

LLEIS DELS GASOS (Ratoneja [AQUÍ](#) i fes-ho seguidament amb el títol)

Les lleis dels gasos es compleixen quan un gas té un **comportament ideal**. A temperatures altes, els gasos tendeixen a tenir un comportament més ideal que no pas a temperatures baixes. El contrari de comportament ideal és el **comportament real**, que és el que es dona en condicions "normals" i variables que depenen de les condicions de l'indret al qual es trobi el gas.

1. Llei de Boyle-Mariotte

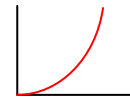
Si tenim un gas a l'interior d'un recipient hermètic i comencem a disminuir el volum del recipient, la pressió exercida pel gas serà cada cop major.

Podem afirmar doncs que, en un gas, la pressió i el volum són magnituds inversament proporcionals sempre i quan no hi hagi variacions de temperatura [PROCÉS ISOTÈRMIC].

FÒRMULA -----> $p \times V = K$ o $p_1 \times V_1 = P_2 \times V_2$

↓
Constant de proporcionalitat

Si tabulem obtenim una hipèrbola



Exemple: **Tenim un dipòsit amb 2m³ de gas propà a una pressió de 800hPa. Si la pressió augmenta fins a 1200 hPa, quin serà el nou volum del dipòsit?**

Mètode 1 $K = p \times V = 800\text{hPa} \times 2\text{m}^3 = 1600 \text{ hPa/m}^3$

$$V = \frac{K}{p} = \frac{1600 \text{ hPa/m}^3}{1200 \text{ hPa}} = 1,3333... \text{ m}^3$$

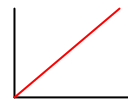
Mètode 2 $V_2 = \frac{p_1 \times V_1}{p_2} = \frac{800\text{hPa} \times 2\text{m}^3}{1200\text{hPa}} = 1,3333... \text{ m}^3$

2. Llei de Charles

Aquesta llei diu que, sempre i quan la temperatura s'expressi en K, a pressió constant, el volum d'una massa determinada de qualsevol gas és directament proporcional a la temperatura absoluta (en K).

[PROCÉS ISOBÀRIC]

FÒRMULA ----> $\frac{V}{T} = K$ $\frac{V_0}{T_0} = \frac{V_f}{T_f}$



Exemple : **Una massa de gas ocupa un volum de d'1'2L a 25°C. Quin serà el volum d'aquesta massa de gas a una temperatura de -10°C ?**

$$\frac{V_0}{T_0} = \frac{V_f}{T_f} \quad V_f = \frac{V_0 \times T_f}{T_0} = \frac{1'2\text{L} \times 263 \text{ K}}{298\text{K}} = 1,06\text{L}$$

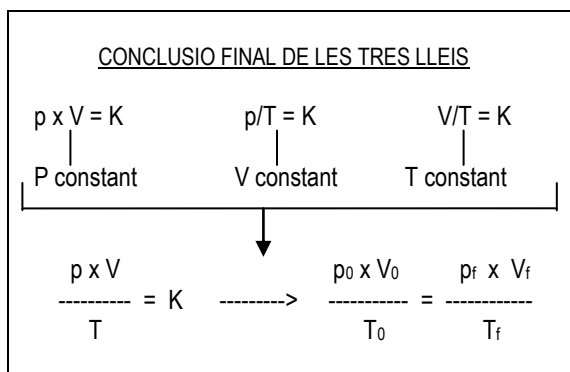
3. Llei de Gay-Laussac

La llei diu que, sempre i quan la temperatura s'expressi en K, a volum constant, la pressió d'un gas augmenta proporcionalment amb la temperatura.
[PROCÉS ISOCOR]

FÓRMULA ---> $\frac{p}{T} = K$ $\frac{p_0}{T_0} = \frac{p_f}{T_f}$

Exemple : *A l'hivern un tanc conté gas natural a 5°C i a una pressió d'1'5 · 10⁵Pa. Calcula la pressió que tindrà aquest dipòsit a l'estiu, quan la temperatura del sol del migdia assoleixi els 40°C?*

