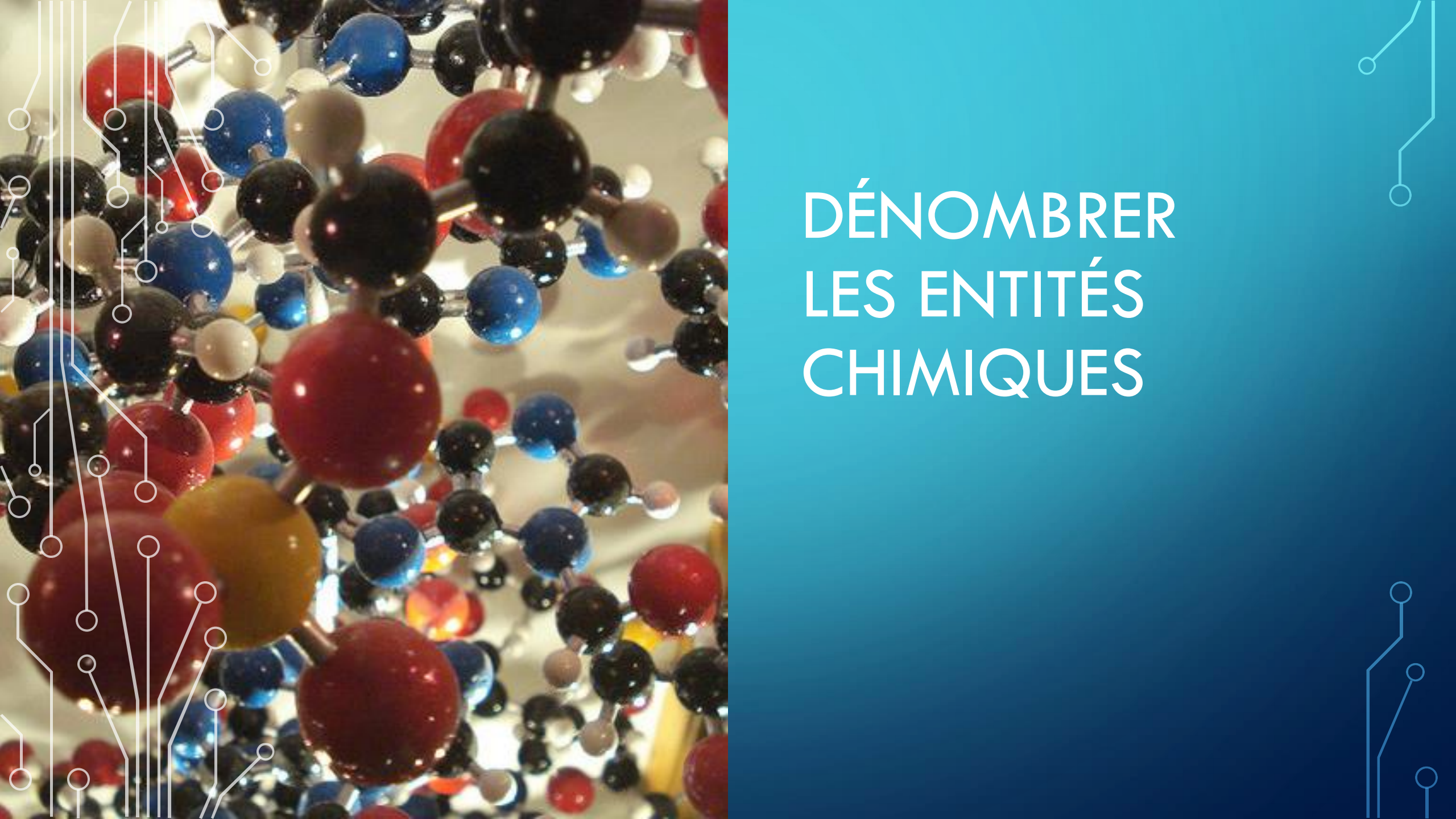




DÉNUMBRER LES ENTITÉS CHIMIQUES

1. CONSTITUTION DE LA MATIÈRE

1.1 À L'ÉCHELLE MICROSCOPIQUE

À l'échelle microscopique, la matière est constituée de différents types **d'entités chimiques**.

La matière peut avoir une structure atomique (le fer est constitué d'atomes : Fe), moléculaire (le saccharose est constitué de molécules : $C_{12}H_{22}O_{11}$), ou ionique (dans l'eau salée on trouve des ions Na^+ et Cl^-).

Exercice 1 :

Rappeler la constitution des molécules suivantes :

Le dioxyde de carbone : CO_2

La molécule CO_2 est constituée d'un atome de carbone et de deux atomes d'oxygène.

