

Quantité de matière. Cours



Moteur de Recherche sur le site

Rechercher



Recherche personnalisée

Mode d'emploi

Recherche générale



Entrez les termes que vous recherchez.

Envoyer un formulaire de recherche

I- La mole, unité de quantité de matière.

1)- Changement d'échelle : Du microscopique au macroscopique.

2)- La mole.

3)- La constante d'Avogadro N_A .

II- La masse molaire.

1)- Définition générale.

2)- Masse molaire atomique.

3)- La masse molaire moléculaire.

4)- Masse molaire ionique.

<u>III- Masse molaire et quantité de matière.</u> <u>1)- Application 1.</u> <u>2)- Application 2.</u> <u>3)- Application 3.</u>	<u>IV- Masse et volume.</u> <u>1)- Masse volumique et densité d'un corps.</u> <u>2)- La densité.</u> <u>Exemple d'étiquette : sur l'étiquette figure les caractéristiques physiques de l'éther.</u> <u>3)- Relations entre masse, volume et quantité de matière.</u>
<u>V- Applications.</u> <u>1)- QCM : Pour chaque question, indiquer la (ou les) bonne(s) réponse(s). QCM Questy</u> <u>2)- Exercices :</u>	<u>Exercices</u> a)- Exercice 1 : Utiliser la constante d'Avogadro. b)- Exercice 4 : Calculer des masses molaires moléculaires. c)- Exercice 5 : Calculer les masses molaires ioniques. d)- Exercice 6 : Relier masse et quantité. e)- Exercice 7 : Relier volume et quantité. f)- Exercice 8 : Un antiseptique coloré : l'éosine. g)- Exercice 9 : Quantités et principe actif. h)- Exercice 11 : Exploiter une analyse médicale.
39 visiteurs actuellement  Statistiques en live pour Webmasters	
—	

I- La mole, unité de quantité de matière.

1)- Changement d'échelle : Du microscopique au macroscopique.

- L'échelle de l'infiniment petit, appelée échelle microscopique permet d'étudier les atomes, les molécules et les ions.
- Elle permet de considérer un atome de fer : masse d'un atome :
- $m(Fe) \approx 9,3 \times 10^{-23} \text{ g}$.
- À l'échelle humaine (notre échelle), c'est-à-dire l'échelle macroscopique, on considère un morceau de fer de quelques grammes.
- Exemple : si l'on veut réaliser la combustion du fer dans le dioxygène au laboratoire, on peut utiliser un morceau de fil de fer de quelques grammes.

- On ne travaille pas à l'échelle de l'atome. On travaille à notre échelle, à l'échelle humaine, l'échelle macroscopique.

- Question : Quel est le nombre d'atomes de fer contenus dans un échantillon de fer de masse :

- $m \approx 3,5 \text{ ?}$

- Nombre d'atomes N de fer contenus dans l'échantillon :

$$N = \frac{m}{m(Fe)} \approx \frac{3,5}{9,3 \times 10^{-23}}$$

- $N \approx 3,8 \times 10^{22} \text{ atomes}$.

- Conclusion : cette valeur est considérable (incommensurable) !!!

- Que représente ce nombre N ?

- Ce nombre représente une quantité de matière.

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

2)- La mole.

- Pour compter un grand nombre d'objets, on les regroupe en paquets.
- Il existe beaucoup d'exemples : les œufs par douzaines, les chaussettes par paires, les rames de papier par 500 feuilles, les bouteilles par six ou douze, ...
- Les entités chimiques comme, les atomes, les molécules et les ions, se comptent aussi par paquet.
- On appelle mole un paquet d'entités chimiques.
- La mole est la réunion d'un nombre déterminé d'entités chimiques toutes identiques.
- Une quantité de référence a été choisie arbitrairement.
- Elle est donnée par le Journal officiel du 23 décembre 1975.
- On note : N_A le nombre d'entités dans un paquet. Un tel paquet porte le nom de mole. La mole est une unité de quantité de matière de symbole : mol.
- Définition : La mole est la quantité de matière d'un système contenant autant d'entités élémentaires qu'il y a d'atomes dans 12 g de carbone 12.
- Si l'on prend une mole d'atomes de carbone 12, la masse correspondante est de 12 g . Le paquet comprend N_A atomes de carbone 12.
- La détermination de la valeur de N_A fut un grand défi pour la science.

3)- La constante d'Avogadro N_A .

