

1 Tema 1. Els gasos i el seu comportament

Exercici 1

Un conductor comprova la pressió dels pneumàtics pel matí aviat, quan la temperatura és de 15°C , i és de $1.3 \times 10^5 \text{ Pa}$. Al migdia la temperatura és 15 graus més elevada. Quina és la pressió dels pneumàtics ara?.

Les dades són:

- Pressió inicial: $P_1 = 1.3 \times 10^5 \text{ Pa}$
- Temperatura inicial: $T_1 = 15^{\circ}\text{C} = 288 \text{ K}$
- Temperatura final: $T_2 = 30^{\circ}\text{C} = 303 \text{ K}$
- Suposem que el volum dels pneumàtics es manté constant.

Com que el volum no canvia, podem utilitzar la llei de Gay-Lussac per determinar la pressió final:

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

Aïllant P_2 :

$$P_2 = P_1 \times \frac{T_2}{T_1} = (1.3 \times 10^5 \text{ Pa}) \times \frac{303 \text{ K}}{288 \text{ K}} = (1.3 \times 10^5 \text{ Pa}) \times 1.0521 = 1.37 \times 10^5 \text{ Pa}$$

Exercici 2

Dalt de l'Everest, la pressió atmosfèrica és de 0.33 atm i la temperatura de 50 sota zero. Quina és la densitat de l'aire si en CN és de 1.29 g dm^{-3} ?

Sabem que la densitat de l'aire en condicions normals (CN) és:

$$\rho_{\text{CN}} = 1.29 \text{ g dm}^{-3}$$

Les condicions a dalt de l'Everest són:

- Pressió atmosfèrica: $P = 0.33 \text{ atm}$

- Temperatura: $T = -50\text{ }^{\circ}\text{C} = 223\text{ K}$
- Condicions normals (CN):
 - Pressió normal: $P_{\text{CN}} = 1\text{ atm}$
 - Temperatura normal: $T_{\text{CN}} = 273\text{ K}$

Sabem que la densitat d'un gas està relacionada amb la pressió i la temperatura segons l'expressió:

$$\frac{\rho}{\rho_{\text{CN}}} = \frac{P}{P_{\text{CN}}} \times \frac{T_{\text{CN}}}{T}$$

Aïllant ρ :

$$\rho = \rho_{\text{CN}} \times \frac{P}{P_{\text{CN}}} \times \frac{T_{\text{CN}}}{T}$$

Substituïm els valors donats:

$$\rho = (1.29\text{ g dm}^{-3}) \times \frac{0.33\text{ atm}}{1\text{ atm}} \times \frac{273\text{ K}}{223\text{ K}} = 0.52\text{ g dm}^{-3}$$

Exercici 3

Calcular el volum molar d'un gas ideal a condicions normals (1 atm i 0°C).

Exercici 4

Quant gas hi ha en una mostra de volum 0.5 dm^3 , a $80\text{ }^{\circ}\text{C}$ i 800 Torr de pressió?

Exercici 5

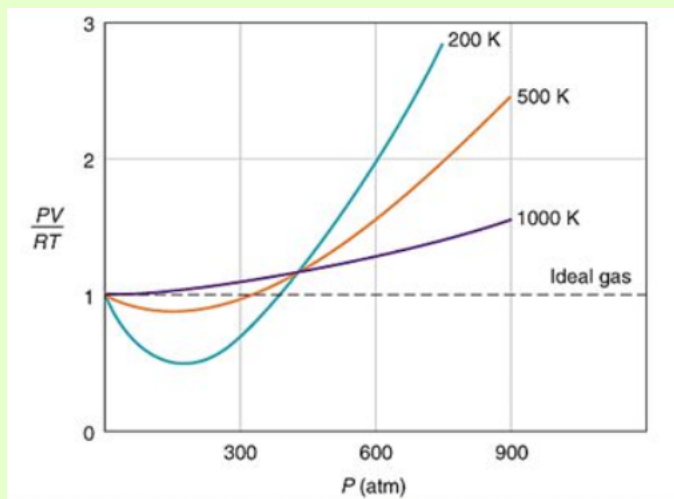
Pots calcular el volum ocupat per molècula en un gas ideal a CN?. Es troben dues molècules molt freqüentment en un gas a baixa pressió?

Exercici 6

Si a CN la densitat d'un gas ideal és de 2.62 g dm^{-3} , quina és la seva massa molar? i quina densitat tindrà a 300 K i $2.4 \times 10^5\text{ Pa}$ $2.4 \times 10^5\text{ Pa}$?

Exercici 7

Què passa segons l'Equació de van der Waals si la pressió es fa propera a zero o bé la temperatura es fa molt gran per a un gas real? La figura mostra el factor de compressibilitat per a un mateix gas a diferents temperatures

**Exercici 8**

La composició percentual, en massa, de l'aire sec al nivell del mar és, aproximadament, $N_2/O_2/Ar=75.5/23.2/1.3$. Quina és la pressió parcial de cada component quan la pressió total és 1.20 atm?

