

Seconde Générale et Technologique

Physique-Chimie | Chapitre 5 : Quantité de matière

Enoncés des exercices

Les exercices sont classés en trois niveaux de difficulté :

- ★ Exercices d'application : comprendre les notions essentielles du cours
- ★★ Exercices d'entraînement : prendre les bons réflexes
- ★★★ Exercices d'approfondissement : aller plus loin

Exercices gratuits	Exercices sur abonnement*
★ 1	★ 2 – 3 – 4 – 5 – 6
★★ 7	★★ 8 – 9 – 10 – 11 – 12
★★★ 13	★★★ 14 – 15 – 16 – 17 – 18

Exercice 1 ★

Au feu les pompiers !

Un extincteur utilise un gaz comme agent extincteur : le dioxyde de carbone aussi appelé communément neige carbonique.

Un extincteur peut contenir une masse $m = 5,0 \text{ kg}$ de ce gaz.

Données :

Formule brute du dioxyde de carbone : CO_2 .

Masse de différents atomes : $m_{\text{C}} = 2,00 \cdot 10^{-26} \text{ kg}$; $m_{\text{O}} = 2,67 \cdot 10^{-26} \text{ kg}$.

- 1) Exprimer puis calculer la masse d'une molécule de dioxyde de carbone.
- 2) Exprimer puis calculer le nombre de molécules de dioxyde de carbone contenues dans l'extincteur.
- 3) Exprimer alors puis calculer quantité de matière de dioxyde de carbone correspondante.



Exercice 2 * ★

Déterminer une quantité de matière

Un morceau de sucre est constitué de molécules de saccharose dont la formule brute est $C_{12}H_{22}O_{11}$.

Données :

Masse des atomes : $m_H = 1,67 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$

$m_C = 2,01 \cdot 10^{-26} \text{ kg}$

$m_O = 2,67 \cdot 10^{-26} \text{ kg}$

Masse d'un morceau de sucre : $m_{\text{sucre}} = 5,0 \text{ g}$

Constante d'Avogadro : $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$



1. Calculer la masse d'une molécule de saccharose m_{sac} .
2. Déterminer le nombre de molécules de saccharose N_{sac} contenues dans un morceau de sucre.
3. En déduire la quantité de matière n_{sac} correspondante.

Exercice 3 * ★

Trophée en or

Un trophée est composé de 3727,5 g d'or pur.

1° Sachant que la masse d'un atome d'or pur est égale à $3,27 \times 10^{-22} \text{ g}$, déterminer le nombre N d'atomes d'or présents dans ce trophée.

2° En déduire la quantité de matière n_{or} d'or correspondante.

Donnée ; $N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.

Exercice 4 * ★

Une clé pour comprendre

Une clé constituée d'atomes de fer pèse une masse $m_{\text{clé}} = 10 \text{ g}$.

Données :

Masse d'un atome de fer : $m_{Fe} = 9,27 \cdot 10^{-26} \text{ kg}$.



- 1) Exprimer puis calculer le nombre d'atomes constituant cette clé. Exprimer ce nombre en langage courant en utilisant les mots : « milliard », « mille » (ou millier).

Exercice 5 * ★

Déterminer une quantité de matière

Un comprimé d'aspirine contient une masse $m = 500 \text{ mg}$ d'acide acétylsalicylique.
La molécule d'acide acétylsalicylique a pour formule $\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$



Données :

Masse des atomes : $m_{\text{H}} = 1,67 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$

$m_{\text{C}} = 2,01 \cdot 10^{-26} \text{ kg}$

$m_{\text{O}} = 2,67 \cdot 10^{-26} \text{ kg}$

Constante d'Avogadro : $N_{\text{A}} = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

1. Calculer la masse d'une molécule d'acide acétylsalicylique.
2. Calculer le nombre de molécules d'acide acétylsalicylique contenues dans un comprimé.
3. En déduire la quantité de matière correspondante.

Exercice 6 * ★

Oligoéléments

Le cuivre, le fer et le zinc, oligoéléments essentiels pour l'organisme, existent sous forme métallique.
Trois coupelles contiennent respectivement 63,5 g de cuivre, 55,8 g de fer et 65,4 g de zinc.
Dans quelle coupelle le nombre d'atome est-il le plus important.

Données : masse nucléon $m_{\text{nucléon}} = 1,67 \times 10^{-27} \text{ kg}$.

