

n chimie : comprendre la quantité de matière sans confusion

n en chimie désigne la quantité de matière en mole. Formules, exemples et différences avec N, N_a , C, V, m et M.

Éducation lycée — méthodes, fi

Mis à jour le 29 avril 2026

En chimie, n désigne la quantité de matière, exprimée en mole (mol). Elle permet de relier une masse, un volume, une concentration ou un nombre d'entités à la quantité réelle d'espèces chimiques présentes.

« Madame, pourquoi on met n ici et N là ? » C'est l'une des questions que j'entends le plus souvent en lycée, et elle est légitime : une simple lettre peut faire basculer tout un calcul. En chimie, n sert partout, des solutions aux gaz en passant par les réactions chimiques. Pourtant, les confusions avec N, N_a , m, M, C ou V restent très fréquentes. Pour avancer sereinement, il faut une méthode simple : identifier ce que l'on connaît, repérer l'unité, puis choisir la bonne formule. C'est exactement ce qui permet d'éviter les erreurs classiques au bac.

En bref : les réponses rapides

Quelle différence entre n et N en chimie ? — n est la quantité de matière en moles, alors que N est le nombre d'entités microscopiques. Les deux sont reliés par la relation $N = n \times N_A$.

Quand utiliser $n = m/M$ et quand utiliser $n = C \times V$? — On utilise $n = m/M$ quand on connaît la masse d'un échantillon pur et sa masse molaire. On utilise $n = C \times V$ pour une solution dont on connaît la concentration molaire et le volume.

Pourquoi l'unité de n est-elle la mole ? — La mole permet de compter indirectement des quantités immenses d'atomes, de molécules ou d'ions. Elle relie ainsi le monde microscopique aux mesures faites au laboratoire.

Comment savoir si N désigne l'azote ou le nombre d'entités ? — Le contexte permet de trancher. Si N apparaît avec une unité chimique ou dans une formule comme $N = n \times N_A$, c'est le nombre d'entités ; s'il apparaît dans une formule d'espèce comme N_2 , c'est l'élément azote.

Que signifie n en chimie ? La définition simple à retenir

En **chimie**, **n** désigne la **quantité de matière**. Son unité est la **mole**, notée mol . Cette grandeur relie le monde microscopique, celui des atomes, ions ou molécules, à des mesures concrètes comme la masse, le volume d'un gaz ou la concentration d'une solution. Si vous vous demandez *que signifie n en chimie*, retenez donc ceci : **n** mesure une quantité d'entités chimiques, mais sous une forme adaptée aux calculs du laboratoire et du lycée.

La **quantité de matière** est une grandeur physique du **Système international d'unités**. Elle sert à compter sans manipuler des nombres gigantesques. En pratique, personne n'écrit le nombre exact de molécules contenues dans un échantillon courant. On utilise la **mole**, qui joue le rôle d'une unité de comptage. Une mole correspond à un très grand nombre d'entités élémentaires, fixé par le **nombre d'Avogadro** N_A . En **physique-chimie**, cette idée est centrale au **lycée**, car elle permet de passer d'une écriture symbolique, comme une équation chimique, à des calculs réels sur des réactifs, des produits, des solutions et des gaz.

La confusion la plus fréquente concerne **N** et **n**. Les deux notations ne désignent pas la même chose. N représente un **nombre d'entités** : par exemple un nombre d'atomes ou de molécules, sans unité. n , lui, représente une **quantité de matière**, exprimée en moles. Le lien entre les deux passe par N_A , souvent noté en **NA chimie** dans les cahiers et les manuels. La relation à connaître est

$$N = n \times N_A$$

avec $N_A \approx 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$. Cette écriture montre bien la différence de nature entre les grandeurs : N compte des entités, alors que n traduit ce comptage dans une unité pratique pour les calculs.

Dans les exercices de **n chimie**, cette grandeur apparaît partout. Elle permet de relier la masse à la masse molaire avec $n = \frac{m}{M}$, le nombre d'entités à la mole avec $n = \frac{N}{N_A}$, ou encore la concentration et le volume d'une solution avec $n = C \times V$. Plus tard, elle intervient aussi pour les gaz. La vraie clé, ce n'est pas d'apprendre une définition isolée. C'est de comprendre la **signification physique** de n : une passerelle entre ce qu'on ne voit pas et ce qu'on mesure. Quand cette idée est claire, les formules deviennent plus logiques et les erreurs entre N , n , C , V , m et M diminuent nettement.

