

TIRÉ À PART
Chapitre 5

**Parution
printemps 2011**

CHIMIE 11

STSE

**Manuel
de l'élève**

Version française de *Chemistry 11*
Offert en anglais chez McGraw-Hill Ryerson

AVIS AU LECTEUR

Nous désirons vous informer que cet extrait est une version provisoire et non la reproduction du produit final. Des éléments de contenu et des illustrations s'ajouteront à la version finale.

De plus, il peut subsister quelques erreurs ou coquilles typographiques.

Nous ferons les corrections nécessaires avant l'impression.

ISBN 978-2-7651-0627-2

©2011 Chenelière Éducation inc.
Tous droits réservés.

Toute reproduction, en tout ou en partie, sous quelque forme et par quelque procédé que ce soit, est interdite sans l'autorisation écrite préalable de l'Éditeur.

**CHENELIÈRE
ÉDUCATION**

7001, boul. Saint-Laurent
Montréal (Québec) Canada H2S 3E3
Téléphone : 514 273-1066
Télécopieur : 450 461-3834 / 1 888 460-3834
info@cheneliere.ca

Module 1 La matière et les liaisons chimiques

Chapitre 1 Les éléments et le tableau périodique

- 1.1 La nature des atomes
- 1.2 Le tableau périodique
- 1.3 Une explication des tendances périodiques

Chapitre 2 Les liaisons chimiques

- 2.1 La formation de liaisons ioniques et covalentes
- 2.2 Les noms et les formules des composés ioniques et moléculaires
- 2.3 Une comparaison des propriétés des composés ioniques et moléculaires

Module 2 Les réactions chimiques

Chapitre 3 Les réactions de synthèse, de décomposition et de combustion

- 3.1 Écrire une équation chimique
- 3.2 Les réactions de synthèse et de décomposition
- 3.3 Les réactions de combustion

Chapitre 4 Les réactions de déplacement

- 4.1 Les réactions de déplacement simple
- 4.2 Les réactions de déplacement double
- 4.3 Les réactions chimiques et les procédés industriels

Module 3 Les quantités et les réactions chimiques

Chapitre 5 La mole : l'unité de mesure des chimistes

- 5.1 La mole et le nombre d'Avogadro
- 5.2 La masse et la mole

Chapitre 6 Les proportions des éléments dans les composés chimiques

- 6.1 Les proportions des éléments chimiques et la composition en pourcentage
- 6.2 Les formules empiriques et les formules moléculaires

Chapitre 7 Les réactions chimiques et la stoechiométrie

- 7.1 Qu'est-ce que la stoechiométrie?
- 7.2 Les réactifs limitants et en excès
- 7.3 Le rendement des réactions

Module 4 Les solutions et la solubilité

Chapitre 8 Les solutions et leurs propriétés

- 8.1 Le classement des solutions
- 8.2 Les facteurs qui influencent la solubilité et le taux de dissolution
- 8.3 La concentration des solutions
- 8.4 La préparation des solutions au laboratoire

Chapitre 9 Les réactions en solution aqueuse

- 9.1 Les équations ioniques nettes et l'analyse quantitative
- 9.2 La stoechiométrie des solutions
- 9.3 La qualité de l'eau
- 9.4 Le traitement de l'eau

Chapitre 10 Les acides et les bases

- 10.1 Les acides et les bases d'Arrhenius
- 10.2 Les réactions de neutralisation et le titrage acide-base

Module 5 Les gaz et la chimie atmosphérique

Chapitre 11 Les propriétés des gaz

- 11.1 Les gaz, leurs propriétés et leur comportement
- 11.2 Les gaz et les variations de pression
- 11.3 Les gaz et les variations de température

Chapitre 12 L'analyse des lois sur les gaz

- 12.1 La loi combinée des gaz
- 12.2 La loi des gaz parfaits
- 12.3 Les gaz atmosphériques et la qualité de l'air

IDÉES CLÉS

- On peut établir des rapports quantitatifs pour les réactions chimiques.
- On peut déterminer et optimiser l'efficacité de réactions chimiques lorsqu'on comprend les rapports quantitatifs de ces réactions.

Attentes

À la fin de ce module, tu pourras...

- **expliquer** l'importance des rapports quantitatifs entre diverses substances chimiques utilisées à domicile ou dans l'industrie et évaluer les enjeux de leur utilisation
- **effectuer** des expériences et des calculs qui portent sur les rapports quantitatifs d'équations chimiques équilibrées
- **expliquer** le concept de mole et décrire son importance dans l'analyse des systèmes chimiques

Chapitre 5

La mole : l'unité de mesure du chimiste

Comment utilise-t-on la mole en chimie pour mesurer des quantités de produits chimiques ?

Chapitre 6

Les proportions des éléments dans les composés chimiques

Comment la connaissance des proportions des éléments d'un composé chimique fournit-elle des renseignements importants sur la composition et la formule de ce composé ?

Chapitre 7

Les réactions chimiques et la stoechiométrie

Comment détermine-t-on en chimie les rapports quantitatifs des réactions chimiques et comment s'en servent-ils pour maximiser l'efficacité des réactions ?

Qu'ont en commun les koalas et les entreprises pharmaceutiques ? Ils aiment tous deux l'eucalyptus. Les koalas ne mangent pratiquement que les feuilles de cet arbre. Les compagnies pharmaceutiques, quant à elles, ont créé des produits qui contiennent de l'huile extraite des feuilles d'eucalyptus pour aider à soulager les symptômes du rhume et de la grippe. La précision dans la mesure des quantités est très importante lors de la conception et de l'usage des produits de consommation. Par exemple, il est sans danger de consommer en faibles doses l'huile d'eucalyptus contenue dans certains produits contre le rhume et la grippe. Toutefois, l'huile d'eucalyptus peut être mortelle à de fortes doses ou à l'état pur.

Il est important de comprendre comment déterminer les quantités des diverses substances chimiques parce qu'un grand nombre de leurs utilisations à la maison, au travail ou dans l'environnement demandent de les connaître et de les calculer. Dans ce module, tu en apprendras davantage sur les quantités de substances chimiques et sur l'importance de la précision dans leur mesure pour les procédés et les réactions chimiques. Tu auras également l'occasion de faire des expériences et de résoudre des problèmes concernant les quantités de substances chimiques.

Tout en lisant ce module, jette un œil au Projet du module 3, aux pages 336 et 337. Ce projet te donnera l'occasion de montrer et d'appliquer tes nouvelles connaissances et habiletés. Monte un dossier qui te permettra de réaliser ton projet étape par étape, à mesure que tu progresses dans le module.



Composés ioniques et moléculaires

- Les composés ioniques sont formés par le transfert d'électrons d'atomes métalliques à des atomes non métalliques.
 - Le nom d'un composé ionique contient le nom de l'anion puis celui du cation. On utilise des indices dans la formule chimique de manière à ce que la somme des charges des ions soit nulle.
 - Les composés moléculaires se forment quand des atomes non métalliques partagent des paires d'électrons.
 - On utilise les préfixes dans le nom des composés moléculaires. Ils indiquent le nombre d'atomes de chaque élément dans une molécule du composé. Par exemple, à l'aide des préfixes du nom tétrahydrure de diazote, on peut établir la formule chimique $\text{N}_2\text{H}_4(\ell)$.
1. Parmi les molécules ci-dessous, laquelle est un composé moléculaire? Choisis la bonne réponse.
 a) $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2(\text{s})$ d) $\text{P}_2\text{S}_3(\text{s})$
 b) $\text{BaS}(\text{s})$ e) $\text{Li}_2\text{SO}_4(\text{aq})$
 c) $\text{CaO}(\text{s})$
 2. Quel est le nom du composé $\text{SiO}_2(\text{s})$? Choisis la bonne réponse.
 a) oxyde de silicium d) dioxyde de silicium
 b) oxyde de monosilicium e) silicium de dioxygène
 c) dioxyde de monosilicium
 3. Explique comment tu peux distinguer un composé ionique d'un composé moléculaire en utilisant son nom ou sa formule chimique.
 4. Combien d'atomes de chaque élément y a-t-il dans le composé de formule chimique $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2(\text{s})$?
 5. Indique si les composés suivants sont ioniques ou moléculaires et écris ensuite leur formule chimique.
 a) iodure de lithium d) pentaoxyde de diazote
 b) tétrafluorure de carbone e) trihydrure d'aluminium
 c) sulfure d'étain(IV) f) trifluorure de chlore

Réactions chimiques

- Une réaction chimique produit une nouvelle substance. Cette nouvelle substance a une composition et des propriétés différentes de celles des produits de départ.
 - Voici des indices d'un changement chimique : la formation d'un gaz ou d'un précipité, un changement d'odeur, de couleur ou de température, et l'émission de lumière.
 - On classe les réactions en plusieurs types (synthèse, décomposition, déplacement simple ou déplacement double), selon ce que produisent les réactifs.
 - On peut également classer une réaction en fonction de ses réactifs et de ses produits. On reconnaît une réaction de combustion de cette manière.
6. Laquelle des observations suivantes est la meilleure preuve de la présence d'une réaction chimique? Choisis la meilleure réponse.
 a) Un solide incolore devient un liquide incolore sous l'effet de la chaleur.
 b) Le mélange de deux solutions transparentes et incolores donne une solution trouble d'un blanc laiteux.
 c) Un solide métallique est transformé en une mince feuille lorsqu'on le frappe avec un marteau.
 d) Un liquide brun opaque se solidifie en un solide brun opaque à mesure que la température diminue.
 e) Un solide blanc poudreux est mélangé avec un liquide transparent pour obtenir un liquide transparent et incolore.
 7. Associe chaque type de réaction à la bonne équation.
Types de réactions
 I) synthèse
 II) décomposition
 III) déplacement simple
 IV) déplacement double
 V) combustion
Équations
 a) $\text{A} + \text{BC} \rightarrow \text{B} + \text{AC}$
 b) carburant + oxygène $\rightarrow$ eau + dioxyde de carbone
 c) $\text{DEF} \rightarrow \text{D} + \text{E} + \text{F}$
 d) $\text{WX} + \text{YZ} \rightarrow \text{WZ} + \text{YX}$
 e) $\text{F} + \text{G} \rightarrow \text{FG}$

Contenus d'apprentissage

À la fin de ce chapitre, tu pourras...

- D1.3 **expliquer** le concept de la mole et du nombre d'Avogadro ainsi que la relation entre la mole et la masse molaire (5.1, 5.2)
- D2.3 **résoudre** des problèmes impliquant des moles, des masses et des masses molaires et exprimer les résultats de tes calculs en notation scientifique (5.2)
- D2.7 **communiquer** oralement et par écrit dans différents contextes en te servant des termes justes (5.1, 5.2)
- D3.1 **présenter** des exemples de la vie courante qui démontrent l'importance de l'analyse des rapports quantitatifs (5.1)

Dans la vie de tous les jours, on mesure des masses et on compte des objets. Par exemple, on achète une douzaine d'œufs pour cuisiner ou 0,5 kg de riz pour les repas. Le format sous lequel sont vendus certains biens est généralement justifié par des raisons de commodité. Il ne serait pas pratique de compter un nombre de grains de riz, mais il est pratique de mesurer leur masse.