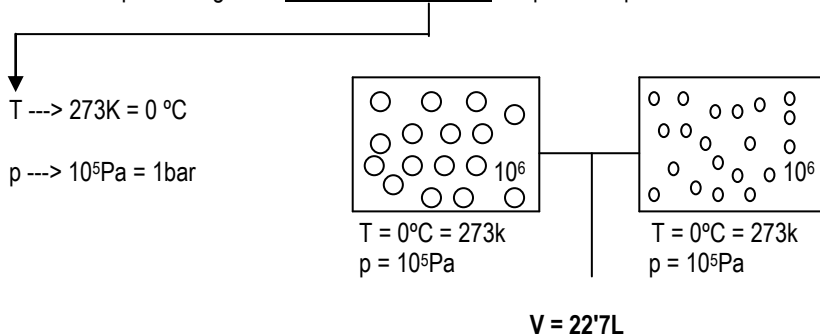
$$\frac{p_0}{T_0} = \frac{p_f}{T_f} \quad p_f = \frac{p_0 \times T_f}{T_0} = \frac{1'5 \times 10^5 \text{Pa} \times 313\text{K}}{278\text{K}} = 1'69 \times 10^5 \text{Pa}$$



4. Llei d'Avogadro

Aquesta llei afirma que 1 mol gasos diferents en les mateixes condicions de pressió i temperatura contenen el mateix nombre de partícules (àtoms o molècules).

Un mol de qualsevol gas en condicions estàndard ocuparà sempre el mateix volum.



5. Llei d'estat

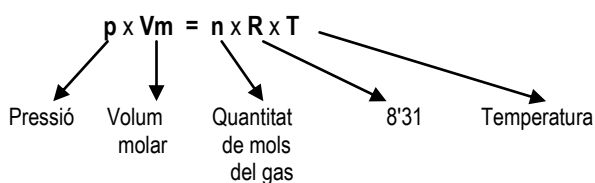
Sabem que $R = \frac{p \times V}{T} = \frac{10^5 \text{Pa} \times 22,7 \times 10^{-3} \text{m}^3}{273 \text{K}} = 8,31 \text{ Pa} \times \text{m}^3 / \text{K} \times \text{mol} = 8,31 \text{ J} / \text{K} \times \text{mol}$

Constant de gasos perfectes o ideals

$$R = \frac{p \times V_m}{T} \rightarrow p \times V_m = R \times T$$

$$n(p \times V_m) = n(R \times T)$$

CONCEPTES CLAU
1 atm = 760 mmHg
1 atm = 1013 hPa
1 mmHg = 1013 hPa



Exemple 1: *Quin volum ocupen 2g d'hidrogen a una pressió de 1013hPa i a una temperatura de 20°C ?*

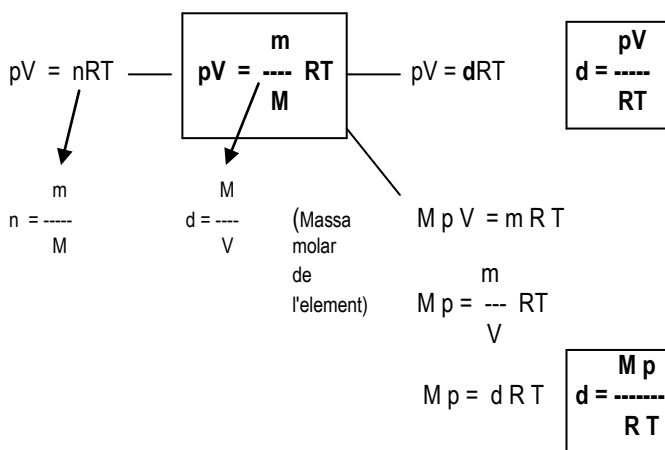
$$pV = nRT \quad V = \frac{nRT}{p} = \frac{1 \text{ mol} \times 8,31 \text{ Pa} \times \text{m}^3 / \text{K} \times \text{mol} \times 293 \text{K}}{101.300 \text{Pa}} = 0,024 \text{ m}^3$$

