



Chapitre 7

Cours 3 : masse et quantité de matière (1/5)

2^{nde}

Objectif :

Déterminer le nombre d'entités d'une espèce dans une masse d'échantillon.

Déterminer la quantité de matière (en mol) d'une espèce dans une masse d'échantillon.

Document 1 : retour sur le cours 2

Lorsqu'ils étudient la matière, les chimistes manipulent des quantités très grandes d'entités chimiques puisque dans le moindre échantillon de matière le nombre d'entités est considérable. Pour donner un ordre de grandeur, une simple goutte d'eau contient des milliers de milliards de milliards de molécules !

Pour manipuler plus facilement de telles valeurs, les chimistes ont créé des paquets virtuels appelés moles. Chacune de ces moles contient $6,02 \times 10^{23}$ entités chimiques.

On définit le nombre d'Avogadro : $N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.

Cela signifie qu'il y a $6,02 \times 10^{23}$ entités pour une mol ($6,02 \times 10^{23}$ entités /mol).

Exemples : 1 mol d'atomes de fer contient $6,02 \times 10^{23}$ atomes de fer
1 mol de molécules d'eau contient $6,02 \times 10^{23}$ molécules d'eau
1 mol d'ions sodium contient $6,02 \times 10^{23}$ ions sodium

TRAVAIL À EFFECTUER

Question 1 :

On donne, la masse d'un atome d'hydrogène : $m_a(\text{H}) = 1,67 \times 10^{-24} \text{ g}$

Calculer la masse d'une mole d'atomes d'hydrogène.

Question 2 :

On donne, la masse d'un atome de carbone : $m_a(\text{C}) = 1,99 \times 10^{-23} \text{ g}$

Calculer la masse d'une mole d'atomes de carbone.

Question 3 :

On donne :

La représentation symbolique d'un noyau d'hydrogène : ${}^1_1\text{H}$

La représentation symbolique d'un noyau de carbone : ${}^{12}_6\text{C}$

Qu'observe-t-on si on compare ces deux représentations conventionnelles aux résultats des questions 1 et 2 ?



Chapitre 7

Cours 3 : masse et quantité de matière (2/5)

2^{nde}

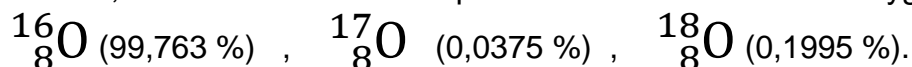
Document 2 : le choix de la valeur du nombre d'Avogadro

Ce nombre d'Avogadro n'a bien sûr pas été choisi au hasard !!!

Si un atome possède 1 nucléon la masse d'une mole de cet atome est de 1 g.
Si un atome possède 12 nucléons la masse d'une mole de cet atome est de 12 g.

Par conséquent si la représentation conventionnelle d'un noyau d'oxygène est ${}^{16}_8\text{O}$ alors on devine aussitôt qu'une mole de ces atomes d'oxygène a une masse de 16 g.

Mais attention, dans la nature il existe plusieurs sortes d'atomes d'oxygène :



Cependant, les proportions de ${}^{17}_8\text{O}$ et ${}^{18}_8\text{O}$ sont négligeables par rapport à celle de ${}^{16}_8\text{O}$ et donc on aura la masse d'une mole d'atomes d'oxygène qui sera quand même égale à 16,0 g.

Cela se note de la manière suivante : $M(\text{O}) = 16,0 \text{ g/mol}$

On dit que $M(\text{O})$ est la masse molaire atomique de l'oxygène.

TRAVAIL À EFFECTUER

Question 4 :

Dans la nature il existe deux sortes d'atomes de cuivre :



Calculer la masse molaire atomique $M(\text{Cu})$ du cuivre.

Question 5 :

Soit la représentation suivante :



1 mole d'atomes
de carbone

Cet échantillon contient donc $6,02 \cdot 10^{23}$ atomes de carbone.

$M(\text{C}) = 12 \text{ g/mol}$ donc cet échantillon a une masse de 12 g.

Répondre aux questions suivantes (en utilisant la représentation ci-dessus) :

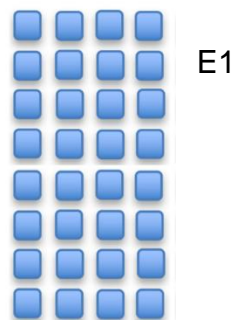


Chapitre 7

Cours 3 : masse et quantité de matière (3/5)

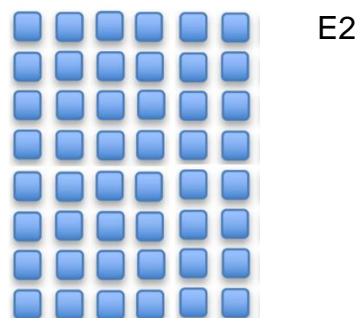
2^{nde}

1) Quelle est la quantité de matière, exprimée en mole, contenue dans l'échantillon E1 ci-contre ?



2) Quelle est la masse de l'échantillon E1 ?

3) Quelle est la quantité de matière, exprimée en mole, contenue dans l'échantillon E2 ci-contre ?



4) Quelle est la masse de l'échantillon E2 ?

