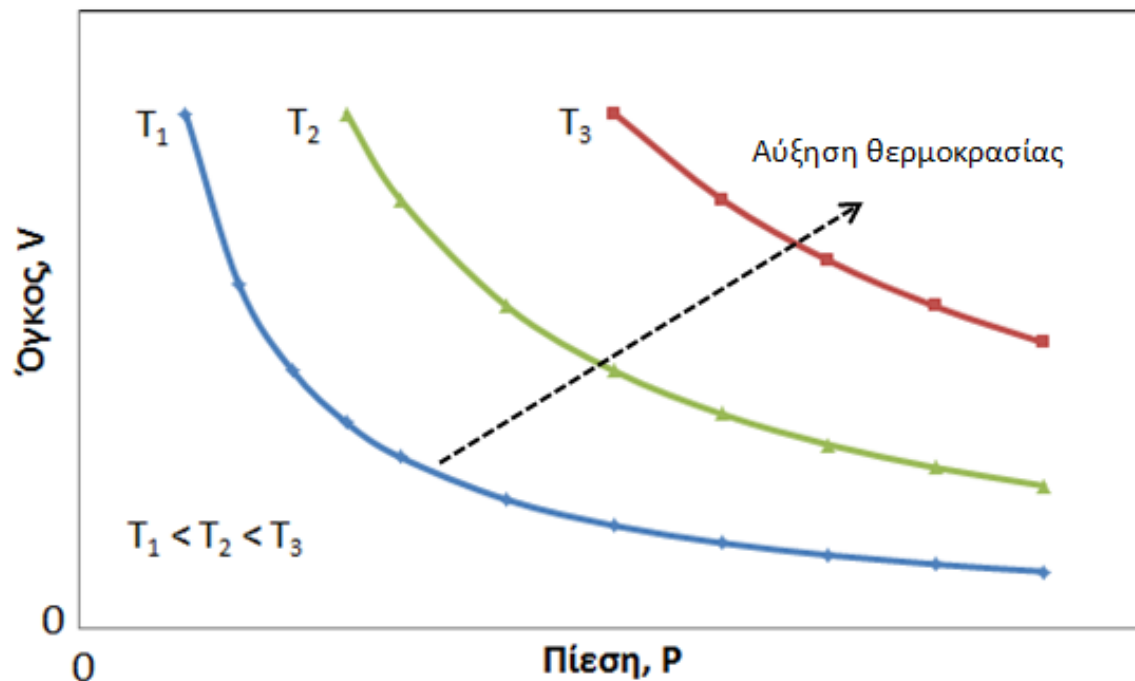
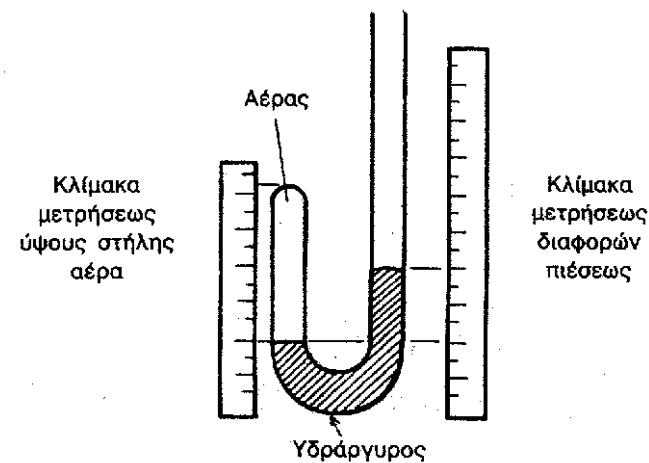
**Ισόθερμοι** ( $T = \text{σταθερή}$ )

Όγκος : φθίνουσα συνάρτηση της πίεσης

$$PV = C_1 = f(T, \text{μάζα, αέριο})$$

Αποκλίσεις ( $\sim T, \sim P(\text{Hg}), \text{αέρας}$ )

Περίπου σταθερή θερμοκρασία, μικρή ακρίβεια στην μέτρηση του όγκου και της πίεσης



# Νόμος Gay-Lussac (1802) - Νόμος του Charles (1787)

Μεταβολή του όγκου με την θερμοκρασία (αύξηση)

$$V = V_0 + C_2\theta$$

$C_2$  : μεταβολή του όγκου για  $\Delta\theta = 1^\circ\text{C}$

**Ισοβαρείς** ( $P = \text{σταθερή}$ )

a)  $\theta=0 : V = V_0$

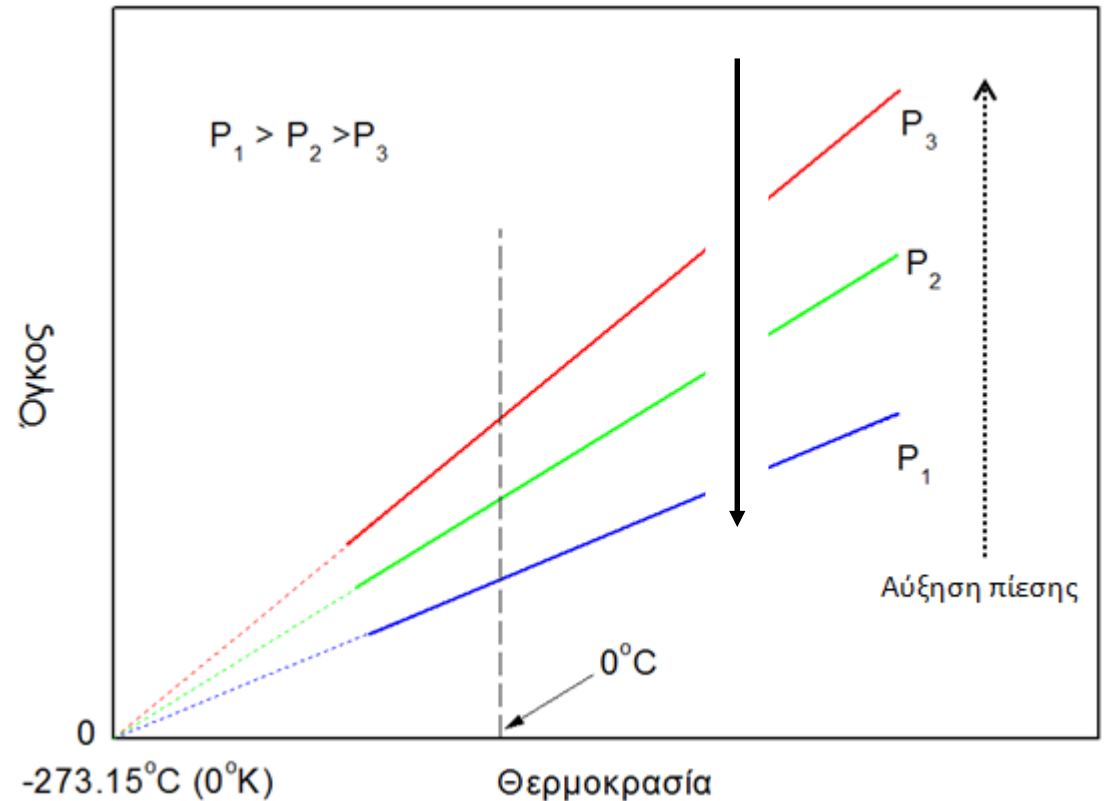
b)  $V=0 : \theta_0 = -V_0/C_2 = -273^\circ\text{C}$

