

<b>Professeur</b>	Bahloul Khalid (+212) 622-17-65-52
<b>Chapitre</b>	La mole (l'essentiel du cours + applications)
<b>Niveaux</b>	Seconde

# La mole

## 1. Définitions

### 1.1. La mole

Une analyse de sang (par exemple) consiste à déterminer la quantité de chaque espèce chimique contenue dans un échantillon sanguin, afin de le comparer à des valeurs de référence pour établir un diagnostic précis. Le résultat obtenu n'est évidemment pas pratique à manipuler car il s'agit d'un nombre extrêmement grand. Ce calcul met en évidence la nécessité d'introduire une nouvelle échelle, plus commode, pour manipuler des quantités de matière en chimie : la mole.

#### A RETENIR :

Pour compter les atomes, les molécules ou les ions, on les regroupe donc en paquets ayant le même nombre d'éléments : la mole.

- Par convention, une mole représente une quantité de matière composée d'autant d'entités qu'il y a d'atomes dans 12,0 g de carbone  $^{12}_6\text{C}$  ;
- On appelle **quantité de matière**, le nombre de moles contenues dans un échantillon. Elle se note  $n$  et s'exprime en **mole** (symbole : **mol**).

### 1.2. Le nombre d'Avogadro

#### Définition :

Le nombre d'atomes contenus dans une mole de carbone  $^{12}_6\text{C}$  est appelé **nombre d'Avogadro** et se note  $N_A$ .

$$N_A = \frac{\text{masse d'une mole d'atomes de } ^{12}_6\text{C}}{\text{masse d'un atome de } ^{12}_6\text{C}} \Leftrightarrow N_A = \frac{12 \cdot 10^{-3}}{1,992 \times 10^{-26}} = 6,02204 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1} \approx 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

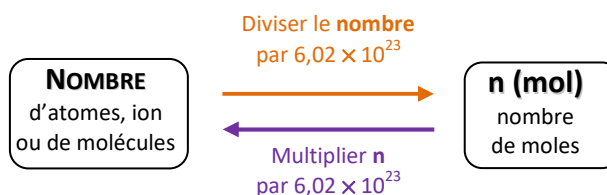
Le nombre d'entités  $N$  contenues dans un échantillon sera donc :

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

$N$  = nombre d'entités (sans unité)  
 $n$  = quantité de matière (en mol)  
 $N_A$  = nombre d'Avogadro (en  $\text{mol}^{-1}$ )

#### A RETENIR :

- $N_A$  représente le nombre d'entités par mole, on l'exprime en  $\text{mol}^{-1}$  ;
- Une mole représente une quantité de matière composée de  $6,02 \cdot 10^{23}$  entités élémentaires.



<b>Professeur</b>	Bahloul Khalid (+212) 622-17-65-52
<b>Chapitre</b>	La mole (l'essentiel du cours + applications)
<b>Niveaux</b>	Seconde

## 2. Masse molaire

### 2.1. Masse molaire atomique

La **masse molaire atomique** d'un élément chimique est la **masse d'une mole d'atomes** de cet élément pris à l'état naturel<sup>(1)</sup>. Elle se note  $M$  et s'exprime en  $\text{g.mol}^{-1}$ .

#### Conséquences :

- Cas d'un élément chimique ne possédant pas d'isotope naturel : la masse molaire (en  $\text{g.mol}^{-1}$ ) a la même valeur numérique que le nombre de nucléons  $A$  de l'élément chimique.
- Cas d'un élément chimique possédant des isotopes naturels : il faut tenir compte des proportions des différents isotopes que l'on rencontre dans la nature.

Exemple : Calculez les masses molaires atomiques du chlore et de l'oxygène.