Symbole de l'élément	Cu	Fe	Zn
Numéro atomique	29	26	30
Nombre de masse	63	56	64

Exercice 7 ★★

Ozone et pollution atmosphérique

À très haute altitude, dans la haute atmosphère, l'ozone protège les organismes vivants en absorbant une partie des rayons UV. Mais à basse altitude, là où nous vivons et respirons, c'est un polluant qui irrite les yeux et l'appareil respiratoire, et qui a des effets sur la végétation.

Lors des pics de pollution en été, le seuil d'alerte est fixé à $240 \mu\text{g}$ par m^3 d'air sur une durée d'une heure.



Données :

Nombre de masse de l'oxygène : $A = 16$.

Formule brute de l'ozone : O_3 .

Masse d'un nucléon : $m_{\text{nucl}} = 1,67 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$.

- 1) Exprimer puis calculer la masse d'un atome d'oxygène.
- 2) En déduire la masse d'une molécule d'ozone.
- 3) Déterminer le nombre de molécules d'ozone présentes dans un m^3 d'air sur une durée de 8 heures en cas d'alerte à la pollution à l'ozone.

Exercice 8 * ★★

L'air que l'on respire

Avec une respiration « normale », nous inspirons et expirons environ 6,0 L d'air par minute.

Données :

- Composition de l'air en pourcentage volumique :
78% de diazote N_2 ; 21% de dioxygène O_2 ; 1% d'autres gaz
- Nombre moyen de cycles respiratoires en une minute : 12
- Volume d'une mole de gaz à pression et température normales : $V_m = 24 \text{ L}$
- Constante d'Avogadro : $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$
- Masse d'un atome d'oxygène : $m_O = 2,67 \cdot 10^{-26} \text{ kg}$

1. Calculer le volume d'air inspiré à chaque inspiration puis le volume de dioxygène V_{O_2} correspondant.
2. En déduire la quantité de matière n_{O_2} puis le nombre de molécules N_{O_2} de dioxygène contenu dans une inspiration.
3. Calculer la masse m_{dio} d'une molécule de dioxygène O_2 .
4. En déduire la masse m_{O_2} de dioxygène inspiré à chaque inspiration.

Exercice 9 * ★★

Eau oxygénée

Sur l'étiquette d'une solution d'eau oxygénée, on peut lire :

Peroxyde d'hydrogène : 3,0 g pour 100 g de solution.

1° L'eau oxygénée est commercialisée en flacon de 200 mL.

Déterminer la masse de peroxyde d'hydrogène contenue dans ce flacon..

2° Calculer le nombre de molécules de peroxyde d'hydrogène H_2O_2 correspondant.

3° En déduire la quantité de matière de peroxyde d'hydrogène.

Données : $\rho_{\text{eau oxygénée}} = 1,03 \text{ g.mL}^{-1}$; masses d'atomes $m_H = 1,67 \times 10^{-27} \text{ kg}$ et $m_O = 2,67 \times 10^{-27} \text{ kg}$; $N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

Exercice 10 * ★★

Première définition de la mole

En 1971, la première définition de la mole était énoncée ainsi : « Une mole est la quantité de matière contenant autant d'entités qu'il y a d'atomes dans 12 g de carbone 12. »

Données :

Masse d'un nucléon : $m_{nucl} = 1,67 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$;
Constante d'Avogadro : $N_A = 6,0 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.

- 1) Exprimer puis calculer la masse d'un atome de carbone 12.
- 2) Vérifier que la valeur de la constante d'Avogadro est bien cohérente avec la définition de la mole.

Exercice 11 * ★★

Les vertus du chocolat

Le chocolat a un pouvoir stimulant sur l'organisme.
Il contient de nombreux éléments chimiques indispensables comme le magnésium.
Un carence en magnésium entraîne du stress, de la fatigue entre autres.



Une tablette de 100 g de chocolat noir est composée de 12 carrés de chocolat et contient $m = 110$ mg d'ions magnésium.