À retenir

n est la **quantité de matière**, exprimée en **moles** ; N est un nombre d'entités ; le passage de l'un à l'autre se fait avec le **nombre d'Avogadro**

N_A .

n , N et N_A : la différence que les élèves confondent souvent

En chimie, n désigne la **quantité de matière** et s'exprime en **mol**. En revanche, N est le *nombre d'entités* chimiques, donc un simple nombre sans unité. Enfin, N_A est la constante d'Avogadro, soit le nombre d'entités contenues dans une mole. La relation correcte est

$$N = n \times N_A$$

et, par conséquent, $n = \frac{N}{N_A}$.

Prenons un exemple simple. Si un échantillon contient $2,0$ **mol** de molécules d'eau, alors il renferme

$$N = 2,0 \times N_A$$

entités. Si, au contraire, on connaît le nombre de molécules, on retrouve la quantité de matière avec $n = \frac{N}{N_A}$.

Elle est fautive, car elle divise une grandeur par une constante sans changer de sens physique. Réviser la notation : $n = \frac{N}{N_A}$ relie les deux.

I

Calculer une quantité de matière (mol) \Leftrightarrow Exercice | Seconde | Chimie — Paul Olivier

Comment calculer n en chimie : les formules à connaître selon les données

Pour **calculer le n** en chimie, il faut choisir la relation adaptée aux données fournies. Avec une masse, on utilise $n = \frac{m}{M}$. En solution, c'est $n = C \times V$. Avec un nombre d'entités, on prend $n = \frac{N}{N_A}$. Pour un gaz, on peut aussi passer par le **volume molaire** ou, en Terminale, par la **loi des gaz parfaits**.

Le cas le plus fréquent au lycée part d'une masse. Si l'énoncé donne la masse m d'un échantillon et la **masse molaire** M , la formule à appliquer est $n = m/M$, soit

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

avec n en mol, m en g et M en g·mol⁻¹. La cohérence des unités est décisive. Si la masse est en kg, il faut généralement la convertir en g avant le calcul, sauf si M est aussi exprimée en kg·mol⁻¹. Cette méthode convient pour un solide, un liquide pur ou un gaz, dès lors que la masse est connue. En revanche, ne confondez pas M , grandeur molaire, et m , grandeur mesurée sur la balance. C'est une erreur classique, surtout lorsque les lettres se ressemblent dans les exercices rapides.

Dans une **solution chimique**, on utilise la **concentration molaire** C et le **volume** V de solution. La relation correcte est $n = C \times V$, c'est-à-dire

$$n = C \times V$$

avec C en mol·L⁻¹ et V en L. Si le volume est donné en mL, il faut le convertir : 250 mL = 0,250 L. L'erreur à corriger explicitement est celle-ci : $n \neq \frac{C}{V}$. On ne divise pas la concentration par le volume ; on les multiplie, puisque la concentration exprime déjà une quantité de matière par litre. Par conséquent, si vous cherchez *n chimie formule* ou *comment calculer le n* dans un exercice de dosage simple, le réflexe attendu est bien $n = C \times V$.

Si l'énoncé donne un nombre d'atomes, de molécules ou d'ions, il faut relier l'échelle microscopique à l'échelle molaire. On applique alors $n = \frac{N}{N_A}$, soit

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

où N est le nombre d'entités et N_A la constante d'Avogadro, environ $6,02 \times 10^{23}$ mol⁻¹. Beaucoup d'élèves confondent N et n : le premier compte les entités, le second mesure une quantité de matière en mole. Pour un gaz, une autre voie existe. Si le **volume molaire** V_m est connu, on peut écrire

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

avec des unités homogènes, souvent en L et L·mol⁻¹. Enfin, à un niveau plus avancé, la **loi des gaz parfaits** donne

$$pV = nRT$$

puis

$$n = \frac{pV}{RT}$$

, utile surtout en Terminale selon les usages du cours.

Données connues	Formule pour	Unités attendues
Masse m et masse molaire M	$n = \frac{m}{M}$	en g, en g·mol ⁻¹ , en mol
Concentration molaire C et volume V	$n = C \times V$	en mol·L ⁻¹ , en L
Nombre d'entités N	$n = \frac{N}{N_A}$	sans unité, en mol
Volume d'un gaz V et volume molaire V_m	$n = \frac{V}{V_m}$	en L, en L·mol ⁻¹
Pression p , volume V , température T	$n = \frac{pV}{RT}$	Unités compatibles avec dans $pV = nRT$

Quelle formule choisir selon l'énoncé ?

