

Niveau : 2nde

Discipline :

PHYSIQUE-CHIMIE

CÔTE D'IVOIRE – ÉCOLE NUMÉRIQUE



THÈME 3 : LA MATIÈRE ET SES TRANSFORMATIONS

TITRE DE LA LEÇON : MOLE ET GRANDEURS MOLAIRES

I. SITUATION D'APPRENTISSAGE

Pendant la récréation au lycée moderne de Bouaflé, une discussion intervient entre des élèves de 2nd C :

- Combien de grains de riz peut-il avoir dans un sac de 50 kg ? Demande un élève.
- Des milliers de grains. Répond un premier.
- Moi je pense qu'on peut les estimer à des millions de grains. Répond un autre.

Un professeur de physique-chimie qui les a écoutés leur dit qu'en chimie, il est aisé d'utiliser la mole pour exprimer la quantité de matière plutôt que de vouloir compter leurs nombres très élevés.

Ces élèves entreprennent avec leurs camarades de classe, sous la conduite de leur professeur de Physique-Chimie, de définir la mole et les grandeurs molaires puis de déterminer la quantité de matière de quelques corps solides, liquides et gazeux.

II. CONTENU DE LA LEÇON

I. La mole : unité de quantité de matière

1. Approche

* 27 mL d'eau liquide contient $n_1 = 903 \cdot 10^{+21}$ molécules d'eau.

* 135 g d'aluminium contient $n_2 = 30,10 \cdot 10^{+23}$ atomes d'aluminium.

Pour ces petites quantités de matière, le nombre de particules (atomes, molécules) dénombrés est extrêmement grand. L'esprit humain a du mal à cerner ces valeurs. Par soucis de commodité, on a défini une nouvelle unité de mesure de quantité de matière adaptée qui est la mole.

Ce paquet ou une mole contient $6,02 \cdot 10^{23}$ particules.

$$\text{Ainsi : } n_1 = \frac{903 \cdot 10^{21}}{6,02 \cdot 10^{23}} = 1,5 \text{ moles (paquets); } n_2 = \frac{30,10 \cdot 10^{23}}{6,02 \cdot 10^{23}} = 5 \text{ moles (paquets)}$$

2. Définition de la mole

La mole est l'unité internationale de quantité de matière. Son symbole est mol.

La mole est la quantité de matière contenant autant d'entités élémentaires qu'il y a d'atomes dans 12 g de carbone 12 ($^{12}_6\text{C}$).

Elle correspond à un ensemble de $6,02 \cdot 10^{23}$ espèces.

Remarque : Lorsqu'on emploie la mole, les entités élémentaires doivent être spécifiées (atomes, molécules, ions, ... etc.).

3. La constante d'Avogadro

Le nombre d'entités élémentaires contenu dans une mole est appelé nombre ou constante d'Avogadro et est noté N_A .

Cette constante s'exprime en mol^{-1} et sa valeur approchée vaut : $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.

Exemples :

- 1 mole d'atomes contient $6,02 \cdot 10^{23}$ atomes.

- 1 mole d'électrons contient $6,02 \cdot 10^{23}$ électrons.

Soit n la quantité de matière d'une espèce chimique. Le nombre N d'entités élémentaires contenu dans n s'écrit : $N = n \times N_A$

Activité d'application

Un clou en fer contient $N = 10^{24}$ atomes.

Calcule la quantité de matière n contenu dans ce clou.

Solution

$$N = n \times N_A \Rightarrow n = \frac{N}{N_A}$$

$$A.N : \quad n = \frac{10^{24}}{6,02 \cdot 10^{23}} \text{ soit } n = 1,66 \text{ mol d'atomes de fer.}$$

II. Grandeurs molaires

1. Masse molaire

La masse molaire M d'une espèce chimique est la masse d'une mole d'entités de cette espèce.

Elle s'exprime en grammes par mole noté ***g/mol ou g.mol⁻¹***.

2. Masse molaire atomique

C'est la masse d'une mole d'atomes d'une espèce chimique considérée.

Les valeurs sont données dans le tableau de classification périodique.

Exemples :

$$M_C = 12 \text{ g.mol}^{-1} ; M_H = 1 \text{ g.mol}^{-1} ; M_O = 16 \text{ g.mol}^{-1}$$

3. Masse molaire moléculaire

C'est la masse d'une mole de molécules d'un corps considéré.

