

CAHIER 2

Quantités de matière, réactions, gaz et solutions

Stœchiométrie rigoureuse, préparation et analyse quantitative

Cahiers de vacances — passage en L1

Niveau très exigeant — esprit prépa et ancienne série C

Version d'entraînement — sans corrigés

Objectif : rigueur, culture chimique, autonomie et préparation aux études scientifiques.



Image decorative en lien avec le theme general du cahier (mathematiques, etude), sans rapport avec un exercice precis

Présentation du cahier

Cette collection reprend les notions de chimie du cycle terminal et les prolonge vers la L1 et les classes préparatoires. Elle privilégie les bilans de matière complets, la justification des modèles, le calcul sans raccourci et la rédaction scientifique, dans l'esprit exigeant de l'ancienne série C.

Objectifs

- Maîtriser mole, bilan de matière, réactif limitant et rendement.
- Résoudre des problèmes de gaz parfaits et de mélanges.
- Préparer, diluer et analyser des solutions.
- Mettre en œuvre gravimétrie, spectrophotométrie et titrages.

Organisation

Partie	Contenu
1	Mole et stœchiométrie
2	Gaz et mélanges
3	Solutions et précipitations
4	Méthodes quantitatives

Méthode de travail

1. Écrire les équations chimiques équilibrées avant tout calcul.
2. Préciser les hypothèses, les unités et le nombre de chiffres significatifs.
3. Contrôler systématiquement conservation de la matière, des éléments et de la charge.
4. Chercher au moins vingt minutes avant de lire une piste.
5. Conserver une copie complète de tous les calculs et raisonnements.

Exercice 1. Du microscopique au macroscopique [Consolidation]

Un cristal de cuivre de masse 6,35 g est constitué d'atomes de cuivre.

- 1) Calculer la quantité de matière.
- 2) En déduire le nombre d'atomes.
- 3) Estimer la masse d'un atome de cuivre.

Données : $M(\text{Cu}) = 63,5 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $N_A = 6,022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.

Piste : Utiliser $n = m/M$ puis $N = nN_A$.

Espace de travail :

.....

.....

.....

.....

.....

Exercice 2. Analyse élémentaire d'un hydrocarbure [Approfondissement]

La combustion complète de 0,580 g d'un hydrocarbure produit 1,760 g de CO_2 et 0,900 g de H_2O .

Déterminer la formule empirique. La densité de vapeur par rapport à l'air vaut 2,00 ; proposer la formule moléculaire.

Données : $M(\text{air}) \approx 29,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Piste : Toute la matière en C est dans CO_2 ; toute la matière en H est dans H_2O .

Espace de travail :

.....

.....

.....

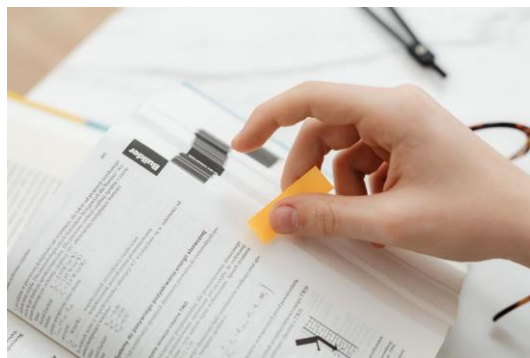
.....

.....

.....

.....

.....

**Exercice 3. Réactif limitant et rendement [Consolidation]**

On fait réagir 10,0 g d'aluminium avec 20,0 g de dichlore selon $2\text{Al} + 3\text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{AlCl}_3$.

- 1) Identifier le réactif limitant.
- 2) Calculer la masse théorique de AlCl_3 .
- 3) Si 18,5 g sont obtenus, calculer le rendement.

Données : $M(\text{Al}) = 27,0$; $M(\text{Cl}_2) = 71,0$; $M(\text{AlCl}_3) = 133,5 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Piste : Comparer $n(\text{Al})/2$ et $n(\text{Cl}_2)/3$.

Espace de travail :

.....

.....

.....

.....

.....

Exercice 4. Gaz parfait et pression partielle [Approfondissement]

Un récipient de 10,0 L à 298 K contient 0,200 mol de N_2 et 0,100 mol de O_2 .

- 1) Calculer la pression totale.
- 2) Calculer les fractions molaires et les pressions partielles.
- 3) Vérifier la loi de Dalton.

Données : $R=8,314 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$.

Piste : Utiliser $PV=nRT$ avec V en m^3 .

Espace de travail :

.....

.....

.....

.....

.....

Exercice 5. Gaz recueilli sur l'eau [Prépa]

Du dihydrogène est recueilli sur l'eau à 25 °C. Le volume mesuré est 245 mL sous 101,3 kPa. La pression de vapeur saturante de l'eau vaut 3,17 kPa.

