

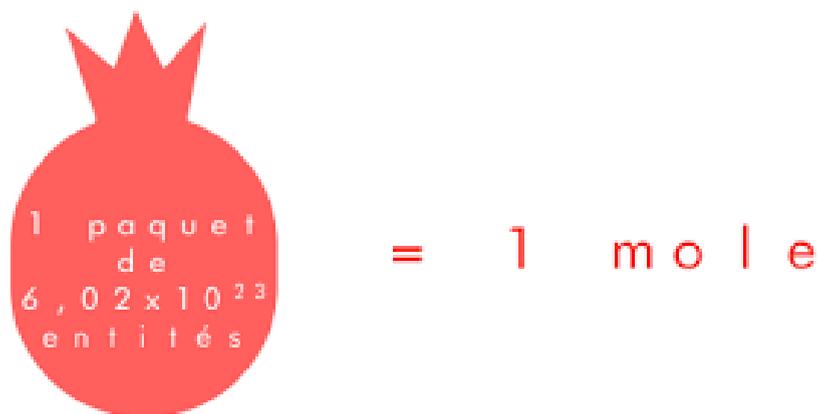
Chapitre 8 - Quantité de matière

Introduction

Dans ce chapitre nous commencerons par nous intéresser au calcul de la masse d'une entité chimique, qui peut être un atome, une molécule ou un ion (monoatomique ou moléculaire). Nous poursuivrons par le calcul du nombre d'entités chimiques contenues dans un échantillon de matière. Ensuite, nous introduirons la mole, « paquet » d'entités chimiques utilisées par les chimistes pour exprimer des quantités de matière (en mol), qui comme nous le verrons sont en lien avec le nombre d'entités chimiques. Nous finirons par introduire la masse molaire d'une entité chimique (atome ou molécule ici).

Ce qu'il faut savoir faire

Notion	Ce qu'il faut connaître ou savoir faire	Exercice(s)
Nombre d'entités dans un échantillon.	Déterminer la masse d'une entité à partir de sa formule brute et de la masse des atomes qui la composent.	1 et 2
Définition de la mole.		
Quantité de matière dans un échantillon.	Déterminer le nombre d'entités et la quantité de matière (en mol) d'une espèce dans une masse d'échantillon.	3 à 7



Cours

I Masse d'une entité chimique et nombre N d'entités chimiques

I.1 Masse d'un atome, d'une molécule ou d'un ion

I.1.1 Masse d'un atome ou d'un ion monoatomique

Tout d'abord on peut considérer que la masse d'un ion monoatomique est _____ que celle de l'atome de départ. En effet l'ion monoatomique diffère de l'atome de départ par son nombre différent d'électrons (plus ou moins), or la masse d'un électron est environ ____ fois plus faible que celle d'un nucléon du noyau. On peut alors raisonnablement négliger la masse d'un électron devant celle d'un nucléon et considérer que la masse d'un ion monoatomique est la même que celle de l'atome de départ.

Masse d'un atome ou ion monoatomique

La masse d'un atome ou d'un ion monoatomique peut être assimilée à la masse de son noyau :

où A est le nombre de masse (nombre de nucléons).

I.1.2 Masse d'une molécule ou d'un ion moléculaire

Comme dans le cas d'un ion monoatomique, on peut considérer que la masse d'un ion moléculaire est _____ que celle de la molécule de départ.

Masse d'une molécule ou d'un ion moléculaire

La **masse d'une molécule** est égale à _____ des masses des atomes qui la constituent. La **masse d'un ion moléculaire** est la même que celle de la molécule de départ.

Exercice de cours 1 - Masse de la molécule d'ammoniac

L'ammoniac NH_3 est une espèce chimique composée d'azote N et d'hydrogène H.

Données : $m_{\text{azote}} = 2,33 \times 10^{-26}$ kg et $m_{\text{hydrogene}} = 1,67 \times 10^{-27}$ kg

Déterminer la masse d'une molécule d'ammoniac.

I.2 Nombre d'entités chimiques

Une espèce chimique est formée à partir d'un nombre considérable d'entités chimiques N (atomes, molécules ou ions).

Déterminer un nombre d'entités chimiques

On peut déterminer le **nombre N d'entités chimiques** contenues dans un échantillon, en connaissant la masse totale de l'espèce chimique notée m dans l'échantillon et en sachant que la masse d'une entité chimique est $m_{\text{entité}}$. En effet :

Exercice de cours 2 - Nombre de molécules de butane dans une cartouche de butane

Une cartouche de butane contient une masse $m = 190 \text{ g} = 190 \times 10^{-3} \text{ kg}$ de butane. Sachant que la masse d'une molécule de butane est $m_{\text{butane}} = 9,67 \times 10^{-26} \text{ kg}$, déterminer le nombre N de molécules de butane contenues dans la cartouche.

→ Exercices 1 et 2

II Quantité de matière et masse molaire

II.1 Mole et quantité de matière

II.1.1 La mole

Au vu du nombre très important d'entités chimiques qui peuvent être contenues dans la matière, les chimistes ont pris pour habitude de regrouper les entités chimiques identiques par « paquet » qu'ils ont appelé _____. Chaque _____ contient un nombre défini d'entités chimiques identiques.

Mole et nombre d'Avogadro

Une **mole** d'entités chimiques contient _____ entités chimiques identiques. De même on appelle **nombre d'Avogadro** N_A , le nombre d'entités chimiques (atomes, molécules ou ions) contenues par mole d'entités chimiques. Ce dernier vaut $N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.

II.1.2 Quantité de matière et lien avec le nombre N d'entités chimiques

La quantité de matière notée n (d'une espèce chimique) représente le nombre de _____ d'entités chimiques dans un échantillon. La quantité de matière s'exprime en _____.