(πρόβλεψη για μηδενισμό όγκου)

$$V/T = C_2 = f(P, \text{μάζα}, \text{αέριο})$$

Ορισμός απόλυτης κλίμακας  
θερμοκρασιών (Kelvin)

$$T = \theta + 273,15 \text{ K}$$





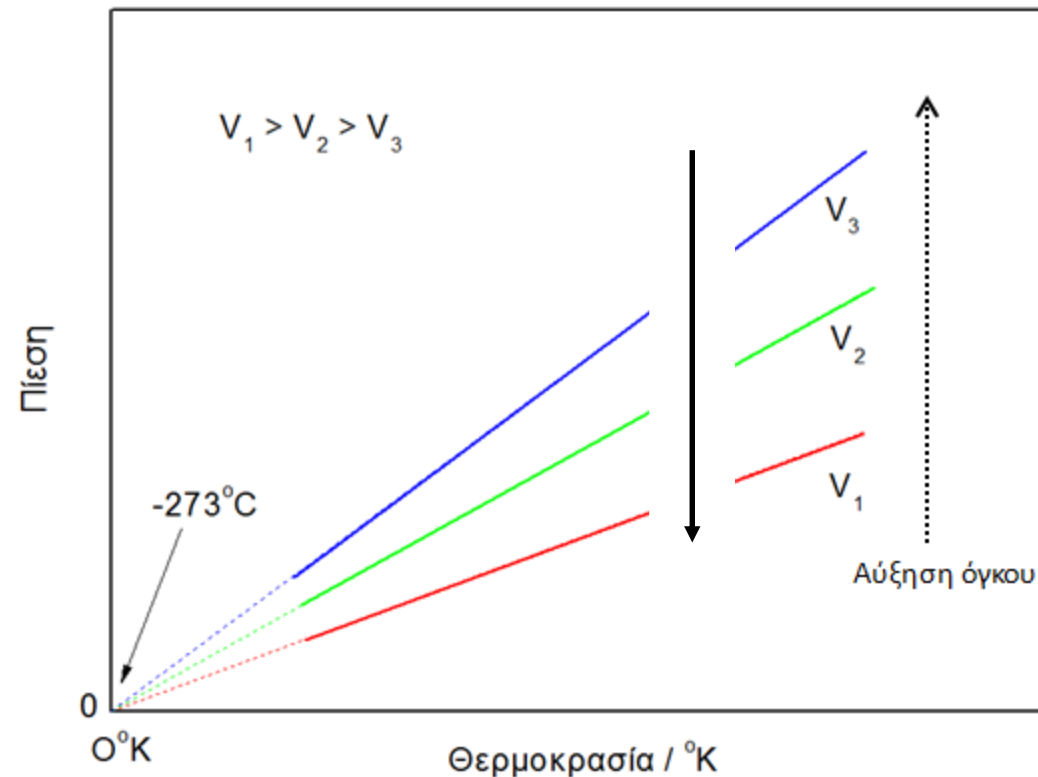
# Συνδυασμός των νόμων Boyle και Gay-Lussac

Μερική περίπτωση για σταθερό όγκο :  
ισόχωρος μεταβολή

$$\frac{P}{T} = \frac{C_3}{V} = C_4$$

Ισόθερμος και Ισοβαρής μεταβολή  
( $P_1, V_1, T_1$ )  $\rightarrow$  ( $P_2, V_2, T_2$ )

$$\frac{PV}{T} = C_3 = f(\text{μάζα, αέριο})$$



## Μοριακοί βαθμοί ελευθερίας – Αρχή ισοκατανομής ενέργειας

Διάμετρος Πυρήνα Ατόμου :  $\sim 10^{-15}\text{m}$

Διάμετρος Ατόμου :  $\sim 10^{-10}\text{m}$

Κίνηση σε τρισδιάστατο χώρο (3D)

Για ένα άτομο χρειάζονται 3 συντεταγμένες στον χώρο για την περιγραφή της κίνησης του – 3 βαθμοί ελευθερίας (β.ε.)

Για μόριο με n-άτομα : 3n συντεταγμένες – Αριθμός Βαθμών Ελευθερίας του Μορίου

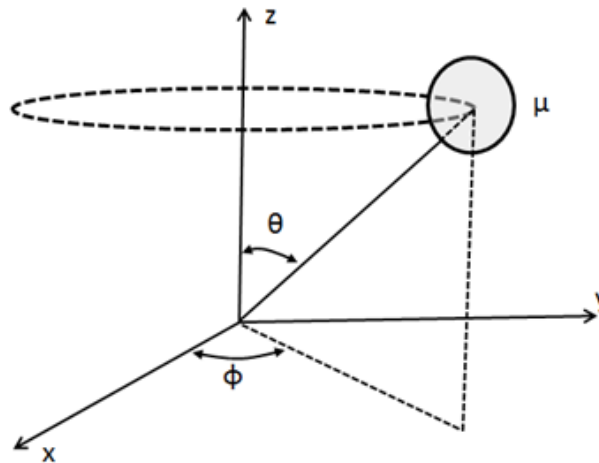
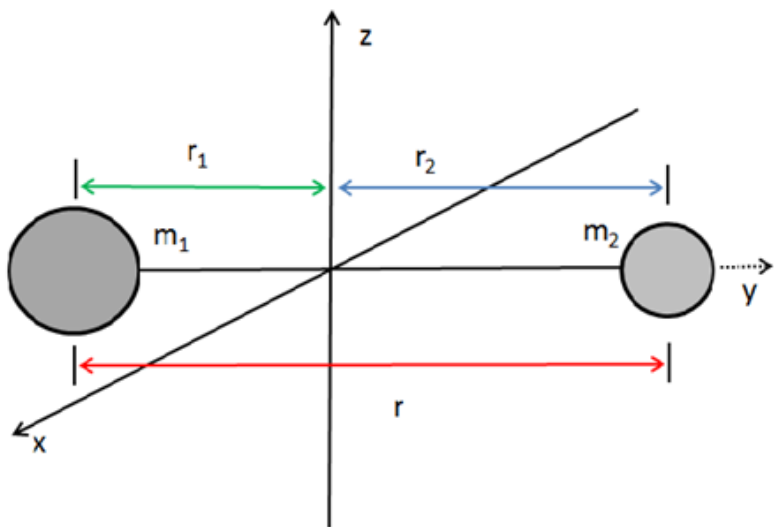
Κίνηση του κέντρου βάρους του μορίου : **3 β.ε.**