Pour choisir la bonne relation, repérez d'abord les **grandeurs données**, puis la **nature du système** : solide, solution ou gaz. Si l'énoncé donne une masse m et une masse molaire M , utilisez $n = \frac{m}{M}$. S'il donne une concentration C et un volume V , appliquez $n = C \times V$. S'il donne un nombre d'entités N , prenez $n = \frac{N}{N_A}$.

Vérifiez ensuite les **unités**, car c'est souvent là que l'erreur commence. La masse m s'exprime en g ou kg, mais M doit être cohérente, souvent en g·mol⁻¹. Pour une solution, V doit généralement être en L si C est en mol·L⁻¹. Pour un gaz, l'énoncé peut fournir un volume molaire V_m , donc $n = \frac{V}{V_m}$, ou mobiliser la loi des gaz parfaits, $pV = nRT$. Enfin, contrôlez le résultat : la quantité de matière s'exprime toujours en **mol**. Si vous obtenez des g, des L ou un nombre pur, la formule choisie, ou l'unité, est sans doute incorrecte.

Exemples corrigés : masse, solution, atomes et gaz

Les exercices sur **n en chimie** reposent presque toujours sur quatre cas : une masse, une solution, un nombre d'entités ou un gaz. Si vous choisissez la bonne relation et gardez des *unités cohérentes*, le **calcul quantité de matière** devient direct, même en stœchiométrie.

Premier **exemple quantité de matière** avec un corps pur. On cherche n pour de l'eau liquide pure de masse $m = 18\text{g}$. La masse molaire de l'eau vaut $M(\text{H}_2\text{O}) = 18,0\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$. On applique la formule centrale :

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

Donc

$$n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{18}{18,0} = 1,0\text{ mol}$$

Le réflexe utile est simple : **masse en grammes**, masse molaire en $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$, puis résultat en mol. Beaucoup d'élèves mélangent m et M , alors que m désigne la masse de l'échantillon et M la masse molaire de l'espèce. Dans un **n chimie exercice**, cette distinction suffit souvent à éviter l'erreur de départ.

Deuxième cas, très fréquent en solution. Une solution de dioxygène dissous ou d'un soluté quelconque a une concentration molaire $C = 0,20\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$ et un volume $V = 250\text{mL}$. Avant tout calcul, on convertit le volume : $250\text{mL} = 0,250\text{L}$. La relation correcte est

$$n = C \times V$$

donc

$$n = 0,20 \times 0,250 = 0,050\text{ mol}$$

Ici, la difficulté ne vient pas de la formule, mais des unités. Si V reste en millilitres, le résultat devient faux. C ne doit pas être confondu avec une masse volumique, et V ne donne pas directement une quantité de matière sans concentration. En revanche, dès que la solution est décrite par C et V , la méthode est immédiate.

Troisième cas : on part du nombre d'entités. Si un échantillon contient $N = 3,01 \times 10^{23}$ molécules de diazote, alors $n = \frac{N}{N_{\text{A}}}$ avec $N_{\text{A}} = 6,02 \times 10^{23}\text{mol}^{-1}$. On obtient $n(\text{N}_2) = \frac{3,01}{6,02} = 0,5\text{ mol}$.

$10^{23} \times 0.05 \text{ mol}$ = 5×10^{21} molécules

Exemple permuté : 10^{23} est l'élément N , la molécule N_2 désigne théoriquement deux atomes séparés, écriture utile en symbolique mais pas pour le gaz usuel de l'air.

Erreurs fréquentes

Confondre n et N , oublier de convertir V_m en L , écrire N_2 quand on parle d'un atome d'azote, ou utiliser M à la place de m . En stœchiométrie, ces glissements faussent tout le raisonnement.

Dernier cas : un gaz. Pour $V = 4.8 L$ de dioxygène, avec un volume molaire $V_m = 24.0 L \cdot mol^{-1}$ dans les conditions données, on utilise $n = \frac{V}{V_m}$ donc

$$n(O_2) = \frac{4.8}{24.0} = 0.20 \text{ mol}$$

Cette méthode marche très bien au lycée, à condition que V_m soit fourni. **Bonus du prof** : si l'énoncé donne la pression, la température et le volume, il peut ouvrir vers la loi des gaz parfaits,

$$pV = nRT$$

néanmoins, dans la plupart des exercices courants, le volume molaire suffit largement. Le bon choix de formule reste la vraie compétence attendue.

