

MOLE ET GRANDEURS MOLAIRES

Activité

Un grain de riz a une masse de 0,02 g, combien de grains y a-t-il dans 1kg ? S'il faut 1 s pour compter un grain, quel temps mettra-t-on pour compter le nombre de grain dans un kg ? Est-il raisonnable qu'un commerçant vende du riz en comptant les grains ?

Réponse : 50 000 grains ; $t = 50\,000\text{ s} = 13\text{H } 53\text{ min } 20\text{ s}$.

Pour mesurer des quantités de riz, le commerçant a besoin d'une unité de mesure appropriée telle que le kilogramme ou des pots. Chaque unité contient un nombre élevé de grains. Par exemple 1Kg de riz contient 50 000 grains de riz. Le chimiste, dans ses expériences travaille avec des atomes, des ions ou des molécules qui sont infiniment petits comparés aux grains de riz. Les grains de matière (atomes, ions, molécules...) sont infiniment petits à l'échelle humaine, leur manipulation ne peut se faire que par groupes. Les chimistes ont adopté une unité de mesure de la quantité de matière qui correspond à un nombre fixe de grains de matière identiques. Cette unité est **la mole**.

1. La mole

1.1 Notion de mole

Activité 1

Trouver le nombre d'atomes contenu dans un échantillon de 12 g de carbone, sachant qu'un atome de carbone pèse $1,993 \cdot 10^{-23}\text{g}$.

Le nombre d'atomes dans un kg de carbone est :

$$N_c = \frac{m_c}{m_{At.}}$$

$$N_c = \frac{12}{1,993 \cdot 10^{-23}} = 6,02 \cdot 10^{23}$$

$$N_c = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ atomes} = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ atomes}$$

Soit six cent deux mille milliards de milliards d'atomes dans 12 g de carbone.

Le décompte de telles particules oblige les chimistes à utiliser des **quantités** de matière appelés **moles**.

Activité 2

Remplir le tableau ci-dessous :

<i>Corps</i>	<i>Masse d'un grain de matière</i>	<i>Masse de l'échantillon</i>	<i>Nombre de particules</i>
carbone	$1,99.10^{-23}g$	12g	$6,02.10^{23}$
Eau	$2,99.10^{-23}g$	18g	
Fer	$9,30.10^{-23}g$	56g	
soufre	$5,32.10^{-23}g$	32 g	

Constat : Le nombre de particules (atomes ou molécules) trouvé reste pratiquement **constant**.

Conclusion :

Les échantillons d'eau de fer et de soufre contiennent approximativement le même nombre de particules que 12 grammes de carbone. Ce nombre constitue une mole de particules.

- une mole d'eau pèse 18 g
- une mole de carbone pèse 12 g
- une mole de fer pèse 56 g
- une mole de soufre pèse 32 g

Le nombre d'atomes dans 12 g de carbone est appelé mole.

1.2 La constante d'Avogadro

12 g de carbone contiennent approximativement $6,02.10^{23}$ atomes. Ce nombre est appelé nombre d'Avogadro, on le note \mathcal{N} .

$$\text{Nombre d'Avogadro} = \mathcal{N} = 6,02.10^{23}$$

Définition : Une mole est un ensemble de particules identiques contenant $6,02.10^{23}$ particules.

Exemples :

Une **mole** d'eau contient $6,02 \cdot 10^{23}$ molécules

Une **mole** de fer contient $6,02 \cdot 10^{23}$ atomes.

Une **mole** de dioxygène contient $6,02 \cdot 10^{23}$ molécules.

Une **mole** de dioxyde de carbone (gaz carbonique) contient $6,02 \cdot 10^{23}$ molécules.

Une **mole** de carbone contient $6,02 \cdot 10^{23}$ atomes.

Une mole de riz contient $6,02 \cdot 10^{23}$ **grains de riz**.

Conclusion :

Le nombre constant ($6,02 \cdot 10^{23}$) particules que l'on dénombre dans une mole est la constante d'Avogadro. Elle est notée \mathcal{N} et vaut 602 000 milliards de milliards.

$$\mathcal{N} = 6,02 \cdot 10^{23}$$

NB : La constante d'Avogadro est le nombre d'atomes contenus dans 12 g de carbone 12

Définition

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

2. Grandeurs molaires

Pour travailler avec des quantités de matière constituées de molécules, d'atomes ou d'ions avec nos instruments habituels de mesures telles que la balance, on les regroupe par paquet de matière: chaque paquet contenant \mathcal{N} particules.

2.1 Mole de particules

La mole s'applique aussi bien pour les atomes que pour les molécules ou les grains de riz.