Βαθμοί Ελευθερίας υπόλοιπων κινήσεων (εσωτερικοί βαθμοί ελευθερίας) : **3n-3**  
(αποδίδονται σε περιστροφή και δονήσεις)

Θεμελιώδης κατάσταση: χαμηλότερη ενεργειακή κατάσταση

Σε πολύ υψηλές θερμοκρασίες υπάρχουν μόρια σε διεγερμένες ηλεκτρονικές καταστάσεις

## Βαθμοί Ελευθερίας Περιστροφής



Πολικές συντεταγμένες  
2 αριθμοί για τον  
καθορισμό της θέσης

Διατομικό Μόριο :

2 β.ε. περιστροφής, CO, H<sub>2</sub>, HCl, N<sub>2</sub>

Πρότυπο Αλήτρα (άκαμπτος περιστροφέας)

Κβαντισμένες τιμές ενέργειας

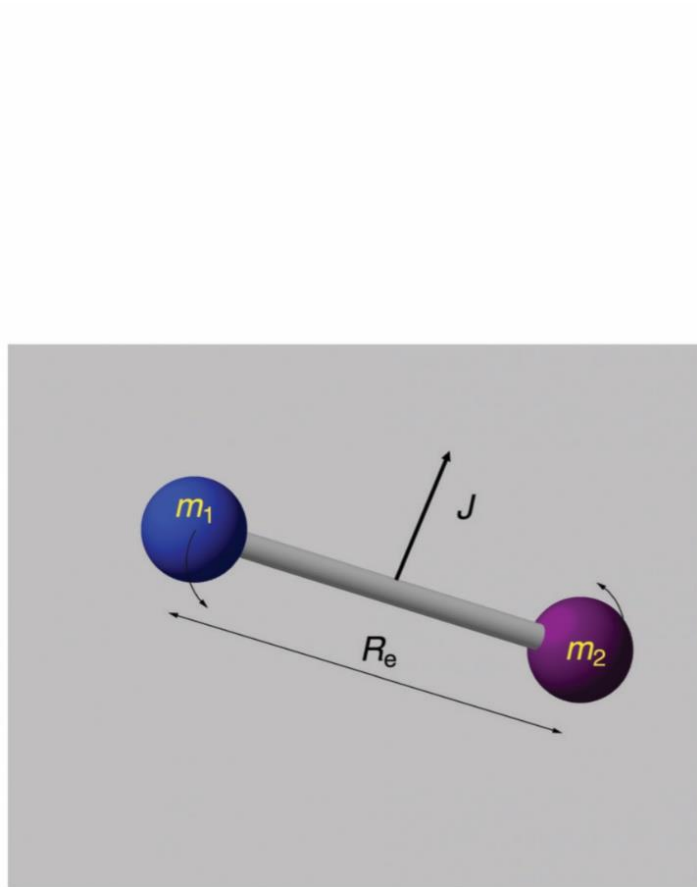
**Ροπή αδράνειας : I**

Για το κέντρο μάζας :  $m_1 r_1 = m_2 r_2$

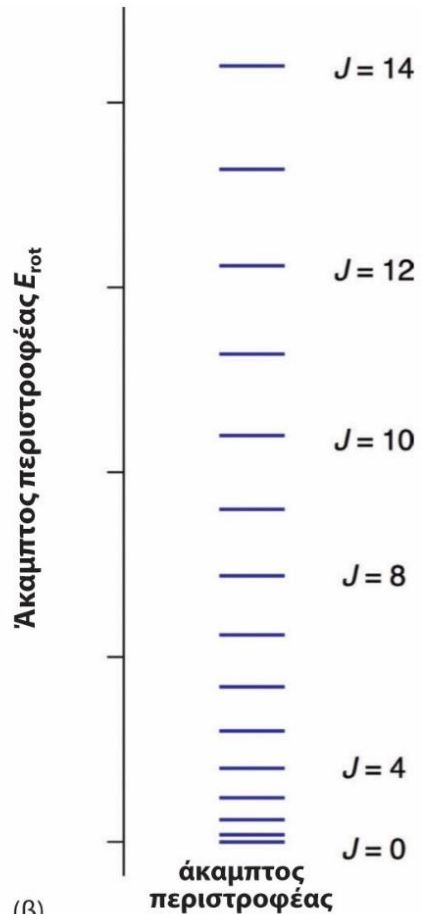
$$E = \frac{1}{2} I \omega^2$$

$$I = m_1 r_1^2 + m_2 r_2^2 = \mu r^2$$

$$\text{Ανηγμένη μάζα, } \mu = \frac{m_1 m_2}{m_1 + m_2}$$



(α)



(β)

$$E_{\text{περ}} = J(J+1)hcB$$

$B$  : περιστροφική σταθερά

$J$  : περιστροφικός κβαντομηχανικός αριθμός

Εκφυλισμένα επίπεδα ενέργειας: ίδια ενέργεια

Σε υψηλές θερμοκρασίες τα ενεργειακά επίπεδα προσεγγίζουν μια κλασική συνεχή κατανομή

(α) Άκαμπτος περιστροφής με άξονα περιστροφής  $J$  και απόσταση ισορροπίας δεσμού  $R_e$  μεταξύ ατόμων με μάζες  $m_1$  και  $m_2$ .

(β) Το αντίστοιχο κβαντισμένο διάγραμμα ενεργειακών επιπέδων για καταστάσεις με περιστροφικό κβαντομηχανικό αριθμό  $0 \leq J \leq 14$ .

## Βαθμοί Ελευθερίας Περιστροφής

Δύο συντεταγμένες είναι αρκετές για την περιγραφή (πολικές συντεταγμένες)

Το ίδιο ισχύει για τα τριατομικά γραμμικά μόρια, π.χ.  $\text{CO}_2$

Για τα μη-γραμμικά, π.χ.  $\text{H}_2\text{O}$  : 3 β.ε. περιστροφής

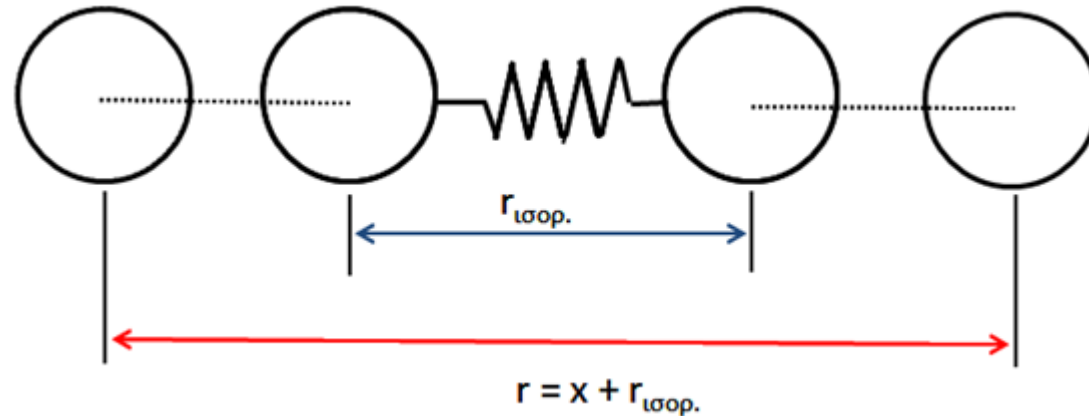
### Βαθμοί Ελευθερίας Περιστροφής

- |    |                                  |   |
|----|----------------------------------|---|
| 1. | Μονοατομικά                      | 0 |
| 2. | Διατομικά – Γραμμικά Πολυατομικά | 2 |
| 3. | Μη-γραμμικά Πολυατομικά          | 3 |

