

07 Gasen legeak

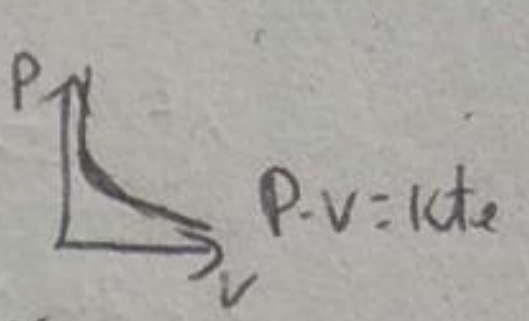
xvii. mendetik xix. mendera bitartean, esperimentu asko egin ziren substantzia gaseosen portaera azaltzeko asmoz, eta haietatik zenbait lege ondorioztatu ziren.

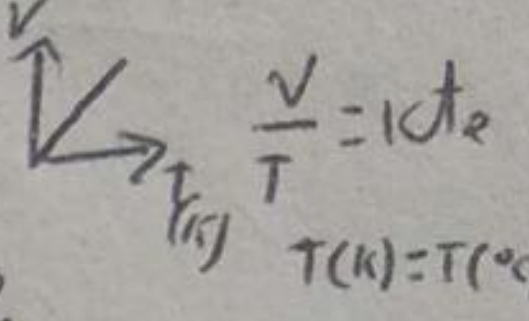
- xvii. mendean, Evangelista Torricellik (1608-1647) presio atmosferikoaren balioa zehazteko esperimentu bat egin zuen.
- 1662an, Robert Boylek (1627-1691) gas batek hartzen duen bolumenaren eta egiten duen presioaren arteko erlazioa ezarri zuen.
- 1787an, Jacques A. C. Charlesekin (1746-1823) gas baten tenperatura igotzean gas horrek dituen aldaketak erlazionatzen dituen legea argitaratu zuen, globo aerostatikoetan hegan egiteko zalea izaki.
- 1802an, Joseph Louis Gay-Lussacek (1778-1850) gas baten presioa eta tenperatura erlazionatzen dituen legea argitaratu zuen.

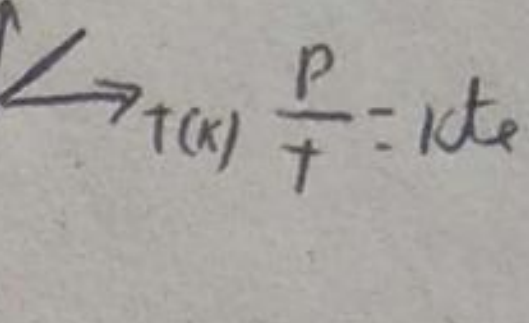
Gas kantitate kte

$N = kte$

P, T, V

$T = kte \rightarrow \begin{matrix} v \uparrow P \downarrow \\ v \downarrow P \uparrow \end{matrix}$  $P \cdot V = kte$

$P = kte \rightarrow \begin{matrix} T \uparrow V \uparrow \\ T \downarrow V \downarrow \end{matrix}$  $\frac{V}{T} = kte$
 $T(K) = T(^{\circ}C) + 273$

$V = kte \rightarrow \begin{matrix} T \uparrow P \uparrow \\ T \downarrow P \downarrow \end{matrix}$  $\frac{P}{T} = kte$
 $T(K)$

