

Chapitre 7 : La mole – Quantité de matière

الوحدة 7 : المول – كمية المادة



Différentes types et formes du sucre . comment compter le nombre de molécules de saccharose contenues dans chacun de ces échantillons ?

❖ Situation-problème :

Pour pratiquer la chimie, les chimistes doivent dénombrer le nombre d'atomes, d'ions ou de molécules appelés entités chimiques (échelle microscopique) présentes dans les échantillons de matière qu'ils manipulent à échelle humaine (échelle macroscopique) . mais parce qu'il est difficile de compter ces entités chimiques, les chimistes ont inventé une unité convenable appelée mole .

- Qu'est-ce qu'une mole?
- Comment peut-on calculer la quantité de matière d'une substance chimique?

❖ Objectifs :

- Connaître la mole en tant qu'unité de quantité de matière.
- Connaître le nombre d'Avogadro
- Connaître la masse molaire d'un élément chimique
- Savoir calculer la masse molaire moléculaire et ionique
- Savoir calculer la quantité de matière à partir de la masse
- Connaître le volume molaire
- Savoir calculer la quantité de matière d'un gaz à partir de son volume
- Connaître la densité d'un gaz
- Connaître la loi de Boyle –Mariotte
- Connaître les caractéristiques d'un gaz parfait
- Connaître les variables d'état d'un gaz
- Connaître l'équation d'état des gaz parfaits
- Connaître et exploiter la relation $P.V = n.R.T$

I. La mole

1. Activité : comment déterminer des quantités de matière

En chimie, la quantité de matière représente un nombre d'entités chimiques c'est un nombre d'atomes, de molécules ou des ions

Pour déterminer le nombre d'atomes de Fer présents dans un clou de fer, on mesure sa masse par une balance électronique. et obtient $m_s = 100 \text{ mg}$

On considère que le clou ne contient que des atomes de fer ${}^{56}_{26}\text{Fe}$.

✓ **données** : Les protons et les neutrons ont des masses presque égales $m_p \approx m_n = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ Kg}$, la masse des électrons est négligeable devant celle des nucléons $m_e \ll m$.

❖ Exploitation :

1. Calculer la masse approchée d'un atome de fer ${}^{56}_{26}\text{Fe}$
2. Déduire N le nombre d'atomes de fer ${}^{56}_{26}\text{Fe}$ présent dans le clou
3. Si on comptait ces atomes au rythme de 1 par seconde, combien de temps durerait le dénombrement ? Conclure
4. On considère un ensemble de paquets de papier (contenant chacun 500 feuilles).
 - 4.1. Calculer le nombre de feuilles dans cet échantillon (5 paquets)
 - 4.2. Que remarquez-vous ?
5. Que suggérez-vous pour calculer le nombre d'atomes N de fer ${}^{56}_{26}\text{Fe}$ présents dans le clou précédent ?

❖ Interprétation :

1. Calculons la masse approchée de l'atome de fer ${}^{56}_{26}\text{Fe}$

On sait que $m({}^{56}_{26}\text{Fe}) = Z m_p + N m_n + Z m_e$, or $m_e \ll m$. donc la masse de l'atome est concentré Dans son noyau, alors $m({}^{56}_{26}\text{Fe}) = Z m_p + N m_n$, ce qui donne $m({}^{56}_{26}\text{Fe}) \approx (Z + N) m_p$, d'où $m({}^{56}_{26}\text{Fe}) = A m_p$ A.N $m({}^{56}_{26}\text{Fe}) = 56 \cdot 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ Kg} \approx 9,30 \cdot 10^{-26} \text{ Kg}$

2. Le nombre d'atomes de fer ${}^{56}_{26}\text{Fe}$ présent dans le clou est :

On a $m_s \rightarrow N$ et $m({}^{56}_{26}\text{Fe}) \rightarrow 1$, donc $N = \frac{m_s}{m({}^{56}_{26}\text{Fe})}$, AN $N = \frac{100 \cdot 10^{-3}}{9,30 \cdot 10^{-26}}$ d'où $N = 1,07 \cdot 10^{24}$

3. Déterminons le temps nécessaire pour compter le nombre d'atomes N de fer présents dans le clou :

On a $\Delta t = 1,07 \cdot 10^{24} \text{ s}$ c'est-à-dire $\Delta t = \frac{1,07 \cdot 10^{24}}{365 \cdot 24 \cdot 3600} = 3,39 \cdot 10^{16} \text{ ans}$

➤ On constate que **le comptage de ces atomes est impossible.**

4.