Mole d'atomes

Une mole d'atomes est un nombre d'atomes égal à \mathcal{N} atomes c'est à dire $6,02 \cdot 10^{23}$ atomes.

$$1 \text{ mol d'atomes} = \mathcal{N} \text{ atomes} = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ atomes}$$

Mole de molécules

Une mole de molécules est un nombre de molécules égal à \mathcal{N} molécules c'est à dire $6,02 \cdot 10^{23}$ molécules.

$$1 \text{ mol de molécules} = \mathcal{N} \text{ molécules} = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ molécules.}$$

Mole de riz

Une mole de riz est un nombre de grains de riz égal à \mathcal{N} grains c'est à dire $6,02 \cdot 10^{23}$ grains.

$$1 \text{ mol riz} = \mathcal{N} \text{ grains} = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ grains.}$$

2.2 – La masse molaire

C'est la masse d'une mole. On la note **M** et on l'exprime en **g/mol** ou **g.mol⁻¹**

2.1 - Masse molaire atomique

La **masse molaire atomique** est la masse d'une mole d'atomes. On la note par **M** (symbole de l'élément chimique).

Exemple :

$$\begin{aligned} M(\text{Fe}) &= 56 \text{ g.mol}^{-1} \\ M(\text{O}) &= 16 \text{ g.mol}^{-1} \\ M(\text{H}) &= 1 \text{ g.mol}^{-1} \end{aligned}$$

2.2 - Masse molaire moléculaire

2.2-1 Définition

La **masse molaire moléculaire** ou **masse molaire** est la masse d'une mole de molécules. On la note **M**(symbole de la molécule).

Exemples

$$\begin{aligned} M(\text{H}_2\text{O}) &= 18 \text{ g.mol}^{-1} \\ M(\text{H}_2) &= 2 \text{ g.mol}^{-1} \\ M(\text{NaOH}) &= 40 \text{ g.mol}^{-1} \end{aligned}$$

2.2-2 Calcul de la masse molaire

Pour obtenir la masse molaire d'un corps, on fait la **somme** des masses molaires atomiques des atomes qui le composent.

Exemples

$$\begin{aligned} M(\text{H}_2\text{O}) &= 2 M(\text{H}) + M(\text{O}) & M(\text{NaOH}) &= M(\text{Na}) + M(\text{O}) + M(\text{H}) \\ &= 2 \times 1 + 1 \times 16 & &= 1 \times 23 + 1 \times 16 + 1 \times 1 \\ &= 2 + 16 & &= 23 + 16 + 1 \\ &= 18 \text{ g.mol}^{-1} & &= 40 \text{ g.mol}^{-1} \end{aligned}$$

2 – Le volume molaire d'un gaz

Le volume molaire V_m est le volume d'une mole d'un corps gazeux. Il n'est défini que pour les corps gazeux. Il s'exprime en **L.mol⁻¹**

2-1 Le volume molaire dans les conditions normales

Dans les conditions dites normales (0°C, 76 cm de mercure..), une mole de gaz occupe 22,4 L. On note **$V_0 = 22,4 \text{ L.mol}^{-1}$**

2-2 La densité par rapport à l'air

La densité par rapport à l'air des corps gazeux est souvent définie par rapport à l'air c'est le rapport entre la masse d'un volume de gaz sur la masse d'un égal volume d'air pris dans les mêmes conditions.

Elle est égale au rapport de la masse molaire **M** du corps gazeux sur la masse d'un égal volume d'air soit 29 g pour la mole d'air.

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

3 – APPLICATIONS

Calcul de la quantité n de matière

1 – dans une masse m_x d'un corps \mathcal{X}

Le nombre de mole n_x contenu dans une masse m_x d'un corps \mathcal{X} est donné par :

$$n_x = \frac{m}{M(\mathcal{X})}$$

Exemple : le nombre de mole dans 7,2 g d'eau est :

$$n_{H_2O} = \frac{m}{M(H_2O)}$$

$$m_{H_2O} = 7,2 \text{ g}$$

$$M(H_2O) = 2 \cdot 1 + 1 \cdot 16 = 18 \text{ g/mol}$$

$$n_{H_2O} = \frac{7,2}{18} = 0,4 \text{ mol}$$

Conséquences : calcul de la masse d'un corps \mathcal{X}

La masse m_x d'un corps \mathcal{X} peut être calculée à partir de :

$$m_x = n_x \cdot M(\mathcal{X})$$

Exemple : la masse de 0,5 mol de CO_2 est :

$$m_{CO_2} = n_{CO_2} \cdot M(CO_2)$$

$$n_{CO_2} = 0,5 \text{ mol}$$

$$M(CO_2) = M(C) + 2M(O)$$

$$M(CO_2) = 1 \cdot 12 + 2 \cdot 16 = 12 + 32 = 44$$

g/mol.

$$m_{CO_2} = 0,5 \cdot 44 = 22 \text{ g}$$

2 – dans le volume V d'un corps gazeux.