En 100gr d'aire tindrem 75.5, 23.2 i 1.3 gr de N_2 , O_2 i Ar, respectivament. Podem calcular la seva fracció molar calculant el número de mols de cadascun i dividint pel total. Després, només cal multiplicar per la pressió corresponent i sabrem la pressió parcial de cada component:

$$n_{N_2} = 75.5g \cdot \frac{1mol}{28.02g} = 2.69mol$$

$$n_{O_2} = 23.2g \cdot \frac{1mol}{32.00g} = 0.725mol$$

$$n_{Ar} = 1.3g \cdot \frac{1mol}{39.95g} = 0.033mol$$

	N ₂	O ₂	Ar
Fracció molar	0.780	0.210	0.0096
Pressió parcial (nivell del mar)/atm	0.780	0.210	0.0096
Pressió parcial ($P_T = 1.20\text{atm}$)/atm	0.936	0.252	0.012

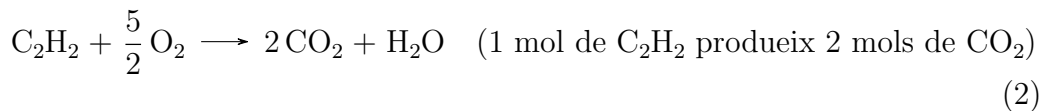
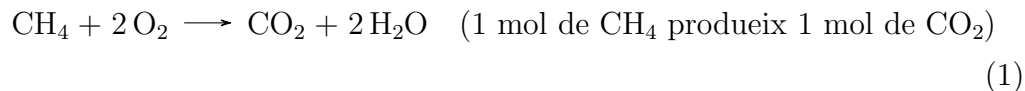
Exercici 9

Una barreja de metà CH_4 i d'acetilè C_2H_2 ocupava un cert volum a una pressió total de 63 mmHg. La mostra es va cremar a CO_2 i H_2O . Se'n va recollir el CO_2 en el mateix volum inicial i la mateixa temperatura inicial, i es va veure que la seva pressió era de 96 mmHg. Quina era la fracció de metà a la mescla de gasos inicials?

Definim x com la fracció molar de metà (CH_4) i y com la fracció molar d'acetilè (C_2H_2):

$$x + y = 1$$

Les reaccions de combustió són:



Si tenim un nombre total de mols n , llavors:

- Mols de metà: xn
- Mols d'acetilè: yn

Els mols de CO_2 formats són:

$$n_{\text{CO}_2} = xn + 2yn$$

Com que el volum i la temperatura es mantenen constants, segons la llei dels gasos ideals la pressió és directament proporcional als mols:

Així:

$$P_{\text{CO}_2} = (xn + 2yn) \cdot \frac{P_{\text{total}}}{n}$$

Substituint els valors donats:

$$96 = (x + 2y) \cdot 63$$

d'on

$$x + 2y = \frac{32}{21}$$

Ara ja podem resoldre el sistema:

$$x + y = 1 \quad (3)$$

$$x + 2y = \frac{32}{21} \quad (4)$$

i obtenim

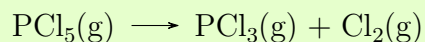
$$x = 1 - \frac{11}{21} = \frac{10}{21}$$

Per tant, la fracció de metà en la mescla inicial és:

$$\frac{10}{21} \approx 0.476 \quad \text{o} \quad 47.6\%$$

Exercici 10

Una mostra de PCl_5 , que pesa 2.69 g, es va col·locar en un flascó d'1.00 L i es va evaporar completament a una temperatura de 25 °C. La pressió observada a aquesta temperatura va ser 1.00 atm. Existeix la possibilitat que una part del PCl_5 s'hagi dissociat d'acord amb l'equació:



Quines són les pressions parcials del PCl_5 , PCl_3 i Cl_2 en aquestes condicions experimentals? (Adaptat de [?])

La solució d'aquest problema implica diverses etapes. Per determinar si s'ha dissociat una part del PCl_5 , calculem primerament la pressió que s'hauria observat si no s'hagués dissociat el PCl_5 . Això es pot calcular a partir del nombre de mols de PCl_5 utilitzats, juntament amb el volum i la temperatura del flascó. Com que el pes molecular del PCl_5 és 208 g mol^{-1} , el nombre de mols de PCl_5 inicialment presents en el flascó és:

$$n = 2.69 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{208 \text{ g}} = 0.0129 \text{ mol}.$$

La pressió corresponent a aquest nombre de mols seria:

$$P = \frac{nRT}{V} = \frac{(0.0129 \text{ mol})(0.082 \text{ L atm mol}^{-1} \text{ K}^{-1})(523.15 \text{ K})}{1.00 \text{ L}} = 0.553 \text{ atm}.$$

Com que la pressió observada és superior a aquesta, s'ha de produir certa dissociació del PCl_5 . Aplicant la llei de les pressions parcials, podem escriure:

$$P_{\text{PCl}_5} + P_{\text{PCl}_3} + P_{\text{Cl}_2} = P_t = 1.00 \text{ atm}. \quad (5)$$

