

## TITRE DE LA LEÇON : DETERMINATION DE LA MASSE MOLAIRE D'UNE SUBSTANCE

**Discipline :** Sciences physiques

**Sous-discipline :** Chimie

**Cycle :** Lycée

-

**Niveaux :** Terminales C et D

Structure de la matière

Objectif général 1 : utiliser les lois relatives aux masses molaires et les méthodes de séparation des isotopes pour l'analyse des substances

### I. Mole et masse molaire

#### I.1. Mole

La mole est la quantité de matière d'un échantillon de corps pur qui contient autant d'entité que 12 g de carbone 12.

Le nombre d'entités contenues dans une mole est appelé nombre d'Avogadro. On le note  $N_A$ . Sa valeur est de  $6,03 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ .

#### I.2. Masse molaire atomique

La masse molaire atomique est la masse d'une mole d'atomes.

##### Exemples

- Masse molaire atomique du sodium :  $M_{Na} = 23 \text{ g/mol}$  ;
- Masse molaire atomique du chlore :  $M_{Cl} = 35,5 \text{ g/mol}$ .

#### I.3. Masse molaire moléculaire

La masse molaire moléculaire est la masse d'une mole de molécules.

##### Exemples

- Masse molaire moléculaire du dichlore :  $M_{Cl_2} = 2M_{Cl} = 2 \times 35,5 = 71 \text{ g/mol}$  ;
- Masse molaire moléculaire de l'éthanol ( $C_2H_6O$ ) :  $M_{C_2H_6O} = 2M_C + 6M_H + M_O = 2 \times 12 + 6 \times 1 + 16 = 46 \text{ g/mol}$ .

### II. Lois d'Avogadro-Ampère

#### II.2.1. Enoncé

*Dans les mêmes conditions de température et de pression, toutes les moles de corps purs gazeux occupent le même volume.*

Ce volume est appelé volume molaire et noté  $V_m$ .

Dans les conditions normales de température et de pression (C.N.T.P.), le volume molaire est  $V_m = 22,4 \text{ L}$ .

**NB :** dans les C.N.T.P, la température est  $T_0 = 273 \text{ K}$  et la pression  $P_0 = 1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}$

#### II.2.2. Conséquences de la loi d'Avogadro-Ampère

##### II.2.2.1. Densité d'un gaz par rapport à l'air

La densité d'un gaz par rapport à l'air est donnée par la relation  $d = \frac{m}{m'}$ , avec  $m$  la masse d'une certaine quantité du gaz occupant un volume  $V$  dans les conditions de l'expérience, et  $m'$  la masse de la quantité d'air qui occuperait le même volume que le gaz dans les mêmes conditions de température et de pression :  $m' = \rho_{\text{air}} V$ , avec  $\rho_{\text{air}}$  la masse volumique de l'air (dans les C.N.T.P.  $\rho_{\text{air}} = 1,293 \text{ g/L}$ ).

Pour un échantillon de gaz de quantité de matière égale à 1 mole, pris dans les C.N.T.P., on a :  $m = M$  (masse molaire) et  $V = V_m = 22,4 \text{ L}$ . La masse de la quantité d'air qui occuperait le volume molaire est donc :  $m' = 1,293 \times 22,4 \approx 29 \text{ g}$ .

D'où la relation :

$$d = \frac{M}{29}$$

### II. 2.2.2. Lois des gaz parfaits

D'après la loi des gaz parfaits, lorsqu'une certaine quantité de gaz occupe un volume  $V$  à une température  $T$  et sous une pression  $P$ , le volume  $V_0$  qu'il occuperait dans les C.N.T.P. vérifie la relation :

$$\frac{PV}{T} = \frac{P_0V_0}{T_0}$$

Pour une quantité de matière égale à 1 mole,  $V_0 = 22,4$  L.

Ce qui fait que  $\frac{P_0V_0}{T_0} = \frac{1,013 \cdot 10^5 \times 22,4}{273} \approx 8,32 \text{ mol}^{-1} \text{K}^{-1}$ . Cette valeur est appelé constante des gaz parfaits ; on la note **R**.