Exemple 2: *Tinc un dipòsit de 140 L de CO₂ a una temperatura de -10°C i a una pressió de 9.10⁴Pa. Quantes molècules de diòxid de carboni hi haurà en aquest dipòsit?*

$$pV = nRT \quad n = \frac{pV}{RT} = \frac{9 \times 10^4 \text{Pa} \times 140 \times 10^{-3} \text{m}^3}{8,31 \text{ Pa} \times \text{m}^3 / \text{K} \times \text{mol} \times 263 \text{K}} = 5,76 \text{ mols de CO}_2$$

$$5,76 \text{ mols CO}_2 \times \frac{6,023 \times 10^{23} \text{ molècules de CO}_2}{1 \text{ mol de CO}_2} = 3,4 \times 10^{24} \text{ molècules de CO}_2$$

Altres aplicacions de la fórmula



Exemple 1: **Calcula la massa molar, Mr, d'un gas si experimentalment s'han trobat les dades següents:**

$$\begin{aligned}
 m &= 1'45\text{g} \\
 V &= 1'20\text{ dm}^3 \\
 T &= 300\text{K} \\
 p &= 10^5\text{Pa}
 \end{aligned}$$

$$pV = nRT \rightarrow pV = \frac{m}{M} RT \rightarrow m = \frac{pV M}{RT}$$

$$M = \frac{mRT}{pV} = \frac{1'45\text{g} \times 8'31\text{ Pa} \times \text{m}^3/\text{mol} \times \text{K} \times 300\text{K}}{10^5\text{Pa} \times 1'20 \times 10^{-3}\text{ m}^3} = 30'12 \text{ g/mol}$$

Exemple 2: **El propà (C₃H₈), és un gas a temperatura i pressió ordinàries. Calcula la seva densitat en condicions estàndard i en condicions de 100°C i 10⁴Pa. [M(C₃H₈) = 44g/mol]**

Condicions estàndard

Mètode 1

$$pV = dRT \quad d = \frac{pM}{RT} = \frac{10^5\text{Pa} \times 44\text{g}}{8'31\text{ Pa} \times \text{m}^3/\text{mol} \times \text{K} \times 273\text{K}} = 1939 \text{ g/m}^3 = 1'9 \text{ Kg/m}^3$$

Mètode 2

$$44\text{g} \times \frac{1 \text{ mol}}{22'7\text{L}} = 1'9\text{g/L}$$

Condicions normals

$$pV = dRT \quad d = \frac{pM}{RT} = \frac{10^4\text{Pa} \times 44\text{g}}{8'31\text{ Pa} \times \text{m}^3/\text{mol} \times \text{K} \times 373\text{K}} = 141\text{g/m}^3$$

DENSITAT RELATIVA D'UN GAS

La **densitat relativa** d'un gas s'obté quan comparem les densitats de dos gasos dividint la massa molar de tots dos gasos per tal que es compleixi:

$$d_r = \frac{d(\text{gas 1})}{d(\text{gas 2})} = \frac{pM_1/RT}{pM_2/RT} = \frac{M(\text{gas 1})}{M(\text{gas 2})} = \frac{x \vartheta}{y \vartheta} = z$$

Exemple 1: **Quina és la densitat relativa del N₂ respecte la del H₂, si ambdós gasos estan mesurats a la mateixa pressió i temperatura?**

$$d_r = \frac{M(\text{N}_2)}{M(\text{O}_2)} = \frac{28\text{g}}{2\text{g}} = 14$$

Exemple 2: **Suposa que en una cuina hi ha una petita fuga de gas natural, el component principal del qual és el metà. Per on sortirà primer, per les reixetes de ventilació situades al terra o per les situades a prop del sostre? [Butà = CH₄; M(aire) = 28'8g]**

$$d_r = \frac{M(\text{CH}_4)}{M(\text{aire})} = \frac{16\text{g}}{28'8\text{g}} = 0'55$$

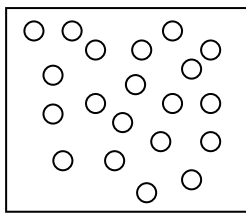
El metà sortirà per les reixetes de ventilació situades a prop del sostre ja que és menys dens que no pas l'aire.

