

## Exercices sur les alcanes (corrigés)

### le méthane $\text{CH}_4$ - le propane $\text{C}_3\text{H}_8$ .

URL source du document : <http://www.chimix.com/index4.htm>

#### Exercice 1

Le propane est commercialisé sous forme liquide. La bouteille contient 7 kg de propane et a un volume de 10 L.

Quelle est la masse volumique du propane liquide ?

Quelle est la masse volumique du propane gazeux ?

-Ce gaz est-il plus dense que l'air ?

Quel volume de gaz (CNTP) peut libérer cette bouteille ?

Quel est le volume d'air nécessaire à la combustion totale du volume de propane contenu dans la bouteille?

Quelle masse d'eau obtient-on en faisant brûler totalement 1 L de propane gazeux ?

#### Corrigé

masse volumique ( $\text{kg} / \text{m}^3$ ) du liquide :  $10 \text{ L} = 0,01 \text{ m}^3$ . ( $1000 \text{ L} = 1 \text{ m}^3$ )

masse ( $\text{kg}$ ) / volume ( $\text{m}^3$ ) =  $7 / 0,01 = 700 \text{ kg} / \text{m}^3$

masse volumique ( $\text{kg} / \text{m}^3$ ) du gaz : cette masse volumique dépend de la température et de la pression dans les conditions normales de température et de pression

le volume molaire d'un gaz est  $22,4 \text{ L} = 0,0224 \text{ m}^3$ .

masse molaire du propane  $\text{C}_3\text{H}_8$  :  $12 \cdot 3 + 8 = 44 \text{ g/mol} = 0,044 \text{ kg} / \text{mol}$ ,  $0,044 / 0,0224 = 1,96 \text{ kg/m}^3$ .

densité d'un gaz par rapport à l'air  $d = \text{masse molaire (g/mol)} / 29 = 44/29 = 1,51$

**le propane est plus dense que l'air**

volume de gaz : Quantité de matière ( $\text{mol}$ ) = masse ( $\text{g}$ ) / masse molaire ( $\text{g/mol}$ ) =  $7000 / 44 = 159 \text{ mol}$

volume ( $\text{L}$ ) = volume molaire ( $\text{L/mol}$ ) x Qté de matière ( $\text{mol}$ ) =  $22,4 \cdot 159 = 3562 \text{ L}$ .



Qté de matière de dioxygène :  $5 \cdot 159 = 795 \text{ mol}$

volume  $\text{O}_2$  :  $22,4 \cdot 795 = 17\,800 \text{ L} = 17,8 \text{ m}^3$ .

**l'air contient en volume environ 20% de dioxygène.  $17,8 \cdot 5 = 89 \text{ m}^3$  d'air.**

à partir de 1L de propane gaz :  $1 / 22,4 = 0,0446 \text{ mol} = 44,6 \text{ mmol}$  propane

donc  $4 \cdot 0,0446 = 0,178 \text{ mol}$  d'eau

masse molaire de l'eau :  $18 \text{ g/mol}$

masse d'eau :  $18 \cdot 0,178 = 3,21 \text{ g}$ .

## Exercice 2

Le méthane  $\text{CH}_4$  (g) et le propane  $\text{C}_3\text{H}_8$  (g) sont utilisés comme combustibles domestiques. Méthane (gaz naturel) et propane (bouteille) Equations :  $\text{CH}_4 + 2 \text{O}_2 \Rightarrow \text{CO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$  ;  $\text{C}_3\text{H}_8 + 5 \text{O}_2 \Rightarrow 3 \text{CO}_2 + 4 \text{H}_2\text{O}$

Sachant qu'une bouteille de propane contient 15,0 kg de gaz liquéfié, calculer les masses d'eau et de dioxyde de carbone formées lorsqu'on brûle tout le gaz contenu dans la bouteille.

Pendant les 4 mois froids de l'année, un abonné consomme 1 500  $\text{m}^3$  de méthane (son volume molaire : 24,0 L/mol)

- Masse de méthane brûlé ?
- Quels volumes de dioxyde de carbone et de vapeur d'eau ont été produits ?
- Quel volume de dioxygène a été nécessaire pour assurer la combustion ?
- A quel volume d'air cela correspond-il sachant que l'air contient environ un cinquième de dioxygène en volume ?

## Corrigé

masse molaire : propane :  $3 \cdot 12 + 8 = 44 \text{ g/mol}$  ;  $\text{CO}_2$  :  $12 + 2 \cdot 16 = 44 \text{ g/mol}$  ;  $\text{H}_2\text{O}$  :  $2 \cdot 1 + 16 = 18 \text{ g/mol}$  ;  $\text{CH}_4$  :  $12 + 4 = 16 \text{ g/mol}$

masse (g) / masse molaire =  $15\,000 / 44 = 341 \text{ mol}$  propane

donc: d'après les coefficients de l'équation bilan  $4 \cdot 341 = 1364$  moles d'eau ou  $1364 \cdot 18 = 24,5 \text{ kg}$  eau

donc:  $3 \cdot 341 = 1023$  moles  $\text{CO}_2$  ou  $1023 \cdot 44 = 45 \text{ kg}$   $\text{CO}_2$ .

$1 \text{ m}^3 = 1000 \text{ L}$  ; volume (L) / volume molaire des gaz(L/mol)=  $1500 * 1000 / 24 = 62500$  mol méthane  
soit  $62500 * 16 = 1000$  kg.

Donc: d'après les coefficients de l'équation bilan  $62500$  mol  $\text{CO}_2$

$62500 * 44 = 2750$  kg.

Donc:  $2 * 62500 = 125\ 000$  mol eau ou  $125000 * 18 = 2250$  kg eau

$125000 \text{ mol} \times \text{O}_2 \text{ volume (L)} = \text{Qté de matière (mol)} * \text{volume molaire des gaz (L/mol)}$  :

$125000 * 24 = 3\ 000 \text{ m}^3$

volume d'air :  $3000 * 5 = 15\ 000 \text{ m}^3$ .