

Chapitre 6 : La quantité de matière

Document 1 - Bulletin officiel

Compter les entités dans un échantillon de matière.

Nombre d'entités dans un échantillon.

Définition de la mole.

Quantité de matière dans un échantillon.

Déterminer la masse d'une entité à partir de sa formule brute et de la masse des atomes qui la composent.

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

Document 2 - Exercices dans le livre scolaire

1. Compétence de base : exercice 5 page 65
2. Pour confirmer : exercice 6, 16, 17 et 23 page 66-67
3. Parcours expert : exercices 27, 29 et 30 page 69

Quiz sur la quantité de matière



Quiz 1 - La masse des entités :
<https://forms.office.com/r/P15bbsP7b5>



Quiz 2 - La quantité de matière : <https://forms.office.com/r/ByjFb92pwe?origin=lprLink>

Introduction

Nous avons étudié la matière à l'échelle macroscopique, puis à l'échelle microscopique. Dans ce chapitre, nous créons un lien entre ces deux échelles, en comptant les entités chimiques présentes dans un échantillon.

1 Consitution de la matière

ref : le livre scolaire page 61

1.1 À l'échelle microscopique

Définition 1 - Trois majeures structures chimiques

À l'échelle microscopique, il faut considérer différents types de structures chimiques :

- La structure atomique (comme le fer) ;
- La structure moléculaire (par exemple le sucre (saccharose $C_{12}H_{22}O_{11}$)) ;
- La structure ionique avec des ions positifs appelés cations et des ions négatifs appelés anions (Na^+ et Cl^- dans une eau salée).

1.2 À l'échelle macroscopique

- Quel est l'ordre de grandeur de la masse d'une entité chimique ?

La masse d'une entité chimique est de l'ordre de 10^{-26} kg.

Définition 2 - Espèce chimique à l'échelle macroscopique

Ce qui définit une espèce chimique au niveau macroscopique c'est à dire à notre échelle, dépend de l'entité microscopique qui la compose.

1.3 Le cas particulier des composés ioniques

Définition 3 - Un composé ionique

On appelle composés ioniques des corps constitués d'ions liés entre eux par des interactions électrostatiques.

Mis en solution dans l'eau, ces composés ioniques se dissocient en cations (ions chargés $+$) et en anions (ions chargés $-$).

L'électronutralité est vérifiée en permanence.

Donner deux exemples de composés ioniques

- le sel de table (Na^+ , Cl^-).
- le sulfate d'aluminium $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.

2 Nombre d'entités dans un échantillon

2.1 Masse d'une entité chimique

Définition 3 - Masse d'un atome (Rappel)

La masse d'un atome et l'ion monoatomique correspondant est pratiquement égale à celle de leur noyau.

$$m_{\text{atome}} = m_{\text{ion}} = A \times m_n \quad (1)$$

Où A est le nombre de nucléons dans le noyau (nombre de masse) et m_n la masse d'un seul nucléon.

• Comment calcule-t-on la masse d'une molécule ou d'un ion polyatomique (contenant plusieurs atomes) ?

Il faut prendre en compte la masse de chaque entité chimique qui compose la molécule, ainsi que le nombre de ces entités chimiques. Par exemple pour la molécule de saccharose $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$:

$$m_{\text{totale}} = 12 \times m(\text{C}) + 22 \times m(\text{H}) + 11 \times m(\text{O})$$

Exercice 1 - Calcul de masses

1. Calculer la masse d'un atome d'hydrogène ($A = 1$), puis celle d'un atome d'oxygène ($A = 16$). On rappelle que $m_{\text{nucléon}} = 1,67 \times 10^{-27} \text{ kg}$
2. Calculer, en kg, la masse d'une molécule d'eau H_2O
3. Calculer, en kg, la masse d'un ion hydroxyde HO^- .

