ÉCOLE EUROPÉENNE · S5 CHIMIE

Quantité de matière

Thème 2 · Chapitre 1

COMPRENDRE	CALCULER	CONVERTIR
La mole relie le monde microscopique aux mesures du laboratoire.	Passer de N, m ou V à la quantité de matière n.	Choisir la bonne relation et maîtriser les unités.

Cours complet · Méthodes · Exemples résolus · Synthèse

THÈME 2 · CHAPITRE 1 · 01

Pourquoi compter en moles ?

En chimie, les particules sont trop petites et trop nombreuses pour être comptées une à une. La mole permet de relier leur nombre à des grandeurs mesurables comme la masse et le volume.

Du microscopique au laboratoire

À l'échelle microscopique	À l'échelle macroscopique
On décrit des atomes, des molécules, des ions ou des entités formulaires. Leur nombre est noté N et n'a pas d'unité.	On mesure une masse m, un volume V ou une quantité de matière n. La quantité de matière s'exprime en moles.

Idée centrale	Une mole est un paquet d'entités, comme une douzaine est un paquet de 12 objets. La différence est qu'une mole contient un nombre immense d'entités.

Objectifs du chapitre

- Déterminer une quantité de matière à partir d'un nombre d'entités, d'une masse ou d'un volume.
- Calculer la masse molaire d'un atome ou d'une molécule à partir de sa formule.
- Utiliser le volume molaire d'un gaz dans des conditions de température et de pression données.
- Combiner masse volumique, masse molaire et constante d'Avogadro dans une démarche structurée.

Vocabulaire	Le mot entité désigne l'objet chimique compté : atome Fe, molécule H_2O, ion Na^+, etc.

THÈME 2 · CHAPITRE 1 · 02

La mole et la constante d'Avogadro

Définition

Une mole est la quantité de matière contenant exactement autant d'entités qu'il y a d'atomes dans 12 g de carbone 12. Depuis 2019, la valeur de la constante d'Avogadro est fixée exactement.

$$N_A = 6{,}022\,140\,76 \times 10^{23}\ \text{mol}^{-1}$$

N_A indique le nombre d'entités contenues dans une mole.

Relier N et n

$$n = N / N_A \text{ et } N = n \times N_A$$

n en mol · N sans unité · N_A en mol^{-1}

Grandeur	Symbole	Unité	Signification
Nombre d'entités	N	sans unité	Nombre total d'atomes, molécules ou ions
Quantité de matière	n	mol	Nombre de paquets de N_A entités
Constante d'Avogadro	N_A	mol^{-1}	Entités par mole

Exemple 1

Une gélule contient 0,200 mol de molécules actives.
$N = 0{,}200 \times 6{,}022 \times 10^{23} = 1{,}20 \times 10^{23}$ molécules.

Exemple 2

Un échantillon contient $2{,}00 \times 10^{22}$ molécules.
$n = (2{,}00 \times 10^{22}) / (6{,}022 \times 10^{23}) = 3{,}32 \times 10^{-2}$ mol.

THÈME 2 · CHAPITRE 1 · 03

Masse molaire atomique et moléculaire

Masse molaire atomique

La masse molaire atomique M(X) est la masse d'une mole d'atomes X. Elle se lit dans le tableau périodique et s'exprime en $g \cdot mol^{-1}$.

Élément	H	C	N	O	Fe	Au
M ($g \cdot mol^{-1}$)	1,0	12,0	14,0	16,0	55,8	197

Masse molaire moléculaire

Pour une molécule, on additionne les masses molaires atomiques de tous les atomes présents. Les indices de la formule indiquent combien de fois chaque masse doit être comptée.

$$M(A_aB_b) = a \times M(A) + b \times M(B)$$

Toujours commencer par écrire la formule brute et compter les atomes.

Exemple : eau H_2O

$M(H_2O) = 2 \times M(H) + M(O)$
$= 2 \times 1,0 + 16,0$
$= 18,0\ g \cdot mol^{-1}$

Exemple : glucose $C_6H_{12}O_6$

$M = 6 \times 12,0 + 12 \times 1,0 + 6 \times 16,0$
$= 72,0 + 12,0 + 96,0$
$= 180,0\ g \cdot mol^{-1}$

Méthode

1. Écrire la formule brute. 2. Repérer chaque indice. 3. Multiplier chaque masse atomique par son indice. 4. Additionner et indiquer l'unité.

THÈME 2 · CHAPITRE 1 · 04

Relier la masse et la quantité de matière

Relation fondamentale

La masse molaire M indique la masse d'une mole. Si l'on connaît la masse m d'un échantillon, on obtient le nombre de moles en divisant par la masse d'une mole.

$$n = m / M \quad m = n \times M \quad M = m / n$$

n en mol · m en g · M en $g \cdot mol^{-1}$

Analyse des unités	(g) / ($g \cdot mol^{-1}$) = mol. Si la masse est donnée en kg, il faut la convertir en g avant d'utiliser une masse molaire en $g \cdot mol^{-1}$.