Η μεταφορική κίνηση δεν εμφανίζεται κβαντισμένη αλλά συνεχής λόγω κλίμακας (μέγεθος δοχείου/μέγεθος μορίων) – στην κλίμακα αποστάσεων του δοχείου

Η περιστροφική εμφανίζεται κβαντισμένη διότι περιορίζεται σε απόσταση μοριακών διαστάσεων

## Βαθμοί Ελευθερίας Δόνησης



Γραμμικό  $(3n-5)$  β.ε και Μη-γραμμικό  $(3n-6)$  β.ε.

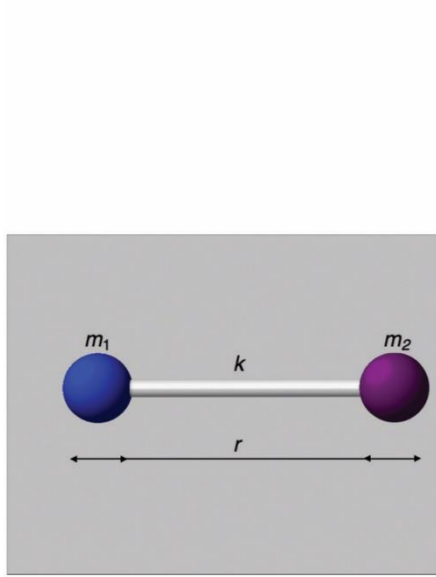
Πρότυπο Αρμονικού Ταλαντωτή

$$\mathbf{x} = \mathbf{r} - \mathbf{r}_{ισορ.}$$

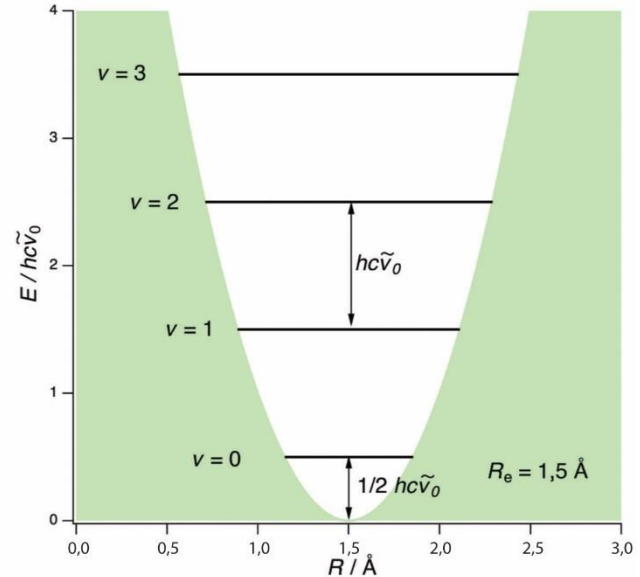
Δύναμη επαναφοράς αντίθετη στην μετατόπιση

Νόμος Hooke :  $\mathbf{F} = -\mathbf{k}\mathbf{x}$

Ολική Ενέργεια = Κινητική Ενέργεια + Δυναμική Ενέργεια



(α)

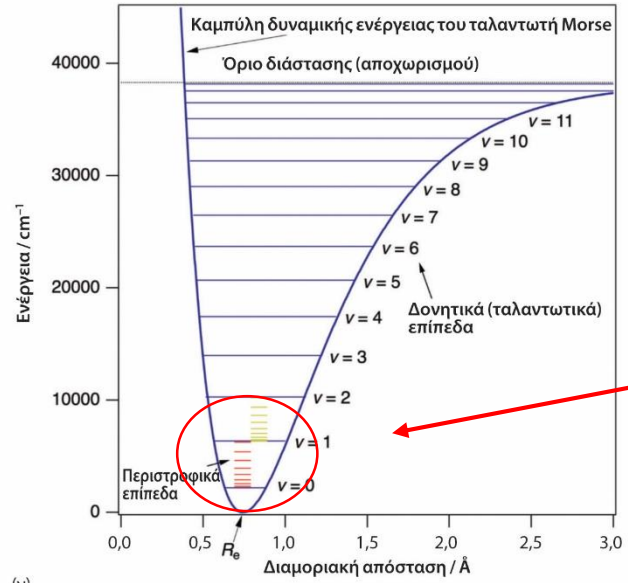


(β)

(α) Ένας ταλαντωτής (δηλαδή ένα μόριο) με άτομα μάζας  $m_1$  και  $m_2$  που συνδέονται με ελατήριο σταθεράς σε απόσταση ισορροπίας δεσμού  $R_e$ . Η δομή ενεργειακών επιπέδων ενός κβαντομηχανικού

(β) αρμονικού και

(γ) Morse ταλαντωτή. Ο ταλαντωτής Morse που φαίνεται στο Σχήμα αντιστοιχεί στο μόριο του  $H_2$ . Η ενεργειακή απόσταση μεταξύ των περιστροφικών επιπέδων είναι πολύ μικρότερη από ό,τι μεταξύ των ταλαντωτικών επιπέδων



(γ)

Σε πολύ υψηλές θερμοκρασίες τα ενεργειακά επίπεδα προσεγγίζουν μια κλασική συνεχή κατανομή

## Αρχή Ισοκατανομής της Ενέργειας

Βαθμός ελευθερίας μεταφορικής κίνησης :  $\frac{1}{2}(RT)$

Βαθμός ελευθερίας περιστροφικής κίνησης :  $\frac{1}{2}(RT)$

Βαθμός ελευθερίας δόνησης :  $RT$  (διπλάσια : λόγω δυναμικής και κινητικής ενέργειας)

Ολική Ενέργεια,  $E$

$$E = E_{\text{μετ.}} + E_{\text{περιστρ.}} + E_{\text{δόν.}}$$

$$E = (\beta.\epsilon. - \mu.\kappa) \frac{1}{2} RT + (\beta.\epsilon. - \pi.\kappa) \frac{1}{2} RT + (\beta.\epsilon. - \delta\text{ον.}) RT$$



