

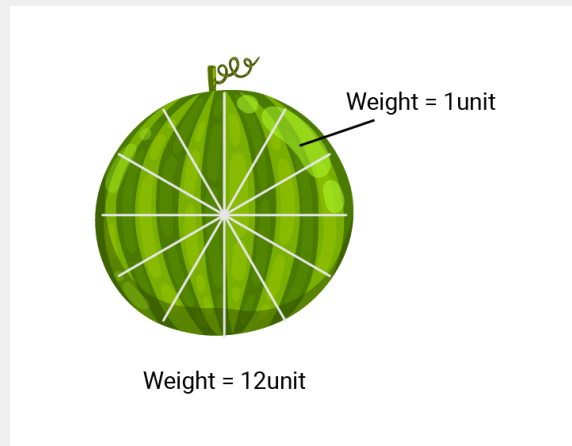
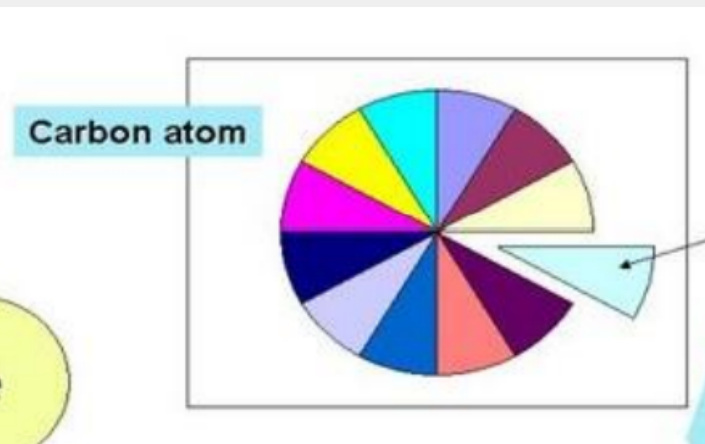


Βασικές έννοιες για χημικούς υπολογισμούς

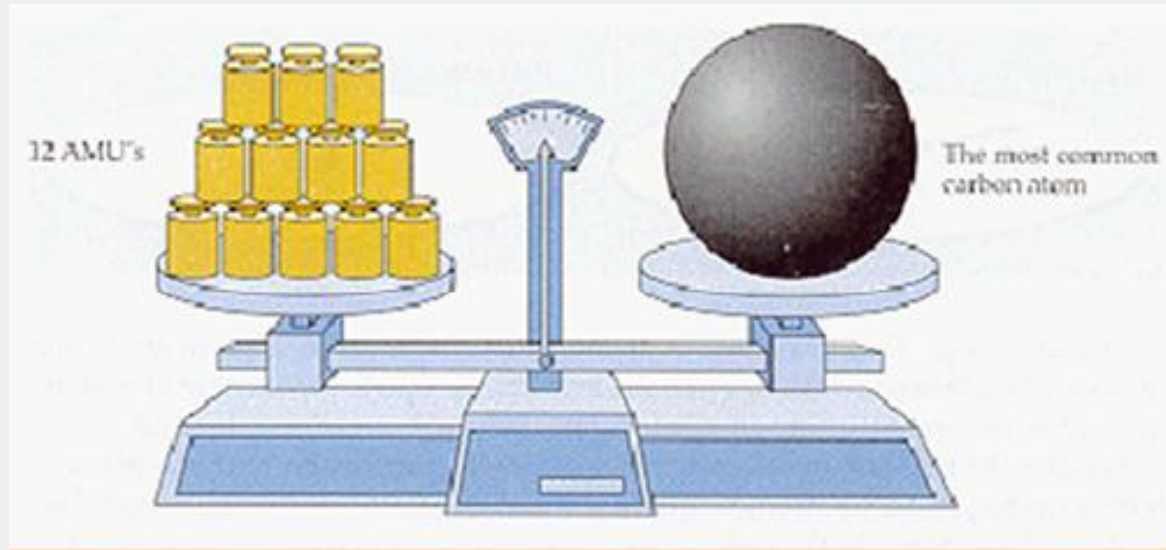
Αργύρη Αθηνά
Χημικός MSc

Ατομική μονάδα μάζας amu

- ορίζεται το $1/12$ της μάζας του ^{12}C
- **1 «φέτα»**
- (ο ^{12}C έχει 6 πρωτόνια και 6 νετρόνια στον πυρήνα του).
- 1 amu είναι ίσο με $1,66 \cdot 10^{-24}$ gr.