4.1 Calculons N' le nombre de feuilles dans cet échantillon (dans 5 paquets) :

Nous avons **5 paquets** donc $N' = 5 \cdot 500 = 2500$.

4.2 on remarque **qu'il est facile de compter le nombre total de feuilles** si on divise ce nombre **en groupes égaux (en paquets)**

5. **Le nombre des atomes** de fer ${}^{56}_{26}\text{Fe}$ présents dans le clou précédent étant **énorme**, donc on suggère de **comptabiliser ces entités par paquets** (de même qu'on compte les œufs par douzaine ou les feuilles de papier par ramettes de 500 feuilles). **ce paquet élémentaire ou bien Cette nouvelle unité** s'appelle **une mole**.

2. La mole, le nombre d'Avogadro

Le nombre d'espèces chimiques (atomes, molécules, ions) présentes dans une mole est appelé **nombre d'Avogadro, noté N_A** . Avec : $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

Ce nombre correspond **au nombre d'atomes de carbone présents dans 12 g de carbone 12**

$$\left\{ \begin{array}{l} m({}^{12}_6\text{C}) \approx A m_p \rightarrow 1 \text{ atome} \\ m_c = 12 \text{ g} \rightarrow N \text{ atome} \end{array} \right. \quad \text{Alors} \quad N = \frac{m_c \times 1}{A \cdot m_p}$$

$$\text{AN} \quad N = \frac{12 \cdot 10^{-3}}{12 \cdot 1,66 \cdot 10^{-27}} \quad \text{Donc} \quad N = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1} = N_A$$

3. Quantité de matière d'un échantillon (relation entre n et N)

La quantité de matière d'une espèce chimique (x) se note **n(x)**.

$N(X)$ représente **le nombre d'entités chimiques (molécules, atomes ou ions)** présentes dans un échantillon de matière :

$$\left\{ \begin{array}{l} 1 \text{ mole} \rightarrow N_A \\ n(x) \rightarrow N(x) \end{array} \right. \quad \text{Alors} \quad N = \frac{N(x)}{N_A}$$

II. La masse molaire

1. Masse molaire atomique

La **masse molaire atomique** $M(x)$ d'un élément chimique X est la **masse d'une mole** de cet élément chimique sous sa forme atomique. la masse molaire s'exprime en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ elle est donnée par le tableau périodique.

❖ Exemples : $M(\text{H}) = 1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$, $M(\text{C}) = 12 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$, $M(\text{O}) = 16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

2. Masse molaire moléculaire

La **masse molaire moléculaire** : c'est la **masse qui correspond à une mole de molécules**.

Pratiquement, la **masse molaire moléculaire est égale à la somme des masses molaires atomiques des éléments chimiques constituant la molécule**. L'unité est toujours $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$

❖ Exemples : Calculer la masse molaire
- de l'eau : $M(\text{H}_2\text{O}) =$
- du dioxyde de carbone $M(\text{CO}_2) =$
- du butane : $M(\text{C}_4\text{H}_{10}) =$

3. Relation entre la quantité de matière n d'un échantillon et sa masse m

Soit un échantillon de masse m contenant **une seule espèce chimique** X de **masse molaire** $M(X)$. Il contient **une quantité de matière** (un nombre de moles) $n(x)$ tel que : $n(x) = \frac{m(x)}{M(x)}$

Avec $n(x)$ en mol , $m(x)$ en g , $M(x)$ en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$

$$\begin{cases} 1 \text{ mole} \rightarrow M(x) \\ n(x) \rightarrow m(x) \end{cases}$$

$$\text{Alors } n(x) = \frac{m(x)}{M(x)}$$

❖ Exercice 1 : Le sucre ou saccharose

1. Calculer la masse molaire moléculaire $M(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11})$ du saccharose de formule $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$.
2. Déterminer la quantité de matière n_S de saccharose pour une masse de saccharose $m_S = 5,0 \text{ g}$
3. Déterminer le nombre de molécules de saccharose N_S pour une quantité de matière $n_S = 2,0 \text{ mol}$

• **Données** : Masses molaires atomiques $M(\text{H}) = 1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(\text{C}) = 12 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(\text{O}) = 16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

III. La quantité de matière d'un gaz

1. Volume molaire des gaz

Le **volume molaire** V_m d'un gaz est le **volume occupé par une mole de ce gaz** dans les **conditions de pression et de température données**.

il s'exprime en $\text{m}^3 \cdot \text{mol}^{-1}$ mais pratiquement en $\text{L} \cdot \text{mol}^{-1}$

2. Loi d'Avogadro-Ampère

A une température et une pression données, tous les gaz ont le même volume molaire .