Solution :

1. La masse d'un atome d'hydrogène $m_H = 1 \times m_{\text{nucléon}} = 1,67 \times 10^{-27} \text{ kg}$. la masse d'un atome d'oxygène $m_O = 16 \times 1,67 \times 10^{-27} = 2,6 \times 10^{-26} \text{ kg}$.
2. Masse d'une molécule d'eau $m_{\text{H}_2\text{O}} = 2m_H + m_O = 3,00 \times 10^{-26} \text{ kg}$.
3. Masse d'un ion hydroxyde $m_{\text{HO}} = m_H + m_O = 2,84 \times 10^{-26} \text{ kg}$.

2.2 Nombre d'entités chimiques

Une espèce chimique est formée d'un nombre considérable d'entités chimiques identiques noté N .

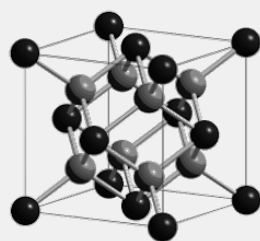
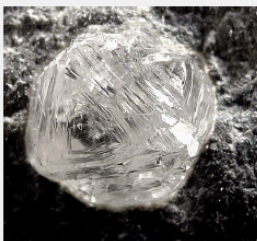
Définition 4 - Nombre d'entités

Connaissant la masse m d'un échantillon d'une espèce et celle de l'entité $m_{\text{entité}}$, on détermine par proportionnalité, le nombre d'entité N :

$$N = \frac{m_{\text{échantillon}}}{m} \quad (2)$$

Exercice 2 - Atomes de diamant

Le diamant est un minéral entièrement constitué d'atomes de carbone $^{12}_6\text{C}$ (la même matière qu'un morceau de charbon ou de mine de crayon gris 1).



À gauche un diamant brut, à droite l'arrangement microscopique des atomes de carbone dans un diamant.

1. Calculer la masse d'un atome de carbone $^{12}_6\text{C}$. On rappelle que $m_{\text{nucléon}} = 1,67 \times 10^{-27} \text{ kg}$.
2. Calculer le nombre d'atomes que comporte un diamant de 0,2 g.
3. Un tel diamant coûte environ 15000 €. Quel est le prix d'un atome de diamant ? Commenter.

Solution :

1. $m(^{12}_6\text{C}) = 12 \times m_{\text{nucléon}} = 12 \times 1,67 \times 10^{-27} = 2,00 \times 10^{-26} \text{ kg}$.
2. $N = \frac{m_{\text{totale}}}{m_{\text{1 atome}}} = \frac{0,2 \times 10^{-3}(\text{kg})}{2,00 \times 10^{-26}(\text{kg})} = 1,0 \times 10^{22} \text{ atomes dans un diamant de 0,2 grammes.}$
3. Un atome coûte $\frac{15000}{N} = \frac{15000}{1,0 \times 10^{22}} = 1,5 \times 10^{-18} \text{ €}$.

3 Quantité de matière

Les échantillons de matière que l'on manipule au quotidien contiennent un nombre d'entités chimiques colossal, comme l'a montré l'EXERCICE 2. Afin de faciliter leur comptage, on regroupe ces entités par paquets.



Figure 1 – Boîte de 12 œufs à gauche, ramette de feuilles de papier à droite.

On procède souvent de la même manière dans la vie courante, par exemple :

- On ne compte pas les œufs un par un, mais par boîtes d'œufs.
- L'intendant du lycée n'achète pas les feuilles de papier une par une, mais par ramettes de 90 feuilles.

3.1 La constante d'Avogadro

Afin de compter les entités, on les regroupera par paquets de \mathcal{N}_A , où \mathcal{N}_A est un nombre appelé constante d'AVOGADRO ; en hommage au scientifique Italien Amedeo Avogadro (1776 - 1856) qui, le premier, distingua les atomes des molécules.

On appelle la mole un paquet de \mathcal{N}_A entités chimiques.

Amedeo Avogadro



Définition 5 - constante d'Avogadro

Chaque mole contient un nombre défini d'entités chimiques :

$$\mathcal{N}_A = 6,022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

Ce nombre s'appelle nombre d'Avogadro.