Αριθμός ατόμων στο μόριο	Ολικός αριθμός β.ε.	β.ε – μ.κ.	β.ε.- π.κ	β.ε. – δόνησης	Ολική ενέργεια ανά mol	$C_V$ ανά mol
1	3	3	0	0	$3/2(RT)$	$3/2(R)$
2	6	3	2	1	$7/2(RT)$	$7/2(R)$
3(γρ.)	9	3	2	4	$13/2(RT)$	$13/2(R)$
3(μ-γρ)	9	3	3	3	$6RT$	$6R$
$n(\gamma\rho.)$	$3n$	3	2	$3n-5$	$(3n-5/2)RT$	$(3n-5/2)R$
$n(\mu\text{-}\gamma\rho.)$	$3n$	3	3	$3n-6$	$(3n-3)RT$	$(3n-3)R$

## Ανωμαλία Θερμοχωρητικοτήτων

Διατομικά Αέρια  $C_V = (7/2)R$  (θεωρητική πρόβλεψη)

Διαφορετική για τα διάφορα αέρια

Αυξάνεται με την θερμοκρασία – ασυνεχής μεταβολή

Σε συνήθη θερμοκρασία,  $C_V = (5/2)R$

$$C_V = \left( \frac{\partial E}{\partial T} \right)_V$$

Κβαντική θεωρία (ασυνεχής τρόπος πρόσληψης ενέργειας)

Κβάντα ενέργειας (κβάντα μ.κ. < κβάντα π.κ. << κβάντα δόνησης)

Διατομικά Αέρια - Θερμοχωρητικότητα

Χαμηλή θερμοκρασία :  $(3/2)R$  (μόνο μεταφορική κίνηση)

Συνήθη θερμοκρασία :  $(5/2)R$  (μεταφορική & περιστροφική κίνηση)

Υψηλή θερμοκρασία :  $(7/2)R$  (μεταφορική & περιστροφική κίνηση & δονήσεις)

## Κατανομή μοριακών ταχυτήτων κατά Maxwell-Boltzmann (1)

$C_v, C_p = f(\text{μέση ενέργεια μορίων}(T))$

Ταχύτητα : από 0 έως  $\infty$

Συνεχής κίνηση των μορίων σε όλες τις κατεύθυνσεις

Ελαστικές κρούσεις μεταξύ των μορίων και με τα τοιχώματα του δοχείου

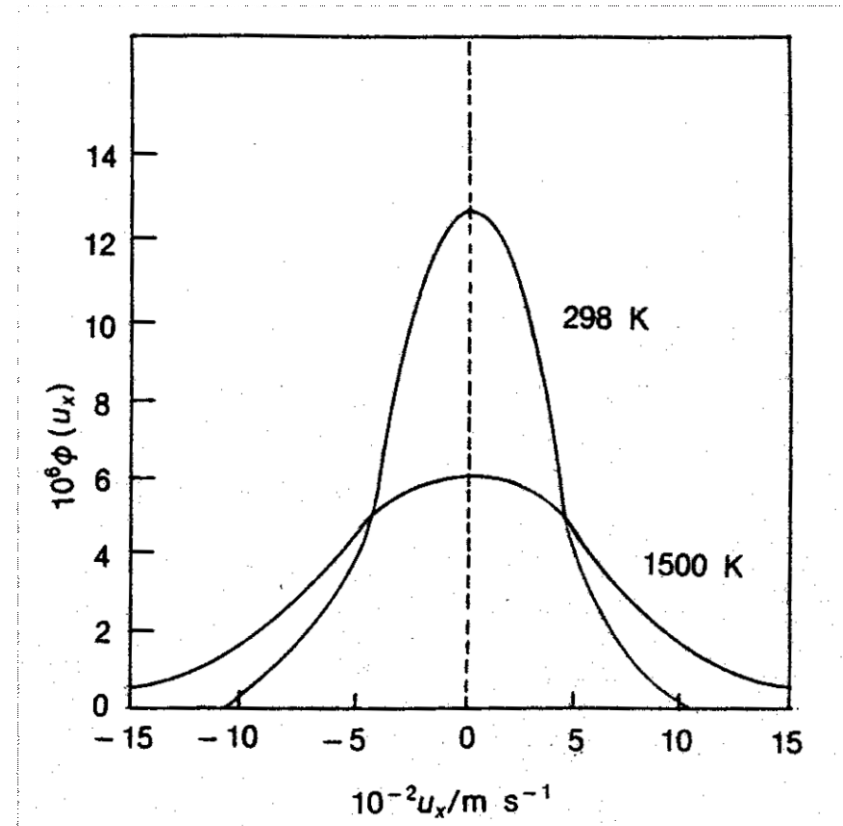
Γνώση της κατανομής ταχυτήτων σε χημικές αντιδράσεις

$u_x, u_y, u_z$

Πιθανότητα Κατανομής

Για ταχύτητες  $u_x$  έως  $u_x + du_x$  :  $\phi(u_x) \cdot du_x$

$$\phi(u_x) = \left( \frac{m}{2\pi kT} \right)^{\frac{1}{2}} e^{-\frac{1}{2} \frac{m u_x^2}{kT}}$$

