

Mole – Masse molaire – Volume molaire

Qu'est-ce qu'une mole ?

Par définition, la **mole**, de symbole **mol**, **est** la quantité de matière d'un système qui contient autant d'entités élémentaires **qu'il** y a d'atomes dans 0,012 kg (soit 12 g) de carbone 12 (noté ^{12}C). Dans l'état actuel de nos connaissances, on estime **qu'il** y a $6,022 \cdot 10^{23}$ atomes de carbone 12 dans 0,012 kg de ^{12}C .

Quelle est la formule de la mole ?

Il suffit d'appliquer la relation **$n = m/M$** pour déterminer le nombre de **mole n**.

Qu'est-ce qu'une mole d'eau ?

1 **mole d'eau** (c'est-à-dire environ $6 \cdot 10^{23}$ molécules d'eau, ce nombre **est** le nombre d'Avogadro, noté N) pèse 18 g, et occupe, à l'état liquide, un volume de 18cm^3 .

Quelle est la différence entre mole et molécule ?

Une **mole est** une quantité d'atomes *OU* de **molécules**. Un atome, une **molécule**, c'est quelque chose de microscopique. En prenant une grande quantité d'atomes, une **mole**, on obtient un ensemble mesurable d'un point de vue macroscopique.

Comment s'appelle le nombre d'entité dans une mole ?

Qu'est ce que le **nombre** ou constante d'Avogadro? Le **nombre** d'atomes contenus dans une **mole** de carbone est appelé **nombre** d'Avogadro et sera noté N_A .

Comment calculer la mole d'un atome ?

La masse **molaire** moléculaire est égale à la somme des masses molaires atomiques des éléments chimiques constituant la molécule. L'unité est toujours le gramme par **mole**, notée g. **mol⁻¹**.

Ainsi, la masse **molaire** de la molécule d'eau H_2O est :

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 2 \times M(\text{H}) + M(\text{O}) = 2 \times 1,00 + 16,0 = 18,0 \text{ g.}$$

Comment calculer n avec N et Na ?

On appelle ce nombre le nombre d'Avogadro. Constante d'Avogadro = $6,02 \cdot 10^{23}$ (correspond au nombre d'atomes de carbone 12 contenu dans 12,0 g de carbone 12).

On la note **Na** = nombre d'entités élémentaires contenues dans 1 mole.

$$n = N/N_a$$

avec :

1. **n** en mol ;
2. **N** sans unité ;
3. **Na** en mol⁻¹.

Comment trouver M ?

On la note **M** et son unité est le gramme par mole (g·mol⁻¹).

Exemple : **M**(C) = 12,0 g·mol⁻¹.

Si un élément est constitué de plusieurs isotopes (atomes qui ont le même nombre de protons mais un nombre de neutrons différents), la masse molaire atomique de cet élément tient compte de la proportion des différents isotopes.

Comment calculer le nombre de moles de l'eau ?

Une masse de 36 grammes d'**eau** contiendra $36 / 18 = 2$ **moles d'eau** (2 mol), ce qui est égal à $2 \times 6,0221 \cdot 10^{23} = 12,0442 \cdot 10^{23}$ molécules d'**eau**.

Une masse de 1,8 gramme d'**eau** en contiendra $1,8 / 18 = 0,1$ **mole** (0,1 mol, ou 100 millimoles - 100 mmol), ce qui est égal à $0,1 \times 6,0221 \cdot 10^{23} = 0,60221 \cdot 10^{23}$ molécules d'**eau**.

Quelle est la masse d'une mole ?

La **masse molaire**.

La **masse molaire** atomique d'un élément ou la **masse d'une mole** d'atomes est la **masse** atomique relative (A_r) exprimée en gramme par **mole**.

Exemples : **Masse molaire** du chlore : $M_{Cl} = 35,453$ g.

Quand utiliser le nombre d'Avogadro ?

Le **nombre d'Avogadro** est une des constantes fondamentales. Elle est utilisée par les chimistes pour relier le monde microscopique des molécules à celui macroscopique des expériences et par les physiciens pour définir la masse des objets à partir de leurs constituants élémentaires.

Pourquoi le nombre d'Avogadro ?

Le **nombre d'Avogadro** est le **nombre** d'entités élémentaires (atomes, ions ou molécules) contenues dans une mole de ces mêmes entités. En d'autres termes, il correspond au **nombre** d'atomes de carbone contenus dans 12 grammes de carbone 12, soit approximativement $6,022 \times 10^{23}$.