Les chimistes aussi ont besoin de compter, mais la taille de ce qu'ils comptent est très petite. Souviens-toi que les réactions chimiques se produisent entre des particules individuelles comme les atomes, les ions, les molécules et les unités de formules. Les chimistes ont donc besoin de savoir combien de particules réactives sont présentes, afin de déterminer combien de nouvelles particules se formeront lors d'une réaction chimique. Étant donné que ces nombres sont habituellement très grands, les scientifiques utilisent une unité qui représente un grand nombre de particules lorsqu'ils expriment les quantités de substances utilisées pour une réaction chimique. Comme il n'est pas pratique de compter des particules en laboratoire, les chimistes ont créé une unité qu'ils peuvent utiliser pour compter les particules en les pesant.

Activité de départ

L'importance de l'exactitude quantitative

Dans cette activité, tu vas mélanger du bicarbonate de soude, $\text{NaHCO}_3(\text{s})$, et du sel de déglçage, $\text{CaCl}_2(\text{s})$. De quelle manière les quantités que tu utiliseras changeront-elles les résultats de la réaction ?

Consignes de sécurité



- Sois prudent lorsque tu fais cette expérience. Le sac peut éclater lorsque les produits chimiques sont mélangés. Ne reste pas au-dessus du sac lorsque se produit la réaction.
- Le chlorure de calcium est une substance irritante. Lave-toi les mains immédiatement si tu touches du chlorure de calcium.
- Porte des lunettes de sécurité et un sarrau ou un tablier pendant cette expérience.

Matériel

- 1 sac de plastique transparent, refermable
- 1 cuillère de bicarbonate de soude
- 1 cuillère de sel de déglçage
- 10 gouttes de rouge de phénol ou de bleu de bromothymol
- 1 spatule
- 1 cylindre gradué de 10 mL
- 1 petit flacon en plastique

Marche à suivre

1. Dessine un tableau pour y noter tes observations.
2. Place environ 5 mL de bicarbonate de soude dans un coin et environ 5 mL de sel de déglçage dans l'autre coin du sac.
3. Mets 10 gouttes de la solution d'indicateur de pH dans le petit flacon.
4. Place le flacon debout dans le sac, entre les deux substances.
5. Ferme le sac hermétiquement. En tenant le sac fermé, verse un peu de la solution d'indicateur sur la substance dans chaque coin du sac. Observe et touche les coins du sac. Note tes observations.
6. Mélange complètement le contenu du sac. Note tes observations.
7. Répète les étapes 1 à 6 en utilisant différentes petites quantités de sel de déglçage et de bicarbonate de soude. Par exemple, essaie une demi-cuillère de bicarbonate de soude et une cuillère de sel de déglçage ou l'inverse.

Questions

1. Qu'as-tu observé lorsque tu as versé la solution d'indicateur sur la substance dans chaque coin du sac ?
2. Que s'est-il passé lorsque tu as complètement mélangé le contenu du sac ?
3. Que s'est-il passé lorsque tu as changé les quantités de produits chimiques ?
4. Que démontre cette expérience à propos des quantités de produits chimiques utilisées dans une réaction et de leur influence sur la sécurité ?

Dans la section précédente, tu as appris qu'il est plus pratique de travailler avec des moles qu'avec des particules individuelles. Toutefois, est-il vraiment pratique de mesurer des substances en moles lorsqu'on fait une expérience? Pour ce faire, il faudrait compter toutes les particules chaque fois qu'on veut faire une réaction. Ce ne serait pas pratique parce qu'il n'y a pas d'appareil pour compter les particules.

Comment font les chimistes pour mesurer les quantités de substances nécessaires pour faire des réactions chimiques? Les scientifiques ont mis au point des instruments sophistiqués (**figure 5.7**) pour mesurer avec précision la masse relative de composés et ils ont inventé une façon de déterminer la masse d'un certain nombre de particules, plutôt que de les compter individuellement.

Masse molaire : la masse d'une mole

Un atome de carbone 12 a une masse d'exactly 12 u et une mole ($6,02 \times 10^{23}$ atomes) de carbone 12 a une masse d'exactly 12 g. Le nombre de masse est défini d'après l'isotope 12 du carbone et on trouve la masse atomique de tous les autres éléments en se servant du carbone 12 comme référence. Ces relations sont importantes, parce qu'elles signifient qu'une mole de n'importe quel élément a une masse égale à la masse atomique de l'élément, exprimée en grammes. Par exemple, un atome de fer a une masse atomique de 55,85 u et une mole d'atomes de fer a une masse de 55,85 g (**tableau 5.2**).

La relation entre la masse et la mole procure aux chimistes une façon pratique de compter les atomes en mesurant leur masse à l'aide d'une balance. Grâce à ces relations, on peut utiliser le tableau périodique pour trouver la masse d'une mole de n'importe quel élément.

Mot clé

masse molaire

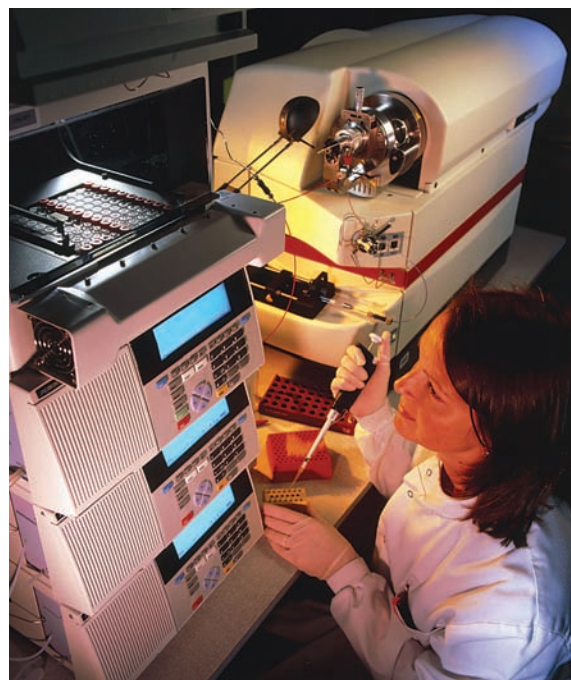


Figure 5.7 Cet appareil complexe s'appelle un spectromètre de masse. On l'utilise pour mesurer des masses avec précision et pour déterminer des structures moléculaires.

Tableau 5.2 Masse atomique moyenne et masse d'une mole d'atomes de quatre éléments

Élément	Masse atomique moyenne (u)	Masse d'une mole d'atomes (g)
Bore (B)	10,81	10,81
Potassium (K)	39,10	39,10
Brome (Br)	79,90	79,90
Or (Au)	196,97	196,97

Masse molaire : la masse d'une mole

Le terme employé pour désigner la masse d'une mole est la **masse molaire**. Le symbole de la masse molaire est **M** et son unité est le g/mol. La masse d'une mole d'atomes d'un élément du tableau périodique se nomme *masse molaire atomique*. Cette masse a pour unité le g/mol. De même, on appelle la masse d'une mole de molécules d'une substance sa *masse molaire moléculaire* et la masse d'une mole d'unités de formule d'une substance sa *masse molaire d'unité de formule*. Tous ces termes sont exprimés en g/mol.

masse molaire masse d'une mole d'une substance; le symbole de la masse molaire est **M** et son unité est le g/mol

Vérifie tes connaissances

8. Pourquoi n'est-il pas pratique de mesurer des substances en moles ?
9. Quelle est la différence entre la masse molaire atomique et la masse molaire ?
10. Quelle est la relation entre la masse atomique d'un élément en nombre de masse et la masse molaire atomique de ce même élément en grammes ?
11. Quelle est la masse de $6,02 \times 10^{23}$ atomes de cuivre ?
12. De quelle autre manière peut-on exprimer la masse de $6,02 \times 10^{23}$ atomes ? Quelles sont les unités ?
13. Pourquoi la masse molaire de la plupart des éléments, comme le montre le **tableau 5.2** pour l'or, n'est-elle pas un nombre entier ?

Faire le lien entre la masse et la quantité exprimée en moles

Tu as vu que la valeur de la masse atomique d'un élément du tableau périodique est la même que la valeur de sa masse molaire en grammes. Comment peux-tu déterminer la masse molaire d'un composé ?

Pour déterminer la masse molaire d'un composé, par exemple l'eau, tu trouves la masse molaire de chaque élément dans le tableau périodique, tu la multiplies par le nombre d'atomes de chaque élément et tu additionnes les valeurs.

$$\begin{aligned} M_{\text{H}_2\text{O}} &= 2M_{\text{H}} + 1M_{\text{O}} \\ &= 2(1,01 \text{ g/mol}) + 1(16,00 \text{ g/mol}) \\ &= 18,02 \text{ g/mol} \end{aligned}$$

Ainsi, la masse molaire de l'eau est de 18,02 g/mol.

L'Exemple de problème suivant montre comment déterminer la masse molaire d'un composé plus complexe. Étudie ce problème et fais ensuite les exercices.

Exemple de problème

Déterminer la masse molaire d'un composé

Problème

Quelle est la masse molaire du sulfate d'aluminium, $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3(\text{s})$?

Ce qu'on te demande

Tu dois trouver la masse d'une mole de sulfate d'aluminium.

Les données

Tu connais la formule chimique du composé : $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3(\text{s})$

Conçois ta stratégie	Applique ta stratégie
Utilise le tableau périodique pour trouver la masse molaire atomique de chaque élément du sulfate d'aluminium. Multiplie les masses molaires atomiques par le nombre d'atomes de chaque élément du composé.	$2M_{\text{Al}} = 2(26,98 \text{ g/mol}) = 53,96 \text{ g/mol}$ $3M_{\text{S}} = 3(32,07 \text{ g/mol}) = 96,21 \text{ g/mol}$ $12M_{\text{O}} = 12(16,00 \text{ g/mol}) = 192,00 \text{ g/mol}$
Additionne les masses molaires des atomes de chaque élément pour obtenir la masse molaire du composé.	$M_{\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3} = 53,96 \text{ g/mol} + 96,21 \text{ g/mol} + 192,00 \text{ g/mol}$ $= 342,2 \text{ g/mol}$ La masse molaire du sulfate d'aluminium est donc de 342,2 g/mol.

Vérifie ta solution

Arrondis la valeur des masses molaires atomiques afin d'obtenir une estimation de la réponse.

$(2 \times 27) + (3 \times 32) + (12 \times 16) = 342$ Cette estimation est proche de la réponse, 342,2 g/mol.

Exercices

31. Trouve la masse molaire de chacun des éléments suivants.
 a) sodium c) xénon
 b) tungstène d) nickel
32. Calcule la masse molaire du phosphore, $P_4(s)$.
33. Détermine la masse molaire du phosphate de calcium, $Ca_3(PO_4)_2(s)$.
34. Calcule la masse molaire du nitrate de plomb(II), $Pb(NO_3)_2(s)$.
35. Détermine la masse molaire de l'ion thiocyanate de fer(III), $FeSCN^{2+}(aq)$.
36. Calcule la masse molaire du stéarate de sodium, $NaC_{17}H_{35}COO(s)$.
37. Calcule la masse molaire de l'hydroxyde de baryum octahydrate, $Ba(OH)_2 \cdot 8H_2O(s)$. (**Indice** : la masse molaire d'un hydrate doit tenir compte de la masse des molécules d'eau.)
38. Détermine la masse molaire du décaoxyde de tétraphosphore, $P_4O_{10}(s)$.
39. Calcule la masse molaire du sulfate d'ammonium et de fer(II) hexahydrate, $(NH_4)_2Fe(SO_4)_2 \cdot 6H_2O(s)$.
40. La formule d'un composé qui contient un élément inconnu A est A_2SO_4 . Si la masse molaire du composé est de 361,89 g/mol, quelle est la masse molaire atomique de l'élément A ?