6. Llei de Dalton (MESCLA DE GASOS)

En una mescla de gasos, cada gas exerceix una pressió determinada sobre el recipient que el conté, pressió que coneixem amb el nom de **pressió parcial**. La suma de les pressions parcials dels components individuals que formen una mescla gasos és equivalent a la **pressió total** que les partícules d'aquests components exerceixen sobre el recipient que els conté. Això és el que coneixem com a **lleï de Dalton de les pressions parcials**.

La pressió exercida per un dels gasos que formen la mescla (pressió parcial) es mesura com la pressió que exerciria aquest gas si ocupés tot el volum i és una fracció de la pressió total, la qual depèn del nombre de partícules de cada component de la mescla.

Faré una comprovació pràctica per entendre millor els conceptes:



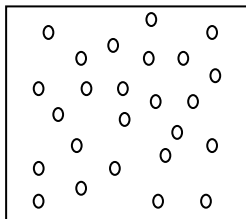
$$p_T = x + y$$

$$T = x$$

$$\left. \begin{array}{l} pV = nRT \\ p_A V = n_A R T \\ p_B V = n_B R T \end{array} \right\} p_T V = n_T R T \longrightarrow P_T = p_A + p_B$$

Tal i com he dit abans, la pressió parcial és una fracció de la pressió total. Així doncs:

$$\frac{p_A V = n_A R T}{p_T V = n_T R T} \qquad \frac{p_B V = n_B R T}{p_T V = n_T R T}$$



$$p_A = V$$

$$T = x$$

Deduïm, doncs, que:

$$\frac{p_A}{p_T} = \frac{n_A}{n_T} \qquad \frac{p_B}{p_T} = \frac{n_B}{n_T}$$

$$\downarrow$$

$$X_A$$

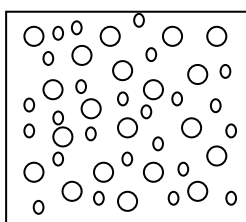
(Fracció molar)

$$\downarrow$$

$$X_B$$

$$\frac{n_A}{n_T} = \frac{V_A}{V_T}$$

$$X_A = \frac{p_A}{p_T} \qquad X_B = \frac{p_B}{p_T}$$



$$p_B = Y$$

$$T = x$$

$$X_A + X_B = \frac{n_A}{n_T} + \frac{n_B}{n_T} = \frac{n_A + n_B}{n_T} = \frac{n_T}{n_T} = 1$$

CÀLCUL DE LA MASSA MOLAR D'UNA MESCLA DE GASOS

Explicaré de quina forma es calcula la massa molar d'una mescla de gasos a través del càlcul de la massa molar de l'aire.

Sabem que l'aire està compost per uns percentatges aproximats en volum de 20% d'O₂, 78% de N₂ i 1% d'Ar. Com el percentatge en volum és equivalent al percentatge en mols, podem establir la següent relació:

$$\left. \begin{array}{l} 20\% \text{ de mols d'O}_2 \\ 78\% \text{ de mols de N}_2 \\ 1\% \text{ de mols d'Ar} \end{array} \right\} \% \text{ en mols} = \left. \begin{array}{l} 20\% \text{ d'O}_2 \\ 78\% \text{ de N}_2 \\ 1\% \text{ d'Ar} \end{array} \right\} \% \text{ en volum}$$

$$\text{De 100 mols d'aire} \left\{ \begin{array}{l} 20 \text{ mols d'O}_2 \times \frac{32 \text{ g d'O}_2}{1 \text{ mol d'O}_2} = 640 \text{ g d'O}_2 \\ 79 \text{ mols de N}_2 \times \frac{28 \text{ g de N}_2}{1 \text{ mol de N}_2} = 2212 \text{ g de N}_2 \\ 1 \text{ mol d'Ar} \times \frac{40 \text{ g d'Ar}}{1 \text{ mol d'Ar}} = 40 \text{ g d'Ar} \end{array} \right.$$

$$M(\text{aire}) = \frac{640 \text{ g} + 2212 \text{ g} + 40 \text{ g}}{100 \text{ mols}} = \mathbf{28'92 \text{ g/mol}}$$