Comment appelle-t-on les particules qui constituent une molécule ?

Lorsqu'on associe des atomes, on obtient une **particule** de matière **appelée molécule** et représentée par **une formule**.

D'autres **particules** appelées **ions** sont des atomes ou des groupements d'atomes **porteurs de charges électriques**. On les représente aussi par **une formule**.

Comment calculer petit m'en physique ?

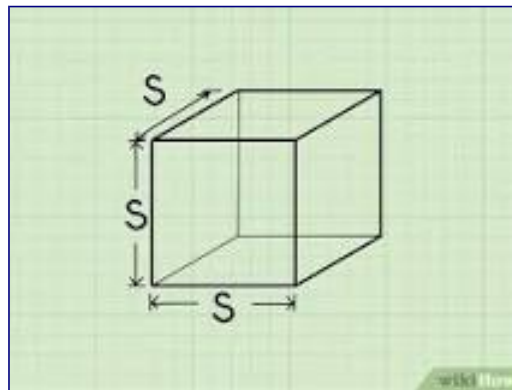
Une mole représente un ensemble de $6,02 \times 10^{23}$ entités (atomes ou molécules) chimiques identiques. Une mole d'entités chimiques représente une certaine masse **M** appelée masse molaire de l'entité chimique (unité : $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$).

C'est quoi M en physique ?

Masse molaire, noté **M** : la **masse molaire** attribuée a un élément chimique **est** la masse d'une mole d'atomes de cet élément chimique.

Elle s'exprime en gramme par mole ($\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$).

Comment faire pour trouver le volume ?



La formule est la suivante : **Volume** = longueur x largeur x hauteur, soit $V = Lh$.

Comment calculer le volume avec ρ et M ?

Utiliser la masse volumique ρ pour déterminer un **volume**

D'après la relation précédente $m = \rho \times V$. ρ est connu mais pour que la relation soit vérifiée il faut penser à convertir le **volume** en cm^3 : $V = 8 \text{ dm}^3 = 8000 \text{ cm}^3$.

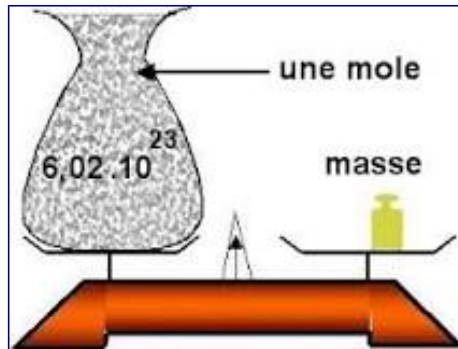
Comment calculer le volume molaire d'un liquide ?

Pour cela il faut connaître la masse **molaire** de l'eau, soit $16+2=18\text{g/mol}$. Il ne te reste plus qu'à diviser tes 1000g par 18 ce qui fait 55,55 mol dans ton litre.

Mais ce que tu veux c'est le **volume** d'une seule de ces moles: 1 mole occupe $1\text{L}/55,55 = ?\text{L}$ par mole.

Ton **volume molaire** est donc de 18 mL par mole.

Quel est le nombre de moles d'eau contenues dans 1 l d'eau ?



1L d'eau a une masse $m(\text{H}_2\text{O}) = 1000 \text{ g}$ et contient des molécules de formule H_2O et de masse molaire moléculaire $16,0 + 1,0 \cdot 2 = 18,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Quelle est la concentration de l'eau ?

Par exemple, une mole d'eau liquide à 25°C occupe un volume de $0,018 \text{ l}$ donc la **concentration** (molaire) de l'eau dans l'eau pure vaut $55,6 \text{ mol/l}$.

Quel est le nombre de moles d'eau contenue dans une bouteille de 1,5 l d'eau ?

Bravo !! Une bouteille d'eau de **1,5L** contient donc $5,0 \times 10^{25}$ **molécules** ! Dix millions de milliards de milliards de **molécules** dans une simple bouteille !

Quel est l'intérêt pour le chimiste de compter en mole ?

Grâce à cette définition de la **mole**, il suffit de connaître le nombre de nucléons d'un atome **pour** connaître la masse d'une **mole** de cet atome, on obtient bien une relation simplifiée entre quantité de matière et masse.

Comment calculer la masse d'une mole d'un isotope ?

Dans le tableau périodique figure alors une **masse molaire** moyenne calculée à partir de la composition **isotopique** de l'élément chimique considéré. La **masse molaire** de l'élément chlore vaut donc : $M_{\text{Cl}} = 35 \times 75,8/100 + 37 \times 24,2/100 = 35,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Quelle est la formule du volume ?

