

Thème 2—LA SANTE**S10-La Quantité de matière****ACT CH06-Déterminer une quantité de matière****1. Objectifs**

Déterminer des quantités de matière par mesure de masses et de volumes

2. Matériel

1 Eprouvette graduée de 100 mL ; 3 Bêchers de 100 mL ; 1 bécher de 50 mL ; 2 coupelles ; 1 spatule ; 1 balance ; 1 compte gouttes ; lunettes de protection ; 1 lame de cuivre (Cu) ; 1 lame de fer (Fe) ; sulfate de cuivre penta hydraté (CuSO₄,5H₂O) ; sucre en morceau et en poudre ; chlorure de sodium (NaCl) ; éthanol ; Acétone.

3. La mole**a. Définition**

Par convention, la mole est la quantité de matière d'un système contenant autant d'entités chimiques qu'il y a d'atomes de carbone dans 12,00 g de carbone 12

b. La constante d'Avogadro

Elle représente le nombre d'entités par mole. Elle est notée **N_A**, et elle vaut **N_A = 6,02.10²³ mol⁻¹**

Exemple

- 1 mol de fer contient 6,02.10²³ atomes de fer
- 1 mole de dioxygène O₂ contient aussi 6,02.10²³ molécules de dioxygène

4. Masse molaire atomique

C'est la masse d'une mole d'atome. Elle est notée **M** et s'exprime en **g.mol⁻¹**. On la trouve dans le tableau périodique, sa valeur est voisine du nombre de masse **A**.

Exemple

- La masse molaire du cuivre vaut : M_{Cu} = 63,5 g.mol⁻¹
- La masse molaire du chlore vaut M_{Cl} = 35,5 g.mol⁻¹

5. Masse molaire d'un corps

Elle est notée **M** et s'exprime en g.mol⁻¹. Pour la trouver, on effectue la somme des masses molaires atomiques des atomes qui composent le corps.

Exemple

La masse molaire de l'eau vaut : **M_{H2O} = 2.M_H + M_O = 2×1 + 16 = 18 g.mol⁻¹**

6. Relation entre masse molaire et quantité de matière

$$n = \frac{m}{M}$$

- **n** : La quantité de matière, ou le nombre de mole (en mol)
- **m** : La masse de l'échantillon, c'est à dire ce qu'on pèse (en g)
- **M** : La masse molaire de l'échantillon (en g.mol⁻¹)

7. Détermination d'une quantité de matière**Pour bien mesurer une masse à l'aide de la balance :**

- 1) **Placer la coupelle sur le plateau de la balance**
- 2) **Régler le zéro de la balance**
- 3) **A l'aide d'une spatule propre et sèche, déposer la masse désirée dans la coupelle**
- 4) **nettoyer le plateau de la balance après usage**

→ Déterminer par la pesée, la masse des produits du tableau, puis compléter le tableau suivant

Remarque

Pour le sucre : peser 4 morceaux et en déduire la masse d'un morceau

→ Exprimer les réponses avec une précision adaptée à celle de la balance (1 chiffre après la virgule)

	Lame de fer	Lame de cuivre	1 morceau Sucre
Formule du corps			$C_{12}H_{22}O_{11(s)}$
Masse pesée avec la balance (g)	m =	m =	m =
Masse molaire du corps ($g \cdot mol^{-1}$)	M =	M =	M =
Quantité de matière calculée (mol) (puissance de 10 avec 2 chiffres après la virgule)	n =	n =	n =
Nombre d'atomes calculé (en atomes)	N =	N =	N =

Questions

1) Pourquoi peser 4 morceaux de sucre pour connaître la masse d'un morceau ?

Pour le sucre, détailler le calcul de :

- 2) La masse molaire du sucre notée : M_{sucre} .
- 3) La quantité de matière du sucre notée : n_{sucre}
- 4) Du nombre d'atomes de sucre notée : N_{sucre}

Données

$M_H = 1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$. $M_{Fe} = 56 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$. $M_{Cu} = 63,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$. $M_C = 12 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$. $M_O = 16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

8. Comparaison de la quantité de matière pour différents solides

→ Compléter le tableau suivant :

Produit	Chlorure de sodium	Sucre en poudre	Sulfate de cuivre penta hydraté
Formule chimique	$NaCl_{(s)}$	$C_{12}H_{22}O_{11(s)}$	A chercher sur le flacon
Masse molaire ($g \cdot mol^{-1}$)	M =	M =	A chercher sur le flacon M =
Nombre de mole	n = 0,1 mol	n = 0,1 mol	n = 0,1 mol
Masse à peser, qui correspond à 0,1 mol (en g)	m =	m =	m =

→ Réaliser la pesée. Mettre chaque produit dans un bécher.

PENSER A RECUPERER LES PRODUITS

- 1) Une même quantité de matière correspond-elle à la même masse pour toutes les espèces chimiques ?

Pour le chlorure de sodium, détailler le calcul de :

- 2) La masse molaire du chlorure de sodium notée : M_{sel} .
 3) La masse du chlorure de sodium notée : m_{sel} .