Ainsi, pour une mole  $\frac{PV}{T} = R$ , et pour  $n$  moles de gaz, on aura :  $\frac{PV}{T} = nR$ , soit  **$PV = nRT$**

### III. Détermination de la masse molaire d'une substance gazeuse

Pour déterminer la masse molaire d'une substance gazeuse dont on connaît le volume  $V$ , occupé par un échantillon de masse  $m$  à une température  $T$  et sous une pression  $P$ , on procède de la manière suivante :

- On calcule le volume  $V_0$  qu'occuperait la même quantité de gaz dans les conditions normales de température et de pression :  $\frac{PV}{T} = \frac{P_0V_0}{T_0}$
- On calcule la masse de la quantité d'air qui occuperait le même volume dans les conditions normales de température et de pression :  $m' = \rho V_0$  ; avec  $\rho = 1,293 \text{ g/L}$ .
- On calcule la densité du gaz par rapport à l'air :  $d = \frac{m}{m'}$
- On en déduit la masse molaire moléculaire, à partir de la relation  $d = \frac{M}{29}$  ; soit  **$M = 29d$**

### IV. Détermination de la masse molaire d'un liquide volatil : la méthode de Meyer

#### Première méthode

On utilise une seringue à gaz chauffée dans un four. La substance est injectée à l'état liquide à travers un septum en caoutchouc dans la seringue où elle se vaporise. On mesure le volume  $V$  de la vapeur. Connaissant la masse  $m$  de l'échantillon de gaz, la pression  $P$  et la température absolue  $T$ , on peut alors déterminer la masse molaire :

$$M = \frac{m}{n}, \text{ où } n \text{ est la quantité de matière ; } n = \frac{PV}{RT} ; \text{ ce qui donne } \mathbf{M = \frac{mRT}{PV}}$$

#### Deuxième méthode

Soit  $m$  la masse de l'échantillon de liquide volatil introduit dans le dispositif,  $V$  le volume de la masse d'air déplacé par la vapeur du liquide volatil,  $H$  la pression atmosphérique,  $f$  la tension de la vapeur saturante et  $h$  la hauteur de l'eau dans le tube.

Le volume de la vapeur obtenue par vaporisation du liquide volatil est le même que celui de l'air déplacé.

- On calcule le volume  $V_0$  qu'occuperait la même quantité de gaz dans les C.N.T.P. :

$$\frac{PV}{T} = \frac{P_0V_0}{T_0}$$

avec  $P = H - f - \frac{h}{13,6}$  ; ce qui donne :

$$V_0 = \frac{\left(H - f - \frac{h}{13,6}\right) VT_0}{P_0 T}$$

- On calcule la masse de la quantité d'air qui occuperait le même volume dans les C.N.T.P. :  $m' =$

$$\rho V_0 = \rho \frac{\left(H - f - \frac{h}{13,6}\right) VT_0}{P_0 T}$$

avec  $\rho = 1,293 \text{ g/L}$ .

- On calcule la densité du gaz par rapport à l'air :  $d = \frac{m}{m'} = \frac{m}{\rho \frac{\left(H - f - \frac{h}{13,6}\right) VT_0}{P_0 T}}$  ; soit



$$d = \frac{mP_0T}{\rho \left( H - f - \frac{h}{13,6} \right) VT_0}$$

- On en déduit la masse molaire à partir de la relation  $d = \frac{M}{29}$  ce qui donne  $M = 29d$  ; soit

$$M = 29 \frac{mP_0T}{\rho \left( H - f - \frac{h}{13,6} \right) VT_0}$$

## V. Détermination de la masse molaire d'un liquide non volatil ou d'un solide soluble dans un liquide donné : loi de Raoult.

### V.1. Loi de la cryométrie

La congélation d'un corps pur liquide se fait à une température constante  $\theta_0$  caractéristique du liquide. Si l'on réalise une solution diluée en utilisant comme soluté une substance liquide non volatile ou une substance solide, et comme solvant le liquide précédent, la congélation commence à une température inférieure,  $\theta$ . La différence  $\Delta\theta = \theta_0 - \theta$  est appelée abaissement cryométrique.