Données :

	$^{35}_{17}\text{Cl}$	$^{37}_{17}\text{Cl}$	$^{16}_8\text{O}$	$^{17}_8\text{O}$	$^{18}_8\text{O}$
Abondance isotopique (%)	75,8	24,2	99,762	0,038	0,2

Réponses :

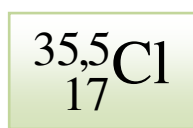
- masse molaire atomique du chlore :

$$M(\text{Cl}) = 35 \times \frac{75,8}{100} + 37 \times \frac{24,2}{100} = 35,4 \text{ g.mol}^{-1}$$

- masse molaire atomique de l'atome d'oxygène :

$$M(\text{O}) = 16 \times \frac{99,762}{100} + 17 \times \frac{0,038}{100} + 18 \times \frac{0,2}{100} = 16,00 \text{ g.mol}^{-1}$$

⇒ C'est pourquoi, dans la **classification périodique**, les masses molaires de certains atomes ne sont pas entières :



### 2.2. Masse molaire moléculaire

La **masse molaire moléculaire** d'une substance chimique est la masse d'une mole de molécules de cette substance. Elle s'exprime en  $\text{g.mol}^{-1}$ .

Ainsi, la masse molaire moléculaire de  $A_aB_b$  est :

$$M(A_aB_b) = a \times M(A) + b \times M(B)$$

$M(A)$  = masse molaire atomique de A

$M(B)$  = masse molaire atomique de B

Exemple : Calculez la masse molaire (moléculaire) de la molécule d'eau

Données :  $M(\text{H}) = 1,0 \text{ g.mol}^{-1}$  ;  $M(\text{O}) = 16 \text{ g.mol}^{-1}$

Réponse :  $M(\text{H}_2\text{O}) = 2 \times M(\text{H}) + M(\text{O}) \Rightarrow M(\text{H}_2\text{O}) = 2 + 16 = 18 \text{ g.mol}^{-1}$

<sup>1</sup> Il faut prendre en compte l'abondance naturelle des isotopes

<b>Professeur</b>	Bahloul Khalid (+212) 622-17-65-52
<b>Chapitre</b>	La mole (l'essentiel du cours + applications)
<b>Niveaux</b>	Seconde

### 2.3. Masse et quantité de matière

La masse **m** d'une substance, directement accessible par pesée, est reliée à sa masse molaire **M** par la relation suivante :

$m = n \times M \Leftrightarrow M = \frac{m}{n}$	$m$ = masse de la substance (en g) $n$ = quantité de matière de la substance (en mol) $M$ = masse molaire de la substance (en g.mol <sup>-1</sup> )
--	---

⇒ On peut déterminer la quantité de matière contenue dans un échantillon par simple pesée.

### 2.4. Le volume molaire (Hors programme)

On appelle volume molaire d'une espèce chimique le volume occupé par une mole de cette espèce. On le note  $V_m$ , il s'exprime en L.mol<sup>-1</sup>.

⇒ Dans les mêmes conditions de température et de pression, une mole **de gaz** occupe le même volume **quelque soit l'espèce chimique**.

⇒ **ATTENTION** : ceci n'est valable que pour un gaz ⇐

**Remarque :** Le volume molaire dépend de la température et de la pression.

- Les **C**onditions **N**ormales de **T**empérature et de **P**ression (CNTP)

$T = 0^\circ\text{C}$ $P = 1 \text{ atm}$	$V_m = 22,4 \text{ L.mol}^{-1}$
--	---------------------------------

- Les **C**onditions **S**tandards de **T**empérature et de **P**ression (CSTP)

$T = 25^\circ\text{C}$ $P = 1 \text{ bar}$	$V_m = 24,79 \text{ L.mol}^{-1}$
---	----------------------------------

Quantité de matière et volume d'un gaz :

$V_{\text{gaz}} = n \times V_m$	$n$ = quantité de matière (en mol) $V_{\text{gaz}}$ = volume de l'échantillon gazeux (en L) $V_m$ = volume molaire, à T et P données (en L.mol <sup>-1</sup> )
---------------------------------	--

### Application 1

<b>Professeur</b>	Bahloul Khalid (+212) 622-17-65-52
<b>Chapitre</b>	La mole (l'essentiel du cours + applications)
<b>Niveaux</b>	Seconde

1.1. Donner la définition d'une mole d'atomes.

1.2. Quel est le lien entre la masse  $m$ , la quantité de matière  $n$  et la masse molaire  $M$  ? Préciser les unités de chaque grandeur.