Calculer la quantité de matière de H_2 , puis la masse de magnésium consommée dans $Mg + 2H^+ \rightarrow Mg^{2+} + H_2$.

Données : $M(Mg)=24,3 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Piste : La pression du gaz sec vaut la pression totale moins celle de la vapeur d'eau.

Espace de travail :

.....

.....

.....

.....

.....

Exercice 6. Préparation et dilution [Consolidation]

On veut préparer 250,0 mL de solution de NaOH à $0,200 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ à partir de pastilles pures.

- 1) Calculer la masse à peser.



- 2) Décrire le protocole.

- 3) Quel volume de cette solution faut-il prélever pour préparer 100,0 mL à $0,0500 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$?

Données : $M(NaOH)=40,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Piste : Pour la dilution, conserver la quantité de soluté.

Espace de travail :

.....

.....

.....

.....

.....

Exercice 7. Précipitation sélective [Approfondissement]

On mélange 50,0 mL de AgNO_3 à $0,100 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ et 100,0 mL de NaCl à $0,0300 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

- 1) Écrire l'équation ionique.
- 2) Identifier le réactif limitant.
- 3) Calculer la masse de AgCl formée et les concentrations finales des ions spectateurs.

Données : $M(\text{AgCl}) = 143,3 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Piste : $\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow \text{AgCl}(s)$, puis tenir compte du volume total.

Espace de travail :

.....

.....

.....

.....

.....

Exercice 8. Dosage gravimétrique du sulfate [Prépa]

Un échantillon de 0,500 g contenant des sulfates est dissous puis traité par excès de Ba^{2+} . On recueille 0,583 g de BaSO_4 .

Calculer la masse de SO_4^{2-} dans l'échantillon et son pourcentage massique.

Données : $M(\text{BaSO}_4) = 233,4$; $M(\text{SO}_4^{2-}) = 96,1 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Piste : Une mole de précipité contient une mole de sulfate.

Espace de travail :

.....

.....

.....

.....

.....

Exercice 9. Étalonnage par Beer-Lambert [Approfondissement]

Une série d'étalons donne : $C \text{ (mmol}\cdot\text{L}^{-1}) = 0, 1, 2, 3, 4$ et $A = 0,000 ; 0,152 ; 0,301 ; 0,455 ; 0,604$.

- 1) Vérifier la linéarité et estimer la pente.
- 2) Un échantillon dilué dix fois a une absorbance 0,377. Déterminer la concentration initiale.

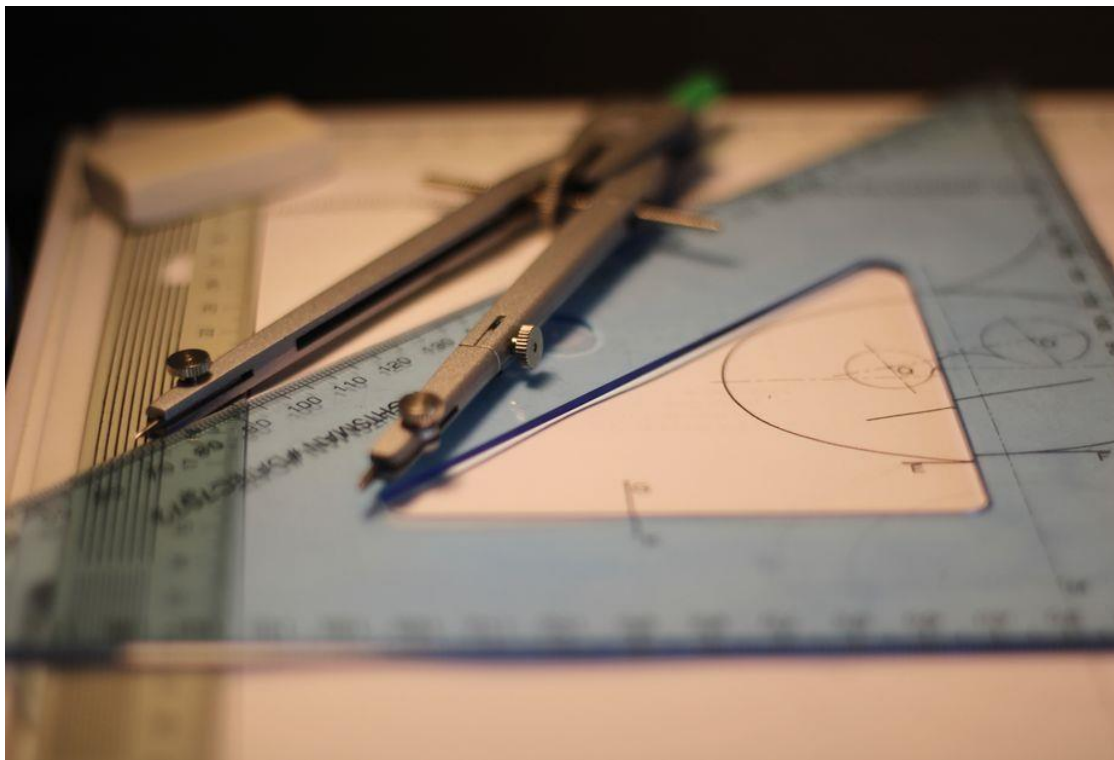


Figure geometrique pedagogique illustrant la notion

Piste : La droite passe pratiquement par l'origine ; utiliser $A=kC$.