- Le nombre N_A est défini par la relation suivante :

$$N_A = \frac{\text{masse d'une mole d'atomes de carbone 12}}{\text{masse d'un atome de carbone 12}}$$

- Par définition, on connaît la masse d'une mole atomes de carbone 12.

- Mais, on a longtemps ignoré les valeurs de N_A et de la masse d'un atome de carbone 12.
- On doit à Jean Perrin la première détermination de N_A en 1923.
- Le nombre N_A a été appelé constante d'Avogadro, en hommage à Avogadro, célèbre chimiste et physicien italien (1776 – 1856).
- Le nombre N_A représente le nombre d'entités élémentaires par mol, on l'exprime en mol^{-1} .
- Des mesures récentes indiquent qu'il y a : $6,022137 \times 10^{23}$ atomes de carbone 12 dans 12,00 g de carbone 12. On arrondit cette valeur. On écrit :
- $N_A \approx 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$
- Conséquence : une mole, est un paquet de $6,02 \times 10^{23}$ entités chimiques identiques.
- Exemples :
- Une mole d'atomes de fer contient $6,02 \times 10^{23}$ atomes de fer.
- Une mole de molécules d'eau contient $6,02 \times 10^{23}$ molécules d'eau.
- Une mole d'électrons contient $6,02 \times 10^{23}$ électrons
- Une mole d'ions chlorure contient $6,02 \times 10^{23}$ ions chlorure.



II- La masse molaire.

1)- Définition générale.

- La masse molaire d'une espèce chimique est la masse d'une mole de cette espèce chimique.
- On symbolise la masse molaire par M . La masse molaire s'exprime en g / mol ou $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$

2)- Masse molaire atomique.

- La masse molaire atomique est la masse d'une mole d'atomes de l'espèce considérée.
- Dans la classification périodique, on donne les masses molaires atomiques des éléments chimiques en tenant compte des proportions naturelles de ses isotopes.
- Masse molaire atomique de l'élément carbone : $M(\text{C}) = 12,0 \text{ g / mol}$.
- Masse molaire atomique de l'élément oxygène : $M(\text{O}) = 16,0 \text{ g / mol}$.
- Masse molaire atomique de l'élément cuivre : $M(\text{Cu}) = 63,5 \text{ g / mol}$.
- Masse molaire atomique de l'élément cuivre : $M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g / mol}$.
- Dans la nature, il y a 75 % de l'isotope 35 et 25 % de l'isotope 37.

3)- La masse molaire moléculaire.

- La masse molaire moléculaire est la masse d'une mole de molécules de l'espèce considérée.
- La masse molaire moléculaire s'obtient en faisant la somme des masses molaires atomiques des atomes qui constituent la molécule.
- Exemples :
- Déterminer la masse molaire moléculaire des espèces chimiques suivantes : H_2O ; Cl_2 ; H_2SO_4 et NH_3 .
- Masse molaire de la molécule d'eau :
- $M(\text{H}_2\text{O}) = 2 M(\text{H}) + M(\text{O})$
- $M(\text{H}_2\text{O}) \approx 2 \times 1,01 + 1 \times 16,0$
- $M(\text{H}_2\text{O}) \approx 18,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$
- Masse molaire du dichlore :
- $M(\text{Cl}_2) = 2 M(\text{Cl})$

- $M(\text{Cl}_2) \approx 2 \times 35,5$
- $M(\text{Cl}_2) \approx 71,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$
- Masse molaire de l'acide sulfurique :
- $M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 M(\text{H}) + M(\text{S}) + 4 M(\text{O})$
- $M(\text{H}_2\text{SO}_4) \approx 2 \times 1,01 + 1 \times 32,1 + 4 \times 16,0$
- $M(\text{H}_2\text{SO}_4) \approx 98,1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$
- Masse molaire de l'ammoniac :
- $M(\text{NH}_3) = 3 M(\text{H}) + M(\text{N})$
- $M(\text{NH}_3) \approx 3 \times 1,01 + 1 \times 14,0$
- $M(\text{NH}_3) \approx 17,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

4)- Masse molaire ionique.

- La masse molaire ionique est la masse d'une mole d'ions de l'espèce considérée.
- On peut négliger la masse des électrons devant la masse du noyau d'un atome.
- La masse molaire d'un ion monoatomique est pratiquement égale à celle de l'atome correspondant.
- Exemples :
- $M(\text{Na}^+) \approx M(\text{Na})$ et $M(\text{Cl}^-) \approx M(\text{Cl})$
- Pour déterminer la masse molaire d'un ion polyatomique, on fait comme pour les molécules.