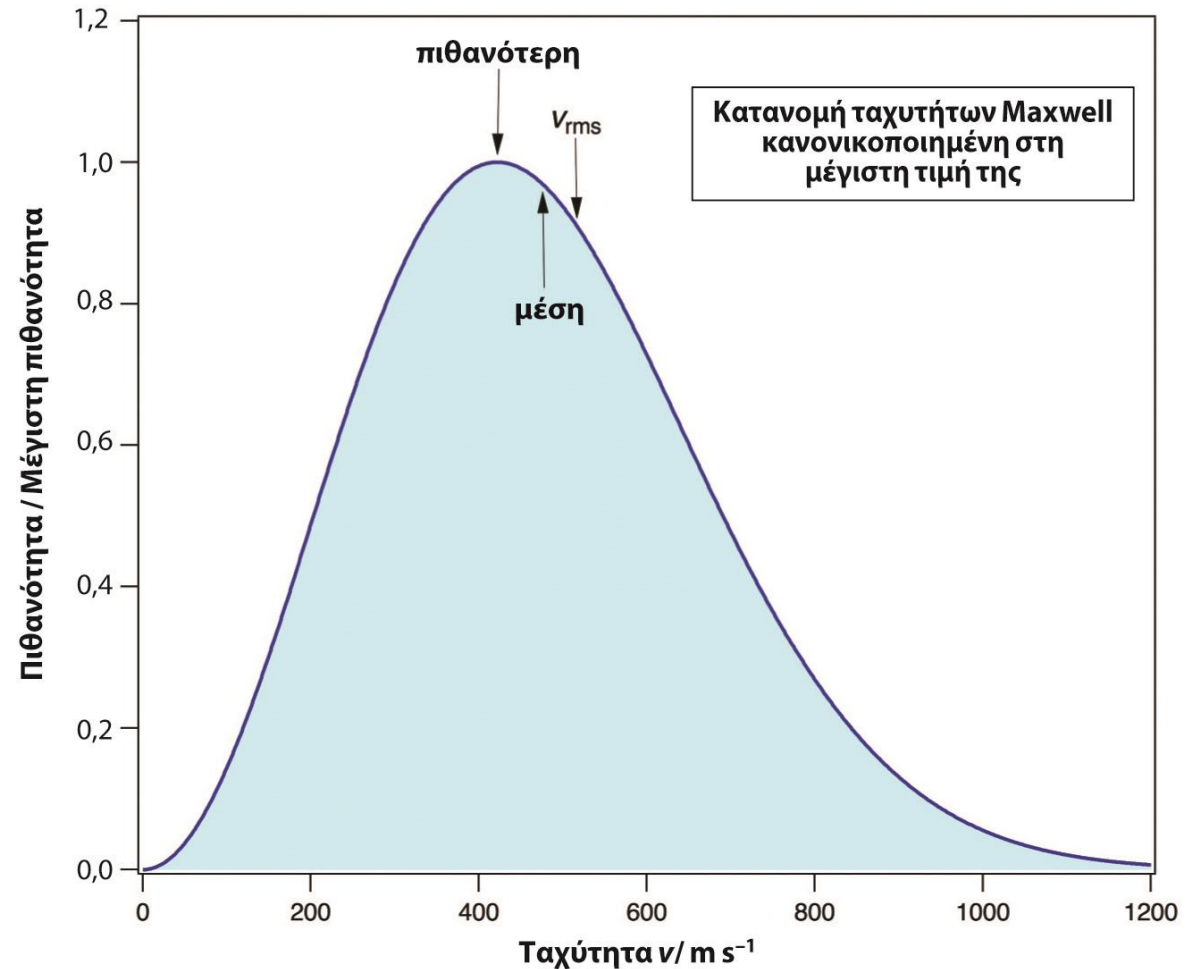


## Κατανομή μοριακών ταχυτήτων κατά Maxwell-Boltzmann (2)

Εξίσωση Maxwell-Boltzmann

$$\varphi(c) = 4\pi \left( \frac{M}{2\pi RT} \right)^{\frac{3}{2}} e^{-\frac{1}{2} \frac{Mc^2}{RT}} c^2$$

Η κατανομή Maxwell και ο ορισμός της πιθανότερης ταχύτητας, της μέσης ταχύτητας και της μέσης τετραγωνικής ταχύτητας (rms)



## Κατανομή μοριακών ταχυτήτων κατά Maxwell-Boltzmann (3)

Μέση ταχύτητα μορίων

$$\bar{c} = \sqrt{\frac{8RT}{\pi M}} = \sqrt{\frac{8kT}{\pi m}}$$

Μέση τετραγωνική ταχύτητα

$$\overline{c^2} = \int_0^{\infty} c^2 \varphi(c) dc = \frac{3RT}{M}$$

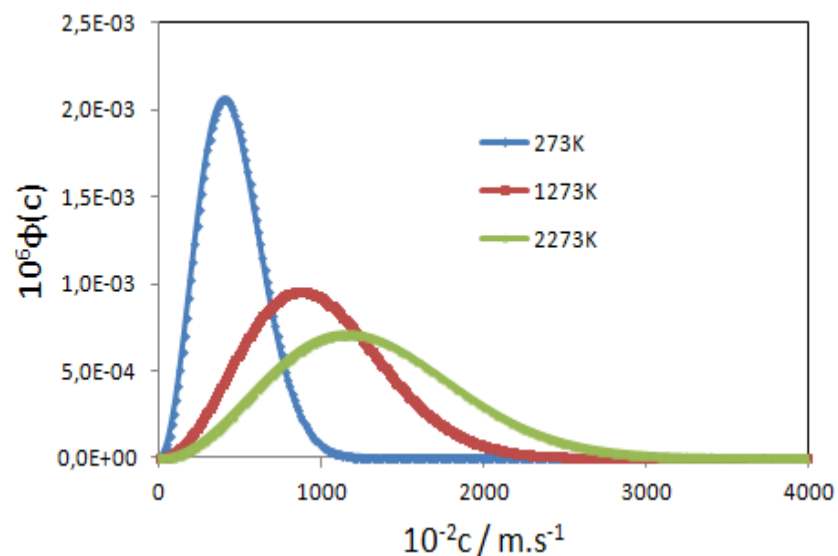
μορίων (ταύτιση με το αποτέλεσμα της κινητικής θεωρίας)

$$\hat{c} = \sqrt{\frac{2RT}{M}}$$

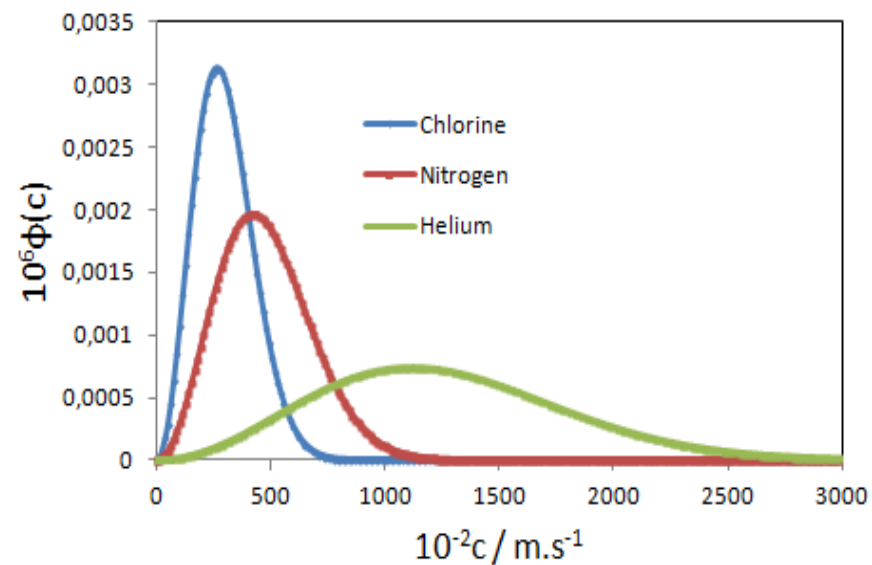
Πιθανότερη ταχύτητα μορίων (αντιστοιχεί στο μέγιστο της καμπύλης – πρώτη παράγωγος = 0)

$$\bar{c} : \sqrt{\overline{c^2}} : \hat{c} = \sqrt{\frac{8}{\pi}} : \sqrt{3} : \sqrt{2} = 1 : 1.09 : 0.89$$