Elle est la somme des masses molaires atomiques des atomes qui constituent la molécule.

Exemple : molécule d'éthanol : C_2H_6O

$$M_C = 12 \text{ g.mol}^{-1} ; M_H = 1 \text{ g.mol}^{-1} ; M_O = 16 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$\Rightarrow M(C_2H_6O) = (2 \times M_C) + (6 \times M_H) + (1 \times M_O)$$

$$M(C_2H_6O) = (2 \times 12) + (6 \times 1) + (16 \times 1) = 46 \text{ g.mol}^{-1}$$

4. Masse molaire ionique

C'est la masse d'une mole d'ions.

La masse molaire d'un ion ou d'un composé ionique se calcule de la même manière que celle d'une molécule. On ne tient pas compte des charges électriques car la masse des électrons est négligeable.

Exemples :

$$\text{*Ion monoatomique : } M(Cl^-) = M(Cl) = 35,5 \text{ g.mol}^{-1}$$

*Ions polyatomiques :

$$- M(CO_3^{2-}) = (1 \times M_C) + (3 \times M_O) = (1 \times 12) + (3 \times 16) = 60 \text{ g.mol}^{-1} ;$$

$$- M[Al(OH)_4^-] = (1 \times M_{Al}) + (4 \times M_C) + (4 \times M_H) = (1 \times 27) + (4 \times 16) + (4 \times 1)$$

$$\Rightarrow M[Al(OH)_4^-] = 95 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$\text{*Composé ionique : } M(NaCl) = (1 \times M_{Na}) + (1 \times M_{Cl}) = (1 \times 23) + (1 \times 35,5) = 58,5 \text{ g.mol}^{-1}$$

5. Détermination de la quantité de matière

La quantité de matière ou nombre de moles contenue dans une masse m d'une substance de masse molaire M est :

$$n = \frac{m}{M} \text{ avec } \begin{cases} n & \text{en mol} \\ m & \text{en g} \\ M & \text{en g.mol}^{-1} \end{cases}$$

Activité d'application

Calcule la quantité de matière de dioxyde de carbone CO_2 contenue dans 32 g de ce gaz sachant que sa masse molaire moléculaire est 44 g.mol^{-1} .

Solution

$$n = n(\text{CO}_2) = \frac{m(\text{CO}_2)}{M(\text{CO}_2)}$$

$$\text{A.N. : } n = \frac{32}{44} = 0,73 \text{ mol}$$

6. Volume molaire

6.1 Définition

Le volume molaire V_m d'un gaz est le volume d'une mole de ce gaz.

Il s'exprime en **litre par mol** (L.mol^{-1}).

6.2 Loi d'Avogadro-Ampère

Dans les mêmes conditions de température et de pression, tous les gaz ont le même volume molaire V_m .

6.3 Propriétés du volume molaire des gaz

Le volume molaire V_m d'un gaz dépend de sa température et de sa pression. Dans les conditions normales de température et de pression (CNTP : $T = 0^\circ \text{C}$ et $P = 105 \text{ Pa}$), le volume molaire d'un gaz est dit **volume molaire normal** du gaz et vaut : $V_m = 22,4 \text{ L.mol}^{-1}$

Remarque : Dans les conditions habituelles de température ($T = 20^\circ \text{C}$) et à la pression atmosphérique normale : $V_m = 24 \text{ L.mol}^{-1}$.

6.4 Détermination de la quantité de matière contenue dans un volume de gaz

La quantité de matière n ou nombre de moles contenue dans un volume V de gaz dans les conditions où le volume molaire vaut V_m , est :

$$n = \frac{V}{V_m}$$

Remarque : cette relation n'est valable que pour les gaz.

Activité d'application

Au cours de l'électrolyse de l'eau, on recueille à l'anode un volume $V = 44,8 \text{ cm}^3$ de dioxygène dans les C.N.T.P (Conditions Normales de Température et de Pression).

Détermine la quantité de matière de dioxygène recueilli et en déduire sa masse.

Solution

Quantité de matière de dioxygène :

$$n(O_2) = n = \frac{V}{V_m} \Rightarrow n(O_2) = \frac{0,0448}{22,4} = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

7. Densité d'un gaz par rapport à l'air

La densité d'un gaz par rapport à l'air est donnée par la relation :

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

M étant la masse molaire moléculaire du gaz.