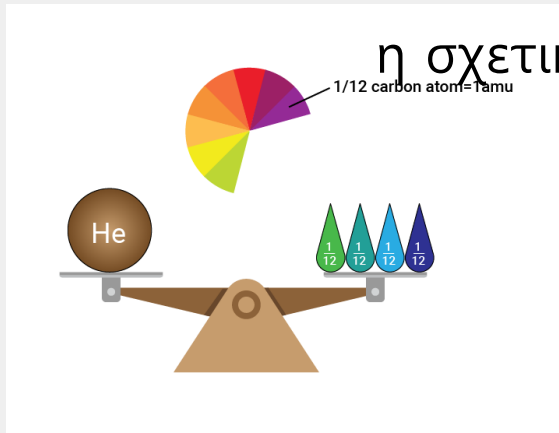
Ατομική μονάδα μάζας amu



Σχετική ατομική μάζα (A_r) ή ατομικό βάρος (A_B):

είναι ο αριθμός που μας δείχνει πόσες φορές είναι μεγαλύτερη η μάζα ατόμου του στοιχείου από το $1/12$ της μάζας του ^{12}C (δηλαδή πόσες «φέτες»)

»



η σχετική ατομική μάζα του He είναι 4, δηλαδή 4 «φέτες»



Σχετική ατομική μάζα (A_r) ή ατομικό βάρος (AB):

- Από τον ορισμό την ατομικής μονάδας μάζας, η μάζα του ατόμου m είναι

$$m \text{ ατόμου (gr)} = A_r \text{ σχετική ατομική μάζα} \cdot m \frac{1}{12} {}^{12}\text{C} = A_r \cdot m_u = A_r \cdot 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ gr.}$$

ή

$$A_r = \frac{m_{\text{ατόμου}}}{\frac{1}{12} m_{\text{ατόμου } {}^{12}_6\text{C}}}$$



Γιατί η Σχετική ατομική μάζα (A_r) κάποιων στοιχείων είναι δεκαδικός αριθμός;

ΠΙΝΑΚΑΣ
H:1,008
He:4,003
Li:6,941
Be:9,012
B:10,81
C:12,01
N:14,01
O:16,00
Κ.Ο.Κ

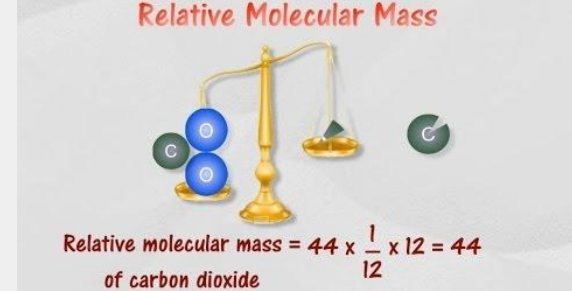
Γιατί υπάρχουν στην φύση σαν μίγμα **ισοτόπων** τους δηλαδή ως ο μέσος όρος των A_r των ισοτόπων του π.χ

Για το Cl: 75% ^{35}Cl , 25% ^{37}Cl

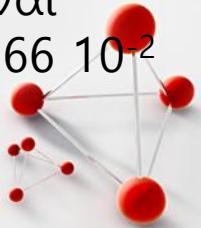
$$A_r = \frac{75}{100} 35 + \frac{25}{100} 37 = 35,5$$



Σχετική μοριακή μάζα (M_r) ή μοριακό βάρος (MB):



