

BLOC 6. Gasos

6.1. Gas Ideal

6.1.1 En el magatzem hi ha un recipient de 1.0 L de O₂ a 1.0 bar, i un altre de 2.0 L de N₂ a 2.0 bars. Ambdós gasos es troben a 25.0° C. Assumint que els dos gasos es comporten com gasos ideals, calculeu:

- a) La massa de O₂ i N₂ que contenen els dos recipients.
- b) La pressió final d'un recipient de 3.0 litres on es barregen a 25.0° C els dos gasos. Dona el resultat final en bars, atmosferes i hectoPascals.
- c) La pressió parcial de O₂ i N₂ a la barreja.
- d) El volum parcial de O₂ i N₂ a la barreja.

a) $PV=nRT$

→ $n=PV/RT$

O₂: $n_{O_2} = 1.0 \text{ bar} \times 1.0 \text{ L} / (0.08315 \text{ bar L K}^{-1} \text{ mol}^{-1} \times (273.15 + 25.0) \text{ K}) = 0.04034 \text{ mols}$

Massa molecular de l'O₂ = $2 \times 16.00 \text{ g/mols} = 32.00 \text{ g/mols}$

Massa del gas de O₂ = $32.00 \text{ g} / 1 \text{ mol} \times 0.04034 \text{ mols} = 1.291 \text{ g}$

N₂: $n_{N_2} = 2.0 \text{ bar} \times 2.0 \text{ L} / (0.08315 \text{ bar L K}^{-1} \text{ mol}^{-1} \times (273.15 + 25.0) \text{ K}) = 0.1613 \text{ mols}$; Massa molecular de l'N₂ = $2 \times 14.01 \text{ g/mols} = 28.02 \text{ g/mols}$

Massa del gas de N₂ = $28.02 \text{ g} \times 0.1613 \text{ mols} = 4.521 \text{ g}$

b) $PV=nRT$

→ $P=nRT/V$

→ $P=(n_{O_2}+n_{N_2})RT/V = (0.0403 + 0.1613) \times 0.08315 \times (273.15 + 15.0) / 3.0 = 1.610 \text{ bar}$
 $\text{bar} = 10^5 \text{ Pa}$

$1 \text{ bar} = 10^5 \text{ Pa}$

deca → 10¹; hecto → 10²; kilo → 10³; mega → 10⁶; Giga → 10⁹

$P = 1.610 \text{ bar} = 1610 \text{ hPa}$

$P = 1.610 \text{ bar} \times 1.0 \text{ atm} / 1.013250 \text{ bar} = 1.589 \text{ atm}$

c) $P_{O_2} = n_{O_2}RT/V_T = 0.0403 \times 0.08315 \times (273.15 + 15.0) / 3.0 = 0.3219 \text{ bar}$

$P_{N_2} = 1.610 - 0.322 = 1.288 \text{ bar}$

d) $V_{O_2} = n_{O_2}RT/P_T = 0.0403 \times 0.08315 \times (273.15 + 15.0) / 1.610 = 0.6003 \text{ L}$

$V_{N_2} = 3.000 - 0.600 = 2.400 \text{ L}$

6.1.2 Un recipient conté un litre d'aire a 1.0 bar de pressió. Les pressions parcials del N₂ i l'O₂ 0.781 i 0.210 bars. Assumint que l'aire només presenta tres components i que tots aquests gasos es comporten com gasos ideals, calculeu:

- Quina és la pressió parcial del tercer component majoritari de l'aire?
- Quina és la composició en % de l'aire?
- Sabent que la massa molecular mitjana de l'aire és 28.96 g/mol, quina és la massa del tercer component majoritari? Quin és aquest component majoritari?

a) $P_y = P_T - P_{N_2} - P_{O_2} = 1.000 - 0.781 - 0.210 = 0.009 \text{ bars}$

b) $P_i = x_i P_T$

→ $x_i = P_i / P_T \rightarrow x_{N_2} = P_{N_2} / P_T = 0.781 / 1.000 = 0.781;$

$x_{O_2} = 0.210; x_y = 0.009$

→ 78.1% de N₂, 21.0% de O₂ i 0.9% de y.

