



## DÉNUMBRER LES ENTITÉS DANS UN ÉCHANTILLON DE MATIÈRE

L'un des principaux défis du chimiste est de rendre compte de propriétés « macroscopiques » et de bilans quantitatifs alors que les entités (sub)microscopiques<sup>1</sup> constituant la matière sont inaccessibles aux sens.

Durant le cycle 4, les élèves ont mesuré des masses et des volumes, et déterminé des masses volumiques. Le programme de seconde vise à compléter la gamme des outils de description d'un échantillon de matière, qui contient une ou plusieurs espèces chimiques, par la détermination du nombre d'entités qui le constitue, puis la détermination des quantités de matière correspondantes (exprimées en mole).

Les notions utiles à la description des mélanges, tout particulièrement des solutions aqueuses, sont introduites progressivement :

- en classe de seconde, composition massique et concentration en masse ;
- en classe de première, masse molaire et concentration en quantité de matière.

Les techniques d'analyse quantitative (physiques uniquement en seconde, puis physiques et chimiques à partir de la première) permettent de faire dialoguer l'échelle macroscopique et l'échelle microscopique.

### *Introduction à la modélisation de systèmes chimiques*

Le programme met l'accent sur la modélisation des systèmes chimiques. Mais à quel moment modélise-t-on en chimie ?

Deux premiers exemples ici permettent d'introduire cette démarche.

- Premier exemple : tous les échantillons de matière utilisés à l'échelle macroscopique sont des mélanges. Un « corps pur » n'existe pas, du fait de la présence d'impuretés même à l'état de traces dans les produits chimiques dits ultra-purs. Par conséquent, en décrivant un échantillon de matière au moyen de la notion d'espèce chimique, le chimiste opère déjà une première simplification du système, étape initiale de toute modélisation.
- Deuxième exemple : lorsque certaines propriétés de la matière à l'échelle macroscopique sont expliquées à partir de structures et d'interactions à l'échelle microscopique (géométrie et polarité des entités, interactions entre entités, interactions entités-lumière...), le chimiste opère également une modélisation puisqu'il attribue aux observations macroscopiques une explication fondée sur le comportement statistique d'un grand nombre d'entités inaccessibles aux sens.

Retrouvez éduscol sur :



1. Le terme submicroscopique peut être utilisé pour faire référence à la dimension caractéristique des entités (atomes, molécules, ions...), inférieure au micromètre de plusieurs ordres de grandeur.

Le passage du monde des sens à celui des modèles submicroscopiques apparaît difficile pour nombre d'élèves. Ceci a conduit à proposer une mise en place progressive d'outils de description de mélanges, en réservant aux élèves de première, et par conséquent, à un public ayant choisi l'enseignement de spécialité physique-chimie, la définition et l'utilisation de grandeurs intensives comme la masse molaire, le volume molaire et la concentration en quantité de matière.

## Détermination de quantités de matière

Pour ôter toute référence au kilogramme, la définition internationale de la mole a évolué en 2018. Une mole correspond désormais à une collection de  $6,02214076 \times 10^{23}$  entités. Le bureau international des poids et mesures, tout comme l'UPAC<sup>2</sup>, font à ce titre la distinction entre le nombre d'Avogadro  $6,02214076 \times 10^{23}$ , nombre sans unité, et la constante d'Avogadro  $N_A = 6,02214076 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ , constante disposant d'une unité.

Il est proposé d'introduire la notion de quantité de matière progressivement sur deux années.

### En classe de seconde

Le travail relatif à la composition d'un atome et la constitution d'une entité (atome, molécule ou ion) est l'occasion :

- de sensibiliser les élèves aux ordres de grandeur de masse à l'échelle atomique - proton, neutron, électron, voire atomes ;
- d'estimer la masse d'un atome à partir de sa composition et d'une molécule à partir de sa formule chimique ;
- d'évaluer le nombre d'entités dans un échantillon de matière, pur ou non, à partir de sa masse, de sa composition et de la masse des différentes entités qui le constituent ;
- d'exprimer ce nombre d'entités en moles grâce à la nouvelle définition de l'unité de quantité de matière : 1 mole d'entités est égale à  $6,02214076 \times 10^{23}$  entités ;
- de sensibiliser les élèves au grand nombre d'entités présentes dans un échantillon macroscopique et au caractère plus adapté de son expression en moles, en quantité de matière exprimée en mol.