Le saccharose : $C_{12}H_{22}O_{11}$

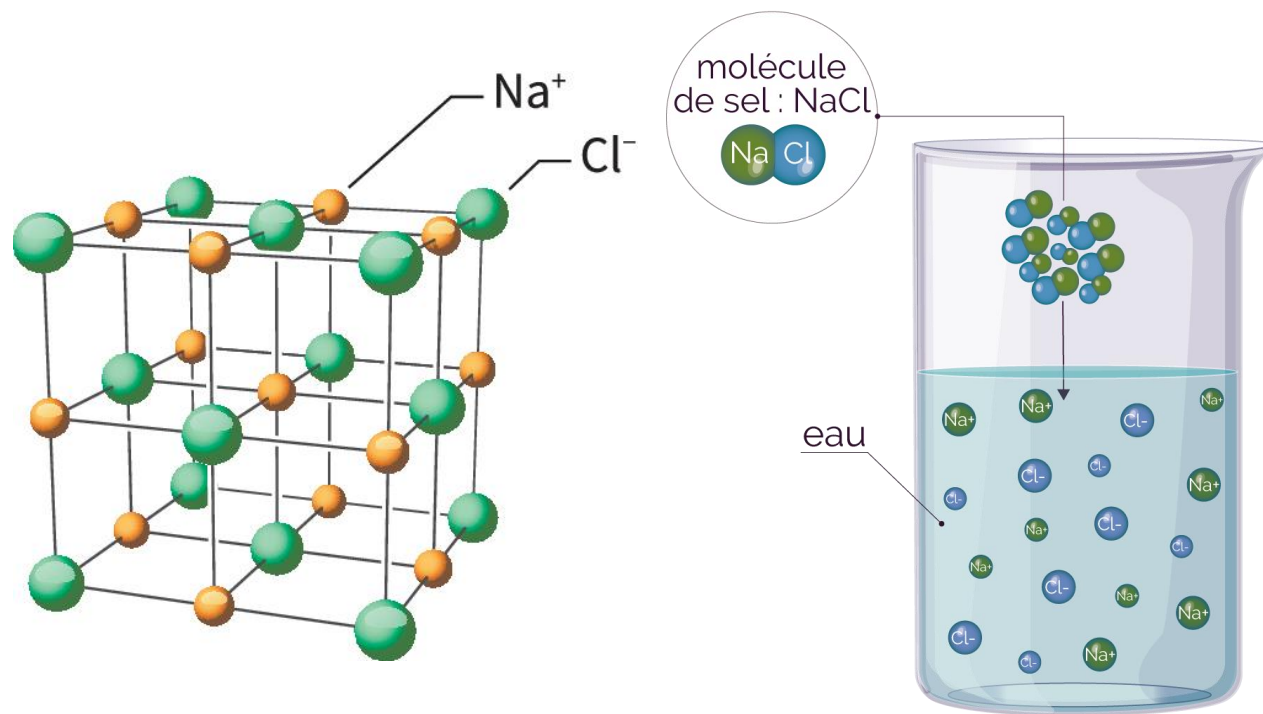
La molécule $C_{12}H_{22}O_{11}$ est constituée de 12 atomes de carbone, 22 atomes d'hydrogène et 11 atomes d'oxygène.

1.2 À L'ÉCHELLE MACROSCOPIQUE

- La masse d'une entité chimique est en général de l'ordre de 10^{-26} kg .
- Il y a des milliards de milliards d'entités chimiques dans le moindre échantillon.
- Ce qui définit une espèce chimique au niveau macroscopique, c'est-à-dire à notre échelle, est intrinsèquement lié à l'entité microscopique qui la compose.

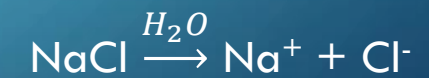
1.3 CAS DES COMPOSÉS IONIQUES

- Les composés ioniques sont constitués d'ions liés entre eux par des interactions électrostatiques.
- Mis en solution dans l'eau, ces composés ioniques se dissocient en **cations** (chargés $+$) et en **anions** (chargés $-$).
- **L'électroneutralité** est toujours vérifiée : Les proportions d'anions et de cations sont telles que dans une solution ou un solide ionique **il y a toujours autant de charges positives que négatives**.



EXEMPLE :

- Le sel est un composé ionique dont la formule est NaCl.
- À l'échelle microscopique, il est constitué d'ions Na^+ et d'ions Cl^- en proportions égales.
- Sa mise en solution dans l'eau s'écrit :



EXERCICE 2

Compléter le tableau en employant les ions suivants :

Cations : magnésium (Mg^{2+}); sodium (Na^{+}); potassium (K^{+}); calcium (Ca^{2+}); Aluminium (Al^{3+})

Anions : chlorure (Cl^{-}); hydroxyde (HO^{-}); bromure (Br^{-});

Nom	Formule	Ions présents, avec leurs proportions	Équation de mise en solution dans l'eau
Chlorure de magnésium	MgCl_2	$\text{Mg}^{2+} + 2 \text{Cl}^{-}$	$\text{MgCl}_2 \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{Mg}^{2+} + 2 \text{Cl}^{-}$
La soude	NaOH		
La potasse	KOH		
Le bromure de calcium	CaBr_2		
Chlorure d'aluminium	AlCl_3		

2. LA QUANTITÉ DE MATIÈRE

2.1 DÉTERMINER LA MASSE D'UNE ENTITÉ CHIMIQUE

La masse d'une molécule est calculée en faisant la somme des masses des atomes qui la composent.