- Για μόρια/ιοντικές ενώσεις
- είναι αριθμός και δείχνει πόσες φορές είναι μεγαλύτερη μιας χημικής ένωσης ή ενός στοιχείου από το $1/12$ της μάζας του ^{12}C
- Για να βρω την σχετική μοριακή μάζα μιας χημικής ένωσης, υπολογίζω το άθροισμα των γινομένων της σχετικής ατομικής μάζας (A_r) επί τον δείκτη του στοιχείου στην ένωση, όλων των στοιχείων της ένωσης
- π.χ. H_2SO_4
- δίνονται σχετικές ατομικές μάζες $A_{r\text{H}}=1$, $A_{r\text{S}}=32$, $A_{r\text{O}}=16$
- $M_r(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 \cdot 1 + 1 \cdot 32 + 4 \cdot 16 = 2 + 32 + 64 = 98$
- Από τον ορισμό την ατομικής μονάδας μάζας, η μάζα του μορίου m είναι
- $m \text{ μορίου (gr)} = M_r \text{ σχετική ατομική μάζα} \cdot m \frac{1}{12} ^{12}\text{C} = M_r \text{ amu} = M_r \cdot 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ gr}$



Πως μετράμε την ποσότητα μιας ουσίας;

- ❑ Μετρώντας την μάζα της
- ❑ Μετρώντας τον όγκο της (κυρίως σε υγρά)
- ❑ Μετρώντας τα στοιχειώδη σωματίδια που την αποτελούν



Παράδειγμα

ζάχαρη – κόκκοι
χημική ουσία - μόρια

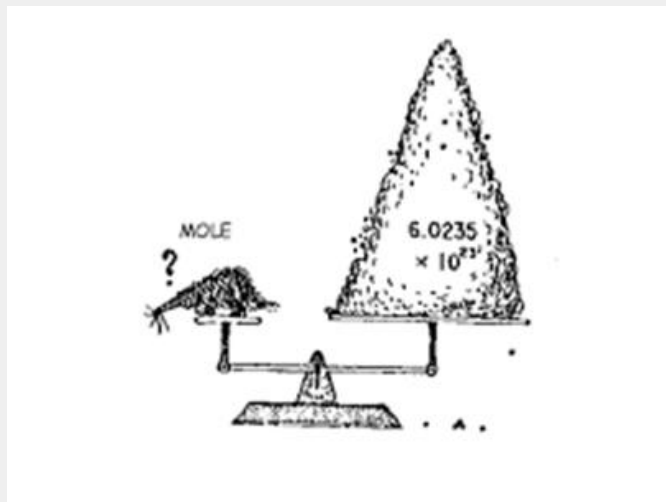


Τα μόρια είναι πολύ μικρά!

- ❑ Χρειάζεται ένας τεράστιος αριθμός ατόμων για να πάρουμε μια μετρούμενη σε ζυγό ποσότητα της ουσίας
- ❑ Απαιτούνται $6,02 \cdot 10^{23}$ άτομα υδρογόνου για να έχουμε 1 g αερίου υδρογόνου

mol

- Είναι **μονάδα μάζας** στο SI
- 1 mole είναι η ποσότητα μιας ουσίας που περιέχει N_A οντότητες (άτομα, μόρια, ιόντα)
- Ο αριθμός των ατόμων που υπάρχουν σε 12 gr ^{12}C =
- N_A =αριθμός Avogadro= $6,023 \cdot 10^{23}$



**1 mol ΑΠΟ ΜΑΓΕΙΡΙΚΟ ΑΛΑΤΙ (NaCl),
ΖΑΧΑΡΗ (C₁₂H₂₂O₁₁), ΑΝΘΡΑΚΑ (C), ΧΑΛΚΟ (Cu)**



αριθμός Avogadro



- Αν κάποιος κερδίσει στο λαχείο $6,02 \cdot 10^{23}$ και καταναλώνει κάθε δευτερόλεπτο της ζωής του 1 δις ευρώ, μέχρι τα 90 του θα έχει αφήσει άθικτο το 99,999% του ποσού.