Données :

- Masse d'un ion magnésium : $m_{\text{Mg}} = 4,06 \cdot 10^{-23}$ g
- Constante d'Avogadro : $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$
- Besoins quotidiens en magnésium : 0,23 mmol par kg corporel

1. Calculer la masse $m_{\text{ion carré}}$ d'ions magnésium contenus dans un carré de chocolat noir.
2. En déduire le nombre N d'ions magnésium contenus dans un carré de chocolat noir.
3. Calculer la quantité de matière n correspondante.
4. Grâce à une alimentation « normale », l'apport quotidien en magnésium du homme de 75 kg est estimé à 15 mmol. Calculer le nombre de carrés que pourrait consommer chaque jour cet homme pour compléter son apport en magnésium.

Exercice 12 * ★★

Boissons énergisantes

La Taurine $\text{C}_2\text{H}_7\text{NO}_3\text{S}$ entre dans la composition de boissons énergisantes. La consommation conseillée par le fabricant est de 2 canettes de 250 mL par jour. Cela représente environ 10 fois la dose apportée par l'alimentation qui est de $1,6 \times 10^{-3} \text{ mol}$ par jour.

1° Calculer la masse de taurine correspondant à la dose apportée quotidiennement par l'alimentation.

2° Déterminer la masse de taurine dans une canette.

3° En déduire la masse puis la quantité de matière de taurine présente dans un litre de boisson.

4° Déterminer le nombre de molécules de taurine dans un litre de boisson.

Données : masses d'atomes $m_H = 1,67 \times 10^{-27} \text{ kg}$, $m_C = 2,00 \times 10^{-26} \text{ kg}$, $m_N = 2,33 \times 10^{-26} \text{ kg}$, $m_O = 2,67 \times 10^{-26} \text{ kg}$, $m_S = 5,33 \times 10^{-26} \text{ kg}$; $N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

Exercice 13 ★★☆☆

« Un café s'il vous plaît ! »



Un « espresso » est un café qui contient environ 40 mL d'eau. Les « puristes » le boivent sans sucre et les autres le sucent avec des morceaux pesant 5,0 g environ constitués de saccharose de formule brute $C_{12}H_{22}O_{11}$.



Données :

Masse de différents atomes :

$$m_H = 1,67 \cdot 10^{-27} \text{ kg} ; m_C = 2,00 \cdot 10^{-26} \text{ kg} ; m_O = 2,67 \cdot 10^{-26} \text{ kg}.$$

La masse volumique de l'eau est : $\mu_{\text{eau}} = 1000 \text{ g.L}^{-1}$.

ENONCE COMPACT

Après avoir déterminé la quantité de matière de sucre et d'eau dans un espresso, commenter leur rôle « chimique » dans cette boisson.

ENONCE DETAILLE

- 1) Exprimer puis calculer la masse d'une molécule de saccharose.
- 2) Exprimer alors puis calculer le nombre de molécules de saccharose présentes dans un espresso.
- 3) Exprimer alors puis calculer quantité de matière de saccharose dans un espresso.
- 4) Exprimer puis calculer la masse d'une molécule d'eau.
- 5) Exprimer puis calculer masse d'eau contenue dans un espresso.
- 6) Exprimer alors puis calculer le nombre de molécules d'eau présentes dans un espresso.
- 7) Exprimer alors puis calculer quantité de matière d'eau contenue dans un espresso.
- 8) Comparer, à l'aide d'un calcul, les quantités de matière de sucre et d'eau contenue dans un espresso.
- 9) Commenter alors leur rôle « chimique » dans cette boisson.

Exercice 14 *★★★★

Un colorant naturel très meurtrier !

Le rouge de cochenille (ou E120) est un colorant naturel employé dans l'industrie alimentaire. Il doit son nom aux insectes utilisés pour sa fabrication.

Environ 15 000 insectes sont nécessaires pour obtenir 0,30 mol de E120.



On réalise une solution colorée en dissolvant le colorant contenu dans 1 bonbon rouge. On complète ensuite cette solution avec de l'eau distillée pour obtenir un volume total $V_{\text{sol}} = 50 \text{ mL}$. Par analyse de cette solution, on détermine son titre massique $t_{\text{sol}} = 2,8 \cdot 10^{-2} \text{ g.L}^{-1}$.

Données :

- Masse des atomes : $m_H = 1,67 \cdot 10^{-27} \text{ kg} ; m_C = 2,01 \cdot 10^{-26} \text{ kg} ; m_O = 2,68 \cdot 10^{-26} \text{ kg}$
- Formule brute de la molécule E120 : $C_{22}H_{20}O_{13}$
- Constante d'Avogadro : $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$
- Un sachet de 45 g contient 56 bonbons.

