

### Correction de l'exercice 17 p 132

- 1- On sait que tous les gaz occupent, à température et pression donnée, le même volume, appelé volume molaire. A 20°C, sous une pression de 1013 hPa, on doit savoir qu'il a pour valeur 24 L.mol<sup>-1</sup>. Dans ces conditions de température et de pression, la quantité de matière contenue dans 10 L de dioxygène est :

$$n = \frac{V}{V_m} = \frac{10}{24} = 0,416 \text{ mol}$$

- 2- Comme nous l'avons dit, le volume molaire est le même pour tous les gaz dans les mêmes conditions de température et de pression (CTP). La quantité de matière contenue dans 10 L d'azote (normalement diazote) est donc également 0,416 mol.

### Correction de l'exercice 31 p 134

- 1- La masse molaire d'une molécule se calcule en sommant les masses molaires de tous les atomes la constituant. Ainsi la masse molaire du méthane vaut :  $M(\text{CH}_4) = M_C + 4 \cdot M_H = 12 + 4 \cdot 1 = 16 \text{ g.mol}^{-1}$
- 2- Puisqu'à 0°C, sous une pression de 1013 hPa, le volume molaire (c'est-à-dire le volume occupé par une mole de gaz) vaut 22,4 L, 13,4 mol de méthane occuperont un volume de

$$V = n \cdot V_m = 13,4 \cdot 22,4 = 300 \text{ L}$$

- 3- Puisque nous savons qu'une mole de méthane a pour masse 16 g (c'est la masse molaire du méthane que nous avons calculé dans la première question), 13,4 mol auront pour masse

$$m = n \cdot M = 13,4 \cdot 16 = 214 \text{ g}$$

- 4- La densité d'un corps par rapport à un autre est le rapport de leur masse volumique. Nous connaissons celle de l'air dans les CTP de l'exercice, il ne nous reste qu'à déterminer celle du méthane. Nous savons que 300 L de ce gaz ont pour masse 214 g, sa masse volumique vaut donc  $\rho = \frac{m}{V} = \frac{214}{300} = 0,713 \text{ g.L}^{-1}$

et sa densité  $d = \frac{\rho_{\text{méthane}}}{\rho_{\text{air}}} = \frac{0,713}{1,29} = 0,55$  .

### Correction de l'exercice 17 p 132

- 3- On sait que tous les gaz occupent, à température et pression donnée, le même volume, appelé volume molaire. A 20°C, sous une pression de 1013 hPa, on doit savoir qu'il a pour valeur 24 L.mol<sup>-1</sup>. Dans ces conditions de température et de pression, la quantité de matière contenue dans 10 L de dioxygène est :

$$n = \frac{V}{V_m} = \frac{10}{24} = 0,416 \text{ mol}$$

- 4- Comme nous l'avons dit, le volume molaire est le même pour tous les gaz dans les mêmes conditions de température et de pression (CTP). La quantité de matière contenue dans 10 L d'azote (normalement diazote) est donc également 0,416 mol.

### Correction de l'exercice 31 p 134

- 5- La masse molaire d'une molécule se calcule en sommant les masses molaires de tous les atomes la constituant. Ainsi la masse molaire du méthane vaut :  $M(\text{CH}_4) = M_C + 4 \cdot M_H = 12 + 4 \cdot 1 = 16 \text{ g.mol}^{-1}$
- 6- Puisqu'à 0°C, sous une pression de 1013 hPa, le volume molaire (c'est-à-dire le volume occupé par une mole de gaz) vaut 22,4 L, 13,4 mol de méthane occuperont un volume de

$$V = n \cdot V_m = 13,4 \cdot 22,4 = 300 \text{ L}$$

- 7- Puisque nous savons qu'une mole de méthane a pour masse 16 g (c'est la masse molaire du méthane que nous avons calculé dans la première question), 13,4 mol auront pour masse

$$m = n \cdot M = 13,4 \cdot 16 = 214 \text{ g}$$

- 8- La densité d'un corps par rapport à un autre est le rapport de leur masse volumique. Nous connaissons celle de l'air dans les CTP de l'exercice, il ne nous reste qu'à déterminer celle du méthane. Nous savons que 300 L de ce gaz ont pour masse 214 g, sa masse volumique vaut donc  $\rho = \frac{m}{V} = \frac{214}{300} = 0,713 \text{ g.L}^{-1}$

et sa densité  $d = \frac{\rho_{\text{méthane}}}{\rho_{\text{air}}} = \frac{0,713}{1,29} = 0,55$  .