Conditions Ordinaires de la Température et de Pression (COTP) : $T = 20^\circ\text{C}$, $P = 1 \text{ atm}$	Conditions Normales de la Température et de Pression (CNTP) : $T = 0^\circ\text{C}$, $P = 1 \text{ atm}$
$V_m = 24 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$	$V_m = 22,4 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$

$$1 \text{ atm} = 1,01325 \cdot 10^5 \text{ Pa}$$

3. Relation entre la quantité de matière et e volume d'un gaz

La **quantité de matière d'un gaz** (x) se note $n(x)$ de **volume** $V(x)$ est donnée par la relation: $n(x) = \frac{V(x)}{V_m}$

Avec V_m : le volume molaire dans les conditions de température et de pression considérées.

$$\begin{cases} 1 \text{ mole} \rightarrow V_m \\ n(x) \rightarrow V(x) \end{cases}$$

$$\text{Alors } n(x) = \frac{V(x)}{V_m}$$

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

4.1 Définition

On appelle **densité d'un gaz $d(g)$ par rapport à l'air** à une température T et sous pression P , le rapport entre la masse volumique du gaz considéré $\rho(g)$ et la masse volumique de l'air ρ_{air} ; $d(g) = \frac{\rho(g)}{\rho_{air}}$

La densité est un nombre toujours positif et sans unité

4.2 Expression de la densité d'un gaz dans les conditions normales de température et de pression

Dans les conditions normales de température et de pression, la densité de l'air est $\rho_{air} = 1,293 \text{ g.L}^{-1}$

Dans ces conditions, la densité d'un gaz quelconque vaut : $d = \frac{\rho(g)}{\rho_{air}} = \frac{m(g)}{\rho_{air} \cdot V(g)}$

m étant la masse du gaz et V le volume correspondant

Si on considère **une mole de gaz**, sa masse n'est alors autre que la **masse molaire du gaz**, et le volume correspondant n'est autre que le **volume molaire** $V_m = 22,4 \text{ L.mol}^{-1}$

On a donc $d = \frac{M(g)}{\rho_{air} \cdot V_m}$ AN $d = \frac{M(g)}{1,293 \cdot 22,4}$ D'où $d = \frac{M(g)}{29}$

➤ Règle : dans les conditions normales de température et de pression, la densité d'un gaz vaut : $d = \frac{M(g)}{29}$

❖ Remarque :

Si $d > 1$, le gaz est plus dense que l'air

Si $d < 1$, le gaz est moins dense que l'air

IV. L'équation d'état des gaz parfaits

1. Les variables d'état du gaz

L'état du gaz est caractérisé par quatre grandeurs physiques macroscopiques.

Pression P , Température T , le volume V et quantité de matière n , ces variables sont appelées **variables d'état** et qui ne sont pas indépendantes

Les expériences ont montré que :

- Exp N°1 : Plus le volume V est faible, plus la pression est grande ($V \downarrow \rightarrow P \downarrow$) lorsque $T = \text{Cte}$ et $n = \text{Cte}$

$$\text{donc } P = \alpha \cdot \frac{1}{V}$$

- Exp N°2 : Plus la température T est élevée, plus la pression est élevée ($T \uparrow \rightarrow P \downarrow$) lorsque $V = \text{Cte}$ et $n = \text{Cte}$

$$\text{donc } P = \beta \cdot T$$

- Exp N°3 : Plus la température T est élevée, plus le volume est élevé ($T \uparrow \rightarrow V \downarrow$) lorsque $P = \text{Cte}$ et $n = \text{Cte}$

$$\text{donc } T = \gamma \cdot \frac{1}{V}$$

- Exp N°4 : Plus la quantité de matière n est élevée, plus la pression est élevée ($n \uparrow \rightarrow P \downarrow$) lorsque $T = \text{Cte}$ et $V = \text{Cte}$ donc $P = \epsilon \cdot n$

2. La loi de Boyle – Mariotte

A température constante, pour une quantité de gaz donnée, le produit de la pression par le volume occupé par ce gaz ne varie pas (reste constant) : $PV = \text{Cte}$

3. Caractéristiques du gaz parfait

Le gaz parfait est un modèle simplifié des gaz. Ce modèle est construit sur les deux hypothèses suivantes:

- Les molécules n'interagissent pas entre elles, en dehors des chocs survenant lorsqu'elles se rencontrent.
- la taille des molécules est négligeable devant la distance intermoléculaire moyenne.