**2. Vitamine C, masse molaire moléculaire et quantité de matière**

Un comprimé de vitamine C 500 contient une masse  $m = 500$  mg de vitamine C de formule  $C_6H_8O_6$ .

Données :  $M(C) = 12,0 \text{ g.mol}^{-1}$ ;  $M(H) = 1,0 \text{ g.mol}^{-1}$ ;  $M(O) = 16,0 \text{ g.mol}^{-1}$

2.1. Quelle est la masse molaire moléculaire  $M$  de la vitamine C. Détailler votre calcul.

2.2. Calculer la quantité de matière  $n$  de vitamine C contenue dans le comprimé. Détailler votre calcul.

**3. Le titane**

Le titane est un métal très utilisé en aéronautique pour sa « légèreté » faible et sa résistance mécanique élevée.

3.1. La constante d'Avogadro est  $N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ . Quel est le nombre  $N$  d'atomes présents dans 2,5 mol d'atomes de titane ?

3.2. Le titane le plus stable et le plus abondant possède 48 nucléons. Sachant que la masse d'un nucléon est  $m = 1,67 \times 10^{-24} \text{ g}$ , calculer la masse approchée d'un atome de titane.

3.3. Quel est le nombre  $N'$  d'atomes présents dans une masse  $m' = 121 \text{ g}$  de titane ?

3.4. En déduire la quantité de matière  $n'$  de titane correspondante.

3.5. Quel sera le coût d'achat de 121 g de titane sachant que la tonne de titane coûte 6500 € ? Détailler votre calcul.

## Correction

1.1. Une mole d'atome est la quantité de matière contenant  $N_A$  atomes.

1.2.  $m = n \times M$  avec  $m$  en g,  $n$  en molaire et  $M$  en  $\text{g.mol}^{-1}$

**2. Vitamine C, masse molaire moléculaire et quantité de matière**

2.1.  $M = 8 M(C) + 8 M(H) + 6 M(O) = 8 \times 12,0 + 8 \times 1,0 + 6 \times 16,0 = 200 \text{ g.mol}^{-1}$

2.2.

$$n = \frac{m}{M} = \frac{0,500}{200} = 2,5 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

**3. Le titane**

3.1.  $N = 2,5 \times N_A = 2,5 \times 6,02 \times 10^{23} = 1,5 \times 10^{24}$  atomes

3.2. masse approchée d'un atome de titane  $\approx 48 \times$  masse d'un nucléon  $= 48 \times 1,67 \times 10^{-24} = 8,0 \times 10^{-23} \text{ g}$

3.3.

$$N' = \frac{\text{masse } m'}{\text{masse d'un atome de titane}} = \frac{121}{8,0 \times 10^{-23}} = 1,5 \times 10^{24} \text{ atomes}$$

3.4. La quantité de matière  $n'$  de titane correspondante est-elle  $n' = 2,5 \text{ mol}$  (résultat du 3.1) ou

$$\text{ou } n = \frac{N'}{N_A} = \frac{1,5 \times 10^{24}}{6,02 \times 10^{23}} = 2,5 \text{ mol}$$

3.5. 1 tonne = 1000 kg et 121 g = 0,121 kg

Pour 1000 kg le coût est de 6500 €

Pour 0,121 kg, le coût sera de :

$$\frac{0,121 \times 6500}{1000} = 0,79 \text{ €}$$

## Application 2

<b>Professeur</b>	Bahloul Khalid (+212) 622-17-65-52
<b>Chapitre</b>	La mole (l'essentiel du cours + applications)
<b>Niveaux</b>	Seconde

On veut préparer une solution aqueuse de chlorure de sodium de volume  $V = 100,0 \text{ mL}$  et de concentration molaire  $C(\text{NaCl}) = 0,500 \text{ mol.L}^{-1}$ . Donnée :  $M(\text{NaCl}) = 58,4 \text{ g.mol}^{-1}$  ;

