

PCPI – 1 TS CIRA 	Chapitre 2 QUANTITE de MATIERE	CHIMIE
	TP 2 : A la découverte de la quantité de matière en chimie	
OBJECTIF : ■ Définir la quantité de matière		NOTE : / 20

RESSOURCES UTILES

DOC 1 Qu'est-ce que la quantité de matière ?

Un échantillon de matière contient un très grand nombre d'atomes (ou d'ions ou de molécules).

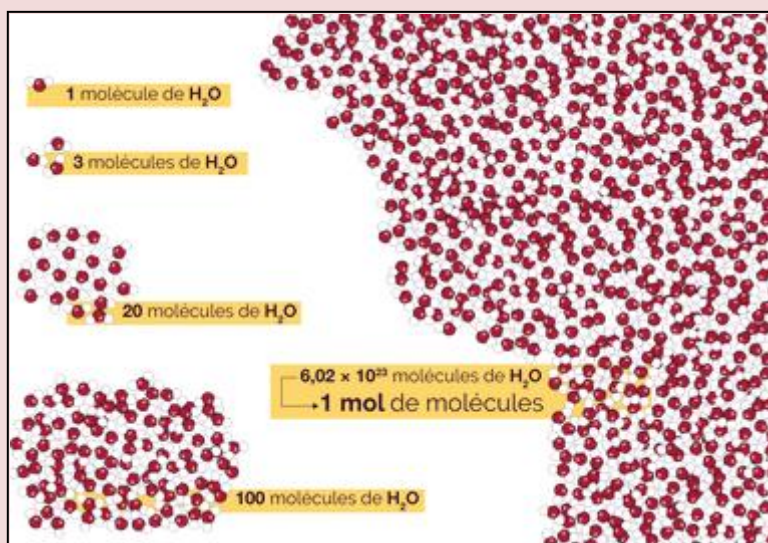
Par exemple, une goutte d'eau contient environ 10^{21} molécules d'eau, soit 1 000 000 000 000 000 000 molécules d'eau, ce qui impossible à compter.

Pour éviter de manipuler de très grands nombres, les chimistes ont inventé une unité de mesure plus adaptée à notre échelle : la **MOLE**.

Les chimistes ont défini qu'une mole est un paquet contenant $6,02 \times 10^{23}$ entités chimiques identiques.

Exemple :

Le chimiste prélève 0,05 mol d'eau, cela signifie que le chimiste prélève 0,05 paquets de $6,02 \times 10^{23}$ molécules d'eau.



La mole est l'unité de quantité de matière, son symbole est "mol".

Grandeur	Notation de la grandeur	Unité de mesure	Symbole de l'unité
quantité de matière	n	mole	mol

DOC 2 La masse molaire atomique

La masse molaire atomique correspond à la masse d'une mole d'atomes, c'est-à-dire à la masse de $6,02 \times 10^{23}$ atomes.

Son unité est **g.mol⁻¹**.

On trouve les valeurs des masses molaires atomiques dans le tableau périodique).

Exemple

$$M(K) = 39,1 \text{ g.mol}^{-1} \quad M(I) = 126,9 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$M(H) = 1,0 \text{ g.mol}^{-1} \quad M(O) = 16,0 \text{ g.mol}^{-1}$$

DOC 3 La masse molaire moléculaire

La masse molaire moléculaire correspond à la masse d'une mole de molécules, c'est-à-dire à la masse de $6,02 \times 10^{23}$ molécules.

Pour la calculer, on fait la **somme** des masses molaires atomiques de chaque atome composant la molécule (on trouve les masses molaires atomiques dans le tableau périodique).

