

Masse molaire, volume molaire et concentration

Compter la matière en moles à partir d'une masse, d'un volume de gaz ou d'une solution, et **préparer une solution par dissolution ou par dilution.**



1 Quatre parties, une vraie progression

Le cours essentiel, des méthodes pas à pas, un QCM de tête et des exercices corrigés. On part d'une masse pesée au laboratoire, on arrive à une solution préparée à la concentration voulue.

2 « Les erreurs qui coûtent des points »

Dans chaque partie, les erreurs classiques du chapitre, en $X / \checkmark$, avec le réflexe qui les évite. Et le barème d'une question type, décrypté sur un exemple.

3 Rien que le programme officiel

Les capacités exigibles de la rubrique, et pas une de plus. **Tu sais pourquoi tu travailles chaque exercice.**

4 L'essentiel pour réviser

Le formulaire des cartes sur une page, la table des masses molaires du pack, et les plans de réponse de chaque type de question.

4

parties
progressives

16

exercices corrigés
pas à pas

16

cartes
repères

8

méthodes
pas à pas

Conforme au programme de **physique-chimie de première générale, enseignement de spécialité** - annexe de l'arrêté du 17 janvier 2019, B.O. spécial n° 1 du 22 janvier 2019. Thème « Constitution et transformations de la matière », partie « 1. Suivi de l'évolution d'un système, siège d'une transformation », sous-partie « **A) Détermination de la composition du système initial à l'aide de grandeurs physiques** ». Un test de positionnement en page 3 t'indique par où commencer.

« Une balance pèse des grammes,
une réaction se compte en moles. »

Génies des Sciences

Méthodes & entraînement · Lycée

www.geniesdessciences.com

QUESTIONS	PARTIE	SI TU RATES L'UNE D'ELLES...
1 à 4	1	la masse molaire, et la quantité de matière à partir d'une masse
5 à 8	2	le volume molaire d'un gaz et la masse volumique d'un liquide
9 à 12	3	la concentration en quantité de matière et la concentration en masse
13 à 16	4	préparer une solution par dissolution et par dilution

★ Comment lire ton résultat

Les réponses sont en tête des corrigés, page 24 : ne les consulte qu'une fois tes seize réponses écrites. Une réponse « je ne sais pas » ou fausse compte pour une question non sue.

14 à 16 bonnes réponses : enchaîne les quatre parties dans l'ordre, en te concentrant sur les exercices ★★★. **9 à 13** : commence par les parties où une question est restée sans bonne réponse, puis reprends les autres.

8 ou moins : fais les quatre parties dans l'ordre, sans en sauter une seule : le pack est construit pour ce parcours complet.

Le conseil du prof

Ce test n'est pas une note, c'est une boussole. Son seul but est de te dire où passer ton temps en premier : inutile de reprendre une partie que tu maîtrises déjà, mieux vaut la garder pour la fin.

C'est pour cela que l'honnêteté compte plus que le score : une réponse devinée au hasard qui tombe juste t'enverrait sauter une partie que tu ne sais pas vraiment faire. Si tu hésites, coche « je ne sais pas » : **le test travaille pour toi, pas contre toi.**



Note bien tes seize réponses sur une feuille avant d'ouvrir les corrigés : en les comparant d'un coup, tu verras tout de suite les parties à reprendre, au lieu de corriger question par question. Et garde cette feuille : après avoir travaillé le pack, refaire le test est une façon simple de mesurer ce que tu as gagné. Ce test ne demande aucun long calcul : les quelques nombres qu'il contient se retrouvent de tête, et une question qui exige la calculatrice n'y a pas sa place. Si une question te prend plus qu'un instant de réflexion, c'est déjà le signe que la partie correspondante mérite d'être retravaillée.



La masse molaire sert surtout à une chose : passer de la masse pesée m à la **quantité de matière** n . Puisque M est la masse d'une mole, le nombre de moles contenues dans une masse m s'obtient en divisant m par M , comme on obtient un nombre de paquets en divisant une masse totale par la masse d'un paquet.

F4 LA QUANTITÉ DE MATIÈRE D'UN CORPS PUR

PAR CŒUR

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

n est la quantité de matière, en mole (mol) ; m est la masse de l'échantillon, en gramme ; M est la masse molaire, en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$. Les unités s'accordent : des grammes divisés par des $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ donnent bien des mol. Le chemin inverse est une multiplication : $m = n \times M$.

5 Les méthodes, pas à pas

MÉTHODE

1 Calculer la masse molaire d'une molécule

1 Je lis la formule brute.

Je note chaque élément et son indice, un indice absent valant 1.

2 Je relève chaque masse molaire atomique.

Je la prends dans la table fournie par l'énoncé.

3 Je multiplie puis j'additionne.

Pour chaque élément, indice multiplié par masse molaire atomique ; puis la somme de toutes ces contributions.