Les relations entre le nombre de moles, la masse et le nombre de particules

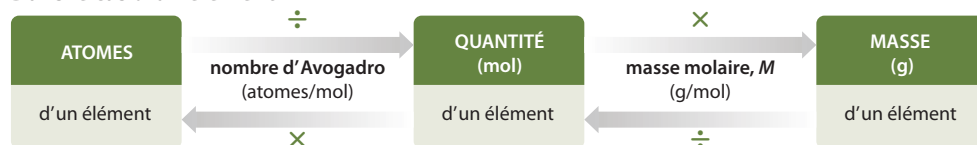
Une mole d'une substance contient $6,02 \times 10^{23}$ particules (atomes, molécules, ions ou unités de formule). Autrement dit, la masse molaire (la masse d'une mole d'une substance) représente la masse de $6,02 \times 10^{23}$ particules. Il y a donc une relation entre le nombre de particules, la masse molaire et la masse d'une substance. Ce rapport permet de compter des particules avec une balance (à l'aide de quelques calculs), comme on peut le voir à la **figure 5.8**.



Figure 5.8 On peut faire la conversion entre la masse et le nombre de particules à l'aide d'une balance et de calculs mathématiques.

Tu peux voir que la quantité d'une substance exprimée en moles joue un rôle central dans les relations illustrées à la **figure 5.9**. Tu verras que ces quantités jouent également un rôle central dans un grand nombre des calculs que tu feras dans ce cours.

Dans le cas d'un élément



Dans le cas d'un composé

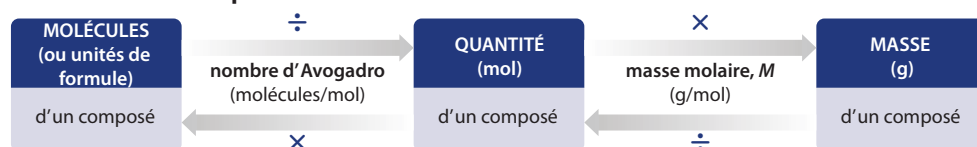


Figure 5.9 Le nombre d'Avogadro permet de relier le nombre de particules d'une substance à la quantité de moles de la substance. De même, la masse molaire permet de relier la masse d'une substance à la quantité en moles.

Utiliser les relations entre le nombre de moles, la masse et le nombre de particules

Imagine que tu as une mole de néon, comme on en voit à la **figure 5.10**. Une mole de néon contient $6,02 \times 10^{23}$ atomes et a une masse de 20,18 g. Sa masse molaire est donc de 20,18 g/mol. Ainsi, $6,02 \times 10^{23}$ atomes de néon correspondent à 1 mol de néon ou 20,18 g de néon.

Ces relations s'appliquent aussi aux composés. Imagine que tu as une mole d'eau. Une mole d'eau contient $6,02 \times 10^{23}$ molécules d'eau et a une masse de 18,02 g. Sa masse molaire est donc de 18,02 g/mol. Ainsi, $6,02 \times 10^{23}$ molécules d'eau correspondent à 1 mol d'eau ou 18,02 g d'eau. Peux-tu utiliser cette relation pour calculer la quantité de moles et le nombre de particules présentes dans 36,04 g d'eau ?

Figure 5.10 La masse d'une mole de néon est de 20,18 g.

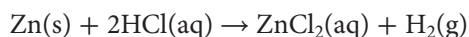
Déterminer Si cette enseigne contient 10,0 g de néon, quelle quantité de néon contient-elle, en moles ?



Convertir une quantité exprimée en moles en une masse

Tu sais maintenant qu'il n'est pas pratique de compter le nombre de particules nécessaires pour faire une réaction chimique. Les relations que tu as apprises te permettent par contre de calculer la masse de chaque réactif nécessaire à la réaction, à partir de la quantité de réactifs nécessaire et de leur masse molaire.

Suppose qu'on te demande de faire la réaction suivante :



On te dit d'utiliser 1,50 mol de zinc. Comment mesurerais-tu le zinc ? La première étape est de trouver la masse molaire, qui te permettra de passer d'une quantité à une masse à l'aide de l'équation suivante :

$$\text{masse} = \text{quantité en moles} \times \text{masse molaire}$$

On peut aussi écrire cette équation avec des symboles, de la façon suivante :

$$m = n \times M$$

Cette conversion est illustrée à la **figure 5.11**. Tu trouves d'abord la masse molaire du zinc dans le tableau périodique (65,41 g/mol), puis, en te servant de l'équation ci-dessus, tu la multiplies par la quantité de zinc requise, soit 1,50 mol. Tu obtiens 98,12 g comme réponse, une masse que tu peux mesurer à l'aide d'une balance.

$$m = 1,50 \text{ mol} \times 65,38 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \\ = 98,1 \text{ g}$$

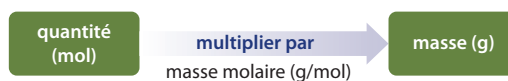


Figure 5.11 Conversion d'une quantité exprimée en moles en une masse en grammes.

L'Exemple de problème et les Exercices qui suivent te permettront de t'exercer à convertir des quantités en masses.

Exemple de problème

Convertir une quantité en une masse

Problème

Tu fais une réaction qui produit 0,258 mol de chlorure d'argent sous forme de précipité, AgCl(s) . Quelle est la masse du précipité produit ?

Ce qu'on te demande

Tu dois calculer la masse de chlorure d'argent qui est produit.

Les données

Tu connais la quantité de chlorure d'argent produite :
0,258 mol.

Tu connais la formule du chlorure d'argent: $\text{AgCl}_2(\text{s})$.



Conçois ta stratégie	Applique ta stratégie
Trouve les masses molaires atomiques de l'argent et du chlore à l'aide du tableau périodique. Multiplie les masses molaires atomiques par le nombre d'atomes de chaque élément du composé. Additionne les valeurs calculées ci-dessus pour trouver la masse molaire du composé.	$1M_{\text{Ag}} = 1(107,87 \text{ g/mol}) = 107,87 \text{ g/mole}$ $2M_{\text{Cl}} = 2(35,45 \text{ g/mol}) = 70,90 \text{ g/mole}$ $M_{\text{AgCl}} = 1M_{\text{Ag(s)}} + 2M_{\text{Cl(s)}}$ $= 107,87 \text{ g/mole} + 70,90 \text{ g/mole}$ $= 178,77 \text{ g/mole}$ La masse molaire du chlorure d'argent est de 178,77 g/mol.
Écris la formule qui relie masse, quantité et masse molaire. Remplace les variables de l'équation par les valeurs connues pour calculer la masse.	$m = n \times M$ $= 0,258 \text{ mol} \times 178,77 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$ $= 46,1 \text{ g}$

Vérifie ta solution

0,258 mol représente environ le quart d'une mole et 46 représente environ le quart de 178 ; la réponse semble donc correcte.

Exercices

41. Calcule la masse de 3,57 mol de vanadium.
42. Calcule la masse de 0,24 mol de dioxyde de carbone.
43. Calcule la masse de $1,28 \times 10^{-3}$ mol de glucose, $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{s})$.
44. Calcule la masse de 0,002 9 mol de bromure de magnésium, $\text{MgBr}_2(\text{s})$, en milligrammes.
45. Nomme les composés ci-dessous et calcule leur masse. Exprime leur masse en notation scientifique.
 - a) $4,5 \times 10^{-3}$ mol de $\text{Co}(\text{NO}_3)_2(\text{s})$
 - b) 29,6 mol de $\text{Pb}(\text{S}_2\text{O}_3)_2(\text{s})$
46. Détermine la formule chimique des composés suivants et calcule leur masse.
 - a) 4,9 mol de nitrate d'ammonium
 - b) 16,2 mol d'oxyde de fer(III)
47. Quelle est la masse de $1,6 \times 10^{-3}$ mol de chlorure de calcium dihydrate, $\text{CaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}(\text{s})$, en milligrammes?
48. Un litre d'eau contient 55,56 mol de molécules d'eau. Quelle est la masse d'un litre d'eau, en kilogrammes?
49. Pour chaque groupe de trois échantillons, détermine quel échantillon a la plus grande masse.
 - a) 2,34 mol de brome, $\text{Br}_2(\ell)$; 9,80 mol de sulfure d'hydrogène, $\text{H}_2\text{S}(\text{g})$; 0,568 mol de permanganate de potassium, $\text{KMnO}_4(\text{s})$
 - b) 13,7 mol d'iodate de strontium, $\text{Sr}(\text{IO}_3)_2(\text{s})$; 15,9 mol de chlorure d'or(III), $\text{AuCl}_3(\text{s})$; 8,61 mol de silicate de bismuth, $\text{Bi}_2(\text{SiO}_3)_3(\text{s})$
50. Lequel de ces échantillons a la plus faible masse : 0,215 mol d'hydrogénosulfite de potassium, $\text{KHSO}_3(\text{s})$; 1,62 mol d'hydrogénosulfite de sodium, $\text{NaHSO}_3(\text{s})$; 0,018 2 mol d'iodate d'aluminium, $\text{Al}(\text{IO}_3)_3(\text{s})$?



Figure 5.12 Les centrales électriques ont mis au point une technique qui fait appel à des produits chimiques pour « nettoyer » les gaz d'échappement afin d'éliminer des substances comme le dioxyde de soufre.

Conversion d'une masse en une quantité exprimée en moles

Souvent, on connaît la masse d'une substance, mais pas sa quantité. Par exemple, les cheminées de plusieurs centrales électriques rejettent du dioxyde de soufre, $\text{SO}_2(\text{g})$, qui contribue au phénomène des pluies acides. Un grand nombre de ces centrales électriques, comme celle qu'on peut voir à la **figure 5.12**, éliminent le dioxyde de soufre de leurs cheminées en le faisant réagir avec des substances comme l'hydroxyde de calcium, $\text{Ca}(\text{OH})_2(\text{s})$. En convertissant la masse de dioxyde de soufre émise en un nombre de moles, les techniciens de la centrale peuvent évaluer la quantité d'hydroxyde de calcium nécessaire pour faire réagir le dioxyde de soufre.

La détermination de la quantité d'une substance à partir de sa masse nécessite d'exprimer l'équation $m = n \times M$ de la manière suivante :

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

En d'autres mots,

$$\text{quantité en moles} = \frac{\text{masse}}{\text{masse molaire}}$$

À nouveau, on utilise la masse molaire d'une substance comme facteur de conversion. Cette conversion est illustrée à la **figure 5.13**. Tu trouveras ci-dessous un exemple de problème.

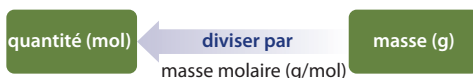


Figure 5.13 Conversion d'une masse en une quantité exprimée en moles

Exemple de problème

Convertir une masse en une quantité

Problème

À combien de moles correspond 15,3 g de dioxyde de soufre, $\text{SO}_2(\text{g})$, retiré d'une cheminée d'une centrale électrique ?