Exemple

$$\begin{aligned} M(\text{CH}_4) &= 1 \times M(\text{C}) + 4 \times M(\text{H}) \\ &= 1 \times 12,0 + 4 \times 1,0 = 16,0 \text{ g.mol}^{-1} \end{aligned}$$

DOC 4 Calcul d'une quantité de matière

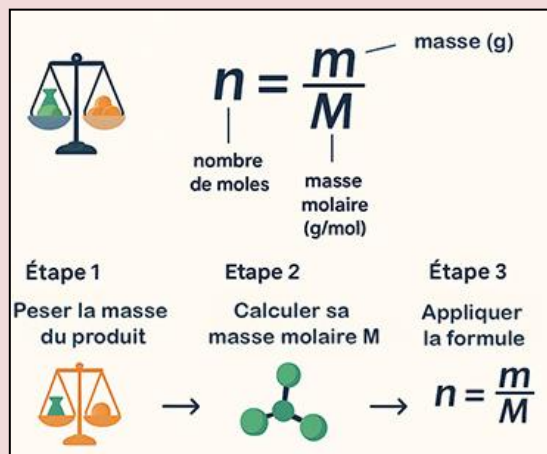
Par définition, la masse molaire M est la masse d'une mole d'entités.

1 mole d'entités pèse la masse M

2 moles d'entités pèsent $2 \times M$

n moles d'entités pèsent $n \times M$

D'où la relation ci-contre !



EXPERIMENTATION



Debout Basile !
Mets ta blouse, tes lunettes et tu descends au laboratoire.



Aujourd'hui je vais
t'évaluer dans tes calculs
et tes manipulations pour
vérifier tes apprentissages.

Aïe aïe aïe
Mais j'ai
pas révisé
moi !

Pas d'inquiétude mon petit Basile !
Tu vas devoir étudier les
documents suivants afin de
calculer une masse et un volume
pour réaliser une belle expérience
appelée le dentifrice de l'éléphant.



Je vais faire appel à mes
amis en CIRA



Recette



- Peser **0,0062 moles** de iodure de potassium **KI** et les introduire dans une éprouvette de 100 mL.
- Placer l'éprouvette graduée de 100 mL dans un cristallisoir (ou cuvette plastique)
- Prélever **0,427 moles** d'eau oxygénée **H₂O₂** à l'aide d'une éprouvette de 10 mL.
- Ajouter 3 gouttes de liquide vaisselle et 4 gouttes de colorant dans l'eau oxygénée.
- Ajouter le contenu de l'éprouvette de 25 mL dans l'éprouvette de 100 mL et reculer !!!



Allez au boulot !
Commence par calculer la masse d'iodure de potassium (ingrédient 1)
et le volume d'eau oxygénée (ingrédient 2)

DOC 5 Les infos du chimiste

- ✓ Formule de l'iodure de potassium : KI
- ✓ Formule de l'eau oxygénée : H_2O_2

DOC 6 La masse volumique

✓ Formule

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

- ##### ✓ Masse volumique de l'eau oxygénée :
- $$\rho(H_2O_2) = 1,45 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$$

DOC 7 : Protocole

1	Porter une blouse, des lunettes et des gants
2	Manipuler debout
3	Utiliser la coupelle
4	Utiliser la spatule
5	Faire la tare de la balance avec la coupelle
6	« Saupoudrer » l'iodure de potassium pour peser la masse voulue
7	Il n'y a pas de solide sur la balance hors de la coupelle (la pesée est soignée)
8	Peser la masse voulue, sans dépasser la valeur
9	Utiliser un entonnoir pour introduire le solide dans l'éprouvette graduée de 100mL
10	Ne pas laisser de solide sur la coupelle, l'entonnoir et la spatule
11	Verser le volume attendu d'eau oxygénée dans l'éprouvette graduée 25 mL
12	Utiliser la pipette plastique pour ajuster au trait de jauge
13	Se pencher pour observer le bon niveau du trait de jauge
14	Ajouter seulement 4 gouttes de colorant et 3 gouttes de liquide vaisselle à l'eau oxygénée
15	Verser le contenu de l'éprouvette graduée de 25 mL sur le KI présent dans l'éprouvette graduée de 100mL
16	Faire délicatement la vaisselle sous le robinet, ranger et nettoyer la paille