c) Massa molecular de l'N₂ = $2 \times 14.01 \text{ g/mols} = 28.02 \text{ g/mols}$

Massa molecular de l'O₂ = $2 \times 16.00 \text{ g/mols} = 32.00 \text{ g/mols}$

$M_{\text{mitjana}} = x_{N_2} \times M_{N_2} + x_{O_2} \times M_{O_2} + x_y \times M_y$

$28.96 = 0.781 \times 28.02 + 0.210 \times 32.00 + 0.009 \times y \rightarrow y = 39.94 \text{ g/mol}$. El tercer component és l'argó, ja que el pes molecular del Argó es 39.60 g/mol.

6.1.3 Un recipient de 5.0 litres conté 0.5 mols d'H₂ a 10.0° C. Assumint que el gas es comporta com un gasos ideal, calculeu:

- a) La pressió del recipient.
- b) La temperatura necessària per doblar la pressió del gas.
- c) El volum necessari per disminuir a la meitat la pressió del gas.
- d) El canvi de la pressió si el recipient conté 0.5 mols de CO₂ en les mateixes condicions.

a) $P = nRT / V = 0.5 \times 0.08315 \times (273.15 + 10.0) / 5.0 = 2.354 \text{ bars}$

b) $T = PV / nR = (2 \times 2.354) \times 5.0 / (0.5 \times 0.08315) = 566.2 \text{ K} = 293.1 \text{ °C}$

c) $V = nRT / P = 0.5 \times 0.08315 \times (273.15 + 10.0) / (2.354/2.000) = 10.0 \text{ L}$

- d) Si assumim que els gasos es comporten com a gasos ideals, l'equació d'estat no depèn de la massa molecular.

6.2 Teoria cinètica dels gasos ideals. Llei de Graham

6.2.1 Contesteu les preguntes següents assumint que els gasos de He i Ne es comporten com a gasos ideals. Es a dir, assumiu que segueixen la teoria cinètica dels gasos ideals i negligiu els efectes deguts a la seva estructura electrònica (Justifiqueu les vostres respostes):

- a) Requereix aportar més energia escalfar de 10°C a 20°C un mol de He o un mol de Ne?
- b) Requereix aportar més energia escalfar de 10°C a 20°C un gram de He o un gram de Ne?

a) Si assumim que es comporten com gasos ideals, un mol de He o Ne només tenen energia cinètica, ja que són gasos monoatòmics.

L'energia cinètica mitjana dels àtoms de He o Ne és:

$$\langle v^2 \rangle = 3kT / m$$

$$E_c = \frac{1}{2} m v^2$$

$$\langle E_c \rangle = \frac{1}{2} m \langle v^2 \rangle = \frac{1}{2} m 3kT / m = \frac{3}{2} kT$$

I per a un mol de àtoms és: $\langle E_c \rangle = \frac{3}{2} N_A k T = \frac{3}{2} RT$

$$T = \frac{2}{3} \langle E_c \rangle / R$$

Per tant, com que l'energia cinètica per mol no depèn de la massa, requereix la mateixa energia escalfar un mol de He que un mol de Ne.

b) L'energia cinètica mitjana per a un gram de He o Ne és (on M és el seu pes atòmic):

$$\langle E_c \rangle = \frac{3}{2} RT \times 1 \text{ mol} / M \text{ grams}$$

$$\langle E_c \rangle \text{ per gram } \langle E_c \rangle / \text{gram} = \frac{3}{2} RT / M$$

$$\rightarrow T = \frac{2}{3} \langle E_c \rangle M / R.$$

Quant més gran és la massa dels àtoms del gas monoatòmic, menys àtoms de gas conté un gram de gas, i per tant més fàcil és escalfar-ho. Es a dir, que requereix menys energia escalfar un gram de Ne que un gram de He, o amb la mateixa energia augmenta més la T per un gram de Ne que per un gram de He.

