

La structure de la matière

Prérequis

Avant d'aborder la structure de la matière en seconde, il est important de maîtriser les notions suivantes acquises au collège :

- Les états de la matière (solide, liquide, gazeux) et les changements d'état.
- La notion d'atome et de molécule.
- Le concept de conservation de la masse lors des transformations chimiques.
- L'utilisation du tableau périodique des éléments (identification des éléments de base).
- La distinction entre corps purs et mélanges.

Ce cours se situe au début de l'année de seconde, après une introduction générale à la chimie et à la physique. Il pose les bases pour comprendre les chapitres suivants, notamment ceux concernant les réactions chimiques, les solutions et la spectrophotométrie. Il est essentiel pour aborder ensuite la chimie organique en classe de première.

De l'échelle macroscopique à l'échelle microscopique

De l'échantillon à l'espèce chimique

Tout ce qui nous entoure est constitué de **matière**. À notre échelle, nous observons des **échantillons de matière**. Un échantillon de matière peut être constitué d'une seule **espèce chimique** (on parle de corps pur) ou d'un mélange de plusieurs espèces chimiques.

- **Espèce chimique** : Ensemble d'entités chimiques identiques. Une espèce chimique est caractérisée par des propriétés physiques (température d'ébullition, température de fusion, masse volumique, etc.) et des propriétés chimiques (réactivité). Par exemple, l'eau est une espèce chimique, tout comme le dioxygène ou le chlorure de sodium.

Un échantillon d'eau pure ne contient qu'une seule espèce chimique : l'eau (H_2O). En revanche, l'eau de mer est un mélange de plusieurs espèces chimiques (eau, chlorure de sodium, etc.).

Des espèces chimiques aux entités chimiques

Les espèces chimiques sont constituées d'**entités chimiques**. On distingue :

- Les **atomes** : Constituant élémentaire de la matière. Chaque atome est caractérisé par un numéro atomique Z (nombre de protons) et un nombre de masse A (nombre de nucléons). Ils sont représentés par un symbole chimique (exemple : H pour l'hydrogène, O pour l'oxygène, Fe pour le fer).
- Les **molécules** : Assemblage d'atomes liés entre eux par des liaisons chimiques. Une molécule est définie par sa formule brute (exemple : H_2O , CO_2).
- Les **ions** : Atomes ou groupes d'atomes ayant gagné ou perdu un ou plusieurs électrons. Un ion

positif est un **cation** (exemple : Na^+), un ion négatif est un **anion** (exemple : Cl^-).

Question de réflexion : Comment le nombre de protons et d'électrons influence-t-il la charge d'un ion?

La mole : une unité de comptage

Nécessité d'une unité adaptée

Les atomes et les molécules sont extrêmement petits. Il est donc impossible de les manipuler individuellement. Pour travailler avec des quantités mesurables de matière, il est nécessaire de définir une unité adaptée : la **mole**.

Définition de la mole et constante d'Avogadro

- **Mole (mol)** : Quantité de matière contenant autant d'entités élémentaires (atomes, molécules, ions, etc.) qu'il y a d'atomes dans 12 grammes de carbone 12 (^{12}C).

Le nombre d'entités dans une mole est appelé **constante d'Avogadro**, notée N_A . Sa valeur est : $N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.

Relation entre quantité de matière, nombre d'entités et constante d'Avogadro

La **quantité de matière** (ou nombre de moles), notée n , est liée au nombre d'entités N par la relation :

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

où :

- n est la quantité de matière en mol.
- N est le nombre d'entités.
- N_A est la constante d'Avogadro en mol^{-1} .

Exemple : Si un échantillon contient $1,2044 \cdot 10^{24}$ molécules d'eau, la quantité de matière d'eau est : $n = \frac{1,2044 \cdot 10^{24}}{6,022 \cdot 10^{23}} = 2 \text{ mol}$.

Masse molaire et concentration

Masse molaire atomique et masse molaire moléculaire

La **masse molaire atomique** M d'un élément est la masse d'une mole d'atomes de cet élément. Elle est donnée par le tableau périodique des éléments et s'exprime en g/mol.

La **masse molaire moléculaire** d'une espèce chimique est la somme des masses molaires atomiques des éléments qui la composent, pondérées par leur nombre dans la formule brute.

Exemple : La masse molaire de l'eau (H_2O) est : $M(H_2O) = 2 \cdot M(H) + M(O) = 2 \cdot 1,0 + 16,0 = 18,0 \text{ g/mol}$.

Relation entre quantité de matière, masse et masse molaire

La quantité de matière n d'un échantillon de masse m est liée à sa masse molaire M par la relation :

$$n = \frac{m}{M}$$

où :

- n est la quantité de matière en mol.
- m est la masse en g.
- M est la masse molaire en g/mol.

Concentration en masse

La **concentration en masse** C_m d'une espèce chimique en solution est la masse de cette espèce dissoute par unité de volume de solution. Elle est définie par :

$$C_m = \frac{m}{V}$$

où :

- C_m est la concentration en masse en g/L.
- m est la masse de l'espèce dissoute en g.
- V est le volume de la solution en L.

