

## Chapitre 6 : Dénombrer les entités

### À maîtriser pour commencer

- › Mener un calcul de proportionnalité
- › Savoir manipuler les puissances de 10
- › Reconnaître les molécules et les ions

### Numérique

Connectez-vous sur [lelivrescolaire.fr](http://lelivrescolaire.fr) pour tester vos connaissances sur le quiz en ligne ! [LLS.fr/PC2P57](http://LLS.fr/PC2P57)

### Objectifs du chapitre

- ▣ Différencier atome, molécule, ion (cation, anion)
- ▣ Exploiter l'électroneutralité pour écrire des formules de composés ioniques
- ▣ Connaître la définition de la mole pour calculer une quantité de matière
- ▣ Calculer un nombre d'entités dans un échantillon

## 1) Constitution de la matière

### 1.1) A l'échelle microscopique:

Depuis le début du XX<sup>e</sup> siècle, l'existence des atomes est confirmée. Ils ont même pu être visualisés dès les années 1950 (**doc. 1**). À l'échelle microscopique, il faut considérer différents types de structures chimiques s'appuyant sur la notion d'atome :

- la structure atomique (par exemple le fer : Fe) ;
- la structure moléculaire (par exemple le 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 par exemple).

### 1.2) A l'échelle macroscopique:

La masse d'une entité chimique est en général de l'ordre de  $10^{-26}$  kg. On en compte des milliards de milliards dans le moindre échantillon de matière (environ 30 millions de milliards de milliards de molécules d'eau dans 1 L, par exemple).

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

Des paramètres physiques permettent de caractériser ce corps au niveau macroscopique : son état physique à une température donnée (solide, liquide ou gazeux), sa couleur, sa masse volumique, etc.

Ces paramètres sont directement liés aux interactions au niveau microscopique des entités chimiques qui constituent cette espèce chimique.

*Exemple* : ce qui définit le sel de cuisine, c'est l'entité NaCl. Sa structure cristalline au niveau microscopique (**doc. 2**) permet d'expliquer ses caractéristiques macroscopiques observées : son aspect, son état physique, etc.

### 1.3) Cas des composés ioniques:

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

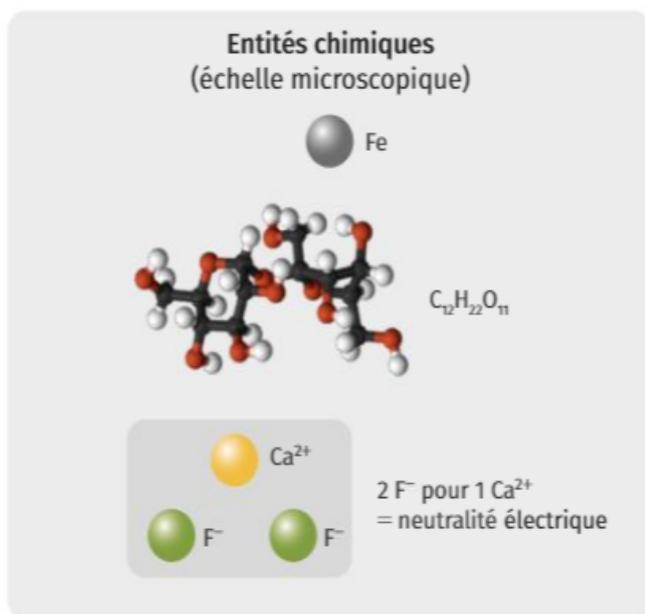
Mise en solution dans l'eau, ces composés ioniques se dissocient en cations (ions +) et des anions (ions -).

L'électroneutralité est vérifiée en permanence. Un composé ionique apporte donc en solution autant de charges positives que de charges négatives.

Exemple de quelques composés ioniques :

- NaCl (sel de cuisine, structure cristalline ordonnée) se dissocie dans l'eau en  $\text{Na}^+$  et  $\text{Cl}^-$  ;
- $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  (sulfate d'aluminium) se dissocie dans l'eau en  $2 \text{Al}^{3+}$  et  $3 \text{SO}_4^{2-}$ .