Ce qu'on te demande

Tu dois convertir 15,3 g de dioxyde de soufre en une quantité exprimée en moles.

Les données

Tu connais la masse du dioxyde de soufre: 15,3 g.

Conçois ta stratégie	Applique ta stratégie
Trouve la masse molaire atomique du soufre et de l'oxygène à l'aide du tableau périodique. Multiplie les masses molaires atomiques par le nombre d'atomes de chaque élément du composé. Additionne ces valeurs pour calculer la masse molaire du composé.	$M_{\text{SO}_2} = 1(M_{\text{S}}) + 2(M_{\text{O}})$ $M_{\text{SO}_2} = 1(32,07 \text{ g/mol}) + 2(16,00 \text{ g/mol})$ $= 64,07 \text{ g/mol}$ La masse molaire du dioxyde de soufre est de 64,07 g/mol.
Divise la masse donnée dans l'énoncé du problème par la masse molaire pour trouver la quantité en moles.	$n = \frac{m}{M}$ $= \frac{15,3\text{g}}{64,07 \text{ g/mol}}$ $= 0,239 \text{ mol}$ La quantité de dioxyde de soufre est de 0,239 mol.

Vérifie ta solution

En procédant à l'envers, multiplie ta réponse en moles (0,239 mol) par la masse molaire (64,07 g/mol) pour obtenir la masse donnée dans l'énoncé du problème (15,3 g).

Exercices

51. Convertis en moles 29,5 g d'ammoniac.
52. Détermine la quantité en moles que représente 13,5 kg de thiocyanate de potassium, KSCN(s).
53. Convertis en moles 105 mg de dihydrogénophosphate de sodium, $\text{NaH}_2\text{PO}_4(\text{s})$.
54. Détermine la quantité en moles que représente 22 mg de tétrafluorure de xénon, $\text{XeF}_4(\text{s})$.
55. Écris la formule chimique de ces composés et calcule la quantité en moles de chaque échantillon.
 - a) $3,7 \times 10^{-3}$ g de dioxyde de silicium
 - b) 25,38 g de nitrate de titane(IV)
 - c) 19,2 mg de carbonate d'indium
 - d) 78,1 kg de sulfate de cuivre(II) pentahydrate
56. L'odeur caractéristique de l'ail est due au sulfure de diallyle, $(\text{C}_3\text{H}_5)_2\text{S}(\ell)$. Détermine la quantité en moles que représente 168 g de sulfure de diallyle.
57. On se sert du chlorure de calcium, $\text{CaCl}_2(\text{s})$, pour prévenir l'accumulation de glace sur les routes. Quelle quantité en moles de chlorure de calcium y a-t-il dans un sac de 20,0 kg de sel de déglacage?
58. Calcule la quantité en moles de trinitrotoluène, $\text{C}_7\text{H}_5(\text{NO}_2)_3(\text{s})$, un explosif, qu'on retrouve dans un échantillon de $3,45 \times 10^{-3}$ g de cette substance.
59. Classe les substances suivantes en ordre décroissant de nombre de moles :
 - 865 mg de $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2(\text{s})$
 - 9,82 g de $\text{Al}(\text{OH})_3(\text{s})$
 - 10,4 g de $\text{AgCl}(\text{s})$
60. Classe les substances suivantes en ordre croissant de nombre de moles, si tu as 20,0 g de chacune :
 - glucose, $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{s})$
 - perchlorate de baryum, $\text{Ba}(\text{ClO}_4)_2(\text{s})$
 - oxyde d'étain(IV), $\text{SnO}_2(\text{s})$

Conversion d'un nombre de particules en une masse, et vice versa

Tu sais maintenant comment convertir un nombre de particules en une quantité de moles et une quantité de moles en un nombre de particules. Tu as également fait la conversion d'une quantité à une masse, et vice versa. Qu'en est-il de la conversion d'un nombre de particules en une masse et de la conversion inverse, celle d'une masse en un nombre de particules (figure 5.14)?

Imagine que tu as un fil de cuivre dont la masse est de 2,34 g. Comment peux-tu calculer le nombre d'atomes de cuivre dans ce fil? Ou suppose que tu doives calculer la masse d'un échantillon d'azote gazeux qui contient $5,34 \times 10^{24}$ molécules d'azote. Comment déterminerais-tu les étapes de ces calculs? Une fois de plus, le concept de mole joue un rôle central dans ce type de calculs. Qu'on te donne un nombre de particules ou une masse, la première étape est de trouver la quantité de la substance en moles.

Activité suggérée

Réalise une expérience 5-A
Exploration de la conversion
des masses et des particules

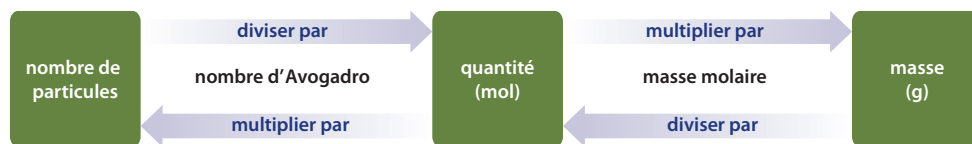


Figure 5.14 Conversion du nombre de particules, de la quantité en moles et de la masse en grammes entre eux

Concentre-toi sur les Exemples de problèmes suivants, qui portent sur des conversions de masses en nombre de particules, et vice versa. Comme le montrent les autres solutions de ces problèmes, tu n'as pas besoin d'utiliser des formules mathématiques pour faire ces calculs si tu peux visualiser les relations.

Exemple de problème

Convertir un nombre de particules en une masse

Problème

Quelle est la masse de $4,72 \times 10^{23}$ unités de formule d'iodure de chrome(III), $\text{CrI}_3(\text{s})$?

Ce qu'on te demande

On te demande de trouver la masse d'iodure de chrome(III).

Les données

Tu connais le nombre d'unités de formule d'iodure de chrome(III): $4,72 \times 10^{23}$.

Tu connais le nombre d'Avogadro: $N_A = 6,02 \times 10^{23}$.

Tu connais les facteurs de conversion à utiliser : le nombre d'Avogadro et la masse molaire de l'iodure de chrome(III).

Conçois ta stratégie	Applique ta stratégie
Calcule la quantité d'iodure de chrome(III) à partir du nombre d'unités de formule donné et en te servant du nombre d'Avogadro.	$n = \frac{N}{N_A}$ $= \frac{4,72 \times 10^{23} \text{ unités de formule}}{6,02 \times 10^{23} \text{ unités de formule/mol}}$ $= 0,784\,053 \text{ mol}$
Calcule la masse à partir du nombre de moles en te servant de la masse molaire de l'iodure de chrome(III).	$m = n \times M$ $= 0,784\,053 \text{ mol} \times 432,70 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$ $= 339 \text{ g}$

Autre solution

Détermine les étapes de ton calcul à partir des unités. Tu trouveras quand même la quantité en moles d'abord, puis la masse, mais tu n'utiliseras pas les formules mathématiques $n = \frac{N}{N_A}$ et $m = n \times M$.

Conçois ta stratégie	Applique ta stratégie
Calcule la quantité d'iodure de chrome(III) à partir du nombre d'unités de formule donné et en te servant du nombre d'Avogadro.	$n = 4,72 \times 10^{23} \text{ unités de formule} \times \frac{1 \text{ mol}}{6,02 \times 10^{23} \text{ unités de formule}}$ $= 0,784\,053 \text{ mol}$
Calcule la masse à partir du nombre de moles en te servant de la masse molaire de l'iodure de chrome(III).	$m = 0,784\,053 \text{ mol} \times \frac{432,70 \text{ g}}{1 \text{ mol}}$ $= 339 \text{ g}$

Autre solution

On peut exprimer le calcul sur une seule ligne, de la manière suivante:

$$m = 4,72 \times 10^{23} \text{ unités de formule} \times \frac{1 \text{ mol}}{6,02 \times 10^{23} \text{ unités de formule}} \times \frac{432,70 \text{ g}}{1 \text{ mol}}$$
$$= 339 \text{ g}$$

Tu peux employer cette méthode pour la plupart des problèmes en plusieurs étapes, si tu trouves la réponse à partir des unités.

Vérifie ta solution

Le nombre 4,72 représente environ les trois quarts de 6,02 (à la même puissance de 10), et 339 est environ les trois quarts de la valeur de la masse molaire, 432,70 g/mol.

La réponse semble donc correcte.

Exemple de problème

Convertir une masse en un nombre de particules

Problème

L'oxychlorure de phosphore, $\text{POCl}_3(\ell)$, est un composé important dans la fabrication des produits ignifuges. Combien de molécules d'oxychlorure de phosphore y a-t-il dans un échantillon de 25,2 g de cette substance ?

Ce qu'on te demande

On te demande de trouver le nombre de molécules d'oxychlorure de phosphore.

Les données

On te donne la masse de l'échantillon d'oxychlorure de phosphore : 25,2 g.

Tu connais le nombre d'Avogadro: $N_A = 6,02 \times 10^{23}$.

Conçois ta stratégie	Applique ta stratégie
Calcule la quantité en moles d'oxychlorure de phosphore à partir de la masse, en te servant de la masse molaire.	$n = \frac{m}{M}$ $= \frac{25,2 \cancel{\text{g}}}{153,32 \cancel{\text{g}}/\text{mol}}$ $= 0,164\,362 \text{ mol}$
Calcule le nombre de molécules d'oxychlorure de phosphore à partir de la quantité en moles, en te servant du nombre d'Avogadro.	$N = n \times N_A$ $= 0,164\,362 \cancel{\text{mol}} \times \frac{6,02 \times 10^{23} \text{ molécules}}{1 \cancel{\text{mol}}}$ $= 9,89 \times 10^{22} \text{ molécules}$

Autre solution

Détermine les étapes de ton calcul à partir des unités. Tu trouveras quand même la quantité en moles d'abord, puis le nombre de molécules, mais tu n'utiliseras pas les formules mathématiques $n = \frac{m}{M}$ et $N = n \times N_A$.

Conçois ta stratégie	Applique ta stratégie
Calcule la quantité en moles d'oxychlorure de phosphore à partir de la masse, en te servant de la masse molaire.	$n = 25,2 \cancel{\text{g}} \times \frac{1 \text{ mol}}{153,32 \cancel{\text{g}}}$ $= 0,164\,362 \text{ mol}$
Calcule le nombre de molécules d'oxychlorure de phosphore à partir de la quantité en moles, en te servant du nombre d'Avogadro.	$N = 0,164\,362 \cancel{\text{mol}} \times \frac{6,02 \times 10^{23} \text{ molécules}}{1 \cancel{\text{mol}}}$ $= 9,89 \times 10^{22} \text{ molécules}$

On peut encore une fois exprimer le calcul sur une seule ligne, de la manière suivante:

$$N = 25,2 \cancel{\text{g}} \times \frac{1 \cancel{\text{mol}}}{153,32 \cancel{\text{g}}} \times \frac{6,02 \times 10^{23} \text{ molécules}}{1 \cancel{\text{mol}}}$$
$$= 9,89 \times 10^{22} \text{ molécules}$$

Vérifie ta solution

Le nombre 25,2 g représente environ un sixième de la masse molaire. Le nombre de molécules devrait donc être environ un sixième du nombre d'Avogadro. Étant donné que $9,89 \times 10^{22}$ est environ un sixième de $6,02 \times 10^{23}$, la réponse semble correcte.