- 1) Donner la définition de la concentration molaire  $C$  et préciser les unités de chaque grandeur.
- 2) Calculer la quantité de matière  $n$  de chlorure de sodium présente dans la solution.
- 3) En déduire la masse de chlorure  $m$  de sodium que cela représente.
- 4) Calculer le titre massique  $t$  de la solution après l'avoir défini.
- 5) Indiquer comment procéder pour préparer cette solution. On s'aidera de schémas sur lesquels on indiquera le nom de la verrerie utilisée.

### Correction

- 1) La concentration molaire  $C$  est le rapport de la quantité de matière  $n$  par le volume  $V$  de la solution soit

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

avec  $n$  en mol,  $V$  en L et  $C$  en mol/L

2)  $n = C \times V = 0,50 \times 0,100 = 5,0 \times 10^{-2} \text{ mol}$

3)  $m = n \times M = 5,00 \times 10^{-2} \times 58,4 = 2,92 \text{ g}$

- 4) Le titre massique  $t$  de la solution est le rapport de la masse  $m$  de soluté par le volume  $V$  de la solution

Soit

$$t = \frac{m}{V} ; t = \frac{2,92}{0,100} = 29,2 \text{ g/L}$$

- 5) On pèse 2,92 g de chlorure de sodium avec une balance et une coupelle plastique

On verse à l'aide d'un entonnoir la masse pesée dans une fiole jaugée de 100 mL puis on rince la coupelle et l'entonnoir. On remplit la fiole aux 2/3 avec de l'eau distillée. On agite jusqu'à dissolution puis on complète la fiole jaugée jusqu'au trait de jauge

### Application 3

On prélève un volume  $V_0 = 10,0 \text{ mL}$  d'une solution aqueuse de sulfate de cuivre (II) de concentration  $C_0 = 4,0 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$  (solution mère). Le volume de la solution fille préparée est  $V_1 = 200,0 \text{ mL}$ .

- 1) Lors d'une dilution, quelle est la relation qui existe entre  $C_0$ ,  $V_0$ ,  $C_1$  et  $V_1$  où  $C_1$  est la concentration de la solution obtenue.
- 2) Quelle est la quantité  $n_0$  (en mol) de sulfate de cuivre (II) prélevée ?
- 3) Quelle est la concentration  $C_1$  de la solution obtenue ?
- 4) Comment réaliser cette dilution ? Préciser bien la verrerie utilisée sans la schématiser.

### Correction

- 1) Lors d'une dilution, il y a conservation de la quantité de matière soit  $n_0 = n_1$

soit  $C_0 \times V_0 = C_1 \times V_1$

2)  $n_0 = C_0 \times V_0 = 4,0 \times 10^{-3} \times 0,010 = 4,0 \times 10^{-5} \text{ mol}$

3)

$$C_1 = \frac{C_0 \times V_0}{V_1} = \frac{4,0 \times 10^{-3} \times 0,010}{0,200} = 2,0 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$$

- 4) On prélève à l'aide d'une pipette munie d'un pipeteur (ou d'une poire aspirante) 10,0 mL de la solution mère puis on verse le prélèvement dans une fiole jaugée de 200,0 mL. On remplit la fiole aux 2/3 avec de l'eau distillée. On retourne la fiole puis on complète la fiole jaugée jusqu'au trait de jauge. On retourne la fiole.