## La matière vue à l'échelle micro/macroscopique



Atome, molécule, ion



Des milliards de milliards  
d'entités chimiques

Exercice 1 : N° 5-7 p 65**5 Entité et espèce chimiques**

- Quelle différence y a-t-il entre une entité et une espèce chimiques ?

**6 À travers le microscope**

- À l'échelle microscopique, de quelles entités la matière peut-elle être faite ?

**7 Cas particulier des ions**

- Existe-t-il une différence de masse notable entre l'atome d'oxygène et l'ion oxygène  $O^{2-}$  ? Justifier.

Exercice 2 : N° 14 p 66**14 Interpréter l'électroneutralité**

✓ MOD : Modéliser une transformation



Le chlorure de calcium est un sel utilisé pour le déneigement de la chaussée. Sa formule est  $CaCl_2$ .

1. Comparer les proportions d'ions chlorure et calcium dans ce solide.
2. Écrire l'équation de dissolution correspondante.

**Données**

• Ion chlorure :  $Cl^-$  ;

• Ion calcium :  $Ca^{2+}$ .

## 2) Quantité de matière

### 2.1) Détermination de la masse d'une entité:

La masse des molécules est calculée en faisant la somme des masses des atomes les constituant.

*Exemple :* la masse d'une molécule d'eau  $\text{H}_2\text{O}$  est égale à la masse de deux atomes d'hydrogène H plus celle d'un atome d'oxygène O.

De même pour les ions polyatomiques, leur masse est la somme des masses des atomes les constituant.

*Exemple :* la masse d'un ion sulfate  $\text{SO}_4^{2-}$  est égale à la masse d'un atome de soufre S à laquelle s'ajoute celle de quatre atomes d'oxygène O. En effet, la masse des électrons est négligeable devant la masse des atomes et elle n'affecte donc pas la masse de l'entité.

### 2.2) Nombre d'entités et quantité de matière:

La proportionnalité, entre la masse de l'échantillon  $m_{\text{éch}}$  et le nombre  $N$  d'entités chimiques qu'il contient, permet de calculer  $N$  à partir de la masse  $m$  d'une entité :

- 1 entité  $\rightarrow m$  ;
- $N$  entités  $\rightarrow m_{\text{éch}}$  ;
- d'où  $N = \frac{m_{\text{éch}}}{m}$ .

$N$  étant très élevé (des milliards de milliards !), il est plus simple d'imaginer des boîtes de rangement de ces entités. En chimie, ces boîtes s'appellent des moles. La quantité de matière s'exprime en moles (symbole : mol).

**Chaque mole contient un nombre défini d'entités :**

$N_{\text{A}} = 6,022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ . Ce nombre s'appelle nombre d'Avogadro.

Comme il y a proportionnalité entre  $n$  et  $N$ , on a :

- 1 mol  $\rightarrow N_{\text{A}}$  ;
- $n$  mol  $\rightarrow N$  ;
- d'où  $n = \frac{N}{N_{\text{A}}}$ .

→ **Remarque :**

#### Vocabulaire

- **Mole :** ensemble de  $N_{\text{A}} = 6,022\,140\,76 \times 10^{23}$  entités.
- **Quantité de matière :** nombre d'entités (unité : mol) que contient un échantillon.

# Comprendre la mole par analogie

$m_{\text{totale}} = 125 \text{ kg}$   
 $m_{\text{œuf}} = 50 \text{ g}$   
 $n = 100 \text{ boîtes}$   
 $N_a = 25 \text{ œufs/boîte}$



Combien d'œufs au total dans ce magasin ?

$$N = \frac{m_{\text{totale}}}{m_{\text{œuf}}} = \frac{125\,000}{50} = 2\,500$$

$$N = n \cdot N_a = 100 \times 25 = 2\,500$$

$m_{\text{totale}} = 5,0 \text{ g}$   
 $m_{\text{Fe}} = 9,3 \times 10^{-26} \text{ kg}$   
 $n = 0,089 \text{ mol}$   
 $N_a = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

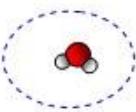


Combien d'atomes de fer au total dans ce clou ?

