

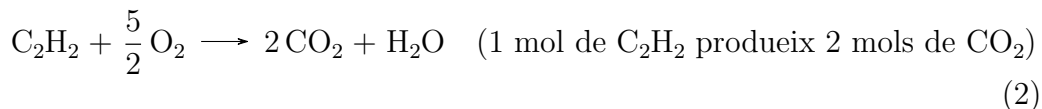
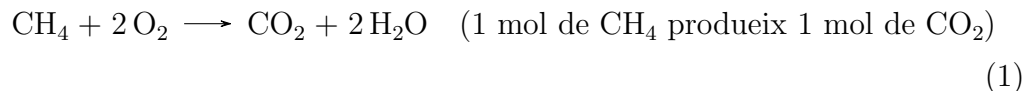
Qüestió 1

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

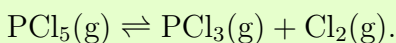
$$x = 1 - \frac{11}{21} = \frac{10}{21}$$

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

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

Qüestió 2

Una mostra de PCl_5 que pesa 2,69 g va ser col·locada en un flascó d'1,00 litre i evaporada completament a una temperatura de 250 °C. La pressió observada a aquesta temperatura va ser d'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 de PCl_5 , PCl_3 i Cl_2 sota aquestes condicions experimentals?

La solució d'aquest problema implica diverses etapes. Per decidir si el PCl_5 s'ha dissociat, calculem primer la pressió que s'hauria observat si no s'hagués dissociat. Això es pot calcular a partir del nombre de mols de PCl_5 utilitzats, juntament amb el volum i la temperatura del flascó. Sabent que el pes molecular del PCl_5 és 208, el nombre de mols de PCl_5 inicialment presents en el flascó és:

$$n = \frac{2,69}{208} = 0,0129.$$

La pressió corresponent a aquest nombre de mols seria:

$$P = \frac{nRT}{V} = \frac{(0,0129)(0,082)(523)}{1} = 0,553 \text{ atm.}$$

Com que la pressió observada és major que aquesta, ha d'haver-hi hagut certa dissociació de PCl_5 . Utilitzant la llei de les pressions parcials podem escriure:

$$P_{\text{PCl}_5} + P_{\text{PCl}_3} + P_{\text{Cl}_2} = P_T = 1,00 \text{ atm.}$$

Ara notem que:

$$P_{\text{Cl}_2} = P_{\text{PCl}_3}, \quad P_{\text{PCl}_5} = 0,553 - P_{\text{Cl}_2},$$

ja que es produeix un mol de PCl_3 i un mol de Cl_2 cada vegada que es dissocia un mol de PCl_5 . Per tant, podem escriure la llei de Dalton com:

$$0,553 - P_{\text{Cl}_2} + P_{\text{Cl}_2} + P_{\text{Cl}_2} = 1,00.$$

$$P_{\text{Cl}_2} = 0,447 \text{ atm,}$$

i

$$P_{\text{PCl}_3} = 0,447 \text{ atm,} \quad P_{\text{PCl}_5} = 0,106 \text{ atm.}$$

Qüestió 3

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:

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

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

- Nombre de mols: $n = 10 \text{ mol}$

- 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:

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

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

Qüestió 4

Fem una dissolució barrejant dos mols de metanol amb un mol d'etanol a una T donada. Si la P_v del metanol pur a aquesta T és de 81 kPa, i la de l'etanol pur a la mateixa T és de 45 kPa, quina és la pressió de vapor de la barreja, assumint que és una dissolució ideal?

Hi ha 3 mols totals. Les fraccions molars són fàcilment calculables:

$$x_{\text{metanol}} = 2/3$$

i

$$x_{etanol} = 1/3$$

Segons la llei de Raoult, la contribució a la pressió de vapor total de cada component ve donada pel producte de la seva fracció molar per la pressió de vapor de la substància pura:

$$P_{metanol} = x_{metanol} \times P_{metanol}^0 = 2/3 \times 81kPa = 54kPa$$

$$P_{etanol} = x_{etanol} \times P_{etanol}^0 = 1/3 \times 45kPa = 15kPa$$

$$\text{Per tant, } P_{total} = P_{metanol} + P_{etanol} = 54kPa + 15kPa = 69kPa$$

Qüestió 5

Perquè es generen bombolles de seguida que obrim una ampolla d'aigua amb gas?