Lien entre quantité de matière et nombre N d'entités chimiques

On obtient la quantité de matière n à partir du nombre N d'entités chimiques dans un échantillon :

Exercice de cours 3 - Quantité de matière dans une cartouche de butane

La quantité de matière n de butane dans la cartouche précédente qui contenait $N = 1,96 \times 10^{24}$ molécules de butane est :

→ **Exercices 3, 4, 5, 6 et 7.**

II.2 Masse molaire

Une mole d'atomes d'hydrogène contient exactement le même nombre d'atomes qu'une mole d'atomes d'hélium.

Cependant, la masse d'un atome d'hydrogène est différente de la masse d'un atome d'hélium.

Ainsi, une mole d'hydrogène n'a pas la même masse d'une mole d'hélium. Pour les comparer, on utilise leur _____ atomique M .

Masse molaire atomique

La masse molaire atomique d'un élément est la masse d'une _____ d'atomes de cet élément. Elle s'exprime en _____.

Masse molaire moléculaire

La masse molaire moléculaire d'une molécule est la masse d'une mole de cette molécule. Elle s'exprime également en $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

On l'obtient en sommant les _____ qui constituent la molécule.

Exercice de cours 4 - Masse molaire du butane

La formule brute du butane est C_4H_{10} . On donne les masses d'un atome de carbone $m_{\text{carbone}} = 1,99 \times 10^{-26}$ kg et d'hydrogène $m_{\text{hydrogene}} = 1,67 \times 10^{-27}$ kg.

1. Calculer la masse molaire atomique M_C de l'atome de carbone.
 2. Calculer la masse molaire atomique M_H de l'atome d'hydrogène.
 3. En déduire la masse molaire moléculaire M_{butane} de la molécule de butane.
-

1.

2.

3.

Thème 1 - Constitution et transformations	Chapitre 8 - Quantité de matière	Seconde Physique-chimie
<u>Feuille d'exercices</u>		

Données pour les différents exercices : Masses d'atomes

$m_{\text{hydrogène}} = 1,67 \times 10^{-27} \text{ kg}$	$m_{\text{carbone}} = 2,00 \times 10^{-26} \text{ kg}$	$m_{\text{azote}} = 2,33 \times 10^{-26} \text{ kg}$	$m_{\text{oxygène}} = 2,67 \times 10^{-26} \text{ kg}$
$m_{\text{sodium}} = 3,82 \times 10^{-26} \text{ kg}$	$m_{\text{magnésium}} = 4,04 \times 10^{-26} \text{ kg}$	$m_{\text{chlore}} = 5,90 \times 10^{-26} \text{ kg}$	$m_{\text{or}} = 3,28 \times 10^{-25} \text{ kg}$
$m_{\text{silicium}} = 4,68 \times 10^{-26} \text{ kg}$			

Exercice 1

Un comprimé contient 1000 mg de paracétamol $\text{C}_8\text{H}_9\text{NO}_2$.

- Calculer la masse d'une molécule de paracétamol.
- Calculer le nombre de molécules de paracétamol dans un comprimé.

Exercice 2

L'aluminium est un métal léger utilisé par l'industrie automobile. La masse d'aluminium dans une voiture est d'environ 120 kg.

Données :

- Masse d'un nucléon : $m_{\text{nucléon}} = 1,67 \times 10^{-27} \text{ kg}$
- Écriture conventionnelle du noyau de l'atome d'aluminium : ${}_{13}^{27}\text{Al}$.

- Calculer la masse d'un atome d'aluminium.
- Calculer le nombre d'atomes d'aluminium dans une voiture.

Exercice 3

Le sucre présent dans notre alimentation est essentiellement le saccharose $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$. Un morceau de sucre pèse 5,00 g.

Données : Masse d'une molécule de saccharose : $m_{\text{saccharose}} = 5,70 \times 10^{-25} \text{ kg}$

- Calculer le nombre de molécules de saccharose dans un morceau de sucre.
- Calculer la quantité de matière correspondante.

Exercice 4

Dans 1,0 mL d'une eau minérale, il y a 3,1 mmol d'ions magnésium.

- Calculer le nombre d'ions magnésium.
- Calculer la masse d'ions magnésium.

Exercice 5

La silice est la forme du dioxyde de silicium SiO_2 présente dans la nature dans de nombreux minéraux. Elle est utilisée pour fabriquer du verre qui contient environ 70 % en masse dioxyde de silicium

Données : Masse d'une bouteille en verre : 500 g.

1. Calculer la masse d'une molécule de dioxyde de silicium
2. Calculer le nombre N de molécules de dioxyde de silicium dans une bouteille en verre.
3. En déduire la quantité de matière correspondante.

Exercice 6

En 1811, le chimiste A. Avogadro énonce qu'à la même pression et à la même température, des volumes égaux de gaz différents contiennent la même quantité de matière. Trois bouteilles de 1,5 L chacune sont remplies de gaz, à 20°C et à la même pression. La première contient 0,252 g d'hélium He, la deuxième 2,02 g de dioxygène O_2 et la troisième 1,76 g de diazote N_2 .

Données : Écritures conventionnelles des noyaux :

- atome d'hélium : ${}^4_2\text{He}$
- atome d'azote : ${}^{14}_7\text{N}$
- atome d'oxygène : ${}^{16}_8\text{O}$

1. Calculer la masse d'un atome d'hélium, d'une molécule de dioxygène et d'une molécule de diazote.
2. Calculer le nombre d'entités dans chaque bouteille.
3. En déduire la quantité de matière correspondante.

Conclure.