

TD1 Thermodynamique - Exercices supplémentaires

Exercice 7

Loi des gaz parfaits : $PV = nRT$

$$PV = \frac{m}{M}RT \text{ soit } M = \frac{mRT}{PV} \quad \text{avec } R = 8,314 \text{ J.mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$

m en g
T en K
V en m³
P en Pa

Il faut convertir la pression donnée en Pascal :

On sait que 760 mmHg = 1,01325 * 10⁵ Pa donc 750 mmHg = 9,999 * 10⁴ Pa

En remplaçant dans la loi des gaz parfaits, on obtient :

$$M = \frac{378,4 * 10^{-3} * 8,314 * 350,15}{9,999 * 10^4 * 40 * 10^{-6}}$$

soit **M = 275,42 g.mol⁻¹**

Exercice 8

Conditions normales de pression et température : $T = 0 \text{ }^\circ\text{C} = 273,15 \text{ K}$
 $P_{\text{atmosphérique}} = 1,01325 * 10^5 \text{ Pa}$

Afin de déterminer la formule brute de l'hydrocarbure il faut déterminer sa masse molaire :

Loi des gaz parfaits : $PV = nRT$ soit $PV = \frac{m}{M}RT$

Or $m = \rho_{\text{composé}} * V = \rho_{\text{air}} * d * V$

Soit $PV = \frac{\rho_{\text{air}} * d * V}{M} RT$

$$M = \frac{\rho_{\text{air}} * d * RT}{P} = \frac{1,293 * 10^3 * 0,55 * 8,314 * 273,15}{1,01325 * 10^5} = 16 \text{ g.mol}^{-1}$$

L'hydrocarbure C_nH_{2n+1} a donc une masse molaire de 16 g.mol⁻¹. On cherche à déterminer n d'après cette formule brute et les masses molaires de carbone (M_c) et d'hydrogène (M_H) :

$$n_c * M_c + n_H * M_H = M$$

avec n_c et n_H le nombre d'atome de carbone et d'hydrogène constituants la molécule

$$12n + 2n + 2 = 16$$

$$n = 1$$

La formule brute de l'hydrocarbure est **CH₄ (le méthane)**.