## Κατανομή μοριακών ταχυτήτων κατά Maxwell-Boltzmann (4)



Επίδραση Θερμοκρασίας



Επίδραση Μοριακού Βάρους

$Cl_2 : 71, N_2 : 28, He : 4$

Η θερμοκρασία και το μοριακό βάρος του αερίου δρουν ανταγωνιστικά

Η διασπορά της κατανομής αυξάνει με την αύξηση της θερμοκρασίας και την μείωση του μοριακού βάρους

## Νόμος των μερικών πιέσεων του Dalton

Μερική Πίεση – Ολική Πίεση : άθροισμα μερικών πιέσεων  $P_{ολ} = P_1 + P_2 + \dots$

Ισχύει για μίγμα αερίων ( $n_1, n_2, \dots, n_i$ )

Γραμμομοριακό Κλάσμα συστατικού σε μίγμα,  $x_i$  (τιμές  $< 1$ )

$$x_i = \frac{n_i}{n_1 + n_2 + \dots + n_k} \quad (i \leq k)$$

$$\sum_{i=1}^k x_k = 1$$

$$P_i = \frac{n_i}{n} P = x_i P$$

Αέρας : μίγμα Οξυγόνου - Αζώτου

$$x_{O_2} = \frac{n_{O_2}}{n_{O_2} + n_{N_2}}$$

$$x_{N_2} = \frac{n_{N_2}}{n_{O_2} + n_{N_2}}$$

$$x_{O_2} + x_{N_2} = 1$$

$$P_{N_2} = \frac{n_{N_2}}{n_{O_2} + n_{N_2}} P = x_{N_2} P$$

# Μοριακές Συγκρούσεις (1)

Υπολογισμός μέσου αριθμού συγκρούσεων (ανά s και ανά m<sup>3</sup>)

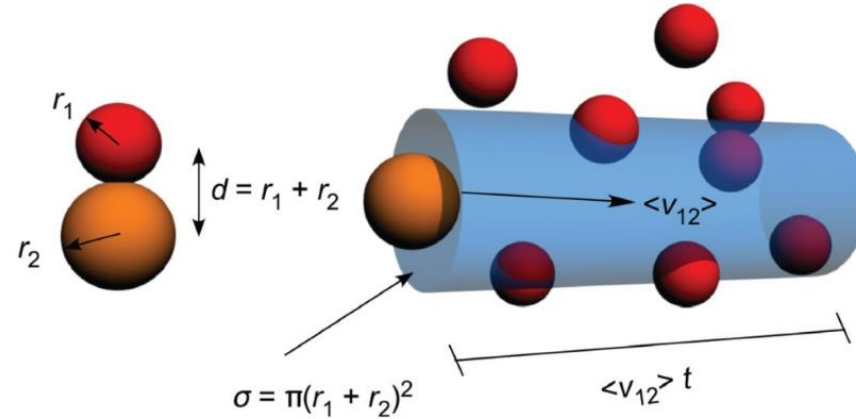
Συχνότητα συγκρούσεων, Z

Χρησιμότητα :

A) υπολογισμός αριθμού μορίων σε μοριακή δέσμη

B) ταχύτητα προσρόφησης

Γ) αντιδράσεις αερίων σε στερεούς καταλύτες



Ενεργός διατομή σύγκρουσης

$$\pi\sigma^2$$

Όγκος σάρωσης ανά s

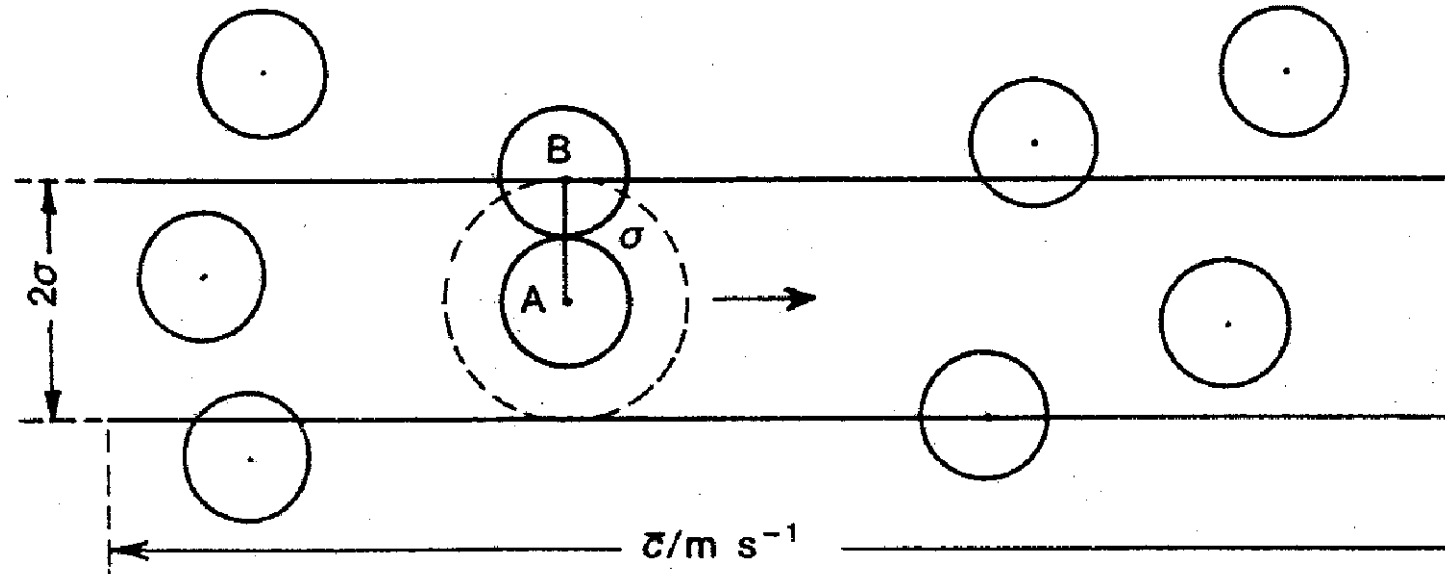
$$\pi\sigma^2 \bar{c}$$

Αριθμός συγκρούσεων ανά μόριο ανά s

$$\pi\sigma^2 \bar{c} N^*$$



## Μοριακές Συγκρούσεις (2)



Αέριο 1: διάμετρος  $r_1$ , πυκνότητα  $\rho_1$

Αέριο 2: διάμετρος  $r_2$ , πυκνότητα  $\rho_2$

$v_{12}$ : μέση σχετική ταχύτητα των μορίων

## Μοριακές Συγκρούσεις (3)

Πυκνότητα συγκρούσεων ανάμεσα στα μόρια του αερίου 1 και του αερίου 2

$$Z_{12} = \sigma(v_{12})\rho_1\rho_2$$

Πυκνότητα συγκρούσεων ανάμεσα στα μόρια του αερίου 1

$$Z_{11} = \sigma(v_{11})\rho_1^2$$

Αντικατάσταση των σχετικών μέσων ταχυτήτων  $(v_{12})$  και  $(v_{11})$  με την μέση ταχύτητα από την κατανομή Maxwell

$$(v_{12}) = \left(\frac{8k_B T}{\pi\mu}\right)^{1/2}$$

Μόρια με μάζα  $m_1$  και  $m_2$

$$(v_{11}) = \left(\frac{8k_B T}{\pi(m_1/2)}\right)^{1/2} = \sqrt{2} \left(\frac{8k_B T}{\pi m_1}\right)^{1/2} = \sqrt{2} (v)$$