Exemple résolu : 2,20 mol d'atomes de fer

Étape	Calcul
Données	n = 2,20 mol ; M(Fe) = 55,8 $g \cdot mol^{-1}$
Relation	$m = n \times M$
Application	$m = 2,20 \times 55,8 = 122,76$ g
Résultat	m ≈ 123 g avec trois chiffres significatifs

Exemple résolu : quantité d'or dans un lingot de 3,00 kg

Étape	Calcul
Conversion	3,00 kg = $3,00 \times 10^3$ g
Relation	$n = m / M$
Application	$n = 3,00 \times 10^3 / 197 = 15,2$ mol
Résultat	Le lingot contient 15,2 mol d'atomes d'or.

THÈME 2 · CHAPITRE 1 · 05

Le volume molaire des gaz

Définition

Le volume molaire V_m est le volume occupé par une mole de gaz dans des conditions données de température et de pression. À température et pression identiques, tous les gaz parfaits ont le même volume molaire.

$$n = V / V_m \quad V = n \times V_m$$

n en mol · V en L · V_m en $L \cdot mol^{-1}$

Conditions	Volume molaire usuel
0 °C et pression atmosphérique	$V_m = 22{,}4\ L \cdot mol^{-1}$
20 °C et pression atmosphérique	$V_m \approx 24{,}0\ L \cdot mol^{-1}$

Point essentiel

Le volume molaire dépend de la température et de la pression. Il faut donc utiliser la valeur fournie dans l'énoncé, jamais une valeur choisie automatiquement.

10,0 mol à 20 °C

$V = n \times V_m$
$V = 10{,}0 \times 24{,}0$
$V = 240\ L$

1,50 L d'air à 20 °C

$n = V / V_m$
$n = 1{,}50 / 24{,}0$
$n = 6{,}25 \times 10^{-2}\ mol$

Interprétation

À pression constante, chauffer un gaz augmente le volume qu'il occupe. Ainsi, V_m est plus grand à 20 °C qu'à 0 °C.

THÈME 2 · CHAPITRE 1 · 06

Masse volumique, masse et volume

Définition

La masse volumique ρ d'un corps est le rapport entre sa masse et son volume. Elle dépend de la substance et des conditions physiques.

$$\rho = m / V \quad m = \rho \times V \quad V = m / \rho$$

Unités cohérentes : kg et m^3, ou g et mL.

Si ρ est exprimée en...	Utiliser m en...	et V en...
$kg \cdot m^{-3}$	kg	m^3
$g \cdot mL^{-1}$	g	mL
$g \cdot L^{-1}$	g	L

Densité d'un solide ou d'un liquide

La densité d est le rapport de la masse volumique du corps à celle de l'eau. C'est une grandeur sans unité.

$$d = \rho_{corps} / \rho_{eau}$$

Pour des valeurs en $g \cdot mL^{-1}$, $\rho_{eau} \approx 1{,}00\ g \cdot mL^{-1}$.

Exemple	Pour 90,0 mL d'éthanol de masse volumique 0,790 $g \cdot mL^{-1}$: m = ρV = 0,790 × 90,0 = 71,1 g et d = 0,790.
Conversion utile	1 L = 1 000 mL · 1 m^3 = 1 000 L · 1 kg = 1 000 g.

THÈME 2 · CHAPITRE 1 · 07

La carte des conversions

La quantité de matière n est le carrefour

Dans une tâche complexe, les données ne conduisent pas toujours directement au résultat. Le réflexe le plus sûr consiste à passer par n, puis à utiliser la relation qui mène à la grandeur demandée.

Grandeur de départ	Vers n	Depuis n	Condition
Nombre N	$n = N / N_A$	$N = nN_A$	Entités définies
Masse m	$n = m / M$	$m = nM$	M connue
Volume d'un gaz V	$n = V / V_m$	$V = nV_m$	T et p fixées
Volume d'un corps pur V	$m = \rho V$ puis $n = m/M$	$m = nM$ puis $V = m/\rho$	ρ et M connues

Méthode universelle en 6 étapes

Étape	Action
1	Identifier précisément l'entité chimique et la grandeur recherchée.
2	Lister les données avec leurs unités.
3	Convertir les unités pour les rendre compatibles.
4	Choisir la relation littérale avant de remplacer par les valeurs.
5	Calculer en conservant quelques chiffres supplémentaires.
6	Donner l'unité, arrondir et vérifier l'ordre de grandeur.

Contrôle rapide	Le résultat est-il positif ? L'unité obtenue correspond-elle à la grandeur demandée ? Le nombre de chiffres significatifs est-il raisonnable ?

THÈME 2 · CHAPITRE 1 · 08

Exemple guidé : le paracétamol

Énoncé

On considère $n = 2{,}00 \times 10^{-5}$ mol de paracétamol $C_8H_9NO_2$. Sa masse volumique vaut $\rho = 1{,}293$ g·mL^{-1}. Déterminer la masse puis le volume de solide correspondant.