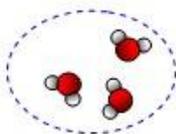
$$N = \frac{m_{\text{totale}}}{m_{\text{Fe}}} = \frac{5,0}{9,3 \times 10^{-23}} = 5,4 \times 10^{22}$$

$$N = n \cdot N_a = 0,089 \times 6,02 \times 10^{23} = 5,4 \times 10^{22}$$

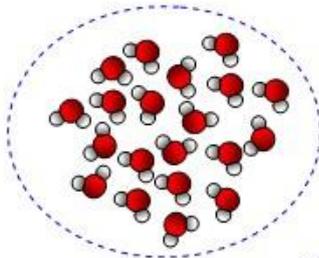
1 H<sub>2</sub>O



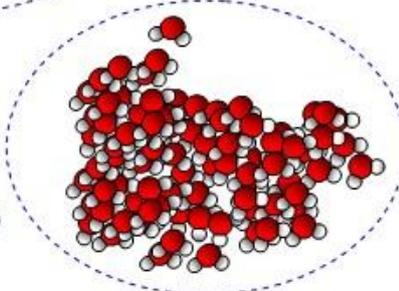
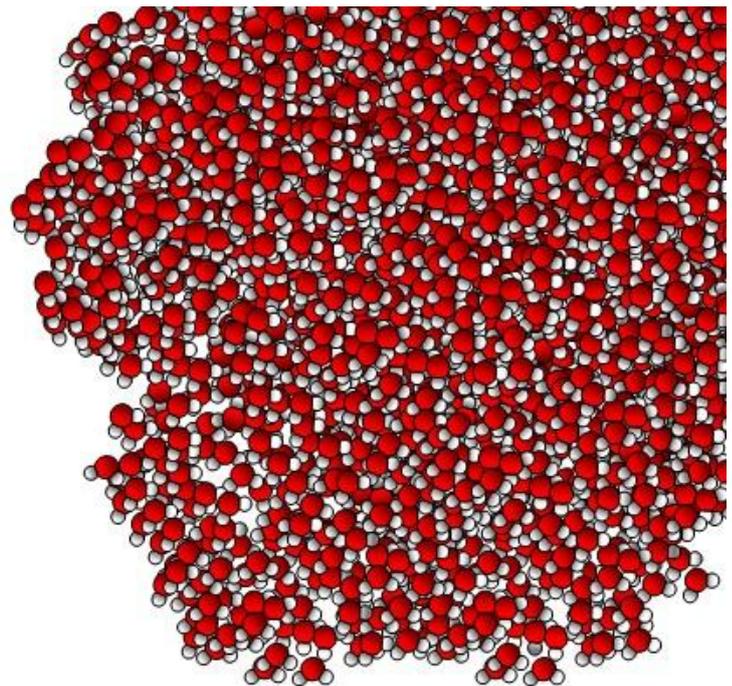
3 H<sub>2</sub>O



20 H<sub>2</sub>O



100 H<sub>2</sub>O

602 000 000 000 000 000 000 000 H<sub>2</sub>O

**UNE MOLE  
DE MOLÉCULES**

18 grammes d'eau

**Exercice 3 : N° 18, 19 et 20 p 66**

**18 Dissolution de sucre dans le café**

✓ MATH : Utiliser le calcul littéral

1. Calculer la masse d'une molécule de saccharose.
2. Combien y a-t-il de molécules de saccharose dans un morceau de sucre ?
3. À quelle quantité de matière cela correspond-il ?