1. Calculer la masse m_{E120} de colorant dans le bonbon analysé.
2. Calculer la masse d'une molécule de E120.
3. En déduire le nombre de molécules N_{E120} puis la quantité de matière n_{E120} dans un bonbon.
4. Combien de cochenilles sont nécessaires pour colorer les bonbons contenus dans un sachet de 45 g ?

Exercice 15 * ★★★

Masse d'une mole de l'élément lithium

À l'état naturel, l'élément lithium est constitué d'un mélange de deux isotopes : 7,4 % de lithium 6 et 92,6 % de lithium 7.

1° Sachant que la masse d'un atome de lithium 6 est $m = 1,00 \times 10^{-23}$ g, calculer la masse d'une mole d'atomes de lithium 6.

2° La masse d'un atome de lithium 7 est $m' = 1,16 \times 10^{-23}$ g. Calculer la masse d'une mole d'atomes de lithium 7.

3° En tenant compte de la proportion des deux isotopes du lithium, déterminer la masse d'une mole de l'élément lithium.

Données : $N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.

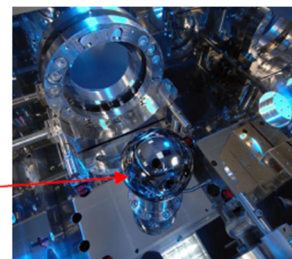
Exercice 16 * ★★★

Aille ... ça pique !

Depuis 2018, la Conférence générale des poids et mesures a redéfini les unités de base à partir de 7 constantes qui, par définition, sont invariables.

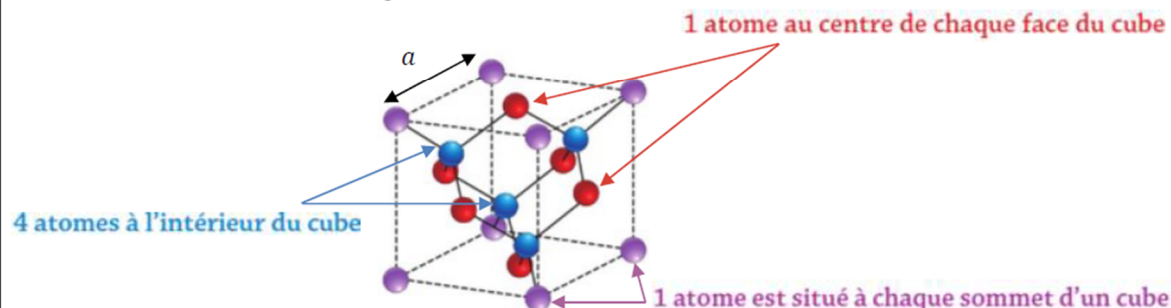
Parmi elles, la constante d'Avogadro N_A permet de redéfinir l'unité « kilogramme ». Elle a donc été mesurée avec la plus grande précision à partir d'une sphère de silicium quasiment pur.

Cet exercice explique les différentes étapes pour déterminer cette constante.



Document 1 : Position des atomes de silicium à l'échelle microscopique

Les atomes de silicium se positionnent, à l'échelle microscopique, de façon particulière dans un cube d'arête a comme le modélise la figure suivante :



Document 2 : Nombre d'atomes de silicium dans un cube



Seul un huitième d'atome situé à un sommet du cube appartient à ce cube donc **chaque atome situé à un sommet compte pour $\frac{1}{8}$** .

De la même façon, **chaque atome situé : - au centre d'une face du cube compte pour $\frac{1}{2}$;
- à l'intérieur du cube compte pour 1.**

Document 3 : Etapes expérimentales pour la mesure de la constante d'Avogadro

Etape 1 : Préparer un échantillon de silicium quasiment pur.

Etape 2 : Déterminer, par spectrométrie de masse, la **masse d'une mole de silicium, notée M_{Si}** .

Etape 3 : Déterminer l'**arête a du cube** par interférométrie aux rayons X.

Etape 4 : Réaliser une sphère de silicium presque parfaite.

Etape 5 : Déterminer le **rayon R de cette sphère**.

Etape 6 : Déterminer la **masse $m_{sphère}$** à l'aide d'une balance de précision.

PARTIE A :

Dans cette partie, on cherche à déterminer le nombre d'atomes de silicium, noté $N_{sphère}$, qui constituent la sphère de silicium à l'aide des étapes expérimentales 3 et 5.

