

EXERCICES SERIE 3

3.1. Loi générale des gaz parfaits :

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} \Rightarrow V_2 = \frac{P_1 V_1 T_2}{P_2 T_1}$$

$$V_1 = 0.12 \text{ m}^3, P_1 = 1.02 \cdot 10^5 \text{ Pa}, P_2 = 5.5 \cdot 10^3 \text{ Pa}$$

$$T_1 = 15 + 273 = 288 \text{ K}, T_2 = 273 - 46 = 227 \text{ K}$$

$$V_2 = \frac{1.02 \cdot 10^5 \cdot 0.12 \cdot 227}{5.5 \cdot 10^3 \cdot 288} = \underline{1.75 \text{ m}^3}$$

3.2. Oxygène :  $P_{\text{finale}} = P_{\text{initiale}} \cdot \frac{V_i}{V_f} = 200 \text{ Torr} \cdot \frac{200}{500}$   
 $= 80 \text{ Torr}$

Azote :  $P_f = P_i \cdot \frac{V_i}{V_f} = 100 \text{ Torr} \cdot \frac{300}{500} = 60 \text{ Torr}$

Pression totale :  $P = P_f(\text{O}_2) + P_f(\text{N}_2) = 80 + 60 = \underline{140 \text{ Torr}}$

3.3. Volume d'air sec (conditions normales  $T = 273 \text{ K}, P = 1 \text{ atm}$ )  
 $= 52.5 \text{ L} \cdot \frac{273}{293} \cdot \frac{(750 - 17.5) \text{ Torr}}{760 \text{ Torr}} = 47.1 \text{ L}$

Vitesse de consommation d'oxygène :  
 $= \frac{(0.2032 - 0.1675) \cdot 47.1 \text{ L}}{6 \text{ min}} = \underline{0.280 \text{ L/min}}$

3.4.  $PV = nRT \quad n = \frac{m}{M} = \frac{15 \text{ g}}{39.9 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0.376 \text{ mol}$

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{0.376 \text{ mol} \cdot 0.0821 \text{ L} \cdot \text{atm} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 363 \text{ K}}{(735/760) \text{ atm}}$$

$$= \underline{11.6 \text{ L}}$$

3.5.

E	$m_E [\text{g}]$	$M_E [\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}]$	$n_E [\text{mol}]$	$n_E/n_C$
C	55.8	12.01	4.65	1.00
H	7.03	1.01	6.97	1.50
O	37.2	16.00	2.33	0.50

La formule brute calculée à partir de la composition est  $\text{C}_2\text{H}_3\text{O}$ , de masse molaire  $M = 43.0$ .

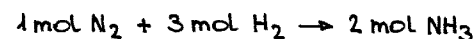
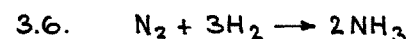
Le composé évaporé est considéré comme un gaz parfait :

$$n = \frac{PV}{RT} = \frac{(740/760) \cdot 0.545}{0.0821 \cdot 373} = 0.0173 \text{ mol}$$

masse molaire du composé :  $M = \frac{m}{n} = \frac{1.500}{0.0173} = 86.7 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

$\Rightarrow$  la molécule contient  $\frac{86.7}{43.0} \approx 2$  fois le nb. d'atomes de la formule brute

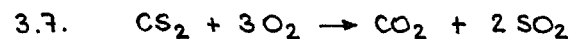
$\Rightarrow$  la formule moléculaire est donc :  $\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_2$



1 volume  $\text{N}_2 + 3 \text{ volumes } \text{H}_2$  donnent 2 volumes  $\text{NH}_3$

$\Rightarrow 6 \text{ L } \text{N}_2 + (3 \cdot 6 = 18 \text{ L}) \text{H}_2$  donnent  $2 \cdot 6 = 12 \text{ L } \text{NH}_3$

$\Rightarrow \underline{18 \text{ L } \text{H}_2} + 6 \text{ L } \text{N}_2 \rightarrow \underline{12 \text{ L } \text{NH}_3}$



3 mol de  $\text{O}_2$  sont nécessaires à la combustion de 1 mol de  $\text{CS}_2$ . Dans les conditions normales 1 mol de gaz représente un volume de 22.4 L.

$\Rightarrow$  1 mol  $\text{CS}_2$  nécessite :  $3 \cdot 22.4 = \underline{67.2 \text{ L } \text{O}_2}$   
 " " donne :  $1 \cdot 22.4 = \underline{22.4 \text{ L } \text{CO}_2}$   
 " " " :  $2 \cdot 22.4 = \underline{44.8 \text{ L } \text{SO}_2}$



nombre de moles de  $\text{H}_2$  produites :  $n(\text{H}_2) = \frac{PV}{RT}$

$$n(\text{H}_2) = \frac{(770/760) \cdot 0.5}{0.0821 \cdot 293} = 0.0211 \text{ mol H}_2$$

$$n(\text{Zn}) = n(\text{H}_2) = m(\text{Zn}) / M(\text{Zn}) \Rightarrow m(\text{Zn}) = n(\text{H}_2) \cdot M(\text{Zn})$$

$$m(\text{Zn}) = 0.0211 \text{ mol} \cdot 65.4 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = \underline{1.38 \text{ g Zn}}$$

3.9. La composition relative en volumes est la même qu'en moles :

100 mol de gaz contiennent :

84 mol  $\text{CH}_4$  , 10 mol  $\text{C}_2\text{H}_6$  , 3 mol  $\text{C}_3\text{H}_8$  , 3 mol  $\text{N}_2$

$$M(\text{CH}_4) = 16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}, M(\text{C}_2\text{H}_6) = 30 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}, M(\text{C}_3\text{H}_8) = 44 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}, M(\text{N}_2) = 28 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$\Rightarrow$  100 mol de gaz naturel représentent une masse de :

$$(84 \cdot 16) + (10 \cdot 30) + (3 \cdot 44) + (3 \cdot 28) = 1860 \text{ g}$$

Dans 100 mol de mélange, il y a :

$$(84 \cdot 1) + (10 \cdot 2) + (3 \cdot 3) = 113 \text{ at} \cdot \text{g de C élémentaire.}$$

$$\Rightarrow n(\text{butadiène}) = \frac{113}{4} = 28.25 \text{ mol}$$

$$M(\text{C}_4\text{H}_6) = 54 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \Rightarrow m(\text{C}_4\text{H}_6) = n(\text{C}_4\text{H}_6) \cdot M(\text{C}_4\text{H}_6) \\ = 28.25 \text{ mol} \cdot 54 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 1530 \text{ g C}_4\text{H}_6$$

1860 g de gaz naturel fournissent 1530 g  $\text{C}_4\text{H}_6$

$\Rightarrow$  100 g de gaz naturel fournissent :

$$1530 \cdot \frac{100}{1860} = \underline{82 \text{ g de butadiène}}$$