Σχόλιο: Ο αριθμός NA είναι τεράστιος. $6,023 \cdot 10^{23}$ σελίδες χαρτιού η μία πάνω στην άλλη δημιουργούν στήλη ύψους ίσου με την απόσταση Γης – Ηλίου επί ένα εκατομμύριο φορές.



mol

- 1 mol ατόμων ατόμων περιέχει $6,023 \cdot 10^{23}$ άτομα
- 1 mol μορίων περιέχει $6,023 \cdot 10^{23}$ (N_A) μόρια
- 1 mol ιόντων περιέχει $6,023 \cdot 10^{23}$ (N_A) ιόντα

$$n = \frac{N}{N_A}$$



mol

- 1 mol ατόμων ατόμων ζυγίζει όση είναι η σχετική ατομική του μάζα σε gr

$$n = \frac{m}{A_r}$$

- Όπου:
- n = αριθμός mole
- m = μάζα σε g
- A_r = σχετική ατομική μάζα



mol

- 1 mol ατόμων μορίων ζυγίζει όση είναι η σχετική μοριακή του μάζα σε gr

$$n = \frac{m}{M_r}$$

- Όπου:
- n = αριθμός mole
- m = μάζα σε g
- M_r = σχετική μοριακή μάζα



Γραμμομοριακός όγκος- κανονικές συνθήκες

- ονομάζεται ο **όγκος** που καταλαμβάνει **1 mole** του αερίου σε ορισμένες συνθήκες πίεσης και θερμοκρασίας
- **Πρότυπες ή κανονικές** συνθήκες - STP - ονομάζονται οι συνθήκες όπου
 $\theta = 0^\circ$ ή (273 K) και
 $P = 1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg}$

- Στις πρότυπες συνθήκες **$V_m = 22,4 \text{ L}$** και ισχύει

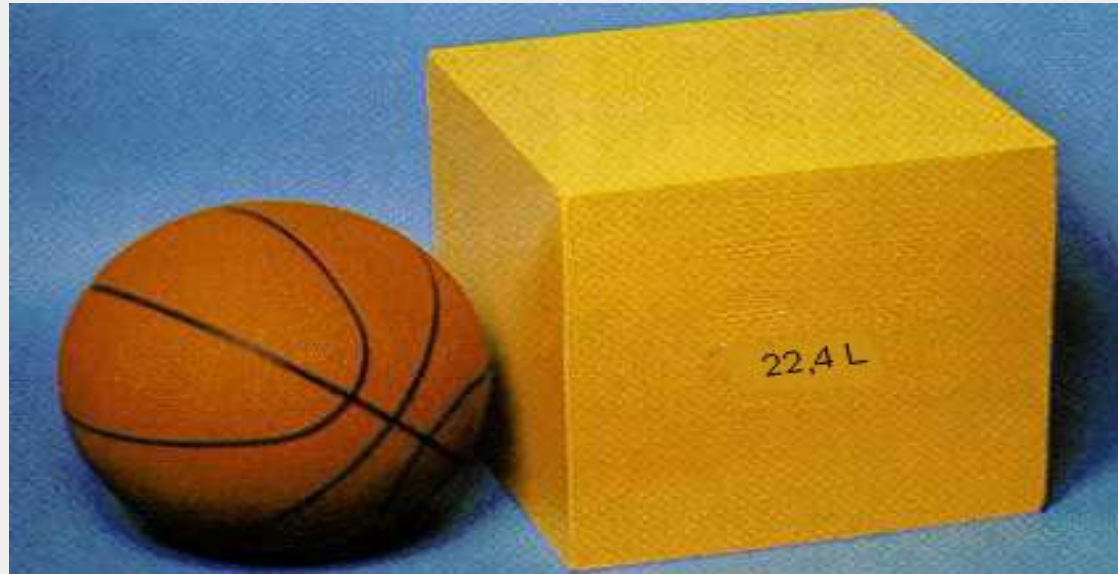
$$n = \frac{V}{V_m}$$

- $n = V/V_m = V/22,4$ L σε STP όπου n = αριθμός mole
 V = όγκος αερίου L ($1\text{L} = 1000 \text{ ml} = 10^3 \text{ ml}$)
 $T(\text{K}) = 273 + \theta(\text{C}^\circ)$