6.2.2 Montgomery Scott, el cap dels enginyers de la nau Enterprise, ha detectat que els dipòsits de H_2 i de O_2 tenen petits porus per un error de fabricació. Tots dos dipòsits es troben a la mateixa temperatura i pressió. Si Scott vol aconseguir perdre la mínima quantitat d'ambdós gasos, quin dipòsit ha d'arreglar primer, el de H_2 o el de O_2 ? Calculeu el temps relatiu en que es buidarà el dipòsit de O_2 respecte e dipòsit de H_2 .

La velocitat d'efusió de un gas és inversament proporcional a la seva massa. Així el dipòsit que es buidarà primer i per tant ha d'arreglar abans és del de H_2 .

$$\langle v \rangle = (8kT / (\pi m))^{1/2}$$

$$\text{Massa molecular de l}'H_2 = 2 \times 1.01 \text{ g/mols} = 2.02 \text{ g/mols}$$

$$\text{Massa molecular de l}'O_2 = 2 \times 16.00 \text{ g/mols} = 32.00 \text{ g/mols}$$

$$t_{O_2} / t_{H_2} = (m_{O_2} / m_{H_2})^{1/2} = (32.00 / 2.02)^{1/2} = 3.98$$

Es a dir, el dipòsit d' O_2 tardarà aproximadament 4 vegades més temps a buidar-se que el de H_2 .

6.2.3 Calculeu la **velocitat mitjana**, l'**arrel quadrada de la velocitat quadràtica mitjana** i la **velocitat més probable** de les molècules dels gasos següents:

- CO₂ a 25 °C.
- CO₂ a 100 °C.
- H₂ a 25 °C.
- Relaciona la diferència entre la velocitat mitjana i la velocitat més probable dins dels tres casos anteriors i la forma de la funció distribució del mòdul de la velocitat.

a) Massa molecular de un mol de CO₂ = 12.01 + 2 × 16.00 = 44.01 g/mol

Massa de una molècula de CO₂: 44.01×10⁻³ kg/mol × (1 mol / 6.022×10²³) = 7.31×10⁻²⁶ kg

$$\langle v \rangle = (8kT / (\pi m))^{1/2} = (8 \times 1.381 \times 10^{-23} \text{ m}^2 \text{ kg s}^{-2} \text{ K}^{-1} \times (273.15 + 25.0) \text{ K} / (\pi \times 7.31 \times 10^{-26} \text{ kg}))^{1/2} = 378.7 \text{ m/s}$$

$$(\langle v^2 \rangle)^{1/2} = (3kT / m)^{1/2} = (3 \times 1.381 \times 10^{-23} \times (273.15 + 25.0) / 7.31 \times 10^{-26})^{1/2} = 411.1 \text{ m/s}$$

$$v^* = (2kT / m)^{1/2} = (2 \times 1.381 \times 10^{-23} \times (273.15 + 25.0) / 7.31 \times 10^{-26})^{1/2} = 335.6 \text{ m/s}$$

Es pot comprovar que sempre se satisfan les relacions $\langle v \rangle / v^* = 1.128$ i $(\langle v^2 \rangle)^{1/2} / v^* = 1.225$

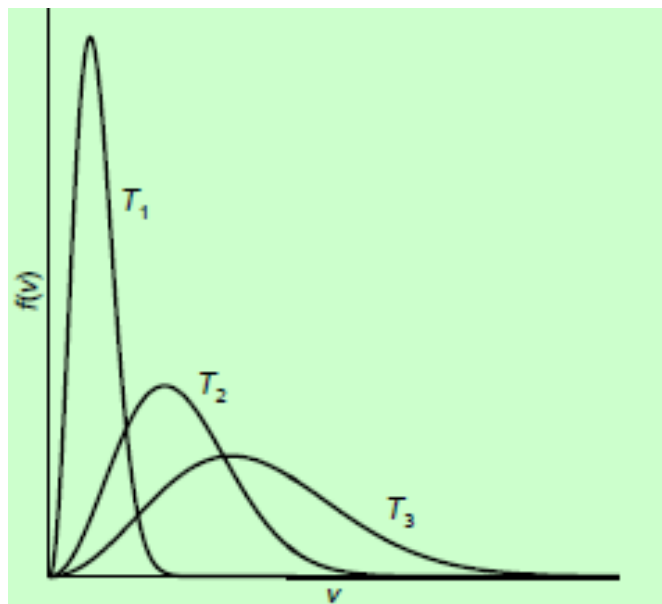
$$\langle v \rangle - v^* = 378.7 - 335.6 = 43.1 \text{ m/s}$$