- Dans le cas où le soluté ne se dissocie pas en ion, on montre que sa masse molaire  $M$  est liée à l'abaissement cryométrique par la relation :

$$\Delta\theta = K \frac{c}{M}$$

$K$  est la constante cryométrique du solvant, et  $C$  le titre pondéral de la solution. Si  $m$  est la masse du soluté et  $m'$  celle du solvant, alors  $c = \frac{m}{m+m'}$ . Pour les solutions diluées, la masse du soluté est très petite devant celle du solvant. Par conséquent,  $C \approx \frac{m}{m'}$ , et :

$$\Delta\theta = K \frac{m}{M \times m'}$$

- Si le soluté donne  $n$  ions en solution, on montre que :

$$\Delta\theta = nK \frac{m}{M \times m'}$$

D'où l'expression de la masse molaire moléculaire de la substance dissoute pour obtenir la solution :

$$M = K \frac{m}{\Delta\theta \times m'}$$

### V.2. Loi de l'ébulliométrie

L'ébullition d'un corps pur liquide se fait à une température constante  $\theta_0'$  caractéristique du liquide. Si l'on réalise une solution diluée en utilisant comme soluté une substance liquide non volatile ou une substance solide, et comme solvant le liquide précédent, l'ébullition commence à une température supérieure  $\theta'$ . La différence  $\Delta\theta' = \theta' - \theta_0'$  est appelée élévation ébulliométrique.

- Si le soluté ne se dissocie pas en ion, on montre que sa masse molaire  $M$  est liée à l'élévation ébulliométrique par la relation :

$$\Delta\theta' = K' \frac{C}{M}$$

$K'$  est la constante ébulliométrique du solvant, et  $C$  le titre pondéral de la solution. Si  $m$  est la masse du soluté et  $m'$  celle du solvant,  $c = \frac{m}{m+m'}$ . Comme la solution est diluée, la masse  $m$  est très petite devant  $m'$ . Ce qui donne  $C \approx \frac{m}{m'}$ . D'où la relation :

$$\Delta\theta' = K' \frac{m}{M \times m'}$$



- Si le soluté se dissocie en donnant  $n$  ions, l'élévation ébulliométrique est alors :

$$\Delta\theta' = nK' \frac{m}{M \times m'}$$

La masse molaire moléculaire de la substance dissoute pour obtenir la solution est donc :

$$M = K' \frac{m}{\Delta\theta' \times m'}$$

### Application des connaissances

#### Exercice 1

Un échantillon d'un corps pur gazeux occupant le volume  $V = 243 \text{ cm}^3$  à la température de  $20^\circ \text{C}$  et sous la pression de  $1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}$ , a une masse  $m = 0,16 \text{ g}$ .

- 1) Calcule la densité par rapport à l'air de ce corps.
- 2) En déduire sa masse molaire moléculaire.

On donne :  $T_0 = 273 \text{ K}$  ;  $P_0 = 1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}$  ; masse volumique de l'air  $\rho_{air} = 1,293 \text{ g/L}$ .

#### Exercice 2

Une solution de  $6,40 \text{ g}$  d'un corps pur dans  $100 \text{ g}$  d'eau commence à se congeler à  $-1,6^\circ \text{C}$ .

Calcule la masse molaire moléculaire approchée de ce corps.

On donne : constante cryométrique de l'eau  $K = 1850$ .

#### Exercice 3

La température de congélation commençante d'une solution de  $3,70 \text{ g}$  d'un corps pur dans  $100 \text{ g}$  d'eau est  $-1,15^\circ \text{C}$ .

- 1) Calcule la masse molaire approchée de ce corps pur.
- 2) L'analyse qualitative de l'élément a révélé qu'il contient les éléments carbone, hydrogène, oxygène et azote.  
Le dosage des éléments carbone et hydrogène a donné les résultats ci-après : masse de l'échantillon du corps pur utilisé :  $0,252 \text{ g}$  ; masse d'eau obtenue :  $0,151 \text{ g}$  ; masse de dioxyde de carbone :  $0,185 \text{ g}$ .  
Le dosage de l'élément azote a donné les résultats suivants : masse de l'échantillon analysé :  $0,368 \text{ g}$  ; volume d'azote obtenu à  $25^\circ \text{C}$  et sous la pression atmosphérique de  $71,64 \text{ cm de Hg}$  :  $159,53 \text{ mL}$

a) Détermine la composition centésimale de ce corps.

b) Trouve sa formule brute.

On donne : constante cryométrique de l'eau :  $K = 1850$  ; conditions normales de température et de pression :  $T_0 = 273 \text{ K}$ ,  $P_0 = 76 \text{ cm de Hg}$ .