Lorsqu'elles sont exprimées en mol, les quantités de matière n'ont pas toujours de sens pour les élèves. L'utilisation du nombre d'entités, si possible à plusieurs reprises durant l'année de seconde, pourrait donner du sens à ces quantités pour tous les élèves.

En seconde, pour accéder au nombre d'entités dans un échantillon, on évitera l'utilisation de formules que les élèves privilégient parfois au détriment du raisonnement qu'elles sous-tendent. L'utilisation de la langue française pour expliciter la démarche mise en œuvre avant la mise en place de calculs est à privilégier.

#### Exemple 1 : quantité de matière d'eau dans 1 litre d'eau liquide.

Entités constituant l'eau considérée comme un corps pur : molécule d'eau de formule chimique  $\text{H}_2\text{O}$ .

2. <https://iupac.org/new-definition-mole-arrived/>

The mole, symbol mol, is the SI unit of amount of substance. One mole contains exactly  $6,022\ 140\ 76 \times 10^{23}$  elementary entities. This number is the fixed numerical value of the Avogadro constant,  $N_A$ , when expressed in  $\text{mol}^{-1}$ , and is called the Avogadro number.

Composition des atomes :

- ${}^1_1\text{H}$  : 1 proton et 1 électron
- ${}^{16}_8\text{O}$  : 8 protons, 8 neutrons et 8 électrons

Masses approchées des entités atomiques et moléculaires :

- $m_{\text{H}} \approx 1,7 \times 10^{-27}$  kg
- $m_{\text{O}} \approx 2,7 \times 10^{-26}$  kg
- $m_{\text{H}_2\text{O}} \approx 3,1 \times 10^{-26}$  kg

Nombre d'entités  $\text{H}_2\text{O}$  dans un kilogramme d'eau :

$$N_{\text{H}_2\text{O}} \approx \frac{1}{3,1 \times 10^{-26}} = 3,2 \times 10^{25} \text{ molécules}$$

« Conversion » du nombre d'entités en quantité de matière (mol) :

Nombre d'entités	$6,0 \times 10^{23}$	$3,2 \times 10^{25}$
Quantité de matière	1 mole	$n$

$$n_{\text{H}_2\text{O}} \approx \frac{1 \times 3,2 \times 10^{25}}{6,0 \times 10^{23}} = 54 \text{ mol}$$

### Exemple 2 : quantités de matière de dioxygène et de diazote dans l'air dans la salle de cours

Données : La masse volumique de l'air à température ambiante est égale environ  $1,2 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-3}$ . La composition massique de l'air peut être fournie : 75 % pour  $\text{N}_2$  et 25 % pour  $\text{O}_2$ .

Masses approchées des entités moléculaires :  $m_{\text{N}_2} \approx 4,8 \times 10^{-26} \text{ kg}$  et  $m_{\text{O}_2} \approx 5,4 \times 10^{-26} \text{ kg}$

La salle de cours est considérée comme un parallélogramme rectangle, le volume de cette salle est estimé à  $10 \times 5 \times 3 = 150 \text{ m}^3$ .

Masse de l'air contenu dans la salle : 180 kg

Masses de dioxygène et de diazote contenues dans l'air d'une salle de cours :

- $180 \times 75 \% = 140 \text{ kg}$  de  $\text{N}_2$
- 40 kg de  $\text{O}_2$

Nombres d'entités et quantités de matière des espèces chimiques :

- $N_{\text{N}_2} = 2,9 \times 10^{27}$  entités  $\text{N}_2$ , soit  $n_{\text{N}_2} = 4,7 \times 10^3 \text{ mol}$
- $N_{\text{O}_2} = 7,4 \times 10^{26}$  entités  $\text{O}_2$ , soit  $n_{\text{O}_2} = 1,2 \times 10^3 \text{ mol}$

### Exemple 3 : quantités de matière des différents métaux présents dans une pièce de 50 centimes d'euros en or nordique.