Exercices

- 61.** Calcule la masse de chacun des échantillons suivants :
- $1,05 \times 10^{26}$ atomes de néon, Ne(g)
 - $2,7 \times 10^{24}$ molécules de trichlorure de phosphore, $\text{PCl}_3(\ell)$
 - $8,72 \times 10^{21}$ molécules de karakine, $\text{C}_{15}\text{H}_{21}\text{N}_3\text{O}_{15}(\text{s})$
 - $6,7 \times 10^{27}$ unités de formule de thiosulfate de sodium, $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3(\text{s})$
- 62.** Détermine le nombre de molécules ou d'unités de formule des échantillons suivants :
- 32,4 g de phosphate de plomb(II), $\text{Pb}_3(\text{PO}_4)_2(\text{s})$
 - $8,62 \times 10^{-3}$ g de pentaoxyde de diazote, $\text{N}_2\text{O}_5(\text{s})$
 - 48 kg d'oxyde de molybdène(VI), $\text{MoO}_3(\text{s})$
 - 567 g de fluorure d'étain(IV), $\text{SnF}_4(\text{s})$
- 63.** L'hydrogénocarbonate de sodium, $\text{NaHCO}_3(\text{s})$, est l'ingrédient principal d'un grand nombre de remèdes contre les maux d'estomacs.
- Une cuillerée à thé d'un de ces remèdes contient $6,82 \times 10^{22}$ unités de formule d'hydrogénocarbonate de sodium. Quelle masse d'hydrogénocarbonate de sodium y a-t-il dans la cuillerée à thé?
 - Une bouteille de ce remède contient 350 g d'hydrogénocarbonate de sodium. Combien d'unités de formule d'hydrogénocarbonate de sodium y a-t-il dans la bouteille?
- 64.** Une riboflavine, $\text{C}_{17}\text{H}_{20}\text{N}_4\text{O}_6(\text{s})$, est une vitamine importante pour le métabolisme des lipides, des glucides et des protéines.
- L'apport nutritionnel recommandé (ANR) de riboflavine pour un homme adulte est actuellement de 1,3 mg/jour. Combien de molécules de riboflavine y a-t-il dans cet ANR?
 - L'ANR de riboflavine pour une femme adulte est de $1,8 \times 10^{18}$ molécules. Quel est l'ANR de cette vitamine pour les femmes adultes, en milligrammes?
- 65.** Quelle est la masse, en grammes, d'un seul atome de platine?
- 66.** L'alcool à friction contient souvent du propanol, $\text{C}_3\text{H}_7\text{OH}(\ell)$. Suppose que tu as un échantillon de 85,9 g de propanol.
- Combien d'atomes de carbone y a-t-il?
 - Combien d'atomes d'hydrogène y a-t-il?
 - Combien d'atomes d'oxygène y a-t-il?
- 67.**
- Combien d'unités de formule y a-t-il dans un échantillon de 3,14 g de sulfure d'aluminium, $\text{Al}_2\text{S}_3(\text{s})$?
 - Combien d'ions (aluminium et sulfure) y a-t-il au total dans cet échantillon?
- 68.** Laquelle des deux substances suivantes a la plus grande masse?
- $6,91 \times 10^{22}$ molécules de dioxyde d'azote, $\text{NO}_2(\text{g})$
 - $6,91 \times 10^{22}$ unités de formule d'arséniure de gallium, $\text{GaAs}(\text{s})$
- 69.** Beaucoup d'extincteurs à poudre ont pour principal agent extincteur le phosphate d'ammonium, $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4(\text{s})$. Si un échantillon de phosphate d'ammonium contient $4,5 \times 10^{21}$ atomes d'azote, quelle est la masse de cet échantillon?
- 70.** Classe les trois substances suivantes en ordre décroissant du nombre d'atomes d'hydrogène :
- 268 mg de saccharose, $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}(\text{s})$
 - 15,2 g d'acide cyanhydrique, $\text{HCN}(\ell)$
 - 0,088 9 mol d'acide acétique, $\text{CH}_3\text{COOH}(\ell)$

Activité suggérée

Réalise une expérience 5-B
Utilisation de la mole pour
mesurer et compter des
particules

L'utilisation de la mole

Dans ce chapitre, tu as appris un important concept en chimie : la mole. Tu as aussi appris les relations entre le nombre de particules d'une substance, la quantité d'une substance et la masse d'une substance. La connaissance de ces relations importantes t'aidera à explorer le concept de mole ainsi que ses usages. Dans le chapitre suivant, tu verras que les proportions des masses des éléments d'un composé sont liées à la formule de ce même composé. Tu verras aussi de quelle manière les chimistes se servent de la masse molaire afin d'obtenir de l'information pertinente à propos des produits chimiques.

Résumé de la section

- La masse d'un atome d'un élément en unités de masse atomique a la même valeur numérique que la masse d'une mole d'atomes de cet élément en grammes.
- La masse molaire est un outil important pour convertir la masse d'un élément ou d'un composé en une quantité et vice versa.
- On peut convertir le nombre de particules d'une substance en une masse de cette substance à l'aide du nombre d'Avogadro et de la masse molaire.
- Toutes ces conversions sont importantes lorsqu'on calcule et qu'on mesure les quantités de substances dans une réaction chimique.

Questions de révision

- CC** Compare ces paires de termes. Donne des exemples pour chacune.
 - masse molaire atomique et masse molaire
 - masse molaire moléculaire et masse molaire de l'unité de formule
 - masse molaire de l'unité de formule et masse molaire atomique
 - masse molaire et masse molaire moléculaire
- C** Montre, dans un schéma, les liens entre le nombre de particules, celui des moles et la masse en grammes.
- C** Montre, dans un schéma, le lien entre la masse atomique et la masse molaire atomique d'un élément.
- HP** Détermine la quantité en moles que représente un échantillon de 45,2 g d'oxyde de gallium, $\text{Ga}_2\text{O}_3(\text{s})$.
- HP** Quelle est la masse de $3,2 \times 10^2$ mol de nitrate de cérium, $\text{Ce}(\text{NO}_3)_3(\text{s})$?
- HP** Détermine le nombre de moles de chlorure de strontium, $\text{SrCl}_2(\text{s})$, dans 28,6 kg de cette substance.
- HP** Quelle est la masse de 0,68 mol de sulfate de fer(III), $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3(\text{s})$?
- HP** Quelle est la masse de $2,9 \times 10^{26}$ molécules de pentaoxyde de diazote, $\text{N}_2\text{O}_5(\text{g})$?
- HP** Calcule le nombre d'atomes d'oxygène présents dans 15,2 g de trinitrotoluène, $\text{C}_7\text{H}_5(\text{NO}_2)_3(\text{s})$.
- HP** Quel échantillon contient le plus d'atomes de soufre : 13,4 g de thiocyanate de potassium, $\text{KSCN}(\text{s})$, ou 0,067 mol de sulfate d'aluminium, $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$?
- HP** Quel échantillon contient le plus de moles : du trioxyde de soufre contenant $4,9 \times 10^{22}$ atomes d'oxygène ou 4,9 g de dioxyde de carbone?
- MA** Tu es chimiste de l'environnement et tu détermènes la dureté de l'eau potable. Un échantillon d'eau que tu analyses contient $3,5 \times 10^{-2}$ mg de carbonate de calcium dissous, $\text{CaCO}_3(\text{aq})$.
 - Combien d'unités de formule de carbonate de calcium y a-t-il dans l'échantillon?
 - Combien d'atomes d'oxygène provenant du carbonate de calcium y a-t-il dans l'échantillon?
- MA** On doit évaluer le contenu en plomb d'échantillons d'eau pris dans un cours d'eau en aval d'une usine de fabrication de batteries. Santé Canada recommande que la teneur en plomb de l'eau potable ne dépasse pas 0,010 mg/L d'eau. Une analyse montre que 1 L d'eau contient $3,1 \times 10^{17}$ atomes de plomb. Est-ce que cette eau est potable? Justifie ta réponse.
- HP** Copie le tableau suivant et remplis-le.

Substance	Nombre de particules	Quantité (mol)	Masse (g)
$\text{P}_4(\text{s})$		13,2	
$\text{Ba}(\text{MnO}_4)_2(\text{s})$	$6,7 \times 10^{20}$		
$\text{C}_5\text{H}_9\text{NO}_4(\text{s})$			19,62
- MA** Le salicylate de méthyle, $\text{C}_6\text{H}_4(\text{OH})\text{COOCH}_3(\text{s})$, est utilisé pour donner une saveur au rince-bouche. Un échantillon de rince-bouche contient $1,38 \times 10^{18}$ de ces molécules. Quelle masse de cette substance retrouve-t-on dans un tel échantillon?



- HP** Classe ces trois échantillons en ordre croissant du nombre d'atomes de carbone : $5,6 \times 10^{23}$ molécules d'acide benzoïque, $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}(\text{s})$; 1,3 mol d'acide acétique, $\text{CH}_3\text{COOH}(\text{l})$; 0,17 kg d'acide oxalique, $\text{HOOC}\text{COOH}(\text{s})$.

Habiletés

Planification

✓ Expérimentation, recherche et
résolution de problèmes

✓ Analyse et interprétation

✓ Communication

Consignes de sécurité



- Attache tes cheveux s'ils sont longs et tes vêtements s'ils sont amples.
- Ne touche pas à la chandelle allumée.
- Fais attention de ne pas te renverser de cire fondue sur les mains.

Matériel

- 1 bougie chauffe-plats
- éclisses de bois
- eau
- chlorure de sodium (sel de table), NaCl(s)
- saccharose (sucre ordinaire), $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}\text{(s)}$
- papier de pesée
- papier
- 1 crayon de cire
- 1 balance
- 1 horloge ou minuterie
- 1 petit trombone
- 1 bécher
- 1 cylindre gradué de 10 mL
- 1 compte-gouttes
- 1 cylindre gradué de 50 mL
- 1 règle

L'utilisation de la mole pour évaluer des quantités ou le nombre de moles

Les chimistes utilisent la mole pour déterminer le nombre de particules (atomes, molécules, ions et unités de formules) des substances avec lesquelles ils travaillent. Dans cette expérience, tu appliqueras le concept de mole à des évaluations du nombre d'atomes, de molécules et d'autres particules de différentes substances.

Questions préparatoires

1. Quelles mesures de sécurité te faudrait-il prendre si tu travaillais avec une chandelle dans un laboratoire?
2. Quelle procédure te permettrait de déterminer la quantité de paraffine qui brûle pendant un certain temps et la vitesse à laquelle elle brûle?
3. Quelle est la méthode correcte pour mesurer un solide cristallin, comme le sel de table et le sucre, à l'aide d'une balance?

Question

Peux-tu proposer des méthodes pour évaluer le nombre d'atomes, de molécules, d'unités de formule et d'ions dans différents échantillons de produits chimiques.