Concentration en quantité de matière (concentration molaire)

La **concentration en quantité de matière** (ou concentration molaire) C d'une espèce chimique en solution est la quantité de matière de cette espèce dissoute par unité de volume de solution. Elle est définie par :

$$C = \frac{n}{V}$$

où :

- C est la concentration en quantité de matière en mol/L.
- n est la quantité de matière de l'espèce dissoute en mol.
- V est le volume de la solution en L.

Question de réflexion : Quelle est la relation entre la concentration en masse et la concentration en quantité de matière ?

Résumé

- **Espèce chimique** : Ensemble d'entités chimiques identiques caractérisées par des propriétés physiques et chimiques.
- **Atome** : Constituant élémentaire de la matière, caractérisé par un numéro atomique Z et un nombre de masse A .
- **Molécule** : Assemblage d'atomes liés entre eux par des liaisons chimiques.
- **Ion** : Atome ou groupe d'atomes ayant gagné ou perdu un ou plusieurs électrons (cation : ion positif, anion : ion négatif).
- **Mole (mol)** : Quantité de matière contenant $N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$ entités élémentaires.
- **Constante d'Avogadro (N_A)** : $N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.
- **Quantité de matière (n)** : $n = \frac{N}{N_A}$ où N est le nombre d'entités.
- **Masse molaire atomique (M)** : Masse d'une mole d'atomes d'un élément (en g/mol).
- **Masse molaire moléculaire** : Somme des masses molaires atomiques des éléments qui composent la molécule, pondérées par leur nombre dans la formule brute (en g/mol).
- $n = \frac{m}{M}$ où m est la masse en g.
- **Concentration en masse (C_m)** : $C_m = \frac{m}{V}$ où V est le volume de la solution en L.
- **Concentration en quantité de matière (C)** : $C = \frac{n}{V}$ où V est le volume de la solution en L.

Idées principales par chapitre :

1. **De l'échelle macroscopique à l'échelle microscopique** : Comprendre le lien entre les échantillons de matière, les espèces chimiques et les entités chimiques. 2. **La mole : une unité de comptage** : Définir la mole et la constante d'Avogadro, et comprendre comment les utiliser pour relier le nombre d'entités à la quantité de matière. 3. **Masse molaire et concentration** : Calculer les masses molaires et les concentrations en masse et en quantité de matière, et utiliser les formules correspondantes.

Évaluation QCM

[Q] Quelle est l'unité de la quantité de matière ? [R_C] mol [R] g [R] L [EXP] La quantité de matière se mesure en moles (mol).

[Q] Quelle est la valeur de la constante d'Avogadro ? [R_C] $6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ [R] $6,022 \cdot 10^{-23} \text{ mol}^{-1}$ [R] $3,011 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ [EXP] La constante d'Avogadro vaut environ $6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.

[Q] Quelle formule permet de calculer la quantité de matière à partir du nombre d'entités ? [R_C] $n = \frac{N}{N_A}$ [R] $n = N \cdot N_A$ [R] $n = \frac{N_A}{N}$ [EXP] La quantité de matière est égale au nombre d'entités divisé par la constante d'Avogadro.

[Q] Quelle formule permet de calculer la quantité de matière à partir de la masse et de la masse molaire ? [R_C] $n = \frac{m}{M}$ [R] $n = m \cdot M$ [R] $n = \frac{M}{m}$ [EXP] La quantité de matière est égale à la masse divisée par la masse molaire.

[Q] Quelle est l'unité de la concentration en masse ? [R_C] g/L [R] mol/L [R] g/mol [EXP] La concentration en masse s'exprime en grammes par litre (g/L).

[Q] Quelle est l'unité de la concentration en quantité de matière ? [R_C] mol/L [R] g/L [R] g/mol [EXP] La concentration en quantité de matière s'exprime en moles par litre (mol/L).

[Q] Quelle formule permet de calculer la concentration en masse ? [R_C] $C_m = \frac{m}{V}$ [R] $C_m = \frac{V}{m}$ [R] $C_m = m \cdot V$ [EXP] La concentration en masse est égale à la masse divisée par le volume.

[Q] Quelle formule permet de calculer la concentration en quantité de matière ? [R_C] $C = \frac{n}{V}$ [R] $C = \frac{V}{n}$ [R] $C = n \cdot V$ [EXP] La concentration en quantité de matière est égale à la quantité de matière divisée par le volume.

[Q] Qu'est-ce qu'un anion ? [R_C] Un ion chargé négativement. [R] Un ion chargé positivement. [R] Un atome neutre. [EXP] Un anion est un ion qui a gagné un ou plusieurs électrons et est donc chargé négativement.

[Q] Qu'est-ce qu'un cation ? [R_C] Un ion chargé positivement. [R] Un ion chargé négativement. [R] Un atome neutre. [EXP] Un cation est un ion qui a perdu un ou plusieurs électrons et est donc chargé positivement.

From:
<https://wikiprof.fr/> - wikiprof.fr

Permanent link:
https://wikiprof.fr/doku.php?id=cours:lycee:generale:seconde_generale_et_technologique:physique_chimie:la_structure_de_la_matiere

Last update: 2025/06/08 02:57