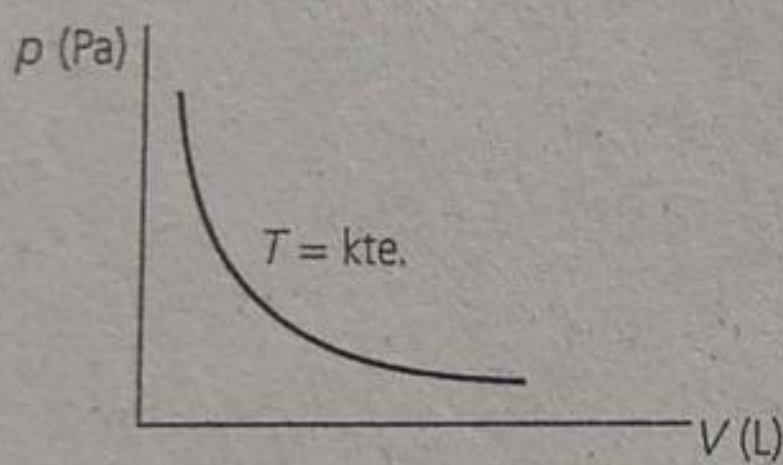
$\frac{P \cdot V}{T} = kte$

*

Boyleren legea

Tenperatura konstantean eta masa jakin baterako, gas batek hartzen duen bolumena gas hori daukan ontziaren paretetan gas horrek egiten duen presioarekiko alderantziz proportzionala da:

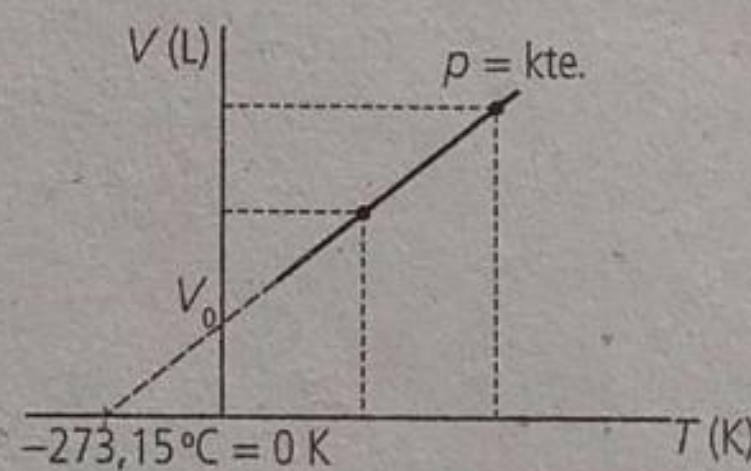
$$p_1 V_1 = p_2 V_2$$



Charlesen legea

Presio konstantean eta masa jakin baterako, gas batek hartzen duen bolumena tenperatura absolutuarekiko zuzenki proportzionala da:

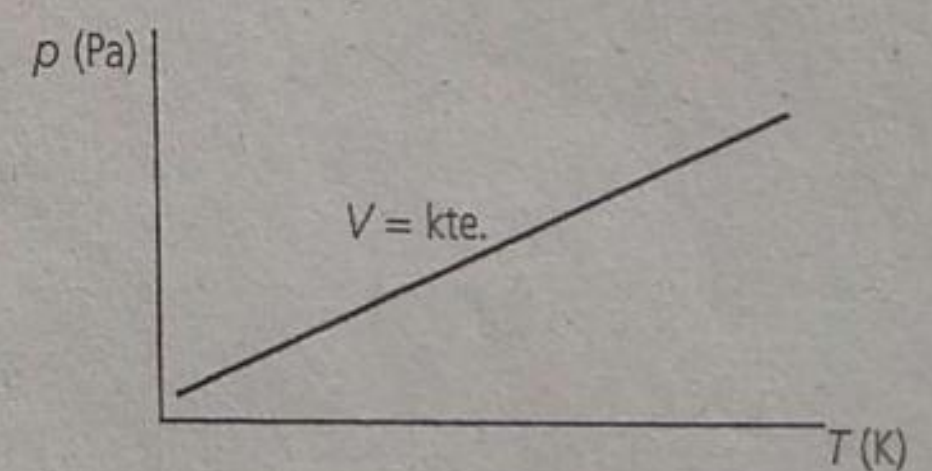
$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$



Gay-Lussacen legea

Bolumen konstantean eta gas kantitate jakin baterako, presioa tenperaturekiko zuzenki proportzionala da:

$$\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2}$$



» Hiru lege horiek konbinatuta **gas idealen lege orokorra** lortzen da, non ezartzen baita gas baten masa jakin bat izanik konstantea dela haren presioaren eta bolumenaren biderkaduraren eta tenperatura absolutuaren arteko erlazioa:

$$\frac{p_1 V_1}{T_1} = \frac{p_2 V_2}{T_2} = kte.$$

Zehazki, substantziaren mol baterako, konstante horri **gasen konstante molar (R)** deritzo, eta balio hau du: $R = 0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$; unitateen nazioarteko sistemaren arabera, $R = 8,314 \text{ Pa m}^3 \text{ K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$ edo $8,314 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$.