Composition de la pièce :

- Or nordique : 89 % de cuivre, 5 % d'aluminium, 5 % de zinc et 1 % d'étain (compositions massiques)
- Masse d'une pièce de 50 centimes d'euros : 7,8 g

Retrouvez éducol sur :



Masses des différents métaux dans une pièce de 50 centimes d'euros en or nordique :

- cuivre : 6,9 g
- aluminium : 0,39 g
- zinc : 0,39 g
- étain : 0,078 g

Masses approchées des entités fournies dans les données ou déterminées à partir des données des masses des particules (proton, neutron et électron) et de la composition et de l'abondance naturelle des isotopes stables de chaque métal :

- $m_{Cu} = 1,1 \times 10^{-22}$  g
- $m_{Al} = 4,5 \times 10^{-23}$  g
- $m_{Zn} = 1,1 \times 10^{-22}$  g
- $m_{Sn} = 2,0 \times 10^{-22}$  g

Nombres d'entités et quantités de matière des espèces chimiques présentes dans la pièce :

- $N_{Cu} = 6,5 \times 10^{22}$  entités, soit  $n_{Cu} = 1,1 \times 10^{-1}$  mol
- $N_{Al} = 8,7 \times 10^{21}$  entités, soit  $n_{Al} = 1,4 \times 10^{-2}$  mol
- $N_{Zn} = 3,5 \times 10^{21}$  entités, soit  $n_{Zn} = 5,9 \times 10^{-3}$  mol
- $N_{Sn} = 3,9 \times 10^{20}$  entités, soit  $n_{Sn} = 6,5 \times 10^{-4}$  mol

Remarque : l'aluminium et le zinc interviennent avec des masses identiques dans la fabrication de la pièce, mais les nombres d'atomes de chacun de ces éléments diffèrent fortement.

Autres exemples : différentes qualités d'or commercial (18 carats, etc.).

## En classe de première

La succession de calculs intermédiaires réalisés en classe de seconde donne du sens à la quantité de matière (collection donnée d'entités) et au passage de l'échelle macroscopique à l'échelle microscopique. La classe de première est l'année, où est introduite la constante d'Avogadro et la masse molaire atomique. Ces grandeurs permettent de déterminer plus rapidement la quantité de matière d'un échantillon sans passer par les calculs intermédiaires.

Retrouvez éduscol sur :



## Vers l'acquisition de la concentration en quantité de matière

Des difficultés récurrentes interviennent dans la compréhension de la représentation d'une concentration en quantité de matière. La notion de solution est complexe, car le soluté est largement minoritaire devant le solvant, mais sa présence peut s'avérer déterminante pour certaines propriétés au niveau macroscopique comme la couleur, la conductivité, etc. De plus, la réalisation d'une solution procède généralement par pesée puis ajout de solvant, les données d'entrée sont donc le plus souvent une masse de soluté et un volume de solution.

### L'accès à la concentration en quantité de matière sur deux années

#### En classe de seconde

L'introduction et l'exploitation de la concentration en masse apportée d'un soluté, exprimée en  $\text{g.L}^{-1}$ , sont privilégiées.

Les exemples retenus sont systématiquement contextualisés, par exemple pour déterminer un encadrement de la teneur en chlorure de sodium dans différentes eaux de mer ou de la concentration en colorant alimentaire dans un sirop commercial, etc. La technique mise en jeu est laissée au choix de l'enseignant :

- mesure de masse volumique (par exemple : solutions de chlorure de sodium ou solutions aqueuses de saccharose) et confrontation à des abaques ou à une courbe d'étalonnage ;
- réalisation d'une échelle de teinte (exemple : solutions diluées de colorant, échantillon de solution colorée...).

#### En classe de première

L'introduction de la masse molaire est l'occasion d'introduire et d'exploiter la notion de concentration en quantité de matière apportée d'un soluté, puis ultérieurement, en écrivant des équations des réactions de dissolution, d'une espèce chimique dissoute en solution. En classe de première, la gamme des techniques de détermination de concentrations est étendue aux techniques chimiques de titrage ; la spectrophotométrie étant par ailleurs approfondie avec la loi de Beer-Lambert.