4 J'écris le résultat avec son unité.

La masse molaire est en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

L'EXEMPLE RÉDIGÉ

Calculer la masse molaire du glucose, de formule brute $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, à partir des masses molaires atomiques de la carte F2.

La formule donne 6 atomes de carbone, 12 atomes d'hydrogène et 6 atomes d'oxygène.

J'écris la somme des contributions :

$$M = 6 \times M(\text{C}) + 12 \times M(\text{H}) + 6 \times M(\text{O}).$$

$$\text{Soit } M = 72,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} + 12,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} + 96,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} =$$

$$180,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

2 Passer d'une masse à une quantité de matière, et réciproquement

1 Je calcule la masse molaire de l'espèce.

C'est la méthode 1, à faire une fois pour toutes.

2 J'écris la formule littérale.

$n = m/M$ pour aller de la masse à la quantité ; $m = n \times M$ pour revenir en arrière.

3 Je remplace par les valeurs, avec leurs unités.

La masse en gramme, la masse molaire en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

4 J'écris le résultat à trois chiffres significatifs,

avec son unité, la mole ou le gramme.

L'EXEMPLE RÉDIGÉ

Un morceau de sucre contient 5,40 g de glucose, de masse molaire $180,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$. Quelle quantité de matière cela représente-t-il ?

J'écris la formule, puis je remplace : $n = \frac{m}{M} =$

$$\frac{5,40 \text{ g}}{180,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 3,00 \times 10^{-2} \text{ mol}.$$

Dans l'autre sens, pour 0,250 mol de glucose :

$$m = n \times M = 0,250 \text{ mol} \times 180,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 45,0 \text{ g}.$$

TROIS CHIFFRES SIGNIFICATIFS ET ÉCRITURE SCIENTIFIQUE, EN BREF

Les **chiffres significatifs** d'un résultat se comptent à partir du premier chiffre autre que zéro, de gauche à droite. Ainsi 0,6154 en compte quatre (6, 1, 5 et 4), et 180,0 en compte aussi quatre (les zéros placés après un chiffre comptent).

Arrondir à trois chiffres significatifs : on garde les trois premiers chiffres significatifs, puis on regarde le chiffre juste après. S'il vaut 5 ou plus, on augmente de 1 le dernier chiffre gardé ; sinon on le laisse tel quel. Par exemple $0,6154 \approx 0,615$ (le chiffre suivant est un 4) et $0,8587 \approx 0,859$ (le chiffre suivant est un 7).

Écriture scientifique : un nombre écrit sous la forme $a \times 10^n$, avec un seul chiffre non nul avant la virgule. Elle est commode pour les nombres très petits ou très grands : $3,00 \times 10^{-2} \text{ mol} = 0,0300 \text{ mol}$.



1 Confondre la masse et la masse molaire

✗ « la masse molaire de l'eau vaut 18,0 g » · ✓ $M(\text{H}_2\text{O}) = 18,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$. La masse molaire n'est pas une masse, c'est une masse **par mole** : son unité comporte le mol^{-1} . Une masse en gramme et une masse molaire en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ ne se comparent pas.

Le réflexe : relis l'unité du résultat : si c'est une masse molaire, elle se termine par mol^{-1} .

2 Oublier un indice dans la somme

✗ $M(\text{CO}_2) = 12,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} + 16,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 28,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ · ✓ la formule CO_2 compte **deux** atomes d'oxygène : $M(\text{CO}_2) = 12,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} + 2 \times 16,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 44,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$. L'indice 2 multiplie la masse molaire de l'oxygène.

Le réflexe : écris chaque indice comme un facteur, même quand il vaut 1, avant de taper quoi que ce soit.

3 Poser la division à l'envers

✗ $n = \frac{m}{M} = \frac{45,0 \text{ g}}{180,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 4,00 \text{ mol}$ · ✓ c'est 180 divisé par 45 qui donne 4,00, pas l'inverse. La quantité de matière vaut $\frac{45,0 \text{ g}}{180,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} =$

0,250 mol : c'est la masse qui va au numérateur.

Le réflexe : contrôle l'ordre de grandeur : quelques grammes d'une espèce de masse molaire voisine de $100 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ font une petite fraction de mole, pas plusieurs moles.

7 Le QCM express

DE TÊTE, SANS CALCULATRICE

1. Qu'est-ce que la masse molaire d'une espèce ?
2. Quelle est l'unité d'une masse molaire ?
3. Où lit-on une masse molaire atomique ?
4. Donner la masse molaire du dioxygène O_2 , avec $M(\text{O}) = 16,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.
5. Combien d'atomes la formule $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ compte-t-elle ?
6. Quelle relation donne la quantité de matière à partir de la masse ?
7. 20,0 g d'une espèce de masse molaire $40,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$: combien de moles ?
8. Comment retrouve-t-on la masse à partir de la quantité de matière ?