La densité n'a pas d'unité.

Activité d'application

Le gaz butane a pour masse molaire $M=58\text{g/mol}$.

Détermine sa densité d par rapport à l'air.

Solution

Densité d par rapport à l'air

$$d = \frac{M}{29} = \frac{58}{29} \Rightarrow d = 2$$

Situation d'évaluation

Suivant un documentaire télévisé, ton voisin de classe, Tokolo apprend que le phosgène, aussi nommé dichlorure de méthanoyle, est un gaz de formule COCl_2 . La masse d'une molécule de phosgène est $m_1 = 1,64 \cdot 10^{-22} \text{ g}$.

Pour l'usage, l'on a conditionné 10 kg de ce gaz dans une bouteille.

Données :

Masses molaires : $M_C = 12 \text{ g/mol}$; $M_O = 16 \text{ g/mol}$; $M_{Cl} = 35,5 \text{ g/mol}$

Volume molaire : $V_m = 24 \text{ L/mol}$

Constante d'Avogadro : $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

Tokolo te sollicite pour connaître le volume occupé et le nombre de molécules de ce gaz contenu dans la bouteille.

- 1- Calcule la masse molaire moléculaire du phosgène.
- 2- Déduis-en :
 - 2.1- la quantité de matière que renferme chaque bouteille de phosgène ;
 - 2.2- le volume occupé par les 10 kg de ce gaz.
- 3- Détermine le nombre de molécules de phosgène contenues dans cette bouteille.
- 4- Vérifie à partir de la question précédente, la valeur de la masse d'une molécule de phosgène.

Solution

1-Masse molaire moléculaire du phosgène.

$$M(\text{COCl}_2) = M(C) + M(O) + 2 \times M(Cl) = 12 + 16 + 2 \times 35,5 = 99 \text{ g/mol}$$

2-

2-1 La quantité de matière

$$n = \frac{m}{M} \quad \text{A. N.} \quad n = \frac{10000}{99} = 101,01 \text{ mol}$$

2-2 Le volume occupé par ces 10 kg de gaz.

$$V = n \times V_m = 101,01 \times 24 = 2424,24 \text{ L}$$

3- Nombre de molécules de phosgène contenues dans cette bouteille.

$$N = n \times N_A = 101,01 \times 6,02 \cdot 10^{23} = 6,081 \cdot 10^{25} \text{ molécules}$$

4- Vérification de la valeur de la masse d'une molécule de phosgène.

$$m_1 = \frac{m}{N} = \frac{10000}{6,081 \cdot 10^{25}} = 1,64 \cdot 10^{-22} \text{ g}$$

Cette valeur correspond à la valeur précédemment donnée.

IV. EXERCICES

Exercice 1

Relie par une flèche la masse molaire du composé à sa formule.

Données :

$$M_H = 1 \text{ g/mol}; M_C = 12 \text{ g/mol}; M_O = 16 \text{ g/mol}; M_{Na} = 23 \text{ g/mol}; M_{Cl} = 35,5 \text{ g/mol}$$

32 g/mol●
58,5 g/mol●
18 g/mol●
46 g/mol●

● C₂H₆O
● H₂O
● O₂
● NH₃
● NaCl

Solution

32 g/mol●
58,5 g/mol●
18 g/mol●
46 g/mol●

● C₂H₆O
● H₂O
● O₂
● NH₃
● NaCl

Exercice 2

1- L'ammoniac a pour formule NH₃

1.1 Calcule la masse molaire de l'ammoniac et la masse d'une molécule NH₃.

1.2 Un ballon contient 6,8 g d'ammoniac. Calcule le nombre de moles.

2- Le chlorure d'hydrogène a pour formule HCl.

