

Masse molaire et mole — compter l'invisible sans compter les atomes un par un

Version PDF de travail - contenu du cours HTML canonique

Boussole du cours

Question directrice : Comment passer d'un nombre gigantesque de molécules à une masse mesurable sur une balance ?

Réponse essentielle

Masse molaire et mole — compter l'invisible sans compter les atomes un par un. La question à résoudre est la suivante : Comment passer d'un nombre gigantesque de molécules à une masse mesurable sur une balance ? Les chimistes regroupent les particules en moles, comme on regroupe des objets par douzaines mais avec un nombre immensément plus grand. La masse molaire indique la masse d'une mole d'une substance. La relation $m=nM$ permet donc de convertir une quantité de matière en masse. La suite du cours montre comment passer de cette idée à un raisonnement contrôlable : unités explicites, hypothèses annoncées, calculs reproductibles, ordre de grandeur et limites d'interprétation. Le résultat n'est utile que si l'on peut expliquer ce qu'il mesure, d'où viennent les nombres et quelle décision d'ingénierie il éclaire.

Synthèse de départ : les démonstrations, exemples, limites et sources sont développés dans le corps du cours.

Mots clés avant de commencer

mole · masse molaire · unité · ordre de grandeur · hypothèse

1 — La question physique

Comment passer d'un nombre gigantesque de molécules à une masse mesurable sur une balance ?

2 — Symboles, lecture et unités

m — masse ; n — quantité de matière en moles ; M — masse molaire, par exemple en g/mol.

3 — D'où vient la relation ?

Les chimistes regroupent les particules en moles, comme on regroupe des objets par douzaines mais avec un nombre immensément plus grand. La masse molaire indique la masse d'une mole d'une substance. La relation $m=nM$ permet donc de convertir une quantité de matière en masse.

4 — A — Une mole d'eau

$M(\text{H}_2\text{O}) 18 \text{ g/mol}$. Pour $n=1 \text{ mol}$, $m=1 \times 18 = 18 \text{ g}$.

5 — B — Deux moles

$n=2 \text{ mol}$ d'eau donnent $m=2 \times 18 = 36 \text{ g}$.

6 — C — Calcul inverse

Si l'on dispose de 90 g d'eau, $n=m/M=90/18=5 \text{ mol}$ environ.

7 — Comprendre plus loin

Pourquoi inventer la mole

Une goutte d'eau contient un nombre immense de molécules. Les compter une par une est impossible. La mole relie le monde microscopique des particules au monde macroscopique de la masse mesurable.

La masse molaire vient de la composition

Pour un premier calcul, H vaut environ 1 g/mol et O environ 16 g/mol ; H₂O vaut donc 2×1+16=18 g/mol. Les valeurs précises proviennent des masses atomiques mesurées.

Lien avec les bilans de matière

Une réaction chimique se conserve en nombres d'atomes. Travailler en moles permet de convertir cette conservation en masses d'ergols, d'oxygène ou d'eau nécessaires à une installation réelle.

Le nombre d'Avogadro donne la taille du paquet

Une mole contient exactement $6,02214076 \times 10^{23}$ entités élémentaires. Ce nombre, appelé constante d'Avogadro, définit la mole dans le SI moderne. Il est immense parce que les atomes et molécules sont extrêmement petits. La mole permet donc de compter indirectement des particules en pesant une quantité macroscopique de matière.

Toujours préciser ce que l'on compte

Dire "une mole" n'est pas complet si le contexte est ambigu : une mole de molécules H₂O, une mole d'atomes H ou une mole d'électrons ne représentent pas les mêmes objets. La quantité de matière n remplace un comptage microscopique, mais l'entité comptée doit être définie.

Les unités s'annulent dans $m=nM$

Si n est en mol et M en g/mol, alors mol×g/mol donne g. Le symbole mol s'annule comme une unité algébrique. Cette vérification explique pourquoi l'opération est une multiplication et non une division. Pour le calcul inverse $n=m/M$, les grammes s'annulent et il reste des moles.

La masse molaire d'une molécule vient de ses atomes

Pour H₂O avec des masses scolaires arrondies, $M_{2 \times 1 + 16} = 18$ g/mol. Pour CO₂, $M_{12 + 2 \times 16} = 44$ g/mol. Cette addition reflète la composition moléculaire. Dans un travail précis, on utilise des masses atomiques normalisées avec le niveau de précision adapté au problème.

Pourquoi la mole devient indispensable dans une usine

Les réactions chimiques utilisent des rapports de particules, mais les réservoirs et balances utilisent des kilogrammes. La mole sert de pont. Elle permet de transformer une équation chimique équilibrée en besoins massiques d'eau, d'oxygène, d'hydrogène ou de méthane, puis de relier la chimie à des débits et à des capacités de stockage.

8 — Exercices et corrigés

Défi 1

A — Une mole d'eau : refaites le raisonnement avec les valeurs indiquées, puis expliquez le sens physique du résultat.

Défi 2

B — Deux moles : refaites le raisonnement avec les valeurs indiquées, puis expliquez le sens physique du résultat.

Défi 3

C — Calcul inverse : refaites le raisonnement avec les valeurs indiquées, puis expliquez le sens physique du résultat.

9 — Sources primaires et techniques

- NASA — ECLSS reference
- NASA NTRS — Electrochemical Solutions for Advanced Life Support