Μόρια με ίδια μάζα  $m_1$

## Μοριακές Συγκρούσεις (4)

Χρησιμοποιούμε τον νόμο των ιδανικών αερίων για να μετατρέψουμε την πυκνότητα σε πίεση

$$Z_{12} = Z_{ολ} - Z_{11} - Z_{22}$$

$$Z_{12} = \sigma \left( \frac{8k_B T}{\pi \mu} \right)^{1/2} \rho_1 \rho_2 \left( \frac{N_A}{RT} \right)^2$$

Διαφορετικά μόρια

$$Z_{11} = \frac{1}{\sqrt{2}} \sigma \left( \frac{8k_B T}{\pi M_1} \right)^{1/2} \left( \frac{\rho_1 N_A}{RT} \right)^2$$

Ίδια μόρια

Για το  $N_2$  ( $d = 370 \text{ pm}$ ) σε θερμοκρασία και πίεση δωματίου:  $Z_{11} = 5 \times 10^{34} \text{ m}^{-3} \cdot \text{s}^{-1}$

Μέση ελεύθερη διαδρομή ( $\lambda$ ): μέση απόσταση που διανύει ένα μόριο μεταξύ των συγκρούσεων (απόσταση / αριθμού συγκρούσεων)

$$\lambda = \frac{(v)t}{\sigma(v_{11})\rho t} = \frac{k_B T}{\sqrt{2}\sigma P}$$

# Μέση ελεύθερη διαδρομή – Φαινόμενα μεταφοράς (1)

$\sigma \ll l$  : μέγεθος μορίων αμελητέο σε σύγκριση με την μεταξύ των απόσταση

Πειραματικός προσδιορισμός του  $\sigma$  - φαινόμενα μεταφοράς

## A) ΔΙΑΧΥΣΗ

Πειραματικός προσδιορισμός

(μέτρηση της συγκέντρωσης έναντι του χρόνου)

Αυτοδιάχυση (διάχυση μέσα στο ίδιο υλικό, χρήση ραδιενεργών ισοτόπων)

A' Νόμος Fick

Συντελεστής Διάχυσης,  $D$  ( $\text{m}^2 \cdot \text{s}^{-1}$ )

Μελέτες διαλυτοποίησης βιοδραστικών ενώσεων από στερεές φαρμακομορφές

Το  $D$  προσδιορίζεται πειραματικά και συνδέεται με το μέγεθος και το σχήμα των μορίων.

Διάχυση : αέρια > υγρά >> στερεά

$$J = -D \frac{\theta_c}{\theta_x}$$

$$D = \frac{1}{2} l \bar{c} = \left( \frac{kT}{\pi} \right)^{\frac{3}{2}} \frac{1}{m^{1/2} \sigma^2 P} (\text{m}^2 \cdot \text{s}^{-1})$$

## Μέση ελεύθερη διαδρομή – Φαινόμενα μεταφοράς (2)

### B) ΘΕΡΜΙΚΗ ΑΓΩΓΙΜΟΤΗΤΑ

Νόμος Fourier

Συντελεστής Θερμικής Αγωγιμότητας,  $k_T$  ( $J.K^{-1}.m^{-1}.s^{-1}$ )

Ροή θερμότητας από περιοχή υψηλής θερμοκρασίας σε περιοχή χαμηλής θερμοκρασίας ( $\theta_T/\theta_x > 0$ )

Αύξηση της θερμοκρασίας κατά την διεύθυνση +x

επαληθεύεται πειραματικά εκτός από τις χαμηλές πιέσεις

$$J = -k_T \frac{\theta_T}{\theta_x}$$
$$k_T = \frac{1}{2} \frac{N^*}{N_A} c_V \bar{c} l = \frac{c_V \bar{c}}{2\sqrt{2}N_A \pi \sigma^2} \neq f(P)$$

## Μέση ελεύθερη διαδρομή – Φαινόμενα μεταφοράς (2)

### Γ) ΙΞΩΔΕΣ (για αέρια) – Νόμος NEWTON

Εσωτερική ιδιότητα του υλικού

Εμφανίζεται όταν το ρευστό κινείται υπό την επίδραση εξωτερικής δύναμης

$$F_x = -n \frac{\theta u_x}{\theta z}$$

Ιξώδες : Δύναμη Τριβής

Νόμος της Ιξώδους Ροής του NEUTON

Συντελεστής ιξώδους,  $n$  ( $\text{kg}\cdot\text{m}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$ )

$$n = \frac{1}{2} N^* \bar{m} \bar{c} l = \frac{1}{2} \rho \bar{c} l = \frac{\sqrt{\frac{\text{km}\Gamma}{\pi^3}}}{\sigma^2}$$

Αριθμός Reynolds : Στρωτή / Τυρβώδης Ροή

$$n \neq f(P, \rho)$$

Προσδιορισμός ιδιοτήτων πολυμερών από μετρήσεις ιξώδους διαλυμάτων τους

Το ιξώδες των **αερίων** αυξάνει με την θερμοκρασία ( $T^{1/2}$ )

Εξήγηση της ανεξαρτησίας από την πίεση : διπλασιασμός της πίεσης  $\rightarrow$  διπλασιασμό φορέων ανά μονάδα όγκου – υποδιπλασιασμός της μέσης ελεύθερης διαδρομής (μεταφορά ορμής στην μισή απόσταση της προηγούμενης)

- Πως μεταβάλλεται η ενέργεια και η θερμοχωρητικότητα ενός μορίου αερίου νερού και αερίου διοξειδίου του άνθρακα με την θερμοκρασία? Να αιτιολογήσετε την απάντησή σας.
- Πως μεταβάλλεται η θερμοχωρητικότητα των ευγενών αερίων και των ατμών υδραργύρου με την θερμοκρασία? Να αιτιολογήσετε την απάντησή σας.
- Γιατί η θερμοχωρητικότητα για τα διατομικά μόρια μεταβάλλεται με τον ίδιο τρόπο και είναι ανεξάρτητη της φύσης του αερίου?
- Ποιο από τα ακόλουθα αέρια έχει μεγαλύτερη πιθανότερη ταχύτητα (α)  $O_2$ , (β)  $Cl_2$ , (γ)  $CO_2$ , (δ)  $H_2$ ?