1. Calcul de la masse molaire

$$M = 8\times12{,}0 + 9\times1{,}0 + 14{,}0 + 2\times16{,}0 = 151 \text{ g·mol}^{-1}$$

2. Calcul de la masse

$$m = nM = 2{,}00 \times 10^{-5} \times 151 = 3{,}02 \times 10^{-3} \text{ g}$$

3. Calcul du volume

$$V = m / \rho = (3{,}02 \times 10^{-3}) / 1{,}293 = 2{,}34 \times 10^{-3} \text{ mL}$$

Résultat	Cet échantillon correspond à 3,02 mg de paracétamol et occupe environ 2,34 µL. Le passage g → mg et mL → µL facilite l'interprétation.
Chaîne utilisée	quantité de matière n → masse m → volume V

THÈME 2 · CHAPITRE 1 · 09

Exemple guidé : l'éthanol

Énoncé

Un volume de 2,00 cL d'éthanol pur C_2H_6O est ingéré. On donne $\rho = 0{,}790$ g·mL^{-1}. Déterminer le nombre de molécules d'éthanol.

Étape	Calcul	Résultat
Conversion	2,00 cL = 20,0 mL	V = 20,0 mL
Masse	$m = \rho V = 0{,}790 \times 20{,}0$	m = 15,8 g
Masse molaire	$M = 2\times12{,}0 + 6\times1{,}0 + 16{,}0$	M = 46,0 g·mol^{-1}
Quantité	$n = m/M = 15{,}8/46{,}0$	n = 0,343 mol
Molécules	$N = nN_A = 0{,}343 \times 6{,}022\times10^{23}$	$N = 2{,}07\times10^{23}$

Résultat — Le volume contient environ $2{,}07 \times 10^{23}$ molécules d'éthanol.

Le raisonnement en chaîne

$$\mathbf{V \rightarrow m = \rho V \rightarrow n = m/M \rightarrow N = nN_A}$$

Chaque flèche correspond à une relation du cours.

Erreur à éviter — Ne pas utiliser V/V_m ici : l'éthanol étudié est un liquide, pas un gaz. On utilise donc sa masse volumique.

THÈME 2 · CHAPITRE 1 · 10

Exemple guidé : tableau du glucose

Données

Pour le glucose $C_6H_{12}O_6$: M = 180 g·mol^{-1} et ρ = 1,544 g·mL^{-1}. Un tableau peut donner n, m, V ou N. Il faut partir de la donnée connue, retrouver n, puis compléter les autres lignes.

Donnée initiale	Calcul de n	Puis calculer
n connue	aucun	m = nM ; V = m/ρ ; N = nN_A
m connue	n = m/M	V = m/ρ ; N = nN_A
V connu	m = ρV puis n = m/M	N = nN_A
N connu	n = N/N_A	m = nM ; V = m/ρ

Application : échantillon de 5,00 g

Grandeur	Relation	Valeur
Quantité n	n = m/M	5,00 / 180 = 2,78×10^{-2} mol
Volume V	V = m/ρ	5,00 / 1,544 = 3,24 mL
Molécules N	N = nN_A	2,78×10^{-2} × 6,022×10^{23} = 1,67×10^{22}

Conseil	Dans un tableau, conservez les valeurs non arrondies dans la calculatrice et n'arrondissez qu'au moment de reporter chaque résultat.

THÈME 2 · CHAPITRE 1 · 11

Synthèse et réflexes à retenir

Situation	Relation à utiliser
Compter les entités	$n = N/N_A \cdot N = nN_A$
Relier masse et moles	$n = m/M \cdot m = nM$
Gaz à T et p données	$n = V/V_m \cdot V = nV_m$
Corps pur de masse volumique ρ	$\rho = m/V \cdot m = \rho V \cdot V = m/\rho$
Molécule	M = somme des masses molaires atomiques

Erreurs fréquentes

- Oublier de convertir kg en g, L en mL ou m^3 en L avant le calcul.
- Confondre le volume molaire V_m d'un gaz et la masse volumique ρ d'un corps.
- Oublier les indices lors du calcul d'une masse molaire moléculaire.
- Donner un nombre sans unité, sans arrondi cohérent ou sans préciser l'entité comptée.

Le réflexe gagnant	Écrire d'abord la relation littérale, vérifier les unités, puis seulement remplacer par les valeurs numériques.

Auto-évaluation express

Question	Réponse
Combien de molécules dans 0,50 mol ?	$3{,}01\times10^{23}$ molécules
Quelle quantité dans 36,0 g d'eau ?	2,00 mol
Quel volume pour 0,25 mol de gaz à 20 °C ?	6,0 L avec $V_m = 24\ L\cdot mol^{-1}$
Quelle masse pour 50 mL d'éthanol ?	39,5 g avec $\rho = 0{,}790\ g\cdot mL^{-1}$

Vous êtes prêt à traiter la feuille d'exercices du chapitre 1.