### Concentration « en masse »

La concentration « en masse » et la masse volumique sont souvent confondues par les élèves, car ces deux grandeurs s'expriment avec la même unité. Une attention particulière a été accordée au vocabulaire utilisé dans les programmes pour que les élèves soient en capacité de distinguer ces deux grandeurs comme le précise un des attendus du programme de seconde.

L'expression « concentration en masse » a été privilégiée par rapport à « concentration massique », puisque l'adjectif « massique » désigne généralement des grandeurs divisées par une masse, et exprimées notamment en  $\text{g}^{-1}$  ou  $\text{kg}^{-1}$ . C'est le cas des capacités thermiques massiques, des enthalpies massiques de changement d'état, des teneurs massiques.

Ce type de tableau peut contribuer à favoriser la distinction des deux grandeurs.

	Masse volumique d'une solution	Concentration en masse d'un soluté
Masse	Masse de la solution	Masse du soluté
Volume	Volume de la solution	Volume de la solution

Retrouvez éduscol sur :



## Étude du phénomène de dilution

En seconde, pour aborder le phénomène de dilution le professeur veillera à utiliser avec précaution et parcimonie les formules du type  $C_m \cdot V_m = C_f \cdot V_f$ , car de nombreux élèves les utilisent sans s'attacher à leur signification physique. Le soluté étant considéré comme réparti de manière uniforme dans la solution, il est possible de développer des raisonnements mettant en jeu la proportionnalité, en utilisant par exemple à l'aide d'un facteur de dilution.

### Titrages

L'introduction, en classe de seconde, de la modélisation des transformations par des réactions et de la stœchiométrie, puis, en classe de première, du tableau d'avancement permettent pour déterminer des quantités de matière par titrage.

Le titrage peut être présenté comme une succession de transformations chimiques totales modélisées par la même réaction. Cela conduit à faire disparaître progressivement un des réactifs de la solution titrée. L'évolution des quantités de matière en fonction du volume de solution titrante versée peut être déterminée expérimentalement (par exemple par spectrophotométrie) ou analytiquement (par un ensemble de calculs ou à l'aide d'un langage de programmation).

En classe de première, pour limiter les techniques à assimiler et développer le raisonnement chez les élèves, les titrages se limitent à l'utilisation de transformations modélisées par des réactions d'oxydo-réduction comme réaction support du titrage avec l'une des espèces chimiques (réactif ou produit) coloré. Ainsi, le repérage de l'équivalence est associé à un changement de couleur dans le récipient contenant initialement la solution à titrer.

Il paraît important de souligner que le but d'un titrage est de déterminer des quantités de matière dans l'échantillon testé. A ce titre, il est recommandé de limiter l'utilisation de formules du type  $C_a V_a = C_b V_b$ . De nombreux élèves réduisent les titrages à l'utilisation de ces formules, sans attribuer de signification chimique à l'équivalence et sans tenir compte de la stœchiométrie de la réaction support du titrage. Pour traduire que les réactifs sont introduits en quantité stœchiométrique à l'équivalence, la quantité de matière du réactif initialement présent dans la solution titrée devra être mise en relation avec la quantité de matière du réactif introduit à l'équivalence par la solution titrante.

Un tracé de l'évolution des quantités de matière de réactifs (voire d'espèces spectatrices) dans le bécher avant et après l'équivalence peut aider à s'approprier le concept de titrage et d'équivalence.

Pour unifier le vocabulaire, l'utilisation de « titrage suivi par conductimétrie », « titrage suivi par pHmétrie » ou « titrage suivi par changement de couleur » sera préférée respectivement à « titrage conductimétrique » ou « titrage pHmétrique » ou « titrage colorimétrique ».

Pour éviter la confusion entre la notion d'équivalence introduite en classe de première et celle d'équilibre chimique abordée en classe de terminale, il est recommandé d'associer la notation :

- « E » à l'équivalence, par exemple,  $V_E$  pour le volume versé à l'équivalence ;
- « eq » à l'équilibre, par exemple  $c_{eq}$  pour la concentration à l'équilibre du système chimique.

Retrouvez éduscol sur :