CORRECTION

1	INGREDIENT 1 Relever la valeur de la quantité de matière de KI qu'il faut peser. n(KI) = 0,0062 mol Calculer la masse molaire de la molécule M(KI) = M(K) + M(I) = 39,1 +126,9= 166,0 g.mol⁻¹ Calculer la masse à peser <table><tr><th>Nombre de moles</th><th>Masse correspondante (g)</th></tr><tr><td>1 mole</td><td>166,0 g.mol⁻¹</td></tr><tr><td>0,0062 mol</td><td>m = ?</td></tr></table> m = n x M = 0,0062 x 166 = 1 g <td> * ** * ** * </td>	Nombre de moles	Masse correspondante (g)	1 mole	166,0 g.mol ⁻¹	0,0062 mol	m = ?	* ** * ** *
Nombre de moles	Masse correspondante (g)							
1 mole	166,0 g.mol ⁻¹							
0,0062 mol	m = ?							
2	INGREDIENT 2 Relever la valeur de la quantité de matière H₂O₂ qu'il faut peser. n(H₂O₂) = 0,427 mol Calculer la masse molaire de la molécule M(H₂O₂) = 2M(H) + 2M(O) = 2x1 +2 x 16 = 34 g.mol⁻¹ Calculer la masse à peser <table><tr><th>Nombre de moles</th><th>Masse correspondante (g)</th></tr><tr><td>1 mole</td><td>34mol⁻¹</td></tr><tr><td>0,427 mol</td><td>m = ?</td></tr></table> m = n x M = 0,427 x 34 = 14,5 g Calculer le volume à prélever V (H₂O₂) = m(H₂O₂) / ρ(H₂O₂) = 14.5 / 1,45 = 10,0 mL <td> * ** * ** * ** * </td>	Nombre de moles	Masse correspondante (g)	1 mole	34mol ⁻¹	0,427 mol	m = ?	* ** * ** * ** *
Nombre de moles	Masse correspondante (g)							
1 mole	34mol ⁻¹							
0,427 mol	m = ?							
3	Présenter vos résultats pour validation par le professeur M(KI) = 1 g V (H₂O₂) = 10,0 mL							
4	Réaliser le protocole du document 6	** *						

MATÉRIEL

- Erlenmeyer de 100 mL
- Erlenmeyer de 25 mL
- Balance
- Cuvette
- Spatule
- Entonnoir
- Cristalliseur (cuvette plastique)
- Pot de Iodure de potassium

- Eau oxygénée + pipette plastique
- Liquide vaisselle + pipette plastique + bécher
- Colorant vert dans un flacon + pipette plastique dédiée au colorant

QUESTIONS SUPPLEMENTAIRES BONUS

DOCUMENTS

DOC 8 : Fraction massique d'une espèce

La fraction massique d'une espèce chimique dans un mélange représente la masse de cette espèce par rapport à la masse totale.

C'est un nombre sans unité que l'on peut multiplier par 100 pour l'obtenir en pourcentage.

Notation : w

DOC 9 : Fraction molaire d'une espèce

La fraction molaire d'une espèce chimique dans un mélange représente la quantité de matière de cette espèce par rapport à la somme des quantités de matière de toutes les espèces chimiques présentes..

C'est un nombre sans unité que l'on peut multiplier par 100 pour l'obtenir en pourcentage.

Notation : w

QUESTIONS

5 Exprimer et calculer la fraction massique des 2 ingrédients

$$m_{\text{totale}} = m(\text{KI}) + m(\text{H}_2\text{O}_2) = 1 + 14,5 = 15,5 \text{ g}$$

$$w(\text{KI}) = m(\text{KI}) / m_{\text{totale}} \times 100 = 1 / 15,5 \times 100 = 6,5 \%$$

$$w(\text{H}_2\text{O}_2) = m(\text{H}_2\text{O}_2) / m_{\text{totale}} \times 100 = 14,5 / 15,5 \times 100 = 93,5 \%$$

*
*
*

6	<u>Exprimer</u> et <u>calculer</u> la fraction molaire des 2 ingrédients $n_{\text{totale}} = n(\text{KI}) + n(\text{H}_2\text{O}_2) = 0,0062 + 0,427 = 0,433 \text{ mol}$ $x(\text{KI}) = n(\text{KI}) / n_{\text{totale}} \times 100 = 0,0062 / 0,433 \times 100 = 1,4 \%$ $x(\text{H}_2\text{O}_2) = n(\text{H}_2\text{O}_2) / n_{\text{totale}} \times 100 = 0,427 / 0,433 \times 100 = 98,6 \%$	* * *
---	---	----------------------------