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 échellle 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*
- *Connaitre 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*
- *Connaitre le volume molaire*
- *Savoir calculer la quantité de matière d'un gaz à partir de son volume*
- *Connaitre la densité d'un gaz*
- *Connaitre la loi de Boyle –Mariotte*
- *Connaitre les caractéristiques d'un gaz parfait*
- *Connaitre les variables d'état d'un gaz*
- *Connaitre l'équation d'état des gaz parfaits*
- *Connaitre et exploiter la relation* $P.V = n.R.T$

Gmail : prof.jenkalrachid@gmail.com

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 mg

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

✓ **données** : Les protons et les neutrons ont des masses presque égales $m_p \approx m_n = 1,66 \cdot 10^{-27}$ 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 $^{56}_{26}Fe$
2. Déduire N le nombre d'atomes de fer $^{56}_{26}Fe$ 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 $^{56}_{26}Fe$présents dans le clou précédent ?

❖ **Interprétation :**

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

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

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

On a $m_s \rightarrow N$ et $m(^{56}_{26}Fe) \rightarrow 1$, donc $N = \frac{m_s}{m(^{56}_{26}Fe)}$, 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 $\Delta t = 1,07 \cdot 10^{24}$ s c'est-à-dire $\Delta t = \frac{1{,}07 \cdot 10^{24}}{365 \cdot 24 \cdot 3600} = 3,39 \cdot 10^{16}$ 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 . 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 $^{56}_{26}Fe$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 : $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}\ mol^{-1}$

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

$$\begin{cases} m(^{12}_{6}C) \approx A\,m_p \rightarrow 1 \text{ atome} \\ m_c = 12\text{ g} \rightarrow N \text{ atome} \end{cases} \quad \text{Alors} \quad N = \frac{m_c \times 1}{A.m_P}$$

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

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 :

$$\begin{cases} 1 \text{ mole} \rightarrow N_A \\ n(x) \rightarrow N(x) \end{cases} \quad \text{Alors} \quad N = \frac{N(x)}{N_A}$$

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 **g .mol^{-1}**
elle est donnée par le tableau périodique.

- **Exemples :** **M (H) = 1 g.mol^{-1} , M (C) = 12 g.mol^{-1} , M (O) = 16 g.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 g .mol^{-1}

- Exemples : Calculer la masse molaire
  - de l'eau : M(H_2O) =
  - du dioxyde de carbone M(CO_2) =
  - du butane : M(C_4H_{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 g.mol^{-1}

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

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

- **Exercice 1 : Le sucre ou saccharose**

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

- **Données :** Masses molaires atomiques M (H) = 1 g.mol^{-1} M(C) = 12 g.mol^{-1} M (O) =16 g.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 **m^3.mol^{-1}** mais pratiquement en **L.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°C , P = 1 atm	Conditions Normales de la Température et de Pression (CNTP) : T = 0 °C , P = 1 atm
V_m = 24 L.mol^{-1}	V_m = 22,4 L.mol^{-1}

1 atm = 1,01325 .10^5 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.

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

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 ρ (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 ρ_{air} = 1, 293 g.L^{-1}

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

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 L .mol^{-1}**

On a donc $d = \frac{M(g)}{\rho_{air} . V_m}$ AN $d = \frac{M(g)}{1{,}293 \; . 22{,}4}$ 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 ↓ → P ↓)** lorsque **T = Cte et n = Cte** donc $P = \alpha . \frac{1}{V}$
- **Exp N°2 :Plus la température T est élevée, plus la pression est élevée (T ↑ →P ↓)**lorsque **V = Cte et n = Cte** donc $P = \beta . T$
- **Exp N°3 : Plus la température T est élevée, plus le volume est élevé (T ↑ → V ↓)** lorsque **P = Cte et n = Cte** donc $T = \gamma . \frac{1}{V}$
- **Exp N°4 :** Plus **la quantité de matière n est élevée , plus la pression est élevé (n ↑ → P ↓)** lorsque **T = Cte et V = Cte** donc $P = \varepsilon . n$

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 = 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 °K tel que **T (° K) = T (° C) + 273 , 15** , **T = 0 ° K** est appelée **Zéro absolu**

R : Constante des gaz parfait en **Pa.m^3 . mol^{-1} . K^{-1} = j.mol^{-1} . K^{-1}** , R = 8,314 j.mol^{-1} . K^{-1}

❖ Exercice 2 : Propanol C_3H_8O

Un flacon de volume V = 0,75 L de Propanol C_3H_8O. Le volume molaire gazeux vaut 25,0 $L.mol^{-1}$

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 O_2

Une bouteille cylindrique de volume V=1dm3 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=1atm, θ =20°C)

❖ Exercice 4 : Butane CH_4

Une bouteille de gaz butane CH_4 renferme une masse m=15 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.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 C_3H_8O

Un flacon de volume V = 0,75 L de Propanol C_3H_8O. Le volume molaire gazeux vaut 25,0 $L.mol^{-1}$

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 O_2

Une bouteille cylindrique de volume V=1dm3 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=1atm, θ =20°C)

❖ Exercice 4 : Butane CH_4

Une bouteille de gaz butane CH4 renferme une masse m=15 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.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

Gmail : prof.jenkalrachid@gmail.com