- Masse molaire de l'ion phosphate : PO_4^{3-}

$$M(\text{PO}_4^{3-}) = M(\text{P}) + 4 \cdot M(\text{O})$$

$$M(\text{PO}_4^{3-}) \approx 1 \times 31,0 + 4 \times 16,0$$

$$M(\text{PO}_4^{3-}) \approx 95,0 \text{ g / mol}$$

- Masse molaire de l'ion sulfate : SO_4^{2-}

$$M(\text{SO}_4^{2-}) = M(\text{S}) + 4 \cdot M(\text{O})$$

$$M(\text{SO}_4^{2-}) \approx 1 \times 32,1 + 4 \times 16,0$$

$$M(\text{SO}_4^{2-}) \approx 96,1 \text{ g / mol}$$

- Masse molaire de l'ion permanganate : MnO_4^-

$$M(\text{MnO}_4^-) = M(\text{Mn}) + 4 \cdot M(\text{O})$$

$$M(\text{MnO}_4^-) \approx 1 \times 54,9 + 4 \times 16,0$$

$$M(\text{MnO}_4^-) \approx 119 \text{ g / mol}$$



III- Masse molaire et quantité de matière.

1)- Application 1.

- Calculer la quantité de matière contenue dans 28,0 g de fer métal.
- Résolution : le fer métal a une structure atomique, il faut utiliser la masse molaire atomique de l'élément fer
- Dans les tables : $M(\text{Fe}) \approx 55,8 \text{ g / mol} \approx 56 \text{ g / mol}$.
- À 1 mole de fer métal correspond environ 56 g de fer métal
- À 1/2 mole de fer métal correspond environ 28 g de fer métal.

- On va utiliser un formalisme mathématique pour pouvoir résoudre tous les exercices du même type :
- Écriture symbolique :

$m_A = n_A \cdot M(A) \quad (1)$ <i>ou</i> $n_A = \frac{m_A}{M(A)} \quad (1)'$	n_A	Quantité de matière de l'espèce chimique considérée A en mol
	$M(A)$	Masse molaire de l'espèce chimique considérée en g / mol
	m_A	Masse de l'espèce chimique considérée en g

- Quantité de matière de fer :

$$n_{\text{Fe}} = \frac{m_{\text{Fe}}}{M(\text{Fe})}$$

$$n_{\text{Fe}} \approx \frac{28,0}{55,8}$$

$$n_{\text{Fe}} \approx 0,502 \text{ mol}$$

2)- Application 2.

- Calculer la masse m_s de 0,500 mol de soufre
- Données : $M(S) \approx 32,1 \text{ g / mol}$ et $n_s \approx 0,500 \text{ mol}$
- On cherche m_s .
- Masse de soufre correspondant.
- $m_s = n_s \cdot M(S)$
- $m_s \approx 0,500 \times 32,1$
- $m_s \approx 16,1 \text{ g}$

3)- Application 3.

- Calculer la quantité de matière d'eau n_1 contenue dans un litre d'eau. On donne : la masse de un litre d'eau est $m_1 = 1,00$ kg .
- L'eau a une structure moléculaire de formule H_2O .
- Masse molaire de la molécule d'eau :
- $M(H_2O) = 2 M(H) + M(O)$
- $M(H_2O) \approx 2 \times 1,01 + 1 \times 16,0$
- $M(H_2O) \approx 18,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$
- Quantité de matière contenue dans un litre d'eau :

$$n_1 = \frac{m_1}{M(H_2O)} \Rightarrow n_1 \approx \frac{1000}{18,0} \Rightarrow n_1 \approx 55,6 \text{ mol}$$



IV- Masse et volume.

1)- Masse volumique et densité d'un corps.

a)- La masse volumique.

- La masse volumique d'une espèce chimique est égale au quotient de sa masse par son volume.
- On écrit :

$$\rho = \frac{m}{V}$$

- ▶ m : Masse de l'échantillon considéré en kg
- ▶ V : Volume occupé par l'échantillon en m^3
- ▶ ρ : Masse volumique de l'échantillon en kg / m^3

- Autres unités : kg / L ou kg / dm^3 ; g / cm^3 ou g / mL .

2)- La densité.

- La densité des liquides et des solides se mesure par rapport à l'eau.
- La densité des gaz se mesure par rapport à l'air.

$$d = \frac{\text{Masse d'un volume } V \text{ du liquide ou du solide}}{\text{Masse du même volume } V \text{ d'eau}}$$

- Relation : on écrit :

$$d = \frac{m}{m_{\text{eau}}}$$

- ▶ La densité est un nombre qui s'exprime sans unité.