- Ο V (όγκος) ενός αερίου εξαρτάται από τη θερμοκρασία και την πίεση
- T (θερμοκρασία)
- Αν $\uparrow T$ (θερμοκρασία) $\rightarrow \uparrow V$ διαστολή, αν $\downarrow T \rightarrow \downarrow V$
- P (πίεση)
- Αν $\uparrow P$ (πίεση) $\rightarrow \downarrow V$



**Ο ΓΡΑΜΜΟΜΟΡΙΑΚΟΣ ΟΓΚΟΣ (V_m) ΣΕ STP
ΣΥΝΘΗΚΕΣ ΕΙΝΑΙ Ο ΟΓΚΟΣ ΤΩΝ 22,4 L**



Υπόθεση Avogadro (V_m)

- Ίσοι όγκοι αερίων ή ατμών στις ίδιες συνθήκες θερμοκρασίας και πίεσης περιέχουν τον ίδιο αριθμό μορίων.
- Ισχύει και το αντίστροφο, δηλαδή ίσοι αριθμοί μορίων αερίων ή ατμών στις ίδιες συνθήκες θερμοκρασίας και πίεσης καταλαμβάνουν τον ίδιο όγκο.
- 1 mol οποιουδήποτε αερίου, στις ίδιες συνθήκες πίεσης και θερμοκρασίας, καταλαμβάνει τον ίδιο όγκο, ο οποίος ονομάζεται γραμμομοριακός όγκος



εφαρμογές – ασκήσεις με mol

Οι πληροφορίες που παίρνουμε από τον μοριακό τύπο μιας ένωσης είναι οι εξής:
Π.χ. Για το νερό (H_2O) ($A_r \text{ H}=1$, $A_r \text{ O}=16$)

• 1 μόριο H_2O περιέχει 2 άτομα H και 1 άτομο O

• 1 mol H_2O περιέχει 2 mol H και 1 mol O

• N_A μόρια H_2O περιέχουν $2N_A$ άτομα H και N_A άτομα O

• 18g H_2O περιέχουν 2 g H και 16 g O.



- 1 mol ατόμων περιέχει N_A άτομα και ζυγίζει A_r g
- 1 mol μορίων περιέχει N_A άτομα, ζυγίζει M_r g και έχει όγκο 22,4L σε STP
- Έστω για παράδειγμα ότι έχουμε το νερό (H_2O) πρέπει να γνωρίζουμε:
- Ένα μόριο H_2O περιέχει 2 άτομα H και 1 άτομο O.
- 1 mol H_2O περιέχει $2N_A$ άτομα H και $1N_A$ άτομα O.
- 1 mol H_2O περιέχει $2A_{r(\text{O})}$ g O και $1A_{r(\text{H})}$ g H



εφαρμογές – ασκήσεις με mol

- Επίσης πρέπει να έχουμε στο μυαλό μας τις εξής σχέσεις:

$$n = \frac{N}{N_A}$$

$$n = \frac{m}{Mr}$$

$$n = \frac{V}{V_m}$$



Εφαρμογή -1

Δίνονται 8,8g CO_2

- a) Πόσα mol είναι;
- b) Πόσα μόρια περιέχουν;
- c) Πόσο όγκο καταλαμβάνουν σε STP;
- d) Πόσα g C περιέχουν;
- e) Πόσα mol O περιέχουν;
- f) Πόσα άτομα O περιέχουν;



Εφαρμογή 2

- Πόσα μόρια περιέχουν 10,2 g H_2S ;



Εφαρμογή 3

- Πόσα άτομα Η περιέχουν 8,96 L σε STP;



Εφαρμογή 4

- Πόσα g CH_4 περιέχουν ίδιο αριθμό
- ατόμων H με 4,48 L NH_3 (STP)