Pour le sulfate de cuivre penta hydraté, détailler le calcul de :

- 4) La masse molaire du sulfate de cuivre penta hydraté notée : M
 5) La masse du sulfate de cuivre penta hydraté notée : m

Données

$M_{\text{H}} = 1 \text{ g.mol}^{-1}$. $M_{\text{Fe}} = 56 \text{ g.mol}^{-1}$. $M_{\text{Cu}} = 63,5 \text{ g.mol}^{-1}$. $M_{\text{C}} = 12 \text{ g.mol}^{-1}$. $M_{\text{O}} = 16 \text{ g.mol}^{-1}$.
 $M_{\text{S}} = 32 \text{ g.mol}^{-1}$. $M_{\text{Na}} = 23 \text{ g.mol}^{-1}$. $M_{\text{Cl}} = 35,5 \text{ g.mol}^{-1}$

9. Comparaison entre des masses égales de différents solides

→ Compléter le tableau

Produit	Chlorure de potassium	glucose	Sulfate de fer
Formule	$\text{KCl}_{(s)}$	$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_{6(s)}$	$\text{FeSO}_{4(s)}$
Masse molaire (g.mol^{-1})	$M =$	$M =$	$M =$
Masse (g)	$m = 3 \text{ g}$	$m = 3 \text{ g}$	$m = 3 \text{ g}$
Quantité de matière calculée (mol) <i>(puissance de 10 avec 2 chiffres après la virgule)</i>	$n =$	$n =$	$n =$

- 1) Une même masse correspond-elle à la même quantité de matière pour toutes les espèces chimiques ?

Pour le sulfate de fer, détailler le calcul de :

- 2) La masse molaire du sulfate de fer notée : M
 3) Le nombre de mole de sulfate de fer notée : n

Données

$M_{\text{K}} = 39 \text{ g.mol}^{-1}$.

10. Etude de produits liquides

→ Compléter le tableau

Produit	Eau	Ethanol	Acétone
Formule		$\text{C}_2\text{H}_6\text{O}_{(l)}$	$\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_{(l)}$
Masse molaire (g.mol^{-1})	$M =$	$M =$	$M =$
Nombre de mole	$n = 1 \text{ mol}$	$n = 1 \text{ mol}$	$n = 1 \text{ mol}$

Masse (en g) qui correspond à 1 mol	m =	m =	m =
Masse volumique du produit	$\rho = 1,0 \text{ g.mL}^{-1}$	$\rho = 0,78 \text{ g.mL}^{-1}$	$\rho = 0,79 \text{ g.mL}^{-1}$
Volume (en mL) occupé par les produits (A calculer)	V =	V =	V =

Pour L'acétone, détailler le calcul de :

- 1) La masse molaire de l'acétone notée : $M_{\text{acétone}}$.
- 2) La masse d'acétone notée : $m_{\text{acétone}}$.
- 3) Le volume d'acétone noté : $V_{\text{acétone}}$.
- 4) Mesurer les volumes précédents à l'aide de l'éprouvette graduée.
- 5) Deux échantillons qui contiennent la même quantité de matière, occupent-t-ils le même volume ?

Données

Formule de la masse volumique : $\rho = \frac{m}{V}$

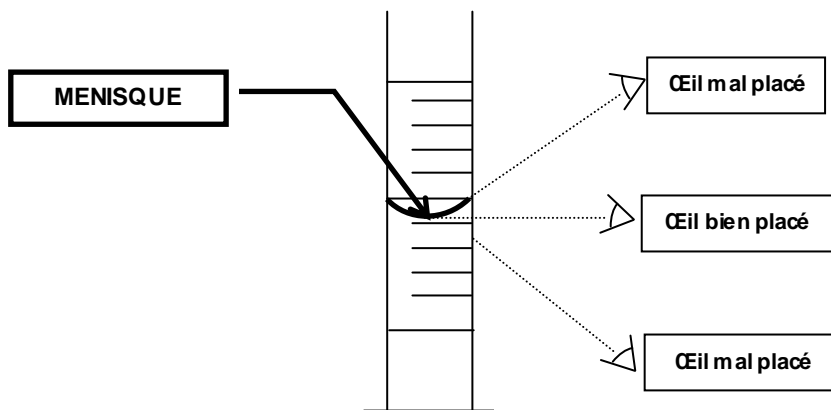
m : masse du produit (en gramme : g)

V : volume du produit (en mL)

ρ : Masse volumique du produit (g.mL^{-1})

Aide

Regarder ci-dessous, comment prélever correctement un liquide à l'aide d'une éprouvette graduée



- On utilise une éprouvette graduée pour une mesure ne nécessitant pas une grande précision (à 0,5 ou 1 mL près selon la capacité de l'éprouvette)
- Pour lire correctement un volume, l'éprouvette doit rester sur la table, et vous devez vous mettre à la hauteur du bas du ménisque en vous baissant
- Pour ajuster le volume, utiliser un compte-gouttes