2.1 Calcule la masse molaire du chlorure d'hydrogène et la masse d'une molécule de HCl.

2.2 Un ballon contient 7,3 g de chlorure d'hydrogène. Calcule le nombre de moles.

Corrigé

1) 1.1 - la masse molaire de l'ammoniac

$$M(\text{NH}_3) = M(\text{N}) + 3 \times M(\text{H}) \Rightarrow M(\text{NH}_3) = 14 + 3 \times 1 \Rightarrow M(\text{NH}_3) = 17 \text{ g/mol}$$

- La masse d'une molécule NH₃

$$m(\text{NH}_3) = \frac{M(\text{NH}_3)}{N_A} \Rightarrow \text{A.N.: } m(\text{NH}_3) = \frac{17}{6,02 \cdot 10^{23}} \Rightarrow m(\text{NH}_3) = 2,82 \cdot 10^{-23} \text{ g}$$

1.2 Par définition $n = \frac{m}{M}$: $n = \frac{6,8}{17} = 0,4 \text{ mol}$

2)

2.1 La masse molaire de HCl :

$$M(\text{HCl}) = M(\text{H}) + M(\text{Cl}) \Rightarrow M(\text{HCl}) = 1 + 35,5 \Rightarrow M(\text{HCl}) = 36,5 \text{ g/mol}$$

Masse d'une molécule

$$m(\text{HCl}) = \frac{M(\text{HCl})}{N_A} \Rightarrow \text{A.N.: } m(\text{HCl}) = \frac{36,5}{6,02 \cdot 10^{23}} \Rightarrow m(\text{HCl}) = 6,06 \cdot 10^{-23} \text{ g}$$

2.2 Par définition, $n = \frac{m}{M} \Rightarrow n = \frac{7,3}{36,5} = 0,2 \text{ mol}$

Exercice 3

Dans les conditions normales de température et de pression, la densité d'un gaz est $d = 1,517$. Détermine sa masse molaire M .

Corrigé

$$M = 29d = 29 \times 1,517 = 44 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Exercice 4

Dans le laboratoire de chimie de ton établissement, deux élèves de la classe de 2nd C₂ aident leur Professeur de Physique-Chimie à réaliser des expériences afin de vérifier la loi d'Avogadro-Ampère. L'expérience consiste à garder dans trois flacons identiques, différents gaz, de même volume, à la même température et sous une même pression. Ils disposent de trois flacons qui contiennent du dioxygène pour le flacon 1, gaz méthane pour le flacon 2 et du dioxyde de carbone pour le flacon 3. Chaque flacon contient 1,5L de gaz.

À la fin de l'expérience, le professeur leur remet le tableau ci-dessous pour l'exploiter et en sortir la loi d'Avogadro-Ampère.

Flacon	Gaz	Formule	Volume (L)	Masse (g)
1	Dioxygène	O ₂	1,5	2,01
2	Méthane	CH ₄	1,5	1,01
3	Dioxyde de carbone	CO ₂	1,5	2,79

Données : Masses molaires atomiques C = 12 g/mol ; O = 16 g/mol ; H = 1 g/mol.

Il t'est demandé de vérifier loi d'Avogadro-Ampère.

- Énonce la loi d'Avogadro-Ampère.
- Calcule la quantité de matière de chaque gaz contenu dans les flacons 1, 2 et 3.
- Calcule le volume molaire dans chaque flacon.
- Montre que la loi d'Avogadro-Ampère est vérifiée.

Solution

1. Loi d'Avogadro-Ampère

Des volumes égaux de gaz différents, pris dans les mêmes conditions de température et de pression, renferment le même nombre de molécules.

2. Quantité de matière dans chaque flacon :

$$n = \frac{m}{M} \Rightarrow \begin{cases} n(\text{O}_2) = \frac{2,01}{32} = 0,06 \text{ mol} \\ n(\text{CH}_4) = \frac{1,01}{16} = 0,06 \text{ mol} \\ n(\text{CO}_2) = \frac{2,79}{46} = 0,06 \text{ mol} \end{cases}$$

3. Volume molaire

$$V_m = \frac{V}{n} \text{ avec } V = V(O_2) = V(CH_4) = V(CO_2) \text{ et } n(O_2) = n(CH_4) = n(CO_2)$$

$$\Rightarrow V_m = \frac{V(O_2)}{n(O_2)} = \frac{1,5}{0,06} = 25 \text{ L/mol}$$

$$4. N(O_2) = N(CH_4) = N(CO_2) = 6,02 \cdot 10^{23} \times 0,06 = 0,3610^{23} \text{ molécules.}$$

La loi d'Avogadro-Ampère est vérifiée.

Exercice 5

Après une journée de dur labeur, ton papa sentant un malaise s'est rendu à l'hôpital. Le médecin lui a prescrit de l'acide ascorbique qui est un remontant (vitamine C). Il découvre sur la notice que l'acide ascorbique a pour formule chimique $C_6H_8O_6$ et qu'un comprimé contient 500 mg de ce produit.