Edozein substantzia kantitateren **egoera ekuazioa** edo **gas idealen ekuazio orokorra** honela adierazten da, orokorrean:

$$\frac{pV}{T} = nR \Rightarrow pV = nRT$$

» Edozein gasen mol batek egoera estandarretan ($p = 10^5 \text{ Pa}$ eta $T = 273,15 \text{ K}$) hartzen duen bolumena $22,7 \text{ L}$ da. Bolumen horri **bolumen molar** deritzo.

$$V = 20 \text{ m}^3$$

7. ADIBIDEA

Ontzi batean $0,2 \text{ m}^3$ gas daude, 100 atm -ko presioan. Zer bolumen beteko luke gasak tenperatura berean baina presio normalean (1 atm) egongo balitz?

$$0,2 \cdot 100 = 1 \cdot V_2$$

$$V = \frac{0,2 \cdot 100}{1}$$

$$V = 20 \text{ m}^3$$

$$V = 2,95 \text{ l}$$

8. ADIBIDEA

Gas batek $3,25$ litro betetzen ditu $30 \text{ }^\circ\text{C}$ -an. Presioak konstante irauten bada baina gasa $2 \text{ }^\circ\text{C}$ -raino hozten bada, zer bolumen izango du?

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

$$\frac{3,25}{30} = \frac{V_2}{2} \rightarrow V_2 = \frac{6,5}{30} = 0,216 \text{ l}$$

$$V = 2,7 \text{ l}$$

9. ADIBIDEA

Gas kantitate batek 3 L -ko bolumena betetzen du $25 \text{ }^\circ\text{C}$ -an eta 740 mm Hg -ko presioan. Zer bolumen beteko du gas berak egoera normalean; alegia, $0 \text{ }^\circ\text{C}$ -an eta 760 mm Hg -tan?

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2} \rightarrow \frac{740 \cdot 3}{298} = \frac{760 \cdot V_2}{273} \rightarrow V_2 = \frac{740 \cdot 3 \cdot 273}{298 \cdot 760} \rightarrow V_2 = 2,67 \text{ L}$$

Unitate-bihurketa

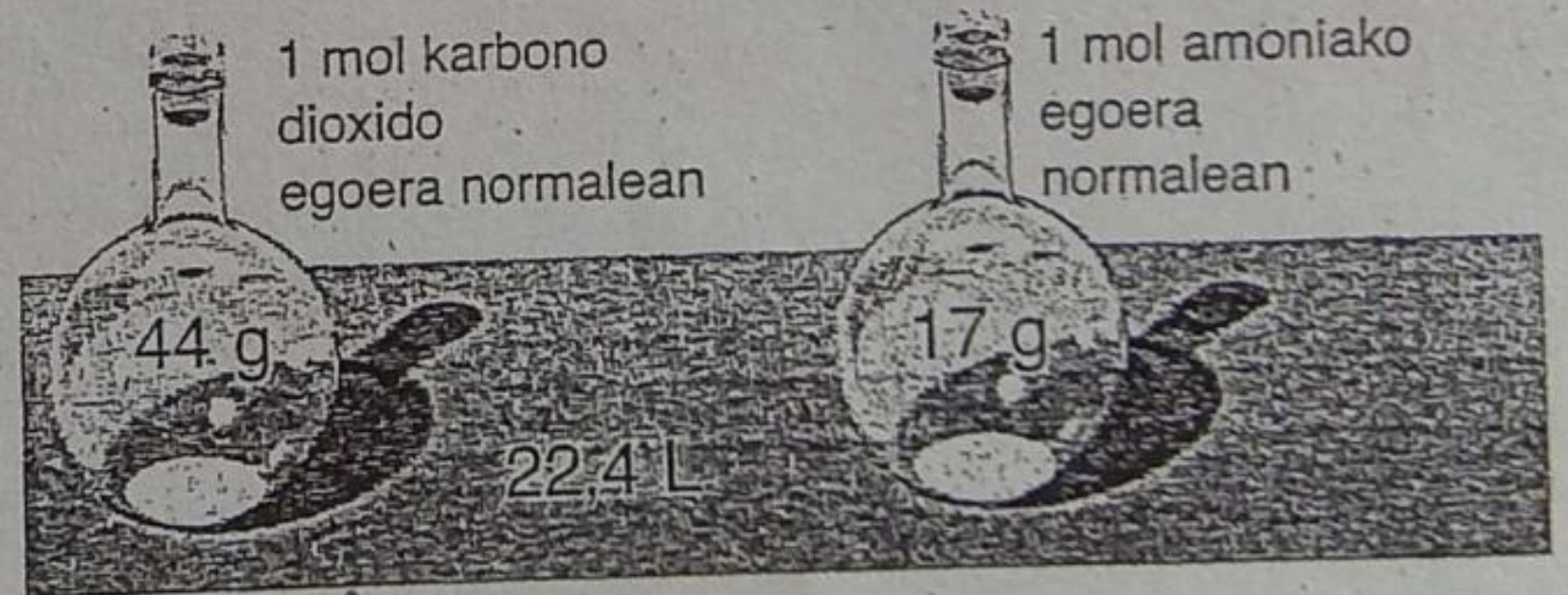
Ikusi, beheko adibidean, nola pasatu balioak $\text{atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ unitateetatik $\text{J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ unitateetara:

$$0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot \frac{101293 \text{ Pa}}{1 \text{ atm}} \cdot \frac{1 \text{ N} \cdot \text{m}^{-2}}{1 \text{ Pa}} \cdot \frac{1 \text{ m}^3}{1000 \text{ L}} = 8,314 \frac{\text{N} \cdot \text{m}}{\text{K} \cdot \text{mol}} = 8,314 \frac{\text{J}}{\text{K} \cdot \text{mol}}$$

Gasen bolumen molarra

Maiz, lan teorikoak eta saio esperimentalak egoera normalean (EN) egiten dira; hau da, 101293 Pa edo 1 atm -eko presioan eta 273 K edo $0 \text{ }^\circ\text{C}$ -ko tenperaturan.

Presioa eta tenperatura goiko horiek direnean, **mol bat gasek**, gas hori edozein delarik ere, **$22,4 \text{ L}$** betetzen ditu.



$$V = 50,9 \text{ l CO}_2$$

10. ADIBIDEA

Kalkulatu gas baten mol kopurua, kontuan izanda 740 mm Hg -ko presioan eta $25 \text{ }^\circ\text{C}$ -ko tenperaturan 3 L betetzen dituela.

$$\frac{740 \cdot 3}{298} = \frac{760 \cdot V_2}{273} \rightarrow V_2 = 2,67 \text{ L}$$

$$2,67 \text{ L} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{22,4 \text{ L}} = 0,12 \text{ mol}$$

11. ADIBIDEA

Egoera normalean, zenbat mol dira 100 g karbono dioxido, CO_2 , eta zer bolumen betetzen du gas kantitate horrek?

$$(A_r(\text{C}) = 12 \text{ u}; A_r(\text{O}) = 16 \text{ u})$$

$$100 \text{ g CO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol}}{44 \text{ g}} = 2,27 \text{ mol}$$

$$2,27 \text{ mol} \cdot \frac{22,4 \text{ L}}{1 \text{ mol}} = 50,85 \text{ L}$$

3.3. Gas perfektuen egoera-ekuazioa

Hasieran baldintza normaletan dagoen gas ideal baten mol baten kasuan ($P_0 = 1 \text{ atm}$; $T_0 = 0 \text{ }^\circ\text{C} = 273 \text{ K}$; $V_0 = 22,414 \text{ l/mol}$), gas perfektuen ekuazio orokorretik honakoa ondorioztatzen da:

$$\frac{P \cdot V}{T} = \frac{P_0 \cdot V_0}{T_0} = \frac{1 \text{ atm} \cdot 22,414 \text{ l/mol}}{273 \text{ K}} = 0,0821 \frac{\text{atm} \cdot \text{l}}{\text{K} \cdot \text{mol}}$$