- Remarque : Connaissant la masse volumique du liquide, on peut utiliser la relation suivante
- Pour le solide ou le liquide : $m = \rho \cdot V$ et pour l'eau : $m_{\text{eau}} = \rho_{\text{eau}} \cdot V$
- Conséquence : On en déduit la relation suivante :

$$d = \frac{m}{m_{\text{eau}}} = \frac{\rho \cdot V}{\rho_{\text{eau}} \cdot V}$$

$$d = \frac{\rho}{\rho_{\text{eau}}}$$

- La densité est un nombre qui n'a pas d'unité.
- Masse volumique de l'eau : $\rho_{\text{eau}} = 1,0 \text{ kg} / \text{dm}^3$ ou $\rho_{\text{eau}} = 1,0 \text{ g} / \text{cm}^3$
- Exemples :

Exemple 1 :

L'hexane a une masse volumique égale à $660 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-3}$ et l'eau liquide a une masse volumique égale à $1000 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-3}$.

Calculer la densité de l'hexane.

Réponse :

Densité de l'hexane :

$$d = \frac{\rho}{\rho_{\text{eau}}}$$

$$d \approx \frac{660}{1000}$$

$$d \approx 0,66$$

Exemple 2 :

Le dichlorométhane a une densité de 1,326. Calculer sa masse

volumique en $\text{g} \cdot \text{cm}^{-3}$. Donnée : l'eau liquide a une masse volumique égale à $1000 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-3}$.

Réponse :

Masse volumique du dichlorométhane :

$$d = \frac{\rho}{\rho_{\text{eau}}}$$

$$\rho = d \cdot \rho_{\text{eau}}$$

$$\rho \approx 1,326 \times 1000$$

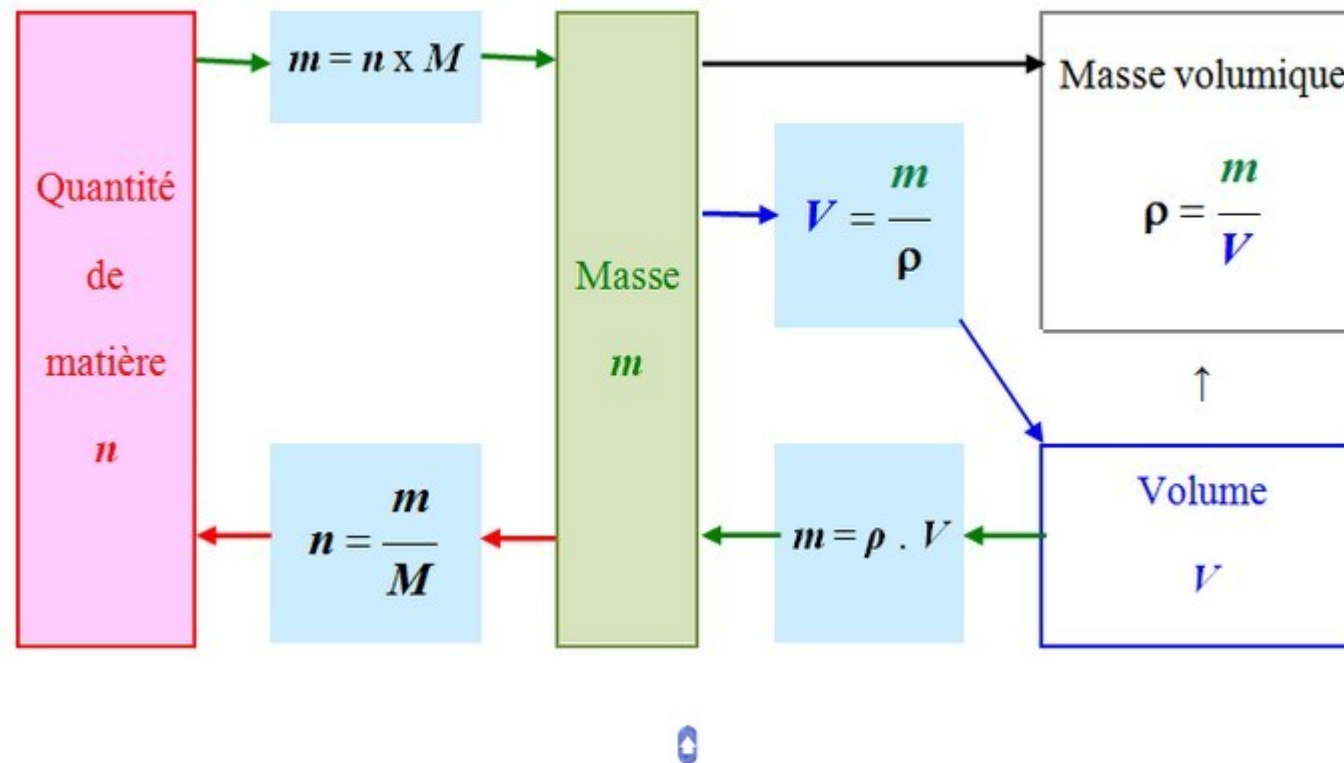
$$\rho \approx 1326 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-3}$$