$$\text{b) } \langle v \rangle = (8kT / (\pi m))^{1/2} = (8 \times 1.381 \times 10^{-23} \text{ m}^2 \text{ kg s}^{-2} \text{ K}^{-1} \times (273.15 + 100.0) \text{ K} / (\pi \times 7.31 \times 10^{-26} \text{ kg}))^{1/2} = 423.7 \text{ m/s}$$

$$(\langle v^2 \rangle)^{1/2} = (3kT / m)^{1/2} = (3 \times 1.381 \times 10^{-23} \times (273.15 + 100.0) / 7.31 \times 10^{-26})^{1/2} = 459.9 \text{ m/s}$$

$$v^* = (2kT / m)^{1/2} = (2 \times 1.381 \times 10^{-23} \times (273.15 + 100.0) / 7.31 \times 10^{-26})^{1/2} = 375.5 \text{ m/s}$$

$$\langle v \rangle - v^* = 423.7 - 375.5 = 48.2 \text{ m/s}$$



c) Massa de una molècula de H₂: 2.02×10⁻³ kg/mol × (1 mol / 6.022×10²³) = 3.35×10⁻²⁷ kg

$$\langle v \rangle = (8kT / (\pi m))^{1/2} = (8 \times 1.381 \times 10^{-23} \text{ m}^2 \text{ kg s}^{-2} \text{ K}^{-1} \times (273.15 + 25.0) \text{ K} / (\pi \times 3.35 \times 10^{-27} \text{ kg}))^{1/2} = 1767.8 \text{ m/s}$$

$$(\langle v^2 \rangle)^{1/2} = (3kT / m)^{1/2} = (3 \times 1.381 \times 10^{-23} \times (273.15 + 25.0) / 3.35 \times 10^{-27})^{1/2} = 1918.8 \text{ m/s}$$

$$v^* = (2kT / m)^{1/2} = (2 \times 1.381 \times 10^{-23} \times (273.15 + 25.0) / 3.35 \times 10^{-27})^{1/2} = 1566.7 \text{ m/s}$$

$$\langle v \rangle - v^* = 1767.8 - 1566.7 = 201.1 \text{ m/s}$$

d)

i) La velocitat mitjana és sempre més gran que la velocitat més probable.

ii) La diferència entre les dues velocitats augmenta quan augmenta la dispersió de de la velocitat de les partícules.

ii) Quan la T augmenta, augmenta la dispersió de la funció distribució de velocitat, i passa el mateix quan disminueix la massa de les partícules.

6.3 Gas de Van der Waals

6.3.1 Un recipient de 5.0 litres conté 0.5 mols d'H₂ a 10.0° C. Assumint que el gas es comporta com un gas de Van der Waals, calculeu:

- La pressió del recipient ($a(\text{H}_2) = 0.025 \text{ Pa m}^6 \text{ mol}^{-2}$; $b(\text{H}_2) = 26.51 \times 10^{-6} \text{ m}^3 \text{ mol}^{-1}$).
- El canvi de la pressió si el recipient conté 0.5 mols de CO₂ en les mateixes condicions ($a(\text{CO}_2) = 0.0366 \text{ Pa m}^6 \text{ mol}^{-2}$; $b(\text{CO}_2) = 42.86 \times 10^{-6} \text{ m}^3 \text{ mol}^{-1}$).
- Compareu els resultats obtinguts amb el resultat de l'exercici 6.1.3.

a) $a(\text{H}_2) = 0.025 \text{ Pa m}^6 \text{ mol}^{-2} = 0.25 \text{ bars L}^2 \text{ mol}^{-2}$