Balio hori R letraz adierazten da eta **gas perfektuen konstante** gisa ezagutzen da:

$$R = 0,0821 \frac{\text{atm} \cdot \text{l}}{\text{K} \cdot \text{mol}} = 8,3144 \frac{\text{J}}{\text{K} \cdot \text{mol}} = 1,9872 \frac{\text{cal}}{\text{K} \cdot \text{mol}}$$

Beraz, substantzia gaseoso baten **mol bati dagokion** gas perfektuen ekuazio orokorra, honakoa da:

$$PV = RT$$

Gasaren mol batzuk (n) izango balira, hasieran beteko luketen bolumena haxe izango litzateke: $V_0 = n \cdot 22,4 \text{ l/mol}$, eta ondorioz hurrengoa izango genuke:

$$\frac{P \cdot V}{T} = \frac{1 \text{ atm} \cdot n \cdot 22,4 \text{ l/mol}}{273 \text{ K}} = n \cdot 0,0821 \frac{\text{atm} \cdot \text{l}}{\text{K} \cdot \text{mol}} = n R$$

Ekuazio orokorra orduan honela adieraziko litzateke:

$$PV = nRT$$

Adierazpen horri **gas perfektuen egoera-ekuazioa** deritzo.

Adibideak

1. Zer bolumen beteko dute 5 atmosferako presiopean eta $27 \text{ }^\circ\text{C}$ -ko tenperaturan dauden 2 mol oxigenok? $v = 9,84 \text{ l}$

$$P \cdot V = 2 \cdot 0,08 \cdot 300$$

$$V = 9,6 \text{ L}$$

2. Zein tenperaturaraino berotu beharko ditugu 40 litroko edukiera duen ontzi batean dauden 2 mol nitrogeno, bere presioa $2 \cdot 10^5 \text{ Pa}$ izan dadin? $T = 481 \text{ K}$

$$1,97 \cdot 44,8 = 2 \cdot 0,08 \cdot T$$

$$T = 557,6 \text{ K}$$

3.3.1. Gas perfektuen egoera-ekuazioaren aplikazioak

a) n (gasaren mol-kopurua), a , gasaren masa gramotan eta M , masa molekularren arteko zatidura denez:

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

gas perfektuen ekuazioan ordezkatzuz, ondorengoa izango genuke:

$$PV = \frac{m}{M} RT \quad (\text{Clapeyron-en ekuazioa})$$

eta hortik zera ondorioztatzen da:

$$M = \frac{m RT}{PV}$$

hau da, datu esperimentaletan oinarriturik, gasaren masa molekularra lortzea ahalbidetzen digun adierazpena.

b) d (gasaren dentsitatea) = a/V denez, Clapeyronen ekuazioan ordezkatzuz, honakoa ondorioztatzen da:

$$P = \frac{d}{M} RT \rightarrow P \cdot M = d \cdot R \cdot T$$

eta hortik:

$$d = \frac{PM}{RT}$$

Adibideak

1. Zein da karbono dioxidoaren, CO_2 , dentsitatea

a) baldintza normaletan?

b) 80 cm Hg presiopean eta 77 °C-ko tenperaturan? (C = 12; O = 16)

$$a) 1 \text{ atm} \cdot 44 \text{ g} = d \cdot 0,082 \cdot 273,15 \rightarrow d = \frac{1 \cdot 44}{0,082 \cdot 273,15} \rightarrow d = 0,64 \text{ g/L}$$

$$b) 1,05 \text{ atm} \cdot 44 \text{ g} = d \cdot 0,082 \cdot 350 \rightarrow d = \frac{1,05 \cdot 44}{0,082 \cdot 350} \rightarrow d = 1,61 \text{ g/L}$$

Ariketak

1) Bidaia bat egin behar dugun egun batean irten baino lehen automobilaren gorpilen presioa neurtzen badugu, kilometro asko egin ondoren baino txikiagoa dela ohartuko gara. Zergatik? $T \uparrow P \uparrow$