### Application 4

<b>Professeur</b>	Bahloul Khalid (+212) 622-17-65-52
<b>Chapitre</b>	La mole (l'essentiel du cours + applications)
<b>Niveaux</b>	Seconde

- Un coureur prépare  $V = 1,0 \text{ L}$  d'eau sucrée en plaçant 6 morceaux de sucre dans un bidon et en le remplissant d'eau à ras bord. Chaque morceau de sucre (saccharose de formule brute  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ ) a une masse de 5,6 g.
- 1) Comment s'appelle la 1<sup>ère</sup> opération effectuée par le coureur lors de la préparation de la solution ?
  - 2) Calculer la concentration massique (ou titre massique)  $t$  en saccharose de la boisson sucrée.
  - 3) Questions indépendantes de la suite : calculer la masse molaire  $M$  du saccharose puis déterminer la concentration molaire  $C$  de la solution.  
**Données** :  $M(\text{C}) = 12,0 \text{ g.mol}^{-1}$  ;  $M(\text{H}) = 1,0 \text{ g.mol}^{-1}$  ;  $M(\text{O}) = 16,0 \text{ g.mol}^{-1}$
  - 4) Après plusieurs kilomètres de course, le coureur a bu les trois-quarts du bidon. Il remplit de nouveau son bidon avec l'eau potable d'une fontaine. Comment s'appelle cette 2<sup>nde</sup> opération ?
  - 5) Calculer la nouvelle concentration massique  $t'$  de la solution sucrée dans le bidon. Détailler votre raisonnement.
  - 6) Décrire le mode opératoire, en précisant le matériel utilisé, pour réaliser la 1<sup>ère</sup> opération au laboratoire. Il n'est pas demandé de schémas.

### Correction

- 1) La 1<sup>ère</sup> opération effectuée par le coureur est une dissolution. (1 point)
- 2)  $t = \frac{m}{V} = \frac{5,6 \times 6}{1,0} = 33,6 \text{ g.L}^{-1}$ . (1 point)
- 3)  $M = 12 M(\text{C}) + 22 M(\text{H}) + 11 M(\text{O})$  ;  $M = 12 \times 12,0 + 22 \times 1,0 + 11 \times 16,0 = 342 \text{ g.mol}^{-1}$ . (1 point)
- 4)  $C = \frac{t}{M} = \frac{33,6}{342} = 9,8 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ . (1 point)
- 5) Cette 2<sup>nde</sup> opération s'appelle une dilution. (1 point)
- 6) La solution initiale restante a un volume de  $\frac{1}{4}$  de litres soit 250 mL. En ajoutant de l'eau jusqu'à un litre, il dilue la solution 4 fois donc la nouvelle solution est 4 fois moins concentrée.  $t' = \frac{t}{4} = \frac{33,6}{4} = 8,4 \text{ g.L}^{-1}$ . (1 point)
- 7) Il faut peser avec une **balance** 33,6 g de saccharose sur une **coupelle** plastique. On introduit ces 33,6 g à l'aide d'un **entonnoir** dans une **fiolle jaugée** de 1,0 L. On **rince** la coupelle et l'entonnoir avec de l'eau distillée. On **remplit aux 2/3** la fiolle jaugée et on agite jusqu'à dissolution complète du saccharose. On complète la fiolle jaugée jusqu'au **trait de jauge** puis on **homogénéise** la solution. (2 points)

### Application 5

On prélève un volume  $V_0 = 10,0 \text{ mL}$  d'une solution aqueuse de sulfate de cuivre (II) de concentration  $C_0 = 4,0 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$  (solution mère). Le volume de la solution fille préparée est  $V_1 = 200,0 \text{ mL}$ .

- 1) Lors d'une dilution, quelle est la relation qui existe entre  $C_0$ ,  $V_0$ ,  $C_1$  et  $V_1$  où  $C_1$  est la concentration de la solution obtenue.
- 2) Quelle est la quantité  $n_0$  (en mol) de sulfate de cuivre (II) prélevée ?
- 3) Quelle est la concentration  $C_1$  de la solution obtenue ?
- 4) Comment réaliser cette dilution ? Préciser bien la verrerie utilisée sans la schématiser.