Marche à suivre

1. Lis la marche à suivre et crée un tableau afin de noter tes résultats.
2. Mesure la masse de la chandelle. Allume la chandelle et laisse-la brûler pendant 10 min. Éteins la chandelle et laisse-la refroidir pendant 4 min. Mesure à nouveau la masse de la chandelle.
3. Mesure la masse du trombone. Essaie de faire flotter le trombone sur l'eau, dans le bécher. Tiens le trombone horizontalement et dépose-le très délicatement à la surface de l'eau. Le trombone devrait flotter.
4. Mesure la masse du cylindre gradué de 10 mL. À l'aide du compte-gouttes rempli d'eau, compte le nombre de gouttes qu'il faut pour obtenir 1 mL dans le cylindre. Mesure la masse de l'eau et du cylindre gradué.
5. a) Calcule la masse de 0,10 mol de chlorure de sodium. À l'aide de papier de pesée, mesure cette masse sur la balance et place le sel dans le cylindre gradué de 50 mL. Mesure et note le volume de sel. Remets le sel sur le papier de pesée.
b) Calcule la masse de 0,10 mol de saccharose. À l'aide de papier de pesée, mesure cette masse sur la balance et place le sucre dans le cylindre gradué de 50 mL. Mesure et note le volume de sucre. Remets le sucre sur le papier de pesée.
6. a) Dessine un carré de 10 cm sur 10 cm sur une feuille de papier. Mesure la masse du crayon de cire de ta couleur préférée.
b) Colorie complètement la surface du carré avec le crayon de cire. Mesure à nouveau la masse du crayon de cire.
c) Répète ces opérations, mais avec un carré de 20 cm sur 20 cm.

Analyse et interprétation

- Selon tes résultats de l'étape 2,
 - calcule le nombre de molécules de paraffine, $C_{25}H_{52}(s)$, qui ont brûlé.
 - calcule le nombre d'atomes de carbone qui ont brûlé.
- Selon tes résultats de l'étape 3, combien d'atomes de fer l'eau supporte-t-elle? Considère que le trombone ne contient que du fer.
- Selon tes résultats de l'étape 4,
 - quelle est la masse de 1 mL d'eau?
 - combien de molécules d'eau y a-t-il dans 1 mL d'eau?
 - combien d'atomes d'hydrogène y a-t-il dans 1 mL d'eau?
 - calcule le volume d'une mole d'eau.
- Selon tes résultats de l'étape 5,
 - compare les volumes des échantillons de 0,10 mol de sel de table et de sucre, et explique toute différence.
 - combien d'ions sodium et d'ions chlorure y a-t-il dans l'échantillon de sel?
 - combien d'atomes d'oxygène y a-t-il dans l'échantillon de sucre?
- Considère que le crayon de cire, comme la chandelle, est fait de paraffine. D'après la masse de crayon de cire que tu as utilisée à l'étape 6, calcule le nombre de molécules de cire appliquées sur le petit carré et le nombre de celles sur le grand. Compare la différence entre les surfaces des deux carrés avec la différence entre les masses de cire.

Sont-elles du même ordre?

Conclusion et communication

- Combien faudrait-il de temps pour brûler 1 mol de paraffine d'une chandelle comme celle de cette expérience?
- Quelles seraient les dimensions d'un carré colorié avec un crayon de cire qui contiendrait une mole de cire?
- Calcule la masse d'une mole d'eau. Ensuite, à l'aide de ta réponse pour le volume d'une mole d'eau, calcule la masse volumique de l'eau à la température de la pièce en grammes par millilitre (g/mL). Consulte un ouvrage de référence pour voir si ta valeur est près de la valeur réelle.

Enrichissement

- ENQUÊTER** Conçois une expérience qui permet de déterminer le nombre de molécules ou d'unités de formule de craie qu'il faut pour écrire ton nom. Trouve d'abord quel est le composant principal de la craie. Fais ton expérience après avoir fait approuver ta marche à suivre.
- EFFECTUER UNE RECHERCHE** Dans l'expérience que tu viens de faire, tu as supposé que la formule de paraffine est $C_{25}H_{52}(s)$. Fais une recherche pour trouver les différentes formules de paraffine. De quelle manière la formule que tu as utilisée a-t-elle influencé les résultats? Pourquoi était-il important de supposer cette formule afin de faire tes calculs?



Étude de cas

Prescrire une dose sécuritaire

Garantir la précision des unités et des doses

Mise en situation

Chaque jour, des dizaines de milliers de Canadiens présentent leurs ordonnances dans les pharmacies et attendent. Pourquoi devons-nous attendre ?

On doit calculer précisément les doses de médicaments sur ordonnance avant de les rendre. Ces calculs demandent de la précision dans l'utilisation de fractions, de décimales, de rapports, de pourcentages et de conversions métriques. Malheureusement, il peut se produire des erreurs de posologie dont les conséquences peuvent être graves.

Par exemple, la *Food and Drug Administration* (FDA) aux États-Unis a émis un avis sur des erreurs possibles dans la posologie de la forme liquide de TAMIFLU[®], un antiviral qui aide à prévenir la réplication de certains virus de la grippe dans le corps humain. Quand un virus pénètre un corps humain, il utilise les cellules du corps pour créer des copies de lui-même. On prescrit parfois TAMIFLU[®] pour aider à stopper le processus de réplication. S'il est prescrit au plus tard deux jours après l'apparition des symptômes, il peut réduire le temps de rétablissement d'environ une journée. Il peut aussi aider à prévenir la propagation de certains types de grippe.

Malheureusement, la FDA a découvert que, dans certains cas, les instructions sur l'étiquette de la forme liquide donnaient de l'information sur les doses en millilitres (mL) ou en cuillérées à thé (c. à thé), alors que l'instrument de mesure fourni était gradué en milligrammes (mg).

Ce problème a entraîné des erreurs de posologie et la confusion chez les patientes et les patients, les médecins, le personnel infirmier et dans les pharmacies.

Le 13 octobre 2009, le gouvernement fédéral canadien a émis son propre avis destiné aux professionnels de la santé, à propos des risques d'erreur de posologie de TAMIFLU[®] lorsqu'il est donné sous forme de suspension orale de 12 mg/mL. Selon cet avis, aucune erreur de posologie ne s'était produite au Canada, mais le gouvernement lançait quand même une enquête. L'avis attirait l'attention sur les points suivants :

- Les pharmaciennes et les pharmaciens doivent s'assurer que les unités utilisées correspondent aux unités de l'instrument de mesure fourni avec le médicament. Par exemple, on devrait utiliser un instrument de mesure en milligrammes pour une prescription donnée en milligrammes.
- Au Canada, l'instrument de mesure fourni avec TAMIFLU[®] est gradué à 30, 45 et 60 mg et non en millilitres ou en cuillérées à thé. On doit donc donner les doses recommandées en milligrammes.

Quand on prend un médicament, il est important que la dose soit correcte.

Risque d'erreur de posologie pour TAMIFLU^R

L'avis du gouvernement fédéral canadien souligne l'importance de l'exactitude des calculs de rapports et des conversions d'unités afin d'administrer la dose correcte. Par exemple, aux États-Unis, un médecin a prescrit trois quarts de cuillère à thé de TAMIFLU^R deux fois par jour à un enfant de six ans. Toutefois, l'instrument de mesure que ses parents ont reçu était gradué à 30, 45 et 60 mg, plutôt qu'en cuillérées à thé. En plus, les unités dans les instructions sur la bouteille étaient différentes de celles sur l'instrument de mesure.

Heureusement, les parents savaient qu'une cuillère à thé équivaut à 5 mL et que trois quarts d'une cuillère à thé correspondent à 3,75 mL. Ils avaient lu que la concentration de TAMIFLU^R en suspension liquide est de 12 mg/mL. Ils ont utilisé cette information pour convertir la prescription, afin de donner la bonne dose de médicaments, en milligrammes, à leur enfant :

$$\begin{aligned}\text{dose} &= \text{concentration de TAMIFLU}^{\text{R}} \text{ en suspension} \times \text{dose de TAMIFLU}^{\text{R}} \text{ prescrite} \\ &= 12 \text{ mg/mL} \times 3,75 \text{ mL} \\ &= 45 \text{ mg}\end{aligned}$$

Ces parents ont pu déterminer que la bonne dose pour leur enfant était de 45 mg. Toutefois, de nombreuses personnes n'auraient pas pu faire cette conversion et auraient pu donner une dose incorrecte de médicament à leur enfant.

La dose de TAMIFLU^R recommandée, comme pour tous les médicaments, dépend de l'âge de la personne et de sa masse corporelle. Le tableau suivant présente les doses recommandées, en milligrammes, pour les adultes et les enfants.

Dose de TAMIFLU^R en poudre pour suspension buvable (12 mg/mL)

Masse corporelle	Dose recommandée pour cinq jours	Volume de TAMIFLU ^R liquide par dose
≤ 15 kg	30 mg deux fois par jour	2,5 mL
> 15 kg à 23 kg	45 mg deux fois par jour	3,8 mL
> 23 kg à 40 kg	60 mg deux fois par jour	5,0 mL
> 40 kg	75 mg deux fois par jour	6,2 mL

Source : Santé Canada

Rechercher et analyser

1. En décembre 2009, l'Institut pour l'utilisation sécuritaire des médicaments du Canada a signalé un cas où un enfant d'âge scolaire avait reçu, par erreur, une prescription pour adulte de TAMIFLU^R, 150 mg deux fois par jour, au lieu d'une dose de 60 mg deux fois par jour. Fais une recherche afin de découvrir pourquoi les recommandations pour les doses de médicaments comme TAMIFLU^R se basent sur la masse corporelle, l'âge et d'autres facteurs.
2. Fais une recherche pour découvrir ce que fait le personnel de la santé afin d'éviter les erreurs de posologie.
3. À l'aide d'un schéma, analyse ce qui peut se produire si on ne respecte pas les recommandations de dosage.

À ton tour

1. **Planifier** En groupe, discute de la question des erreurs de posologie. Partage les résultats de ta recherche et de ton analyse. Quelles sont tes suggestions pour minimiser les risques d'erreurs de posologie ?
2. **Mettre en pratique** Crée un dépliant, un site Web ou un message d'intérêt public qui explique comment et pourquoi les patientes et les patients et le personnel de la santé devraient collaborer pour minimiser les risques d'erreur de posologie.



Avant de prendre un médicament liquide, assure-toi de bien comprendre la dose prescrite et les unités de l'instrument de mesure.

Section 5.1

Le nombre d'Avogadro et la mole

Les chimistes se servent de la mole parce qu'elle est un moyen pratique pour compter les atomes, les molécules, les ions et les unités de formule.

MOTS CLÉS

mole
nombre d'Avogadro

CE QUE TU AS APPRIS :

- Les gens regroupent les objets courants et les chimistes regroupent les atomes, les molécules, les ions et les unités de formule en unités de quantité par commodité.
- Une mole est la quantité d'une substance qui contient autant de particules que le nombre d'atomes dans exactement 12 g de l'isotope 12 du carbone.
- La mole est l'unité de base du SI utilisée pour mesurer la quantité d'une substance.
- Les chimistes utilisent la mole pour compter les atomes, les molécules, les ions et les unités de formule.
- Le nombre d'Avogadro permet aux chimistes de convertir des nombres de particules en moles de particules et vice versa.