Segons la llei de Henry, la concentració de gas en un líquid és proporcional a la pressió parcial externa d'aquest gas. Quan s'embotella aigua carbonatada es fa a una pressió superior a 1 atm. Quan obrim l'ampolla, la pressió es redueix fins a 1 atm, i per tant el CO₂ no és tan soluble i escapa de la dissolució formant bombolles.

Qüestió 6

La constant de la llei de Henry de l'O₂ en aigua a 25°C és 1.27·10⁻³ M atm⁻¹, i la fracció molar de l'O₂ en l'atmosfera és 0.21. Calcula la solubilitat de l'O₂ en aigua a 25°C i a pressió atmosfèrica.

Segons la llei de Dalton, la pressió parcial d'un gas en una dissolució de gasos és proporcional a la seva fracció molar: $P_A = x_A P_t$. Per tant, $P_{O_2} = 0.21 \times 1atm = 0.21atm$.

A partir de la llei de Henry, la concentració d'oxigen dissolt en les condicions donades és

$$[O_2] = kP_{O_2} = 1.27 \times 10^{-3} M atm^{-1} \cdot 0.21atm = 2.7 \cdot 10^{-4} M$$

Qüestió 7

La T de congelació del benzè pur és 5.40°C . Quan es dissol 1.15g de naftalè en 100 g de benzè, la dissolució resultant té un punt de congelació de 4.95°C . Si la constant de descens molal del punt de congelació del benzè és 5.12°C , quin és el pes molecular del naftalè?

La molalitat de la dissolució és

$$m = \frac{\Delta T}{K_f} = \frac{5.40 - 4.95}{5.12} = 0.088$$

A partir de la quantitat de naftalè i la molalitat:

$$\frac{1.15\text{ g naft}}{100\text{ g dissolv}} \cdot \frac{1000\text{ g dissolv}}{0.088\text{ mol naft}} = 130\text{ g mol}^{-1}$$

Qüestió 8

La composició percentual, en massa, de l'aire sec al nivell del mar és, aproximadament, $\text{N}_2/\text{O}_2/\text{Ar}=75.5/23.2/1.3$. 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:

$$n_{\text{N}_2} = 75.5\text{g} \cdot \frac{1\text{mol}}{28.02\text{g}} = 2.69\text{mol}$$

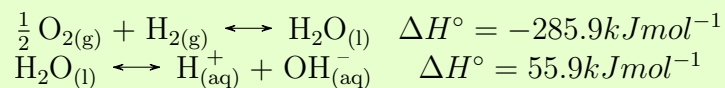
$$n_{\text{O}_2} = 23.2\text{g} \cdot \frac{1\text{mol}}{32.00\text{g}} = 0.725\text{mol}$$

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

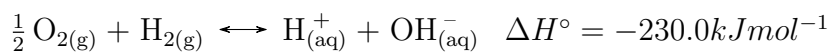
	N_2	O_2	Ar
Fracció molar	0.780	0.210	0.0096
Pressió parcial (nivell del mar)/atm	0.780	0.210	0.0096
Pressió parcial ($P_T = 1.20\text{atm}$)/atm	0.936	0.252	0.012

Qüestió 9

Calcular l'entalpia normal de formació de l'ió $\text{OH}_{(\text{aq})}^-$ a partir de les següents calors de reacció:



Només cal sumar les dues equacions per obtenir la reacció desitjada de formació dels dos ions, i sumem de la mateixa manera les calors de reacció:



Com que la calor normal de formació de l'ió H^+ és $\Delta H_f^\circ = 0$, es dedueix que $\Delta H_f^\circ[\text{OH}_{(\text{aq})}^-] = -230.0 \text{kJmol}^{-1}$