Espace de travail :

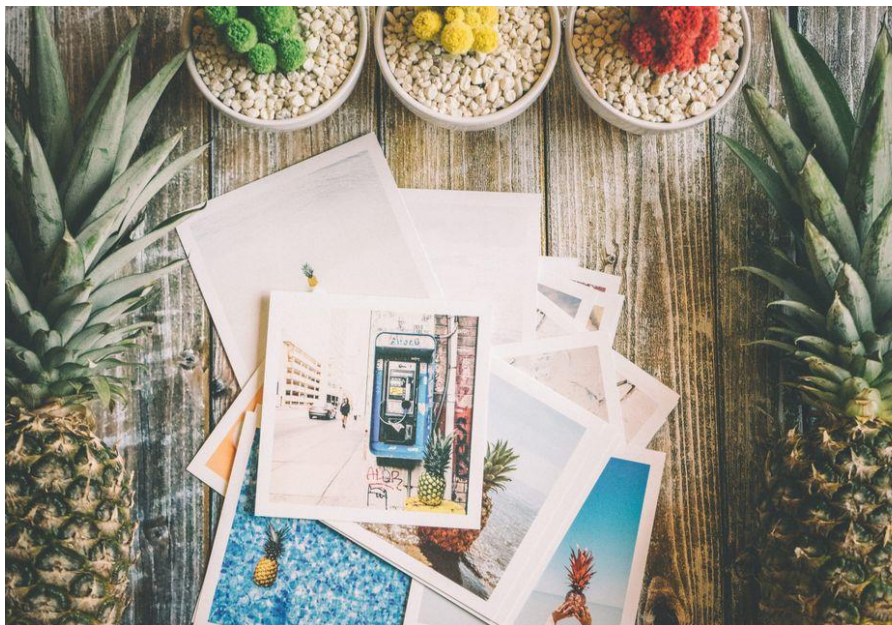


Image decorative en lien avec le theme general du cahier (mathematiques, etude), sans rapport avec un exercice precis

Exercice 10. Titrage d'un vinaigre [Approfondissement]

On dilue dix fois un vinaigre. Un volume de 10,0 mL de solution diluée est titré par NaOH à 0,100 mol·L⁻¹; l'équivalence est atteinte pour 13,2 mL.

Calculer la concentration molaire puis massique en acide éthanoïque du vinaigre initial.

Données : $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{OH}^- \rightarrow \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O}$; $M(\text{CH}_3\text{COOH}) = 60,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Piste : À l'équivalence, les quantités sont égales.

Espace de travail :

.....

.....

.....

.....

.....

Exercice 11. Pureté d'un carbonate [Prépa]

Un échantillon de 1,00 g de Na₂CO₃ impur réagit avec 30,0 mL de HCl à 1,00 mol·L⁻¹. L'acide restant est titré par 8,40 mL de NaOH à 0,500 mol·L⁻¹.

Déterminer la pureté massique en Na₂CO₃.

Données : $\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} \rightarrow 2\text{NaCl} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$; $M(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 106,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Piste : C'est un dosage en retour : retrancher l'acide restant de l'acide initial.

Espace de travail :

.....

.....

.....

.....

.....

Exercice 12. Grand problème : synthèse de l'ammoniac [Défi]

Une unité reçoit 100 kmol de N₂ et 280 kmol de H₂. La réaction $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$ a un taux de conversion de N₂ de 22 % par passage.

- 1) Déterminer les quantités en sortie du réacteur.
- 2) Après condensation totale de NH₃, calculer la composition du gaz recyclé.
- 3) Identifier le réactif globalement limitant et discuter l'intérêt du recyclage.

Piste : Raisonner en kmol avec un avancement de 22 kmol.

Espace de travail :

.....

.....

.....

.....

.....

Bilan personnel

Compétence	Maîtrisée	À retravailler
Équations et bilans de matière	☐	☐
Calculs et unités	☐	☐
Modèles et hypothèses	☐	☐
Rédaction scientifique	☐	☐
Autonomie	☐	☐

Conseil final : refaire les exercices marqués « Prépa » et « Défi » une semaine plus tard, sans consulter la solution.