Section 5.2

La masse et la mole

Les facteurs de conversion, comme la masse molaire et le nombre d'Avogadro, permettent aux chimistes de convertir entre eux les nombres de particules, les quantités et les masses.

MOT CLÉ

masse molaire

CE QUE TU AS APPRIS :

- La masse d'un atome d'un élément en unités de masse atomique a la même valeur numérique que la masse d'une mole d'atomes de cet élément en grammes.
- La masse molaire est un outil important pour convertir la masse d'un élément ou d'un composé en une quantité et vice versa.
- On peut convertir le nombre de particules d'une substance en une masse de cette substance à l'aide du nombre d'Avogadro et de la masse molaire.
- Toutes ces conversions sont importantes lorsqu'on calcule et qu'on mesure les quantités de substances dans une réaction chimique.



Chapitre 5 RÉVISION

Connaissance et compréhension

Note la meilleure réponse ou celle qui est la plus complète.

- Le nombre d'Avogadro te permet de convertir...
 - la masse en quantité en moles
 - la masse en nombre de particules
 - la quantité en moles en nombre de particules
 - la masse en numéro atomique
 - le nombre de particules en numéro atomique
- Pourquoi utilise-t-on la mole plutôt que des atomes individuels ou des molécules lorsqu'on travaille avec des substances?
 - La mole est l'unité la plus pratique à utiliser.
 - La mole est une unité réservée à la chimie.
 - Les atomes individuels ou les molécules d'un composé ne sont pas toujours identiques d'un échantillon à l'autre.
 - La mole détermine quels produits se forment.
 - La mole déclenche une réaction chimique.
- Quelle est la relation entre la masse d'un atome d'un élément et la masse d'une mole d'atomes de cet élément?
 - Elles ont toutes deux le même nombre de particules.
 - La masse d'un atome d'un élément en nombre de masse a la même valeur numérique que la masse d'une mole d'atomes de cet élément en grammes.
 - La masse d'une mole d'atomes d'un élément en nombre de masse a la même valeur numérique que la masse d'un atome de cet élément en grammes.
 - La masse d'un atome est 12 fois la masse d'une mole de ce même élément.
 - Il n'y a pas de relation parce que la masse varie d'un élément à l'autre.
- Quel est le symbole de la masse molaire?
 - M
 - m
 - N
 - n
 - mol
- Quelles sont les unités de la masse molaire?
 - mol
 - g
 - mol/g
 - g/mol
 - g/u
- Quel élément possède la masse atomique la plus élevée?
 - cadmium
 - vanadium
 - thallium
 - sélénium
 - lanthane

Réponds aux questions 7 et 8 à l'aide de cette information.

- diviser par la masse molaire
 - diviser par le nombre d'Avogadro
 - multiplier par la masse molaire
 - multiplier par le nombre d'Avogadro
- Pour convertir un nombre de particules d'une substance en une masse de cette substance, on doit d'abord _____ et ensuite _____.
 - I, III
 - I, IV
 - II, III
 - II, IV
 - IV, I
 - Pour convertir une masse d'une substance en un nombre de particules de cette substance, on doit d'abord _____ et ensuite _____.
 - I, III
 - I, IV
 - II, III
 - II, IV
 - IV, I

Réponds aux questions suivantes.

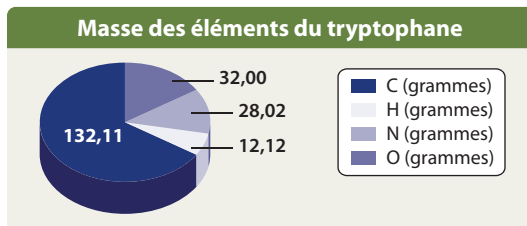
- Pour l'eau, les quantités en moles d'atomes et de molécules sont-elles les mêmes? Justifie ta réponse.
- Remplis les espaces suivants : _____ g de zinc équivaut à 1,00 mol de zinc et contient _____ atomes de zinc.
- Compare les nombres de particules présentes dans une mole de chrome et dans une mole d'aluminium.
 - Compare la masse d'une mole de chrome avec celle d'une mole d'aluminium.
- Décris les étapes pour trouver la masse molaire d'un composé.
- Décris la méthode pour calculer la masse d'un échantillon de composé à partir du nombre de moles qu'il contient.
- Quels sont le nom et la valeur du nombre utilisé pour convertir des moles de dioxyde de carbone en nombre de molécules de dioxyde de carbone?
- Suppose qu'on te donne la valeur 65,41 pour caractériser l'élément zinc. Nomme deux unités qu'on peut associer à cette valeur. Explique ce que chaque unité représente.
- Pourquoi travaillerais-tu avec moles pour décrire les substances d'une réaction chimique, mais utiliserais-tu les grammes pour les mesurer?

Chapitre 5 RÉVISION

Habiletés de la pensée

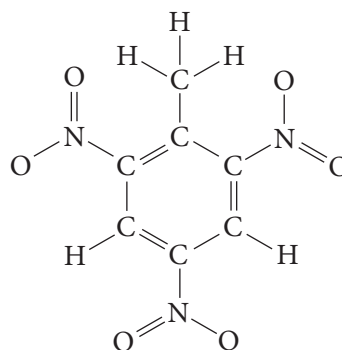
17. Calcule la quantité de moles pour chaque substance.
 - a) 0,045 kg de thiosulfate de lithium, $\text{Li}_2\text{S}_2\text{O}_3(\text{g})$
 - b) $9,52 \times 10^{24}$ molécules de benzène, $\text{C}_6\text{H}_6(\ell)$
 - c) 356 unités de formule de borate d'étain(II), $\text{Sn}_3(\text{BO}_3)_2(\text{s})$
18. Calcule la masse des substances suivantes :
 - a) $1,3 \times 10^{22}$ molécules de difluorure d'oxygène, $\text{F}_2\text{O}(\text{g})$
 - b) 0,659 mol de glucose, $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{s})$
 - c) $3,5 \times 10^{26}$ unités de formule de nitrate de cobalt(III), $\text{Co}(\text{NO}_3)_3(\text{s})$
19. L'ibuprofène, $\text{C}_{13}\text{H}_{18}\text{O}_2(\text{s})$, est utilisé pour traiter la fièvre, la douleur et l'inflammation. La posologie normale pour un adulte est de 400 mg. Quelle quantité d'ibuprofène y a-t-il dans $4,00 \times 10^2$ mg, en moles?
20. Quelle masse de chrome y a-t-il dans un échantillon qui contient $6,9 \times 10^{25}$ unités de formule de dichromate d'ammonium, $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7(\text{s})$?
21. Détermine le nombre de moles contenues dans 20,0 g de glucose, $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{s})$, et dans 20,0 g de propane, $\text{C}_3\text{H}_8(\text{g})$.
22. Quelle substance a la masse molaire la plus élevée : le trichlorure d'azote, $\text{NCl}_3(\text{s})$, ou le chlorure de sodium, $\text{NaCl}(\text{s})$?
23. Quel est le nombre total de moles dans 10,00 g de ces composés?
 - a) le chlorure de calcium dihydrate, $\text{CaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}(\text{s})$, qu'on utilise comme sel de déglacage
 - b) l'octane, $\text{C}_8\text{H}_{18}(\ell)$, un composant de l'essence
 - c) la cystéine, $\text{C}_3\text{H}_7\text{NO}_2\text{S}(\ell)$, un acide aminé
24. Dans tes propres mots, explique la différence entre le nombre de masse et la masse molaire atomique. Quel est l'avantage d'utiliser la masse molaire atomique?
25. Copie et remplis ce tableau dans ton cahier :

26. Ce diagramme circulaire montre la masse des éléments qui constituent une mole de tryptophane, un acide aminé. Quelle est sa formule chimique?



Communication

27. Dessine un schéma qui explique comment tu trouverais la masse d'un échantillon à partir du nombre de molécules individuelles qu'il contient.
28. Dessine un schéma qui explique comment tu trouverais le nombre de molécules à partir de la masse d'un échantillon de composé.
29. Dessine un schéma pour illustrer les relations entre le nombre de molécules, la quantité en moles et la masse en grammes d'un échantillon de dioxyde de carbone.
30. Voici la structure d'une molécule de trinitrotoluène (TNT). On peut lire sur un site Web qu'il y a 21 atomes dans chaque mole de TNT. Corrige cette affirmation en expliquant pourquoi elle est incorrecte. Écris d'une manière qui sera comprise du grand public, comme si tu devais modifier ce site Web.



Particules, quantités et masses de diverses substances pures

Substance	Nombre total d'atomes	Nombre de molécules ou d'unités de formule	Masse molaire (g/mol)	Quantité de la substance (mol)	Masse (g)
$\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_2(\ell)$				0,067 5	
$\text{NaC}_6\text{H}_5\text{COO}(\text{s})$	$3,56 \times 10^{19}$				
$\text{Al}(\text{H}_2\text{PO}_4)_3(\text{s})$					32,71
$\text{CCl}_2\text{F}_2(\text{g})$		$4,75 \times 10^{25}$			
$\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}_2(\ell)$				0,057 4	
$\text{NaHCO}_3(\text{s})$					41,34

- 31.** Un grenat d'yttrium et d'aluminium (YAG), $\text{Y}_3\text{Al}_5\text{O}_{12}(\text{s})$, est une gemme synthétique. Dessine un diagramme à bandes qui montre la quantité en moles de chaque élément d'un YAG de 5,67 carats. (1 carat = 0,20 g)
- 32.** À l'aide d'un diagramme de Venn, compare l'utilisation des douzaines à celle des moles.
- 33.** Résume ce que tu as appris dans ce chapitre dans un organisateur graphique. Pour t'aider, consulte le **Résumé du chapitre 10**, qui présente les rubriques **Mots clés** et **Ce que tu as appris**. Consulte la section **Les organisateurs graphiques** de l'Annexe A pour t'aider à choisir un organisateur graphique.