❖ Remarque :

A faibles pressions, où les interactions entre les molécules constitutives du gaz sont très faibles, un gaz peut être assimilé à un gaz parfait

4. Equation d'état des gaz parfaits

Les expériences (1, 2, 3, 4) ont montré que les variables d'état d'un gaz sont liés entre eux par la relation suivante : $PV = n.R.T$ avec

P : La pression en pascal (Pa)

V : le volume en m^3

T : température en $^\circ\text{K}$ tel que $T(^\circ\text{K}) = T(^\circ\text{C}) + 273,15$, $T = 0^\circ\text{K}$ est appelée Zéro absolu

R : Constante des gaz parfait en $\text{Pa.m}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} = \text{J.mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$, $R = 8,314 \text{ J.mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

❖ Exercice 2 : Propanol C₃H₈O

Un flacon de volume $V = 0,75 \text{ L}$ de Propanol C₃H₈O. Le volume molaire gazeux vaut $25,0 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$

1. Calculer la masse molaire de ce gaz.
2. Calculer le nombre de molécules contenues dans ce flacon.
3. Calculer la masse du gaz contenu dans le flacon.
4. En déduire la masse volumique de ce gaz

❖ Exercice 3 : Dioxygène O₂

Une bouteille cylindrique de volume $V=1\text{dm}^3$ contient du dioxygène gazeux sous une pression de 150bar à la température de 25°C.

1. Déterminer le volume molaire dans ces conditions.
2. Calculer la masse de dioxygène contenue dans la bouteille.
3. De quel volume de dioxygène peut-on disposer dans les conditions usuelles ($P=1 \text{ atm}$, $\theta =20^\circ\text{C}$)

❖ Exercice 4 : Butane CH₄

Une bouteille de gaz butane CH₄ renferme une masse $m=15 \text{ kg}$ de gaz comprimé.

1. A quelle quantité de matière de gaz butane cette masse correspond-elle ?
2. Calculer le volume qu'occuperait cette masse de gaz dans des conditions où la pression est $p=1020.\text{hPa}$ et la température 25°C.
3. Si cette quantité de gaz est contenue dans un récipient de 20 L, à la même température que précédemment, quelle est la pression du gaz à l'intérieur de ce récipient

❖ Exercice 2 : Propanol C₃H₈O

Un flacon de volume $V = 0,75 \text{ L}$ de Propanol C₃H₈O. Le volume molaire gazeux vaut $25,0 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$

1. Calculer la masse molaire de ce gaz.
2. Calculer le nombre de molécules contenues dans ce flacon.
3. Calculer la masse du gaz contenu dans le flacon.
4. En déduire la masse volumique de ce gaz

❖ Exercice 3 : Dioxygène O₂

Une bouteille cylindrique de volume $V=1\text{dm}^3$ contient du dioxygène gazeux sous une pression de 150bar à la température de 25°C.

1. Déterminer le volume molaire dans ces conditions.
2. Calculer la masse de dioxygène contenue dans la bouteille.
3. De quel volume de dioxygène peut-on disposer dans les conditions usuelles ($P=1 \text{ atm}$, $\theta =20^\circ\text{C}$)

❖ Exercice 4 : Butane CH₄

Une bouteille de gaz butane CH₄ renferme une masse $m=15 \text{ kg}$ de gaz comprimé.

1. A quelle quantité de matière de gaz butane cette masse correspond-elle ?
2. Calculer le volume qu'occuperait cette masse de gaz dans des conditions où la pression est $p=1020.\text{hPa}$ et la température 25°C.
3. Si cette quantité de gaz est contenue dans un récipient de 20 L, à la même température que précédemment, quelle est la pression du gaz à l'intérieur de ce récipient