**19 Dissolution de sel dans l'eau**

✓ MATH : Utiliser le calcul littéral

En faisant chauffer 1,5 L d'eau pour faire cuire des pâtes, le cuisinier met cinq pincées de sel.

1. Écrire l'équation-bilan de la dissolution correspondante.
2. Combien d'ions  $\text{Na}^+$  et  $\text{Cl}^-$  sont ainsi plongés dans l'eau ?
3. Calculer les quantités de matière associées.

**20 Sel et sucre mélangés**

✓ MATH : Utiliser le calcul littéral

Dans un plat, on ajoute trois pincées de sel et deux morceaux de sucre.

- Calculer puis comparer les quantités de matière correspondantes.



Cuillères de sucre et de sel.

**Données**

- **Saccharose (sucre)** :  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$  ; • **Sel** :  $\text{NaCl}$  ;
- $N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$  ;
- **1 morceau de sucre** : 6,0 g, et **1 pincée de sel** : 3,0 g ;
- **Masse atomique** :  $m(\text{H}) = 0,167 \times 10^{-26} \text{ kg}$  ;  
 $m(\text{C}) = 1,99 \times 10^{-26} \text{ kg}$  ;  $m(\text{O}) = 2,66 \times 10^{-26} \text{ kg}$  ;  
 $m(\text{Na}) = 3,82 \times 10^{-26} \text{ kg}$  ;  $m(\text{Cl}) = 5,89 \times 10^{-26} \text{ kg}$ .

**Exercice 4 : N° 23 p 68 :**

**23 Une pépite d'or de 22 carats**

✓ MATH : Pratiquer le calcul numérique : utiliser la proportionnalité

On s'intéresse à une pépite d'or de 2,48 g de 22 carats.

1. Quelle masse d'or contient réellement cette pépite ?
2. Combien d'atomes d'or contient-elle ?
3. Calculer la quantité de matière correspondante.



**Données**

- 1 carat d'or correspond à  $1/24^e$  de la masse totale ;
- **Masse d'un atome d'or** :  $m_{\text{or}} = 3,27 \times 10^{-25} \text{ kg}$  ;
- $N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ .

**Exercice 5 : N° 25 p 68 :**

**25 Mille milliards de mille sabords !**

✓ VAL : Appliquer une relation entre des grandeurs physiques

1. Combien de sabords cela fait-il exactement ?
2. À combien de moles cela correspond-il ?



Des canons passent par les sabords de l'Hermione.

### 3) QCM

#### 1 Constitution de la matière

A

B

C

1. Qu'est-ce qu'une espèce chimique ?	Une entité chimique.	Un ensemble d'entités identiques.	Quelques centaines d'entités identiques.
2. La masse d'un atome est généralement proche de :	$10^{-26}$ g.	$10^{23}$ kg.	$10^{-26}$ kg.
3. Un cation porte :	la même charge qu'un anion.	une charge positive.	une charge négative.

#### 2 L'électroneutralité

1. Quelle entité chimique n'est pas électriquement neutre ?	Un ion.	Un atome.	Une molécule.
2. Le chlorure de magnésium (constitué d'ions $\text{Cl}^-$ et $\text{Mg}^{2+}$ ) s'écrit :	$\text{MgCl}_2$ .	$\text{MgCl}$ .	$\text{Mg}_2\text{Cl}$ .
3. Une solution ionique est neutre car elle contient :	autant de cations que d'anions.	des atomes qui sont neutres.	autant de charges positives que de charges négatives.

#### 3 Quantité de matière

1. Le nombre d'Avogadro a pour unité :	pas d'unité.	mol.	$\text{mol}^{-1}$ .
2. Une mole peut représenter :	$10^{-23}$ molécules d'eau.	$6,02 \times 10^{23}$ atomes de fer.	$10^{-26}$ kg d'ions chlorure.
3. $2,4 \times 10^{24}$ molécules correspondent à :	2,0 mol.	3,0 mol.	4,0 mol.