Exemple d'étiquette : sur l'étiquette figure les caractéristiques physiques de l'éther.

ETHOXYETHANE (éter)		
900 mL	PUR	Réf. 1020E
$(\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{O}$ $M = 74,12 \text{ g} / \text{mol}$ $d = 0,71$ Teneur min : 99,0 % $\theta_{\text{eb}} = 34^\circ \text{C}$	 Inflammable F+ Très inflammable	Extrêmement inflammable. Peut former des peroxydes explosifs. Conserver le récipient dans un endroit bien ventilé. Conserver à l'écart de toute source d'ignition – ne pas fumer. Ne pas jeter les résidus à l'égout. Éviter

Stockage : hors lumière		l'accumulation des charges électrostatiques.
-------------------------	--	--

3)- Relations entre masse, volume et quantité de matière.



v- Applications.

1)- QCM : Pour chaque question, indiquer la (ou les) bonne(s) réponse(s).

	Énoncé	A	B	C	Réponse
1	L'unité de quantité de matière est :	Le gramme	La mole	Le litre	
2	Dans une mole d'atomes, il y a :	$6,02 \times 10^{-23}$ atomes	602×10^{21} atomes	$6,02 \times 10^{23}$ atomes	
3	La constante d'AVOGADRO vaut :	$6,02 \times 10^{-23} \text{ mol}^{-1}$	$6,02 \times 10^{23}$	$6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$	
4	La masse molaire atomique s'exprime en :	g	$\text{mol} \cdot \text{g}^{-1}$	$\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$	
5	La masse molaire moléculaire correspond à la masse de :	$6,02 \times 10^{-23}$ molécules	Une mole de molécules	$6,02 \times 10^{23}$ molécules	
6	La masse molaire M de l'acide lactique $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3$ est égale à :	$M = 3 M(\text{C}) + 6 M(\text{H}) + 3 M(\text{O})$	$M = M(\text{C}) + 3 M(\text{H}) + 6 M(\text{O})$	$M = M(\text{C}) + M(\text{H}) + M(\text{O})$	
7	La masse m d'une espèce chimique, sa quantité de matière n et sa masse molaire M sont reliées par la relation :	$n = M \times m$	$n = \frac{m}{M}$	$m = M \times n$	
8	La masse volumique ρ d'un corps de masse m et de volume V vaut :	$\rho = \frac{V}{m}$	$\rho = \frac{m}{V}$	$\rho = V \times m$	
9	Un corps de masse volumique ρ a, par rapport à l'eau de masse volumique ρ_{eau} , une densité d égale à :	$d = \rho - \rho_{\text{eau}}$	$d = \frac{\rho}{\rho_{\text{eau}}}$	$d = \frac{\rho_{\text{eau}}}{\rho}$	

10	La masse volumique ρ d'un corps, de masse m et de volume V sont reliés par :	$m = \rho \times V$	$\rho = \frac{m}{V}$	$V = \frac{m}{\rho}$	
11	 Ces deux verres de montre contiennent la même masse m de soufre $M(S) = 32 \text{ g / mol}$ et de cuivre $M(\text{Cu}) = 64 \text{ g / mol}$. Les quantités de matière $n(S)$ et $n(\text{Cu})$ sont telles que :	$n(S) = n(\text{Cu})$	$n(S) = 2 n(\text{Cu})$	$2 n(S) = n(\text{Cu})$	
12	 Ces deux béchers contiennent le même volume V de liquides colorés. Le bécher a contient de l'éthanol ($\rho_{\text{ol}} = 0,78 \text{ g / mL}$) ; le bécher b contient de l'eau ($\rho_{\text{eau}} = 1,0 \text{ g / mL}$) : la masse d'eau est :	Supérieure à celle de l'éthanol	Inférieure à celle de l'éthanol	Égale à celle de l'éthanol	