ΙΔΑΝΙΚΟ ΑΕΡΙΟ

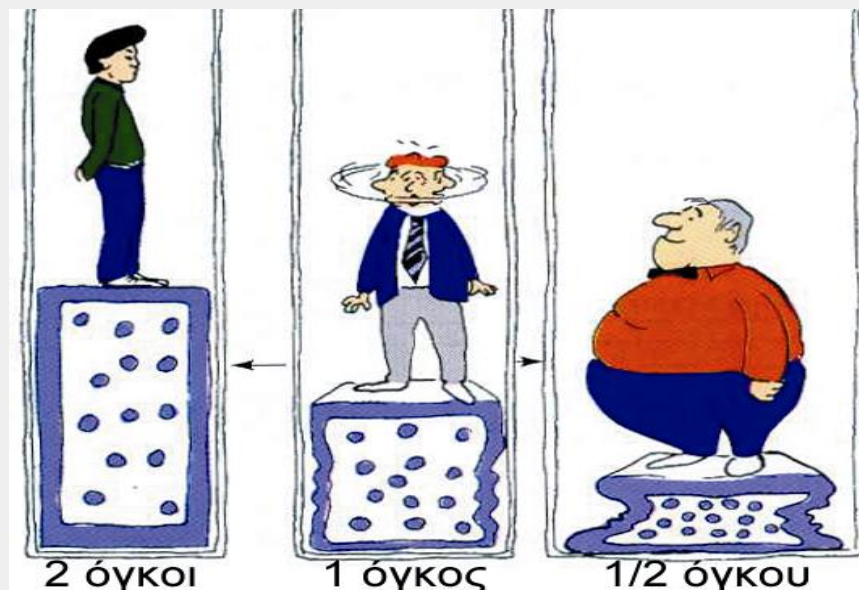
- Μακροσκοπικά ιδανικό αέριο, είναι αυτό που υπακούει στους τρεις νόμους των αερίων σε οποιεσδήποτε συνθήκες και αν βρίσκεται
- Για να είναι ένα αέριο ιδανικό πρέπει να ισχύει η καταστατική εξίσωση σε όλες τις πιέσεις και θερμοκρασίες
- Ιδανικά αέρια δεν υπάρχουν, αλλά τα πραγματικά αέρια με υψηλή T και χαμηλή P πλησιάζουν τη συμπεριφορά τους (ιδανική συμπεριφορά)
- Η καταστατική εξίσωση ισχύει και για αέρια μίγματα σε ορισμένες συνθήκες πίεσης και θερμοκρασίας. Έστω A και B αέρια ενός μίγματος σε δοχείο όγκου V



ΕΙΚΟΝΙΚΗ ΠΑΡΟΥΣΙΑΣΗ ΤΟΥ ΝΟΜΟΥ BOYLE



$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$$



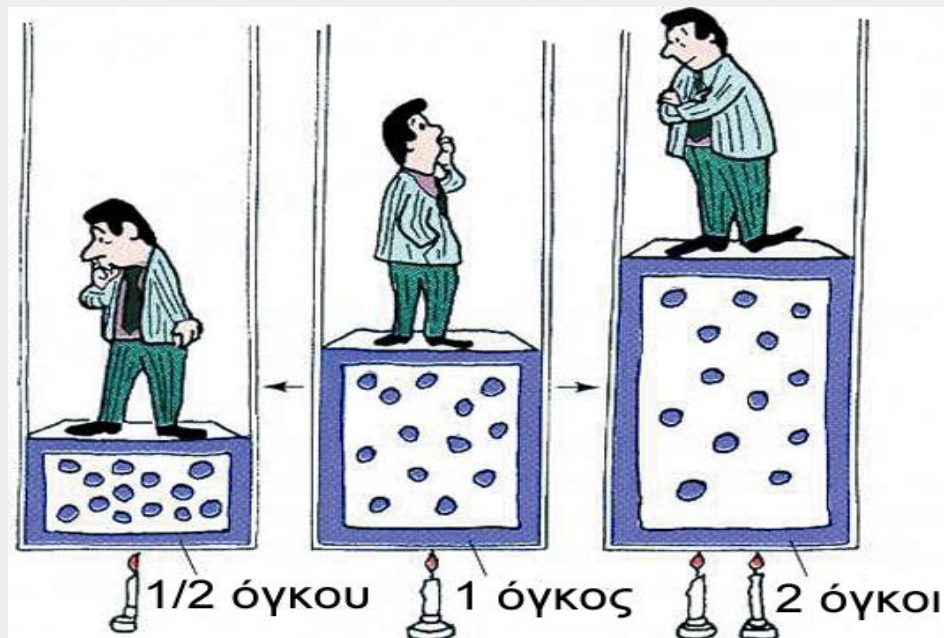
$P V = \text{σταθερό}$ όταν n, T σταθερά