La **formule** générale **est** toujours : $V = B \times H$ (**volume** = aire de la base \times hauteur), que **le** prisme ou **le** cylindre soit droit ou pas.

Comment calculer le volume avec la masse volumique et la masse ?

Utiliser la **masse volumique** pour déterminer un **volume**

D'après la relation précédente **$m = \rho \times V$** .

ρ est connu mais pour que la relation soit vérifiée il faut penser à convertir le **volume** en cm^3 :

$$V = 8 \text{ dm}^3 = 8000 \text{ cm}^3.$$

Quel est le volume occupé par une mole ?

une **mole** de O_2 ou de CO_2 occupera toujours un **volume** de 22,4 L dans les conditions NTP (Conditions Normales de Température et de Pression) et un **volume** de 24,79 L dans les conditions STP (Standard Temperature and Pressure). Les **conditions** les plus usuelles fixent la température normale à 0°C (273,15 K) et la pression normale à 1 atm (1,013 bar = 101 325 Pa), soit la pression atmosphérique moyenne au niveau de la mer.

Comment calculer le volume molaire de l'eau ?

Pour cela il faut connaître la masse **molaire de l'eau**, soit $16+2=18\text{g/mol}$. Il ne te reste plus qu'à diviser tes 1000g par 18 ce qui fait 55,55 mol dans ton litre. Mais ce que tu veux c'est le **volume** d'une seule de ces moles: 1 mole occupe $1\text{L}/55,55 = \text{L}$.

Ton **volume molaire** est donc de 18 mL par mole.

Comment on mesure le volume d'un liquide ?

Équivalences à retenir : $1 \text{ L} = 1 \text{ dm}^3$ et $1 \text{ mL} = 1 \text{ cm}^3$. Pour mesurer le **volume d'un liquide**, on peut utiliser n'importe quel récipient comportant des graduations ou un trait de jauge (bêcher, erlenmeyer, fiole jaugée), mais le mieux adapté est l'éprouvette graduée.

Quelle est la quantité de molécules d'eau contenue dans 1 l d'eau ?

1L d'eau a une masse $m(\text{H}_2\text{O}) = 1000 \text{ g}$ et contient des **molécules** de formule H_2O et de masse molaire **moléculaire** $16,0 + 1,0 \times 2 = 18,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

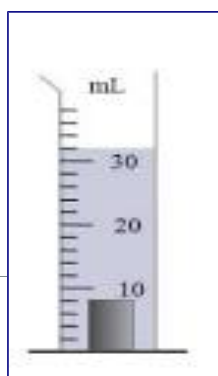
Quel est le volume molaire dans les CNTP ?

Volume molaire dans les CNTP

Dans les conditions normales de température et de pression, le **volume molaire** est égal à **22,414 L/mol** mais celui-ci varie en fonction de la température.

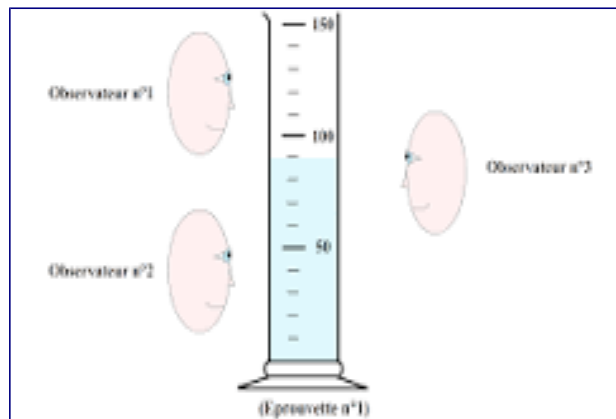
Comment mesurer le volume d'un liquide et d'un solide ?

Eprouvette graduée



Méthode pour **mesurer le volume** d'un **solide** par déplacement d'eau : On met un certain **volume** d'eau dans une éprouvette graduée. On relève alors le **volume** V_1 d'eau dans l'éprouvette. On met ensuite (délicatement) l'objet **solide** dont on veut connaître le **volume** dans l'éprouvette.

Comment faire une bonne mesure de volume ?



Pour effectuer une **mesure de volume**, il faut déterminer quelle est la graduation la plus proche de la surface libre du liquide.

Pour cela l'observateur qui réalise la mesure doit se placer au même niveau que cette surface libre du liquide.