$b(\text{H}_2) = 26.51 \times 10^{-6} \text{ m}^3 \text{ mol}^{-1} = 26.51 \times 10^{-3} \text{ L mol}^{-1}$

$$(P + a \times n^2 / V^2)(V - nb) = nRT \rightarrow P = nRT / (V - nb) - a \times n^2 / V^2$$

$$= 0.5 \times 0.08315 \times (273.15 + 10.0) / (5.0 - 0.5 \times 26.51 \times 10^{-3}) - 0.25 \times 0.5^2 / 5.0^2 = 2.358 \text{ bars}$$

b) $a(\text{CO}_2) = 0.0366 \text{ Pa m}^6 \text{ mol}^{-2} = 0.366 \text{ bars L}^2 \text{ mol}^{-2}$

$b(\text{CO}_2) = 42.86 \times 10^{-6} \text{ m}^3 \text{ mol}^{-1} = 42.86 \times 10^{-3} \text{ L mol}^{-1}$

$$(P + a \times n^2 / V^2)(V - nb) = nRT \rightarrow P = nRT / (V - nb) - a \times n^2 / V^2$$

$$= 0.5 \times 0.08315 \times (273.15 + 10.0) / (5.0 - 0.5 \times 42.86 \times 10^{-3}) - 0.366 \times 0.5^2 / 5.0^2 = 2.361 \text{ bars}$$

c) Gas ideal = 2.354 bars; $\Delta P(\text{H}_2) = 2.358 - 2.354 = 0.004 \text{ bars}$;

$\Delta P(\text{CO}_2) = 2.361 - 2.354 = 0.007 \text{ bars}$;

La diferència augmenta amb la mida de la molècula, la qual compensa el fet que les molècules de CO₂ s'atreuen més entre elles que les molècules de H₂

6.3.2 Un recipient de 2.0 litres conté 1.5 mols de CO a 20.0° C. Assumint que el gas es comporta com un gas de Van der Waals, calculeu:

- a) La pressió del recipient ($a(\text{CO}) = 0.1472 \text{ Pa m}^6 \text{ mol}^{-2}$; $b(\text{CO}) = 39.48 \times 10^{-6} \text{ m}^3 \text{ mol}^{-1}$).
- b) El canvi de la pressió si el recipient conté 1.5 mols de HCl en les mateixes condicions ($a(\text{HCl}) = 0.365 \text{ Pa m}^6 \text{ mol}^{-2}$; $b(\text{HCl}) = 40.6 \times 10^{-6} \text{ m}^3 \text{ mol}^{-1}$).
- c) Compareu els resultats dels dos apartats anteriors.

a) $a(\text{CO}) = 0.1472 \text{ Pa m}^6 \text{ mol}^{-2} = 1.472 \text{ bars L}^2 \text{ mol}^{-2}$

$b(\text{CO}) = 39.48 \times 10^{-6} \text{ m}^3 \text{ mol}^{-1} = 39.48 \times 10^{-3} \text{ L mol}^{-1}$

$$(P + a \times n^2 / V^2)(V - nb) = nRT$$

$$\rightarrow P = nRT / (V - nb) - a \times n^2 / V^2$$

$$= 1.5 \times 0.08315 \times (273.15 + 20.0) / (2.0 - 1.5 \times 39.48 \times 10^{-3}) - 1.472 \times 1.5^2 / 2.0^2 = 18.01 \text{ bars}$$

b) $a(\text{HCl}) = 0.365 \text{ Pa m}^6 \text{ mol}^{-2} = 3.65 \text{ bars L}^2 \text{ mol}^{-2}$

$b(\text{HCl}) = 40.6 \times 10^{-6} \text{ m}^3 \text{ mol}^{-1} = 40.6 \times 10^{-3} \text{ L mol}^{-1}$

$$(P + a \times n^2 / V^2)(V - nb) = nRT$$

$$\rightarrow P = nRT / (V - nb) - a \times n^2 / V^2$$

$$= 1.5 \times 0.08315 \times (273.15 + 20.0) / (2.0 - 1.5 \times 40.6 \times 10^{-3}) - 3.65 \times 1.5^2 / 2.0^2 = 16.80 \text{ bars}$$

c) El CO i el HCl tenen una mida molt similar. Però en el cas del HCl, la pressió final és més baixa degut a les interaccions de pont de hidrogen entre les molècules.