3.2 L'unité de quantité de matière : la mole

Le nombre d'entités N est généralement très grand, pour compter le nombre d'entités il est plus aisé d'imaginer des boîtes de rangement dans lesquelles on range les entités chimiques.

Définition 6 - La quantité de matière

En chimie, ces boîtes s'appellent des moles.

Son symbole est n . Elle s'exprime en mol.

Propriété 1 - Expression de la quantité de matière

Il y a proportionnalité entre n et N , on a :

$$n = \frac{N}{\mathcal{N}_A}$$

Exercice 3 - Quantité de matière

- Calculer la quantité de matière de carbone n_c présente dans le diamant de l'exercice 2.
- Une bague de platine contient une quantité $n_{Pt} = 50 \times 10^{-3} \text{ mol}$ de platine. Quel nombre d'atomes de platine N cela représente-t-il ?

Solution :

1.

$$n = \frac{N}{\mathcal{N}_A} = \frac{1,0 \times 10^{22}}{6,022 \times 10^{23}} = 1,7 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

2.

$$N = n \times \mathcal{N}_A = 50 \times 10^{-3} \times 6,022 \times 10^{23} = 3,01 \times 10^{22}$$

atomes de platine dans une bague.

LES NOUVELLES DÉFINITIONS DES UNITÉS EN PHYSIQUE

LA MOLE : MODE D'EMPLOI

(N_A)

$N_A = 6,022\,140\,76 \times 10^{23}$ nombre d'Avogadro

$M_{\text{mole}} = \frac{m}{n}$ Nombre de mole

$n = \frac{m}{M_{\text{mole}}}$ Formule de chimie x1

Atomes de Silicium (sable)

PRÉREQUIS

Cristallographie x1

Grande poubelle x1

Main très propre x2 (ou porter des gants)

MATÉRIEL NÉCESSAIRE

Balance x1

Four x1

De quoi fabriquer un interféromètre optique

De quoi fabriquer un interféromètre à rayons X

Tableau périodique des éléments x1

1 JETER

LES ANCIENNES MÉTHODES

Observer le mouvement de petites billes de plastique dans un liquide. En déduire combien de molécules il y a et ainsi le nombre d'Avogadro.

Une mole correspond à 0,012 kg de carbone.

12 g $\rightarrow N_A$

PENSEZ AU TRI SÉLECTIF !

2 FABRIQUER

À PARTIR DE 2018

A Pour déterminer le nombre de mole dans un échantillon, par exemple de silicium :

- Cristalliser une sphère de silicium la plus pure possible dans un four.
- La peser précisément.
- La polir pendant 1 mois pour obtenir une sphère la plus ronde possible.

Quelques mois

B Compter le nombre d'atomes qu'elle contient. Pour cela :

- Mesurer la distance entre atomes avec un interféromètre par rayons X.
- Mesurer le volume de la sphère. Pour cela, mesurer son diamètre avec un interféromètre optique 400 000 fois dans toutes les directions.
- En déduire le nombre d'atomes dans la sphère.

x 400 000

C Imposer la constante d'Avogadro $N_A = 6,022\,140\,76 \times 10^{23}$. En déduire le nombre de mole dans la sphère :

Nombre de mole = $\frac{\text{Nombre d'atomes}}{N_A}$

D À partir de la masse de la sphère (m_{silicium}), déduire la masse d'une mole de silicium (M_{silicium}) :

$M_{\text{silicium}} = \frac{m_{\text{silicium}}}{n}$ Nombre de mole

3 PARTAGER

Utiliser définition de la mole et la masse molaire du silicium pour en déduire les masses molaires de tous les atomes. Une pour la chimie !

N_A

Tableau périodique des éléments

Les Physiciens Remontent à 1971, Université Paris-Sud et CNRS / Design graphique : Michel Delbecq / Les Physiciens / Julien Bédouff / Publications sous les auspices de www.cmcn.fr