Les pièges à éviter au lycée et au bac

Les erreurs sur n viennent surtout des **notations** et des **unités**. En *physique-chimie*, il faut distinguer n de N , ne pas confondre quantité de matière et concentration, écrire $n = C \times V$ et non $n = \frac{C}{V}$, convertir les volumes correctement, puis vérifier l'entité étudiée : atome, molécule ou **ion**.

Le piège le plus courant porte sur la question *qu'est-ce que le N en chimie*. Le **symbole N** peut désigner deux choses très différentes selon le contexte. Dans le **tableau périodique**, **N** est l'**azote** : si l'on demande *quel est l'élément N*, la réponse est l'azote, de **numéro atomique** $Z = 7$. En revanche, dans un exercice sur la quantité de matière, N désigne souvent le **nombre d'entités** chimiques, lié à n par la relation $N = n \times N_A$. Cette ambiguïté se lève par le contexte et par les unités. Si tu vois des moles, alors n est la quantité de matière. Si tu vois un entier immense sans unité, ou une relation avec N_A , alors N compte

des atomes, des molécules ou des ions. Au **baccalauréat**, cette lecture fine évite des contresens immédiats.

Autre confusion fréquente : mélanger **quantité de matière**, **masse** et **concentration**. La quantité de matière s'exprime en mole, la masse en gramme, la concentration molaire en $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$. Par conséquent, les formules ne sont pas interchangeables. On écrit $n = \frac{m}{M}$ si l'on connaît la masse m et la masse molaire M , mais on écrit $n = C \times V$ si l'on connaît la concentration molaire C et le volume V . L'erreur classique, parmi les *erreurs fréquentes quantité de matière*, consiste à écrire $n = \frac{m}{C}$, ce qui donne une unité absurde. Il faut aussi distinguer C et c quand le manuel ou le sujet les différencie : selon les usages, l'un peut désigner une concentration molaire, l'autre une concentration massique. Les programmes de l'**Éducation nationale** insistent justement sur cette rigueur d'écriture.

Les unités font perdre beaucoup de points, alors que la méthode est simple. Si la formule attend V en litre, un volume donné en millilitre doit être converti : $250 \text{ mL} = 0,250 \text{ L}$. Sinon, le résultat numérique est faux, même avec une bonne formule. Même vigilance pour la masse : 500 mg ne vaut pas 500 g , mais $0,500 \text{ g}$. Une autre confusion existe avec le **numéro atomique** Z : il indique le nombre de protons d'un élément, pas une quantité de matière. Ainsi, confondre $Z = 7$ pour l'azote avec N ou avec n n'a aucun sens physico-chimique. En fin de calcul, relis comme au bac : identifie l'espèce étudiée, vérifie la formule choisie, contrôle l'unité finale, puis demande-toi si l'ordre de grandeur est cohérent. Si tu trouves $n = 250$ moles dans un tube à essai, l'alerte doit être immédiate.

À retenir

n est une quantité de matière en mole. N peut être l'azote dans le tableau périodique ou le nombre d'entités dans un calcul. Le bon repère reste le contexte, la formule utilisée et l'unité obtenue.

Méthode express pour réussir tous les exercices sur n

Pour **réussir les exercices de chimie** sur n , suis toujours la même routine : repère les données, identifie l'échantillon, choisis la bonne relation, convertis les unités, puis contrôle le résultat final. Si la réponse n'est pas en **mol**, ou si l'unité ne colle pas, l'erreur est souvent déjà là.

- Lis la question exacte** : on te demande parfois n , parfois N , parfois une masse m ou une concentration C , donc cible d'abord l'inconnue.

2. **Identifie la nature de l'échantillon** : solide, liquide, solution ou gaz, car tu ne choisiras pas la même formule entre $n = \frac{m}{M}$, $n = C \times V$ ou $n = \frac{V}{V_m}$.
3. **Associe chaque grandeur à son symbole** : n en mol, m en g, M en g mol⁻¹, C en mol L⁻¹, V en L ou m³ selon le contexte, sans confondre avec v ni N_A .
4. **Convertis avant de calculer** : un volume en mL doit souvent devenir L, une masse en mg doit devenir g, sinon la méthode quantité de matière donne un résultat faux.
5. **Vérifie le sens physique** : une très petite masse ne peut pas donner un nombre énorme de moles, et la réponse finale doit être cohérente avec les données du sujet.