Mise en application

- 34.** L'ibuprofène est un médicament souvent utilisé.
- Pourquoi est-il important d'indiquer la masse du médicament sur son contenant ?
 - Pourquoi est-il important de respecter la posologie indiquée sur le contenant ?
 - Fais une recherche pour découvrir pourquoi on recommande que les enfants prennent de l'ibuprofène au lieu de l'acide acétylsalicylique (AAS) lors d'une maladie virale.
- 35.** Un composé inconnu est X_2Y_3 . La masse molaire atomique de X est de 47,87 g/mol et la masse de 0,25 mol du composé est de 47,99 g. Quels sont le nom et la formule les plus probables pour ce composé ?
- 36.** Le lycopène, $\text{C}_{40}\text{H}_{56}(\text{s})$, est une molécule complexe et un puissant antioxydant. Les antioxydants aident à réduire la destruction des cellules. Certaines études démontrent qu'un apport quotidien de 6,5 mg de lycopène permet d'obtenir cet effet.
- Calcule, en moles, la quantité de lycopène nécessaire pour obtenir son effet protecteur.
 - C'est le lycopène qui donne la couleur rouge aux tomates. Fais une recherche pour trouver la quantité de lycopène dans une tomate de taille moyenne.
- 37.** La vitamine A joue un rôle important dans la vision et la santé de la peau. La forme la plus commune de la vitamine A est le rétinol, $\text{C}_{20}\text{H}_{30}\text{O}(\text{s})$.
- L'apport quotidien recommandé est de 600 µg. Quelle quantité en moles représente cette masse ?
 - Contrairement aux vitamines B et C, la vitamine A est soluble dans les graisses. Cela rend tout excès plus difficile à éliminer. Tu dois faire attention à la quantité de vitamine A que tu prends en suppléments vitaminiques. Fais une recherche sur les effets que provoque la prise d'une trop grande quantité de vitamine A. Quelle quantité peux-tu prendre sans que ce soit toxique ?
- 38.** Dans l'Égypte ancienne, on appliquait le kohl autour des yeux pour chasser les moustiques et éviter l'éblouissement par le soleil. Il contient du galène, une source naturelle de sulfure de plomb(II), $\text{PbS}(\text{s})$.
- On a retrouvé jusqu'à 84 g de sulfure de plomb(II) pour 100 g de kohl dans certaines préparations. Quelle masse de sulfure de plomb(II) y a-t-il dans un échantillon de 0,50 g d'une telle préparation ?
 - Combien de moles de sulfure de plomb(II) y a-t-il ?
 - Fais une recherche sur la position de Santé Canada à propos de l'utilisation de plomb dans les cosmétiques.
- 39.** Le dentifrice contient plusieurs additifs dont on doit doser précisément les quantités pour des raisons de sécurité. Les dentifrices pour les dents sensibles contiennent habituellement du nitrate de potassium, $\text{KNO}_3(\text{s})$, à une concentration de 5 % m/m. Le dentifrice peut aussi contenir du fluorure, sous forme de fluorure de sodium, $\text{NaF}(\text{s})$, à une concentration de 0,11 % m/m.
- Si la masse d'un tube de dentifrice pour dents sensibles est de 250 g, quelle masse de nitrate de potassium et de fluorure de sodium contient-il ?
 - Combien de moles de nitrate de potassium et de fluorure de sodium y a-t-il dans le tube ?
 - Fais une recherche sur les avantages et les risques à utiliser ces deux additifs dans le dentifrice.

- 40. IDÉE** On peut déterminer et maximiser l'efficacité des réactions chimiques lorsqu'on comprend les relations quantitatives impliquées. La précision dans la mesure des quantités est un aspect important des procédés chimiques industriels. Le manque de précision peut entraîner toutes sortes de conséquences environnementales. Résume tes résultats dans l'Activité de départ. Comment mettent-ils en évidence les mesures de sécurité que les entreprises doivent prendre lorsqu'elles emploient des procédés similaires ?



Chapitre 5 AUTOÉVALUATION

Note la meilleure réponse ou celle qui est la plus complète.

- CC** Le nombre d'Avogadro est :
 - un nombre équivalant à une mole d'une substance
 - une valeur égale à $6,02 \times 10^{23}$ particules
 - une valeur en nombre de masse qui décrit la masse atomique d'un élément
 - (a) et (c)
 - (a) et (b)
- CC** Laquelle des ces expressions décrit une mole ?
 - une unité utilisée pour mesurer la masse
 - une unité équivalente à la masse atomique
 - un terme utilisé pour décrire un type de particule
 - l'unité de base du SI utilisée pour mesurer la quantité d'une substance
 - un terme utilisé pour décrire l'état (solide, liquide ou gazeux) d'une substance
- HP** Le nombre de particules et la quantité en moles dans 45,2 g de nitrate de potassium sont...
 - $2,69 \times 10^{22}$ particules et 0,044 7 mol
 - $2,69 \times 10^{23}$ particules et 0,447 mol
 - $3,20 \times 10^{23}$ particules et 0,532 mol
 - $3,94 \times 10^{23}$ particules et 0,654 mol
 - $3,20 \times 10^{23}$ particules et 0,531 mol
- HP** Quelle est la masse de 5,8 mol de dioxyde d'azote, $\text{NO}_2(\text{g})$?
 - 2,7 g
 - 27 g
 - $2,7 \times 10^2$ g
 - 17 g
 - $1,7 \times 10^2$ g
- CC** Pour obtenir le nombre de particules d'un composé à partir de sa masse, tu _____ sa masse par la masse molaire et ensuite tu _____ le résultat obtenu par le nombre d'Avogadro.
 - multiplie ; divise
 - divise ; divise
 - divise ; multiplie
 - multiplie ; multiplie
 - (aucune de ces réponses)
- HP** Combien d'atomes d'hydrogène y a-t-il dans 3,25 g d'acide acétique, $\text{CH}_3\text{COOH}(\ell)$?
 - $3,26 \times 10^{22}$
 - $6,74 \times 10^{22}$
 - $3,26 \times 10^{23}$
 - $1,30 \times 10^{23}$
 - $3,26 \times 10^{23}$

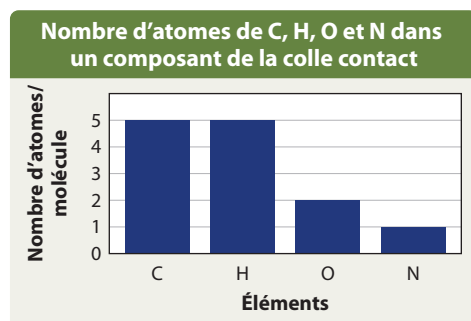
- CC** Pour calculer la masse d'un composé à partir de son nombre de particules, tu _____ le nombre de particules par le nombre d'Avogadro et ensuite tu _____ le résultat obtenu par la masse molaire.
 - divise ; multiplie
 - divise ; divise
 - multiplie ; multiplie
 - multiplie ; divise
 - additionne ; soustrait
- HP** Détermine la masse d'une unité de formule d'hexafluorosilicate de baryum, $\text{BaSiF}_6(\text{s})$.
 - $1,68 \times 10^{26}$ g
 - $2,16 \times 10^{21}$ g
 - $4,64 \times 10^{-22}$ g
 - $6,02 \times 10^{-23}$ g
 - $1,68 \times 10^{-26}$ g
- HP** Observe ce diagramme. Quelle est la masse molaire du composé X ?

Masse des différents éléments dans 3,0 mol du composé X

Élément	Masse (grammes)
K	117,30
H	15,15
C	144,12
O	111,43
Total	288,00

- 1 693,71 g
 - 564,57 g
 - 367,38 g
 - 188,19 g
 - 110,25 g
- HP** Détermine le nombre d'atomes présents dans 0,625 mol de germanium, $\text{Ge}(\text{s})$.
 - $2,73 \times 10^{25}$
 - $3,76 \times 10^{23}$
 - $6,99 \times 10^{25}$
 - $9,63 \times 10^{23}$
 - $2,73 \times 10^{23}$
- Réponds aux questions suivantes à l'aide de phrases ou de diagrammes, selon le cas.
- CC** Décris une ressemblance et une différence entre la masse molaire atomique d'un élément et la masse molaire moléculaire d'un composé.
 - HP** Détermine la masse de $5,2 \times 10^{21}$ molécules de propanol, $\text{C}_3\text{H}_7\text{OH}(\ell)$, en grammes.
 - HP** Calcule la quantité d'ions de zinc dans 0,067 9 g de phosphate de zinc, $\text{Zn}_3(\text{PO}_4)_2$, en moles.

14. **HP** Quelle est la masse, en grammes, de 0,834 mol de nitrate de plomb(IV), $\text{Pb}(\text{NO}_3)_4(\text{s})$?
15. **C** On utilise souvent l'acide citrique, $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_7(\text{aq})$, pour donner un goût acide aux bonbons.
- Dessine un schéma qui montre comment calculer la masse molaire de l'acide citrique.
 - Vérifie les étapes décrites dans ton schéma en calculant la masse molaire de l'acide citrique.
16. **HP** L'acide acétylsalicylique (AAS), $\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4(\text{s})$, soulage leurs douleurs physiques. Calcule le nombre de molécules d'AAS contenues dans un comprimé de 325 mg.
17. **HP** Le triclosan, $\text{C}_{12}\text{H}_7\text{Cl}_3\text{O}_2(\text{s})$, donne des propriétés antibactériennes à certains savons. Détermine le nombre d'atomes de chaque élément présents dans 0,678 g de triclosan.
18. **HP** Ce graphique montre le nombre d'atomes d'un composé qu'on utilise pour fabriquer de la colle contact.



- Quelle est la masse molaire de ce composé ?
 - Quel serait le nombre d'atomes de chaque type dans 4,00 mol de ce composé ?
19. **MA** On utilise l'aspartame, $\text{C}_{14}\text{H}_{18}\text{N}_2\text{O}_5(\text{s})$, comme édulcorant artificiel pour les aliments faibles en calories. Classe les éléments de l'aspartame en ordre décroissant de leur contribution à la masse molaire du composé. Cet ordre est-il le même que l'ordre décroissant du nombre de chaque atome dans la formule du composé ? Justifie ta réponse.
20. **CC** Explique comment on utilise le nombre d'Avogadro comme facteur de conversion.
21. **HP** Quelle est la masse de chacun de ces échantillons, en kilogrammes ?
- 34,8 mol de métasilicate de sodium, $\text{Na}_2\text{SiO}_3(\text{s})$
 - $4,96 \times 10^{25}$ molécules d'acide ascorbique, $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6(\text{s})$
22. **HP** Si tu avais un échantillon de 2,00 mol de chacune des substances suivantes, lequel aurait le plus grand nombre de molécules ?
- pentaoxyde de diphosphore, $\text{P}_2\text{O}_5(\text{s})$
 - trichlorure de phosphore, $\text{PCl}_3(\ell)$
 - tétraoxyde de diazote, $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$
23. **MA** On peut mélanger l'éthanol, $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\ell)$, et l'eau selon diverses proportions. Cette caractéristique est très utile pour produire des substances différentes, du carburant à l'antiseptique. Si on te demandait de faire 80,00 g d'un mélange d'éthanol et d'eau contenant la même quantité des deux substances, de quelle masse de chaque substance aurais-tu besoin ?
24. **C** On te donne ce matériel pour faire une expérience :
- 12 billes dans un petit sac de plastique scellé
 - une balance
 - un pot scellé contenant 365 billes
- Écris la marche à suivre qui explique comment, sans ouvrir le sac ou le pot, tu pourrais...
- estimer la masse moyenne d'une bille
 - estimer la masse des billes dans le pot (de deux façons)
 - estimer la masse d'une mole de billes (de deux façons)
- Explique comment les principes de cette expérience s'appliquent à l'utilisation des masses, des quantités en moles et de la masse molaire.
25. **MA** Les dioxines, comme la 2,3,6,7-tétrachlorodibenzo-4-dioxine (TCDD), $\text{C}_{12}\text{H}_4\text{Cl}_4\text{O}_2(\text{s})$, sont parmi les substances les plus toxiques de la Terre. Si le niveau moyen d'exposition à la TCDD est de $3,70 \times 10^{-13}$ mol/jour chez l'humain, quelle est sa valeur en picogrammes par jour ? ($1 \text{ g} = 1 \times 10^{12} \text{ pg}$)

Vérification

Question problématique...	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	19	20	21	22	23	24	25
Section(s) à revoir...	5.1	5.1	5.1	5.2	5.2	5.2	5.2	5.2	5.2	5.1	5.2	5.2	5.2	5.2	5.2	5.2	5.2	5.2	5.2	5.1, 5.2	5.2	5.1	5.2	5.1, 5.2	5.2