Le nombre de mole n contenu dans un volume V d'un corps gazeux est :

$$n_g = \frac{V_g}{v}$$

Exemple : le nombre de mole contenu dans 1,12 L de dihydrogène dans les conditions normales

$$n_{H_2} = \frac{V_{H_2}}{v}$$

$$V_{H_2} = 1,12 \text{ L}$$

$$v = 22,4 \text{ L/mol}$$

$$n_{H_2} = \frac{1,12}{22,4} = 0,05 \text{ mol}$$

Conséquence : Calcul du volume V_g d'un corps gazeux

Le volume V_g d'un corps gazeux est donné par :

$$V_g = n_g \cdot V$$

Exemple : le volume occupé par 0,1 mol de butane dans les conditions normales est :

$$V_{C_4H_{10}} = n_{C_4H_{10}} \cdot V$$

$$n_{C_4H_{10}} = 0,1 \text{ mol}$$

$$v = 22,4 \text{ L/mol}$$

$$V_{C_4H_{10}} = 0,1 \cdot 22,4 = 2,24 \text{ L.}$$

L'ESSENTIEL DU COURS

Mole : La mole (mol) est l'unité de quantité de matière

Constante d'Avogadro : Le nombre constant ($6,02 \cdot 10^{23}$) particules que l'on dénombre dans une mole est la constante d'Avogadro. Elle est notée \mathcal{N} et vaut 602 000 milliards de milliards.

Mole d'atomes : 1 mol d'atomes = \mathcal{N} atomes = $6,02 \cdot 10^{23}$ atomes

Mole de molécules : 1 mol de molécules = \mathcal{N} molécules = $6,02 \cdot 10^{23}$ molécules.

Masse molaire : C'est la masse d'une mole, on l'exprime en $\text{g/mol} = \text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Masse molaire atomique : C'est la masse d'une mole d'atomes, on l'exprime en $\text{g/mol} = \text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Masse molaire moléculaire : C'est la masse d'une mole de molécules, on l'exprime en $\text{g/mol} = \text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Volume molaire : C'est le volume d'une mole d'un corps gazeux, on l'exprime en $\text{L/mol} = \text{L} \cdot \text{mol}^{-1}$

EXERCICES

Exercice 1 Compléter le texte suivant en ajoutant les mots ou groupes de mots manquants

- L'unité internationale de quantité de matière est la Dans une mole on dénombreparticules identiques. Une d'atomes contient $6,02 \cdot 10^{23}$ atomes.
- Une mole de est un nombre de molécules égal à molécules.
- On appellela masse d'une mole. On exprime la masse molaire en Laest la masse d'une mole d'atomes. La masse ouest la masse d'une mole de molécules.
- Pour obtenir la masse molaire d'un corps, on faitdes masses molaires atomiques des atomes qui le composent.
- Le volume molaire est le volumed'un corps gazeux. Il n'est défini que pour les Le volume molaire d'un corps gazeux, dans les conditions normales de pression et de température,

Exercice 2 Une mole d'eau pèse 18 g ; trouver le nombre de moles contenues dans les différentes masses d'eau suivantes :

2-1) : 7,2 g **2-2)** : 9 mg **2-3)** : 360 g **2-4)** : 20 g **2-5)** : 1kg

Exercice 3 Calculer la masse molaire de chacun des corps notés ci-dessous.

3-1) O ₃	3-6) Al ₂ (SO ₄) ₃	3-11) Ca(OH) ₂
3-2) H ₂ SO ₄	3-7) C ₄ H ₁₀	3-12) CaCO ₃
3-3) AlCl ₃	3-8) S ₂	3-13) Ca(HCO ₃) ₂
3-4) HCl	3-9) ZnSO ₄	3-14) HNO ₃
3-5) NaOH	3-10) Fe ₃ O ₄	

Exercice 4 Calculer le nombre de moles contenu dans chacune des quantités suivantes.

4-1) 980 mg d'acide sulfurique H₂SO₄ | **4-2)** 1 kg de sucre (glucose) C₆H₁₂O₆

4-3) 460 g d'alcool éthylique C_2H_5OH

4-4) 336 mL de gaz butane C_4H_{10}

4-5) 4,48 L de gaz dioxyde de carbone CO_2

4-6) 6,84 g de sucre (saccharose) $C_{11}H_{22}O_{11}$

Exercice 5 Trouver le volume occupé dans les conditions normales par

5-1) 3,6 g de gaz méthane CH_4

5-2) 3.65 mg de gaz chlorhydrique HCl

5-3) 320 mg de dioxygène O_2

5-4) 22 g de dioxyde de carbone CO_2

Exercice 6 Trouver la masse de :

6-1) 140 mL de gaz chlorhydrique HCl

6-2) 17,92 mL de gaz méthane CH_4

6-3) 1,12 L de dihydrogène H_2

6-4) 2,8 L de dioxygène O_2