

Capacités

- Calculer une masse molaire moléculaire à partir de masses molaires atomiques des éléments qui composent la molécule

exigibles :

- Ecrire et exploiter l'équation chimique d'une réaction de combustion complète d'un hydrocarbure ou d'un « biocarburant » pour prévoir le réactif limitant et les quantités de matière de produits formés

1 Masse molaire d'une espèce chimique

Le chimiste ne calcule pas des quantités de réactifs et de produits en comptant une par une ses molécules. Ce serait tout simplement impossible vu le nombre mis en jeu ! Il utilise la mole pour regrouper ses molécules en paquets... et se simplifier la tâche. Mais quel lien y a-t-il entre la masse d'un composé et le nombre de moles de ce composé ?

Document 1 Rappel sur la quantité de matière et la notion de mole

La grandeur qui permet de relier l'échelle microscopique et l'échelle macroscopique (à taille humaine) est la **quantité de matière notée n** , exprimée en mole (de symbole mol.).

Dans une mole d'entités microscopiques, il y a $6,02 \times 10^{23}$ entités. Ce nombre, noté N_A , est appelée **constante d'Avogadro**.

Document 2 Masse molaire

La **masse molaire atomique** d'un élément, notée M , est la masse d'une mole d'atomes de cet élément. Elle s'exprime en $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$. Les masses molaires de chaque élément sont généralement répertoriées dans la classification périodique.

La **masse molaire moléculaire** d'une espèce se détermine en faisant la somme de toutes les masses molaires de chacun des atomes constituant la molécule.

1. Sachant qu'un seul atome de carbone pèse environ $1,9944 \times 10^{-26}$ kg calculer la masse d'une mole d'atomes de carbone. Retrouve-t-on la masse molaire atomique du carbone donnée dans la classification périodique ?

2. Chercher dans la classification périodique les masses molaires atomiques de l'hydrogène et de l'oxygène.

3. Montrer que la masse molaire moléculaire du O_2 vaut $32,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

4. Calculer les masses molaires moléculaires des espèces chimiques suivantes et compléter le tableau :

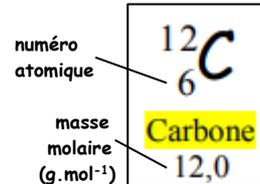
Espèces chimiques	O_2	H_2O	CO_2
Masse molaire ($\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$)			

Document 3 Classification périodique

Exemple de l'élément carbone issu de la classification périodique des éléments accessible ci-contre :



<http://bit.ly/CLASsperiod>



Document 3 Relation entre quantité de matière et masse d'une espèce chimique

On détermine la **quantité de matière n** (en mol.) d'une espèce chimique de **masse m** connue (en g.) en utilisant la relation :

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

avec M la masse molaire de l'espèce chimique en $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Chaque binôme choisit un des deux combustibles disponibles. Afin de prévoir la quantité de matière de produits qu'il va se former lors de la combustion complète de ce combustible dans l'air, il va falloir déterminer la quantité de matière de combustible. Les expériences de combustion seront réalisées ensuite pour vérifier vos prévisions (partie 2).

5. Calculer les quantités de matière de chaque échantillon mis à disposition selon le tableau ci-contre :

☞ Calculer la masse molaire moléculaire M de chacun d'eux grâce à leur formule brute

☞ En déduire la quantité de matière n .

Echantillon	Masse m (g)	Formule brute	Masse molaire M ($\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$)	Quantité de matière n (mol)
Butane (prof)	0,02 (éjecté du briquet)	C_4H_{10}		
Bioéthanol	0,40	$\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$		
Heptane	0,20 (sous hotte)	C_7H_{16}		

2 Détermination des quantités de matière des produits formés

1. Combustion complète du butane

6. Ecrire l'équation chimique de la réaction de combustion complète du butane dans le dioxygène de l'air.
7. Compléter la phrase :

D'après l'équation chimique, lors de la combustion complète du butane, lorsqu'une mole de butane est consommée, mole(s) de dioxygène sont consommées. Il se forme alors mole(s) de dioxyde de carbone et mole(s) d'eau.

Observer alors la réaction de combustion réalisée par le professeur.

8. Quelles mesures aurait dû faire le professeur pour être sûr que la quantité de combustible brûlé est bien celle indiquée dans le tableau de la partie 1 ?

On admettra par la suite que c'est bien cette quantité de matière qui a été consommée.

9. Compléter alors les tableaux de proportionnalité suivant :

1 mol. C ₄ H ₁₀	→ mol. CO ₂
	produit	
..... mol. C ₄ H ₁₀	→ mol. CO ₂

1 mol. C ₄ H ₁₀	→ mol. H ₂ O
	produit	
..... mol. C ₄ H ₁₀	→ mol. H ₂ O

10. Quelles sont alors les quantités de matière de produits formés ? En déduire les masses de dioxyde de carbone et d'eau formés (utiliser la relation du doc.3).

2. Combustion complète du bioéthanol

11. Ecrire l'équation chimique de la réaction de combustion complète du bioéthanol dans le dioxygène de l'air.
12. Compléter la phrase :

D'après l'équation chimique, lors de la combustion complète du butane, lorsqu'une mole de bioéthanol est consommée, mole(s) de dioxygène sont consommées. Il se forme alors mole(s) de dioxyde de carbone et mole(s) d'eau.

Après accord du professeur, poser le verre de montre sur la balance de précision, faire la tare, prélever la masse de combustible demandée et réaliser la combustion du bioéthanol devant lui.

13. Quelle mesure nous permet de montrer que tout le bioéthanol a été consommé ?

Ce réactif, qui a été entièrement consommé, est appelée réactif limitant.

14. Compléter alors les tableaux de proportionnalité suivant :

1 mol. C ₂ H ₆ O	→ mol. CO ₂
	produit	
..... mol. C ₂ H ₆ O	→ mol. CO ₂

1 mol. C ₂ H ₆ O	→ mol. H ₂ O
	produit	
..... mol. C ₂ H ₆ O	→ mol. H ₂ O

15. Quelles sont alors les quantités de matière de produits formés ? En déduire les masses de dioxyde de carbone et d'eau formés (utiliser la relation du doc.3).

3. Combustion incomplète de l'heptane

Appeler le professeur, aller sous la hotte aspirante et réaliser le prélèvement et la combustion de l'heptane devant lui.

16. Compléter l'équation chimique de la réaction de combustion incomplète de l'heptane dans le dioxygène de l'air :



17. Compléter la phrase :

D'après l'équation chimique, lors de la combustion incomplète de l'heptane, lorsqu'une mole d'heptane est consommée, il se forme 2 mole(s) de dioxyde de carbone, mole(s) d'eau, 2 mole(s) de monoxyde de carbone et mole(s) de carbone.

18. Quel est le réactif limitant ?

19. A l'aide de tableaux de proportionnalité, déterminer les quantités de matière de produits formés. En déduire les masses de chaque produit formé.