Ara observem que:

Atès que es produeix un mol de PCl_3 i un mol de Cl_2 per cada mol de PCl_5 dissociat,

$$P_{\text{Cl}_2} = P_{\text{PCl}_3}, \quad P_{\text{PCl}_5} = 0.553 \text{ atm} - P_{\text{Cl}_2}.$$

i podem reescriure l'Equació 5 com:

$$0.553 \text{ atm} - P_{\text{Cl}_2} + P_{\text{Cl}_2} + P_{\text{Cl}_2} = 1.00 \text{ atm}.$$

Resolent, obtenim:

$$P_{\text{Cl}_2} = 0.447 \text{ atm},$$

i

$$P_{\text{PCl}_3} = 0.447 \text{ atm}, \quad P_{\text{PCl}_5} = 0.106 \text{ atm}.$$

Exercici 11

Perquè hi ha diferències entre els quocients de capacitat calorífica (C_P/C_V) de gasos monoatòmics respecte els diatòmics? (Adona't que si un gas monoatòmic ideal, pel fet d'estar només augmentant la seva energia cinètica translacional té una $C_V = \frac{3}{2}R$, es pot entendre que per a cada component (eix) necessita $\frac{1}{2}R$)

Els quocients de la capacitat calorífica dels gasos diatòmics són molt menors que 1,67, i hem d'esbrinar la raó d'aquestes desviacions.

Primerament, notem que C_V , la capacitat calorífica deguda al moviment de translació de les molècules, és igual a $\frac{3}{2}R$, i que hi ha tres components independents de velocitat associats amb el moviment de translació. Per tant, podem inferir que cadascun dels tres moviments de translació independents contribueix amb $\frac{1}{2}R$ a la capacitat calorífica molar. Sobre aquesta base, podríem esperar que, si algun altre tipus de moviment fos accessible a les molècules de gas, hi hauria més contribucions a la capacitat molar i aquestes entrarien en unitats de $\frac{1}{2}R$.

A més de tenir els tres moviments de translació, una molècula diatòmica pot rotar al voltant del seu centre de massa segons dos modes mútuament perpendiculars i independents. Assignant $\frac{1}{2}R$ com la contribució de cadascun d'aquests moviments a la capacitat calorífica, tenim:

$$C_V = \underbrace{\frac{3}{2}R}_{\text{traslació}} + \underbrace{\frac{1}{2}R + \frac{1}{2}R}_{\text{rotació}} = \frac{5}{2}R,$$

$$C_P = C_V + R = \frac{7}{2}R,$$

$$\frac{C_P}{C_V} = \frac{\frac{7}{2}R}{\frac{5}{2}R} = \frac{7}{5} = 1,40.$$

Exercici 12

Qui es mou més ràpid, una molècula d'oxigen o una de nitrogen en dues mostres d'aquests gasos a la mateixa temperatura? Pots explicar perquè la pressió és independent de la natura de les molècules?

Exercici 13

Calcula la velocitat mitjana de les molècules d'hidrògen a 25°C.

Exercici 14

Considerant que no es comporta idealment, calcula la temperatura de 10 mol de monòxid de carboni (CO) sotmesos a una pressió de 5 kPa en un volum de 2 m³.

L'equació de Van der Waals per gasos reals és:

$$\left(P + \frac{n^2 a}{V^2}\right)(V - nb) = nRT$$

on a i b són constants que depenen de la naturalesa del gas. En el nostre cas:

- Nombre de mols: $n = 10$ mol
- Pressió: $P = 5 \text{ kPa} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{101.325 \text{ kPa}} = 0.0493 \text{ atm}$
- Volum: $V = 2 \text{ m}^3 = 2000 \text{ L}$
- Constants de Van der Waals per CO:
 - $a = 1.4850 \text{ L}^2 \text{ atm mol}^{-2}$
 - $b = 0.03985 \text{ L mol}^{-1}$
- Constant dels gasos: $R = 0.0821 \text{ L atm mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$

Calculem el terme de correcció de la pressió:

$$P + \frac{an^2}{V^2} = 0.0493 + \frac{(1.4850)(10)^2}{(2000)^2} = 0.0493 \text{ atm}$$

Calculem el volum corregit:

$$V - nb = 2000 - (10 \times 0.03985) = 2000 - 0.3985 = 1999.6 \text{ L}$$

Es pot veure com l'efecte de la no idealitat en aquest gas és molt reduït. Substituïm a l'equació:

$$(0.0493)(1999.6) = (10)(0.0821)T$$

$$T = \frac{98.57}{0.821} = 120 \text{ K}$$

Exercici 15

Perquè CO_2 i O_2 tenen una desviació negativa respecte al comportament del gas ideal a pressions i temperatures moderades, mentre que l'He i el H_2 presenten una desviació positiva en les mateixes condicions?