ΕΙΚΟΝΙΚΗ ΠΑΡΟΥΣΙΑΣΗ ΤΟΥ ΝΟΜΟΥ CHARLES

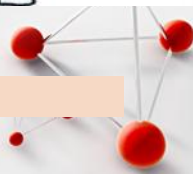


$$V_1/V_2 = T_1/T_2$$

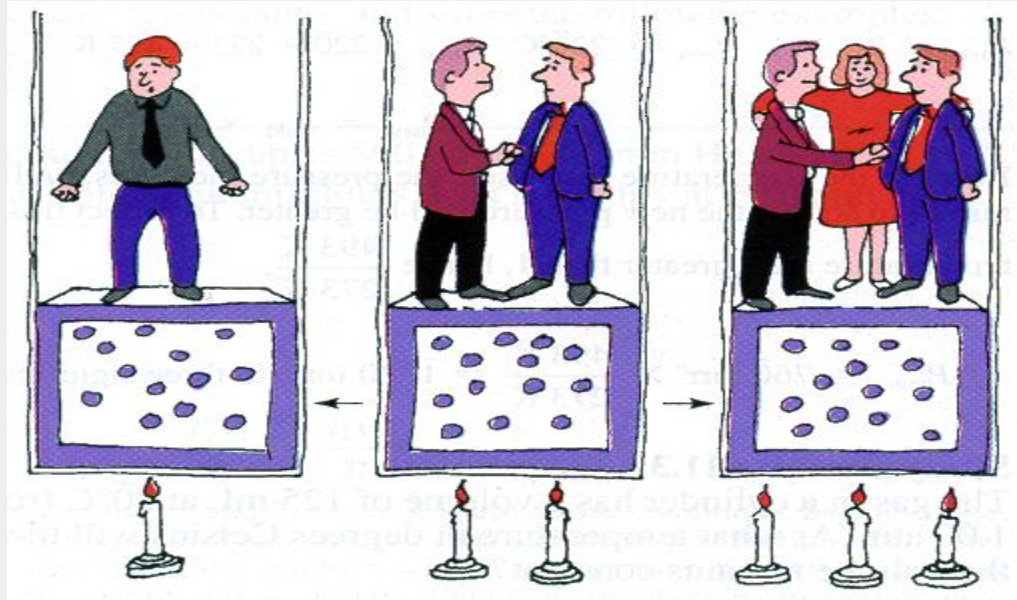


$$V \propto T$$

όταν n, P σταθερά



ΕΙΚΟΝΙΚΗ ΠΑΡΟΥΣΙΑΣΗ ΤΟΥ ΝΟΜΟΥ GAY-LUSSAC



$$P \propto T$$

όταν n , V σταθερά

$$P_1/P_2 = T_1/T_2$$



Καταστατική εξίσωση

$$pV = nRT$$

Η καταστατική εξίσωση προκύπτει από συνδυασμό των τριών νόμων (Boyle, Charles, Avogadro)

R = παγκόσμια σταθερά αερίων = $0,082 \text{ L atm/mol K}$

Μονάδες

- ✿ R L atm/mol K
- ✿ P (πίεση αερίου) $\rightarrow \text{atm}$
- ✿ V (όγκος αερίου) $\rightarrow \text{L}$ ($1\text{L} = 1000\text{ml} = 10^3\text{ml}$)
- ✿ T (απόλυτη θερμοκρασία αερίου) $\rightarrow \text{K}$
- ✿ $n \rightarrow \text{mole αερίου}$
- ✿ $M_r \rightarrow \text{γραμμομοριακή μάζα αερίου}$

Από $n = m / M_r$ $P V = m / M_r RT$

Από $d = m / V$ $P V = d RT$

<https://www.youtube.com/watch?v=ZvrJgGhnmJo>