### Correction

- 1) Lors d'une dilution, il y a conservation de la quantité de matière soit  $n_0 = n_1$ . (1 point)  
soit  $C_0 \times V_0 = C_1 \times V_1$ . (1 point)
- 2)  $n_0 = C_0 \times V_0 = 4,0 \times 10^{-3} \times 0,010 = 4,0 \times 10^{-5} \text{ mol}$ . (1 point)
- 3)  $C_1 = C_0 \times V_0 / V_1 = 4,0 \times 10^{-3} \times 0,010 / 0,200 = 2,0 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$ . (1 point)
- 4) On prélève à l'aide d'une pipette munie d'un pipeteur (ou d'une poire aspirante) 10,0 mL de la solution mère puis on verse le prélèvement dans une fiolle jaugée de 200,0 mL. On remplit la fiolle aux 2/3 avec de l'eau distillée. On retourne la fiolle puis on complète la fiolle jaugée jusqu'au trait de jauge. On retourne la fiolle.



<b>Professeur</b>	Bahloul Khalid (+212) 622-17-65-52
<b>Chapitre</b>	La mole (l'essentiel du cours + applications)
<b>Niveaux</b>	Seconde

## Application 6

On verse une masse  $m_1=12,8\text{g}$  de fer en poudre dans une coupelle.  
Déterminer la quantité de matière  $n_1$  que cela représente ainsi que le nombre  $N_1$  d'atomes de fer correspondant.

Données :  $N_A=6,02.10^{23}\text{mol}^{-1}$  et  $M(\text{Fe})=55,8\text{g.mol}^{-1}$ .

## Correction

On sait que  $n_1=\frac{m_1}{M(\text{Fe})}$       A.N. :  $n_1=\frac{12,8}{55,8}$        $n_1\cong 0,229\text{mol}$

De plus  $N_1=n_1\times N_A=\frac{m_1}{M(\text{Fe})}\times N_A$       A.N. :  $N_1=\frac{12,8}{55,8}\times 6,02.10^{23}$        $N_1\cong 1,38.10^{23}$  atomes de fer

## Application 7

a. Exprimer puis calculer la masse molaire des espèces chimiques suivantes :

$\text{C}_5\text{H}_{12}$  ;  $\text{CuSO}_4, 5\text{H}_2\text{O}$  ;  $\text{SO}_4^{2-}$ .

Données :  $M(\text{C})=12,0\text{g.mol}^{-1}$  ;  $M(\text{H})=1,0\text{g.mol}^{-1}$  ;  $M(\text{O})=16,0\text{g.mol}^{-1}$  ;  $M(\text{S})=32,1\text{g.mol}^{-1}$  ;  $M(\text{Cu})=63,5\text{g.mol}^{-1}$ .

b. Un becher contient une masse  $m_1=27,06\text{g}$  de  $\text{CuSO}_4, 5\text{H}_2\text{O}$  solide.

Calculer le nombre,  $n_1$ , de moles présentes dans le becher.

## Correction

a.

$M(\text{C}_5\text{H}_{12})=5\times M(\text{C}) + 12\times M(\text{H})$       A.N. :  $M(\text{C}_5\text{H}_{12})=5\times 12,0 + 12\times 1,0$        $M(\text{C}_5\text{H}_{12})=72,0\text{g.mol}^{-1}$ .

$M(\text{CuSO}_4, 5\text{H}_2\text{O})=M(\text{Cu}) + 10\times M(\text{H}) + M(\text{S}) + 9\times M(\text{O})$

A.N. :  $M(\text{CuSO}_4, 5\text{H}_2\text{O})=63,5 + 10\times 1,0 + 32,1 + 9\times 16,0$

$M(\text{CuSO}_4, 5\text{H}_2\text{O})=249,6\text{g.mol}^{-1}$ .

$M(\text{SO}_4^{2-})=M(\text{S}) + 4\times M(\text{O})$       A.N. :  $M(\text{SO}_4^{2-})=32,1 + 4\times 16,0$        $M(\text{SO}_4^{2-})=96,1\text{g.mol}^{-1}$ .

b.

$n_1=\frac{m_1}{M(\text{CuSO}_4, 5\text{H}_2\text{O})}$       A.N. :  $n_1=\frac{27,06}{249,6}$        $n_1\cong 0,1084\text{mol}$