2) 100 °C-tako tenperaturan eta 760 mm Hg-ko presiopean litro bateko bolumena betetzen duen gas-kantitate jakin bat, 150 °C-taraino berotzen da presioa konstante mantenduz. Zer bolumen beteko du azken baldintza horietan?

$$\text{Emitza: } V = 1,134 \text{ l}$$

3) 10 litroko edukiera duen ontzi batean 16 gramo oxigeno sartu dira 27 °C-tako tenperaturan. a) Zer presio egiten du oxigenoak ontziaren barnean? b) Zein tenperaturataraino hoztu beharko da ontzia presioa erdira jaitsi dadin?

$$\text{Emitza: a) } P = 1,23 \text{ atm; b) } T = -123 \text{ °C}$$

$$2) \frac{1 \cdot 1}{373} = \frac{1 \cdot V}{423} \rightarrow \frac{423}{373} = V \rightarrow V = 1,134 \text{ l}$$

$$3) a) P \cdot 10 = 0,5 \cdot 0,082 \cdot 300$$

$$P = \frac{0,5 \cdot 0,082 \cdot 300}{10}$$

$$P = 1,23 \text{ atm}$$

$$b) 0,615 \cdot 10 = 0,5 \cdot 0,082 \cdot T$$

$$T = \frac{0,615 \cdot 10}{0,5 \cdot 0,082}$$

$$T = 150 \text{ K} = -123 \text{ °C}$$

3.2. Gasen nahasteak

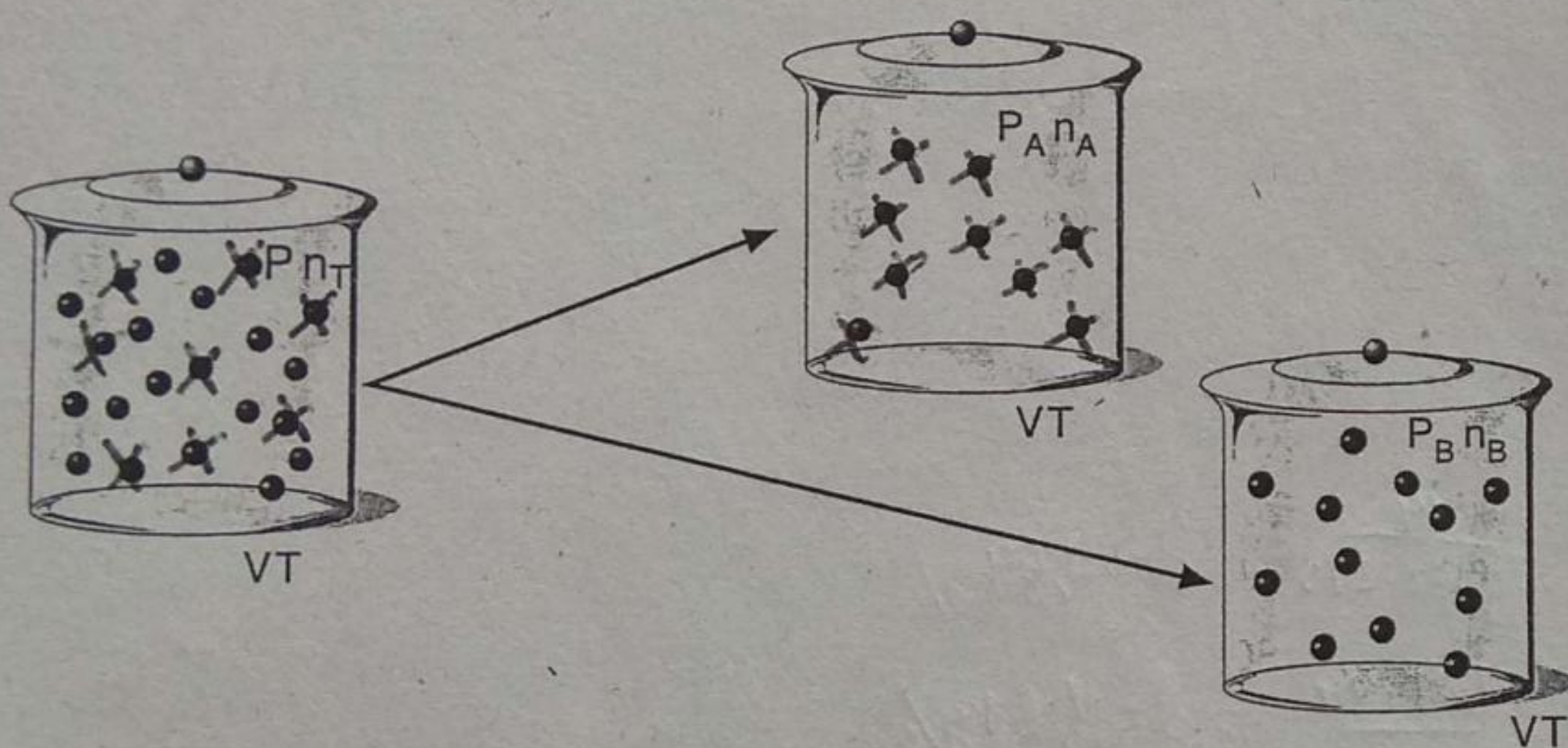
Gasen legeak baliagarriak dira bai substantzia gaseosoen kasuan baita elkarrekin erreakzionatzen ez duten gasen nahasteetarako ere. Nahastei dagokienez, zehazki:

$$P V = n_T R T$$

P = presio totala V = bolumen totala
 n_T = mol kopuru totala T = nahastearen tenperatura

Baina nola jokatzen du gas bakoitzak nahaste batean? Galdera horri erantzuteko, kontuan izan behar da gasen nahasteak homogeneoak direnez, haien osagai guztiak tenperatura berean daudela, eta uniformeki banatuta daudela bolumen osoan.

Esperimentalki frogatzen denez, gasak nahasten direnean haietako bakoitzak ontziaren bolumen osoa beteko balu bezala jokatzen du. Hala gertatzen da gasek difusio-ahalmen handia dutelako.



Esan nahi da gas bakoitzak egiten duen presio berbera egingo lukeela berak bakarrik beteko balu ontzia nahastaren tenperaturan. Demagun nahaste bat dugula, honela osatua: A gasaren n_A mol, B gasaren n_B mol, C gasaren n_C mol..., gasen *presio partzialak* hauek izango dira:

$$P_A V = n_A R T$$

$$P_B V = n_B R T$$

$$P_C V = n_C R T$$

$$\vdots$$

P_A = A -ren presio partziala
 P_B = B -ren presio partziala
 P_C = C -ren presio partziala

Lehenengo aldiz, J. Dalton-ek (1766-1844) ikertu zuen esperimentalki gasen nahasteen portaera, eta 1801ean horri buruzko lege bat proposatu zuen, *Dalton-en presio partzialen legea*:

Gasen nahaste baten presioa nahastearen gas guztien presio partzialen batura da, eta gas bakoitzaren presio partziala, gas horrek egingo lukeena baldin eta berak bakarrik beteko balu nahastearen bolumen osoa nahastearen tenperatura berean.

Presio totala, hartara, presio partzialen batura da:

$$P = P_A + P_B + P_C + \dots$$

ADI!

Difusio edo barreiadura: fluidoan edo solidoan partikulak elkarrekin nahastearen fenomeno, partikulen beraien agitazio termikoaren ondorioz gertatzen dena.

Presio partzialen legearen dedukzioa

Gasen nahaste bat dugu, honela osatua: A gasaren n_A mol eta B gasaren n_B mol. Bestalde, gas bakoitzak honako hau betetzen du:

$$P_A V = n_A R T$$

$$P_B V = n_B R T$$

non P_A eta P_B A -ren eta B -ren presio partzialak diren.

— Bi berdintzen batuketara egingo dugu, atalez atal:

$$P_A V + P_B V = n_A R T + n_B R T$$

— Bi atalen biderkagai komuna aterako dugu:

$$(P_A + P_B) V = (n_A + n_B) R T$$

— $(n_A + n_B)$ -ren ordean n_T jarritz:

$$(P_A + P_B) V = n_T R T$$

— Gasen nahasteak beste baldintza hau ere bete behar du:

$$P V = n_T R T$$

Beraz:

$$P = P_A + P_B$$