Cache cette ligne pendant que tu réponds. Réponses : 1. la masse d'une mole d'entités de cette espèce - 2. le $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ - 3. dans le tableau périodique - 4. $32,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ - 5. 9 atomes ($2 + 6 + 1$) - 6. $n = m/M$ - 7. 0,500 mol - 8. en multipliant par la masse molaire, $m = n \times M$

8 Exercices

DU PLUS SIMPLE AU PLUS COSTAUD

Exercice 1 Quatre masses molaires à calculer

★★★ □

Données. Masses molaires atomiques : $M(\text{H}) = 1,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$, $M(\text{C}) = 12,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$, $M(\text{O}) = 16,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$, $M(\text{Na}) = 23,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$, $M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

1. Donner, pour chacune des espèces suivantes, le nombre d'atomes de chaque élément : l'eau H_2O , le dioxyde de carbone CO_2 , le chlorure de sodium NaCl , l'éthanol $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$.
2. Calculer la masse molaire de l'eau H_2O .
3. Calculer la masse molaire du dioxyde de carbone CO_2 .
4. Calculer la masse molaire du chlorure de sodium NaCl .
5. Calculer la masse molaire de l'éthanol $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$.



✓ Les corrigés détaillés

La rédaction modèle est à gauche, les remarques du correcteur à droite. Compare **ta rédaction**, pas seulement tes résultats : le correcteur note le raisonnement qu'il peut suivre, pas seulement la valeur finale.

✓ Les réponses du test de positionnement (page 3)

1. c - 2. b - 3. b - 4. a - 5. b - 6. a - 7. a - 8. b - 9. b - 10. c - 11. b - 12. a - 13. b - 14. c - 15. a - 16. b



Comment lire un corrigé

Chaque réponse est écrite comme sur une copie : la donnée utilisée, la formule littérale, l'application numérique avec les unités, puis la conclusion. Quand ta réponse diffère de la mienne, cherche **où** les deux chemins se séparent : c'est ce point précis qu'il faut retravailler, pas l'exercice entier. Avant de comparer, relis ta copie avec la liste de vérifications de la page 32.

Les résultats sont arrondis à trois chiffres significatifs. Les masses molaires sont des sommes exactes de masses molaires atomiques, et gardent la précision de la table, au dixième de $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Exercice 1 Quatre masses molaires à calculer

- On lit les indices de chaque formule (F3) : **H_2O : 2 atomes d'hydrogène et 1 atome d'oxygène** ;
 CO_2 : 1 atome de carbone et 2 atomes d'oxygène ;
 NaCl : 1 atome de sodium et 1 atome de chlore ;
 $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$: 2 atomes de carbone, 6 atomes d'hydrogène et 1 atome d'oxygène.
- $M(\text{H}_2\text{O}) = 2 \times M(\text{H}) + M(\text{O}) = 2,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} + 16,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 18,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.
- $M(\text{CO}_2) = M(\text{C}) + 2 \times M(\text{O}) = 12,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} + 32,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 44,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.
- $M(\text{NaCl}) = M(\text{Na}) + M(\text{Cl}) = 23,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} + 35,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 58,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.
- $M(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) = 2 \times M(\text{C}) + 6 \times M(\text{H}) + M(\text{O}) = 24,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} + 6,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} + 16,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 46,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

★

Compter avant de calculer

Écris le nombre d'atomes de chaque élément avant de sortir la calculatrice. Une masse molaire fautive vient le plus souvent d'un indice mal lu, comme l'oubli du second oxygène de CO_2 .

L'unité, à chaque ligne

Chaque terme de la somme est déjà en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$: c'est cohérent, on additionne des masses molaires. Le résultat porte la même unité.

Exercice 2 D'une masse à une quantité de matière

★★

- La quantité de matière est le quotient de la masse par la masse molaire (F4) : $n = \frac{m}{M} = \frac{9,00 \text{ g}}{18,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,500 \text{ mol}$.
- De même : $n = \frac{23,4 \text{ g}}{58,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,400 \text{ mol}$.
- De même : $n = \frac{22,0 \text{ g}}{44,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,500 \text{ mol}$.
- L'eau et le dioxyde de carbone ont la même quantité de matière**, 0,500 mol, bien que leurs masses diffèrent : la masse molaire du dioxyde de carbone est plus grande, et il en faut donc une plus grande masse pour atteindre la même quantité de matière. Le chlorure de sodium, lui, est à 0,400 mol.
- Une quantité de 162 mol est **impossible** : 162 mol d'eau auraient une masse de $162 \text{ mol} \times 18,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 2,92 \times 10^3 \text{ g}$, soit près de trois kilogrammes, et non 9,00 g. L'élève a multiplié au lieu de diviser.

La formule littérale d'abord

La ligne $n = m/M$ vaut des points à elle seule : elle montre que la méthode est comprise, avant même l'application numérique. Le barème la note à part.

Le contrôle par la masse

Pour vérifier une quantité de matière, multiplie-la par la masse molaire : tu dois retrouver la masse de départ. C'est ce que fait la question 5 pour démasquer un résultat absurde.