Question 6 :

On donne : $M(\text{H}) = 1,0 \text{ g/mol}$, $M(\text{C}) = 12,0 \text{ g/mol}$, $M(\text{O}) = 16,0 \text{ g/mol}$

Choix des symboles utilisés :

Soit un échantillon d'hydrogène :

$m(\text{H})$: masse de cet échantillon (en mol)

$n(\text{H})$: quantité de matière de cet échantillon (en mol)

1) Soit un échantillon d'hydrogène de masse $m(\text{H}) = 7 \text{ g}$.
Calculer la quantité de matière $n(\text{H})$ contenue dans cet échantillon.

2) Soit un échantillon d'oxygène de masse $m(\text{O}) = 32 \text{ g}$.
Calculer la quantité de matière $n(\text{O})$ contenue dans cet échantillon.

3) Soit un échantillon d'oxygène de masse $m(\text{O}) = 4 \text{ g}$.
Calculer la quantité de matière $n(\text{O})$ contenue dans cet échantillon.

4) Soit un échantillon d'oxygène de masse $m(\text{O}) = 80 \text{ g}$.
Calculer la quantité de matière $n(\text{O})$ contenue dans cet échantillon.

5) Soit un échantillon de carbone de masse $m(\text{C}) = 48 \text{ g}$.
Calculer la quantité de matière $n(\text{C})$ contenue dans cet échantillon.



Chapitre 7

Cours 3 : masse et quantité de matière (4/5)

2^{nde}

Document 3 : quantité de matière et masse molaire

Pour déterminer la quantité de matière contenue dans un échantillon de masse $m(\dots)$ et de masse molaire $M(\dots)$:

$$n(\dots) = \frac{m(\dots)}{M(\dots)}$$

$n(\dots)$: quantité de matière en mol

$m(\dots)$: masse en g

$M(\dots)$: masse molaire en g / mol

Document 4 : la masse molaire moléculaire

On donne : $M(\text{H}) = 1,0 \text{ g / mol}$, $M(\text{C}) = 12,0 \text{ g / mol}$, $M(\text{O}) = 16,0 \text{ g / mol}$

$M(\text{H}_2\text{O}) = 2 \times M(\text{H}) + 1 \times M(\text{O}) = 2 \times 1 + 1 \times 16 = 18 \text{ g / mol}$

La masse molaire moléculaire de l'eau est égale à 18 g / mol

TRAVAIL À EFFECTUER

La méthode pour résoudre un problème scientifique :

- Ecrire les symboles des données fournies dans l'énoncé
- Ecrire le symbole de ce que l'on cherche
- Ecrire la formule qui relie ce que l'on connaît et ce que l'on cherche
- Calculer ce que l'on cherche à partir de cette formule

Question 7 :

$M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ g / mol}$

On considère un échantillon de 100 g d'eau.

Quelle est la quantité de matière contenu dans cet échantillon ?

Question 8 :

$M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ g / mol}$

On considère un échantillon qui contient 5 mol d'eau.

Quelle est la masse de cet échantillon ?

Question 9 (difficile) :

$M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ g / mol}$

On considère un échantillon de 180 g d'eau.

- 1) Quel est le nombre d'atomes d'oxygène contenus dans cet échantillon ?
- 2) Quel est le nombre d'atomes d'hydrogène contenus dans cet échantillon ?



Chapitre 7

Cours 3 : masse et quantité de matière (5/5)

2^{nde}

Question 10 :

On donne : $M(\text{H}) = 1,0 \text{ g/mol}$, $M(\text{C}) = 12,0 \text{ g/mol}$, $M(\text{O}) = 16,0 \text{ g/mol}$

Formule chimique du saccharose : $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$

On considère un échantillon de 100 g de sucre (saccharose).

Quelle est la quantité de matière contenu dans cet échantillon ?

Question 11 :

On donne : $M(\text{Na}) = 23,0 \text{ g/mol}$ et $M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g/mol}$.

Formule chimique du chlorure de sodium : $\text{NaCl}_{(s)}$

On considère un échantillon qui contient 0,50 mol de chlorure de sodium.

Quelle est la masse de cet échantillon ?

Question 12 :

On donne : $M(\text{H}) = 1,0 \text{ g/mol}$, $M(\text{C}) = 12,0 \text{ g/mol}$, $M(\text{O}) = 16,0 \text{ g/mol}$

Formule chimique de l'éthanol : $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$

On considère un échantillon qui contient 3,0 mol d'éthanol.

Quelle est la masse de cet échantillon ?

Question 13 :

Soient les symboles suivants :

$n(\text{Fe})$: quantité de matière de fer contenu dans l'échantillon étudié

$m(\text{Fe})$: masse de fer contenu dans l'échantillon étudié

$M(\text{Fe})$: masse molaire du fer

$N(\text{Fe})$: nombre d'atomes de fer contenu dans l'échantillon étudié

$N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.

Pour chacune des expressions proposées, indiquez si elles sont vraies ou fausses.

a) $n(\text{Fe}) = \frac{m(\text{Fe})}{M(\text{Fe})}$

b) $m(\text{Fe}) = n(\text{Fe}) \times M(\text{Fe})$

c) $m(\text{Fe}) = \frac{n(\text{Fe})}{M(\text{Fe})}$

d) $n(\text{Fe}) = \frac{N_A}{N(\text{Fe})}$

e) $n(\text{Fe}) = N(\text{Fe}) \times N_A$

f) $n(\text{Fe}) = \frac{N(\text{Fe})}{N_A}$