Cette **fiche de révision n chimie** devient vraiment utile quand tu l'appliques à des situations variées. En **réaction chimique**, n sert à exploiter les coefficients de l'équation et à construire un **bilan de matière**. En **dosage**, il relie la concentration au volume prélevé. En gaz, il permet d'utiliser le volume molaire ou, plus tard, la loi des gaz parfaits selon le niveau. C'est exactement l'esprit attendu au lycée et au **bac physique-chimie** : choisir la bonne relation, pas réciter toutes les formules. Les repères donnés par **Eduscol** et le **programme officiel** vont dans ce sens : comprendre les grandeurs, leurs unités et leur usage dans une résolution. Gardez cette routine en tête en contrôle. La FAQ qui suit répond justement aux confusions les plus fréquentes.

Comment trouver C en chimie ?

En chimie, C désigne souvent la concentration molaire d'une solution. Je la calcule avec la formule $C = n / V$, où n est la quantité de matière en mole et V le volume en litre. On peut aussi utiliser $C = m / (M \times V)$ si l'on connaît la masse dissoute m et la masse molaire M.

Quel est le nom de l'atome N ?

L'atome de symbole N s'appelle l'azote. Son numéro atomique est 7, ce qui signifie que son noyau contient 7 protons. Dans l'air, on le trouve surtout sous forme de diazote, noté N₂. Il ne faut pas confondre ce symbole chimique N avec n, qui représente souvent une quantité de matière.

Qu'est-ce que le N en chimie ?

En chimie, la majuscule N peut avoir plusieurs sens selon le contexte. Le plus courant est le symbole de l'élément azote. Mais N peut aussi désigner le nombre d'entités chimiques dans un échantillon, comme des atomes, molécules ou ions. Je conseille donc de toujours lire la formule ou l'énoncé pour éviter toute confusion.

Comment calculer le n ?

En physique-chimie, n est la quantité de matière, exprimée en mole. Je peux la calculer de plusieurs façons : $n = m / M$ avec la masse m et la masse molaire M , $n = C \times V$ pour une solution, ou encore $n = N / N_A$ si je connais le nombre d'entités. Le choix dépend des données du problème.

Qu'est-ce que les n ?

Le symbole n désigne la quantité de matière. Quand on parle de « les n », on évoque souvent plusieurs quantités de matière dans une réaction chimique : n des réactifs, n des produits, n initial, n final. Cette grandeur permet de relier masse, volume, concentration et nombre d'entités dans les calculs chimiques.

C'est quoi n'en Physique-chimie ?

En physique-chimie, n représente la quantité de matière d'une espèce chimique. Son unité est la mole. C'est une grandeur essentielle pour faire des calculs de réaction, de concentration ou de composition. En classe, j'insiste souvent sur cette idée : n sert à compter les entités microscopiques de manière pratique à l'échelle du laboratoire.

que signifie n en chimie

En chimie, n signifie généralement la quantité de matière. Elle mesure combien il y a d'atomes, de molécules ou d'ions dans un échantillon, mais de façon adaptée aux très grands nombres. Son unité est la mole. On l'utilise dans les formules $n = m / M$, $n = C \times V$ ou $n = N / N_A$.

Comment calculer n avec n et na ?

Si la question vise le lien entre le nombre d'entités N et la constante d'Avogadro N_A , alors la formule est $n = N / N_A$. Ici, n est la quantité de matière en mole, N le nombre d'entités, et N_A vaut environ $6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$. Inversement, on peut écrire $N = n \times N_A$.

Retenez l'essentiel : n correspond toujours à une quantité de matière en mole. Pour la trouver, partez des données de l'énoncé et des unités : masse, concentration, volume, nombre d'entités ou gaz. Si vous distinguez clairement n , N et N_A , puis m , M , C et V , la plupart des exercices deviennent beaucoup plus lisibles. Un bon réflexe pour le bac : écrire d'abord la grandeur cherchée, son unité, puis seulement la formule adaptée.

[Continue sur lycee-condorcet.fr](https://www.lycee-condorcet.fr)

Lycée Condorcet - Document pédagogique