La masse d'un ion polyatomique est calculée de la même manière, **les électrons en plus ou en moins sont négligés.**

Exemple :

Données : $m(\text{C}) = 1,99 \cdot 10^{-26} \text{ kg}$ et $m(\text{O}) = 2,66 \cdot 10^{-26} \text{ kg}$

$$\begin{aligned} \text{Donc } m(\text{CO}_2) &= m(\text{C}) + 2 \times m(\text{O}) = 1,99 \cdot 10^{-26} + 2 \times 2,66 \cdot 10^{-26} \\ &= 7,31 \cdot 10^{-26} \text{ kg} \end{aligned}$$

EXERCICE 3

1. Calculer la masse d'une molécule d'eau H_2O .

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 2 \times m(\text{H}) + m(\text{O}) = 2 \times 1,67 \times 10^{-27} + 2,66 \times 10^{-26}$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 0,334 \times 10^{-26} + 2,66 \times 10^{-26} \approx 2,99 \times 10^{-26} \text{ kg}$$

2. Calculer la masse d'un ion hydroxyde HO^- .

$$m(\text{HO}^-) = m(\text{H}) + m(\text{O}) = 1,67 \times 10^{-27} + 2,66 \times 10^{-26} \approx 2,83 \times 10^{-26} \text{ kg}$$

La masse de l'électron supplémentaire est négligeable devant celle des noyaux.

Données :

- $m(\text{H}) = 1,67 \times 10^{-27} \text{ kg}$
- $m(\text{C}) = 1,99 \times 10^{-26} \text{ kg}$
- $m(\text{O}) = 2,66 \times 10^{-26} \text{ kg}$

2.2 NOMBRE D'ENTITÉS CHIMIQUES ET QUANTITÉ DE MATIÈRE

2.2.1 MASSE ET QUANTITÉ DE MATIÈRE

- Il y a proportionnalité entre la masse d'un échantillon $m_{\text{éch}}$ et le nombre d'entités chimiques N qu'il contient.
- Il est possible de déterminer le nombre d'entités chimiques N à partir de la masse de l'échantillon $m_{\text{éch}}$ et la masse d'une entité chimique m .

$$\text{Sans unité} \quad N = \frac{m_{\text{éch}} \text{ — kg}}{m \text{ — kg}}$$

Exemple : Calculer le nombre de molécules d'eau dans un échantillon de 10 g d'eau. $m_{\text{éch}} = 10 \text{ g} = 10 \times 10^{-3} \text{ kg}$ et $m(\text{H}_2\text{O}) = 2,99 \times 10^{-26} \text{ kg}$

$$N = \frac{m_{\text{éch}}}{m} = \frac{10 \times 10^{-3}}{2,99 \times 10^{-26}} \approx 3,3 \times 10^{23} \text{ molécules d'eau (masses en kg)}$$

2.2.2 LA MOLE

Pour évaluer une quantité de matière, on compte les entités chimiques par très gros paquets.

On a défini une unité adaptée à notre échelle, la mole (symbole : mol).

La mole est la quantité de matière d'un système contenant autant d'entités élémentaires qu'il y a d'atomes dans 12,00 g de carbone le 12, $^{12}_6\text{C}$.
Une mole est toujours constituée de $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$ entités élémentaires.

Remarque : ce choix a été fait de manière à ce qu'il y ait une correspondance entre le nombre de masse d'un élément chimique et la masse d'une mole de ce même élément pur.

2.2.3 NOMBRE D'ENTITÉS DANS UN ÉCHANTILLON

N_A s'appelle le nombre d'Avogadro, il correspond au nombre d'entités élémentaires présente dans une mole. $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.

Par définition la quantité de matière n d'un échantillon constitué de N entités est :

$$n = \frac{N}{N_A}$$

EXERCICE 4

On souhaite calculer quantité de matière n correspondante à $m_{\text{éch}} = 10 \text{ g}$ de sucre ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$)

1. Calculer la masse d'une molécule de sucre (utiliser les données de l'exercice 3).

$$\begin{aligned} m_{\text{sucre}} &= 12 m_{\text{C}} + 22 m_{\text{H}} + 11 m_{\text{O}} \\ &= 12 \times 1,99 \times 10^{-26} + 22 \times 1,67 \times 10^{-27} + 11 \times 2,66 \times 10^{-26} \\ m_{\text{sucre}} &\approx 5,68 \times 10^{-25} \text{ kg} \end{aligned}$$

2. Calculer le nombre de molécules de sucre N contenues dans cet échantillon.

$$N = \frac{m_{\text{éch}}}{m} = \frac{10 \times 10^{-3}}{5,68 \times 10^{-25}} \approx 1,76 \times 10^{22} \text{ molécules}$$

3. En déduire la quantité de matière n de sucre que contient cet échantillon.

$$n = \frac{N}{N_A} = \frac{1,76 \times 10^{22}}{6,02 \times 10^{23}} \approx 2,9 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

FIN