- 1) A partir de la mesure de l'étape 3, exprimer le volume d'un cube V_{cube} .
- 2) A partir de la mesure de l'étape 5, exprimer le volume de la sphère $V_{sphère}$.
- 3) Montrer, à partir des documents 1 et 2, que le nombre d'atomes de silicium constituant chaque cube est : $N_{cube} = 8$.
- 4) La sphère de silicium est un assemblage de cubes dans les 3 directions de l'espace.
Exprimer alors le nombre d'atomes de silicium $N_{sphère}$ constituant la sphère de silicium en fonction de V_{cube} , $V_{sphère}$ et N_{cube} .
- 5) En déduire que le nombre d'atomes de silicium de la sphère peut se calculer par l'expression suivante :

$$N_{sphère} = \frac{32\pi R^3}{3a^3}$$

PARTIE B :

Dans cette partie, on cherche à déterminer la quantité de matière (= le nombre de moles d'atomes) de silicium, noté $n_{\text{sphère}}$, contenue dans la sphère de silicium à l'aide des étapes expérimentales 2 et 6.

- 6) A partir des mesures des étapes 2 et 6, exprimer la quantité de matière, notée $n_{\text{sphère}}$, de silicium contenue dans la sphère de silicium.

PARTIE C :

Dans cette partie, on cherche à déterminer la constante d'Avogadro à partir de toutes les mesures expérimentales précédentes.

- 7) A l'aide de vos connaissances, exprimer la constante d'Avogadro N_A en fonction de $n_{\text{sphère}}$ et $N_{\text{sphère}}$.
- 8) En déduire que la constante d'Avogadro N_A peut se calculer par l'expression suivante réunissant toutes les mesures de l'expérience :

$$N_A = \frac{32\pi R^3 M_{Si}}{3a^3 m_{\text{sphère}}}$$

Exercice 17 * ★★★

Définition de la mole

La première définition de la mole, unité de mesure de la quantité de matière, date de 1971 : une mole est la quantité de matière correspondant au nombre d'atomes qu'il y a dans 12,0 g de carbone 12. Ce nombre est appelé constante d'Avogadro.

Données :

- Numéros atomiques : C ($Z = 6$) ; O ($Z = 8$)
- Masse d'un nucléon : $m_n = 1,67 \cdot 10^{-27}$ kg

1. Déterminer la composition du noyau d'un atome de carbone 12.
2. En déduire la masse approchée d'un atome de carbone 12.
3. A partir de la définition de l'énoncé, déterminer la valeur de la constante d'Avogadro (arrondir avec 2 chiffres significatifs).
4. Déterminer la masse d'une mole d'oxygène 16.
5. Justifier le choix de la valeur de la constante d'Avogadro.
6. La masse d'une mole de chlore à l'état naturel est de 35,5 g. Proposer une explication à cette valeur.

Exercice 18 * ★★★

Boissons réhydratantes

L'étiquette d'une boisson réhydratante indique la composition pour 100 mL :

- 3,9 g de glucose ;
- 0,082 g de chlorure sodium ;
- colorant bleu E133.

Un élève veut fabriquer 1,5 L de cette solution, il dispose d'un sirop de glucose, de sel de cuisine (du chlorure de sodium NaCl) et de colorant bleu alimentaire.

1° Quelle masse de glucose doit-il utiliser ?

2° En déduire le volume de sirop de glucose qu'il doit introduire dans sa bouteille de 1,5 L.

3° Quelle masse de chlorure de sodium doit-il utiliser ?

4° Quelle quantité de matière cela représente-t-il ?

5° L'élève introduit ensuite 0,5 mL de colorant E133 dans la bouteille et complète avec de l'eau distillée de façon à obtenir 1,5 L de boisson. Quelle est la concentration en masse du colorant dans la boisson obtenue ?

Données. Concentration en masse du sirop de glucose : $C_m = 1,32 \text{ g.mL}^{-1}$; Concentration en masse du colorant alimentaire : $C'_m = 2,5 \times 10^{-6} \text{ g.L}^{-1}$; masses d'atomes $m_{\text{Na}} = 3,82 \times 10^{-26} \text{ kg}$, $m_{\text{Cl}} = 5,90 \times 10^{-26} \text{ kg}$; $N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$