Données: $M_C = 12 \text{ g/mol}$; $M_O = 16 \text{ g/mol}$; $M_H = 1 \text{ g/mol}$; $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.

Ton papa te sollicite pour avoir davantage d'informations sur cette molécule.

1. Calcule la masse molaire moléculaire de l'acide ascorbique.
2. Détermine :
 - 2.1 la quantité de matière d'acide ascorbique dans un comprimé ;
 - 2.2 le nombre de molécules d'acide ascorbique dans un comprimé ;

Solution

1. La molécule d'acide ascorbique $C_6H_8O_6$ est constituée d'atomes de carbone, d'hydrogène et d'oxygène.

$$M(C_6H_8O_6) = 6M_C + 8M_H + 6M_O = 6 \times 12 + 8 \times 1 + 6 \times 16$$

$$\Rightarrow M(C_6H_8O_6) = 176 \text{ g/mol}$$

- 2.

$$2.1. n = \frac{m}{M} = \frac{0,5}{176} = 2,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$2.2. N = n \cdot N_A = 2,8 \cdot 10^{-3} \times 6,02 \cdot 10^{23} = 1,68 \cdot 10^{21} \text{ molécules}$$

IV. DOCUMENTS

Évolution de la définition et intérêt de la mole

En 1971, la mole fut adoptée comme unité légale de quantité de matière en référence au carbone 12 : le nombre d'entités élémentaires qu'il y a d'atomes dans 12 grammes de carbone 12 (La constante d'Avogadro représentant ce nombre est de $6,022\,141\,29 \times 10^{23}$ entités élémentaires).

Aujourd'hui, cette référence a évolué et il convient de définir la mole sans faire allusion au carbone 12.

En effet, pour donner un ordre de grandeur plus significatif à la mole, le Bureau International des Poids et Mesures (BIPM) a adopté dans les résolutions de la 26^e Conférence Générale des Poids et Mesures (CGPM) en Novembre 2018, la valeur de $6,022\,140\,76 \times 10^{23}$, cette valeur étant le même nombre de grains de pop-corn qui permettrait de recouvrir la surface des États-Unis d'une couche uniforme d'une épaisseur d'environ 14km.

Ainsi, la mole est définie désormais comme étant la quantité de matière d'un système contenant exactement $6,022\,140\,76 \times 10^{23}$ entités élémentaires (atomes, ions, molécules...), définition applicable à partir du 20 mai 2019, remplaçant celle posée en 1971 par la 14^e CGPM qui définissait la mole comme étant la quantité de matière d'un système contenant autant d'entités élémentaires qu'il y a d'atomes dans 0,012 kilogramme de carbone 12.

La mole est une unité de comptage, au même titre que la centaine, la vingtaine ou la douzaine, mais qui ne sert qu'à compter les atomes ou les molécules. Elle a la particularité d'être immense (environ six cent mille milliards de milliards d'unités). De la même manière qu'il y a autant d'éléments dans une douzaine

de pommes que dans une douzaine d'œufs, il y a le même nombre d'entités dans une mole d'atomes de n'importe quel atome, molécule ou ion.

En effet, il a fallu créer cette unité pour simplifier le comptage et les écritures de nombres d'éléments dans l'infiniment petit. Par exemple, il est plus aisé de dire qu'il y a 0,22 mole d'atomes d'aluminium dans 6 grammes d'aluminium que de dire qu'il existe 134 000 000 000 000 000 000 000 atomes, soit 134 000 milliards de milliards d'atomes d'aluminium dans 6 grammes d'aluminium.

Les transformations chimiques étant modélisées par des équations faisant apparaître quelques unités d'atomes et de molécules, le passage à la mole permet de passer de l'échelle microscopique à une échelle macroscopique où toutes les grandeurs deviennent facilement mesurables.

L'intérêt de la constante d'Avogadro provient aussi du fait que la masse molaire atomique en gramme correspond en première approximation au nombre de nucléons de cet atome.

Par exemple : $M_{Fe} = 55,8 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$, le fer contient 56 nucléons ;

$M_{Cu} = 63,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$, le cuivre contient 63 nucléons

Référence : Wikipédia

brainingenius.org