

Le diamant compte  $5,01(10^{22})$  atomes de carbone.

6. Un flacon contenant 100 comprimés renferme 200 mg de cuivre.

La masse molaire de Cu = 63,55 g/mol

$$\frac{0,200 \text{ g}}{63,55 \text{ g/mol}} = 3,15 \times 10^{-3} \text{ mol de Cu}$$

Si le flacon contient  $3,15 \times 10^{-3}$  mol de Cu, alors il doit contenir le même nombre de moles de CuO.

La masse molaire de CuO = 79,56 g/mol

La masse de CuO dans le flacon =  $(3,15 \times 10^{-3} \text{ mol})(79,56 \text{ g/mol}) = 0,2506 \text{ g}$  ou 250,6 mg de CuO.

La masse de CuO dans un comprimé =  $\frac{250,6 \text{ mg}}{100 \text{ comprimés}} = 2,5 \text{ mg de CuO par comprimé.}$

## Chapitre 5 Révision (Réponses)

Manuel de l'élève, pages 193 à 195

### Connaissance et compréhension (Réponses)

1. La masse atomique est la masse d'un atome d'un isotope particulier. La masse atomique moyenne est la moyenne pondérée des masses atomiques d'un mélange naturel d'isotopes d'un élément. Par exemple, le chlore-35 a une masse atomique de 34,97 u tandis que la masse atomique moyenne du chlore est de 35,45 u (on a pris également en considération le chlore-37).
2. La moyenne doit être pondérée afin de refléter l'abondance relative des divers isotopes, qui ne sont pas présents en proportions égales.
3. Le chlore a deux isotopes : le chlore-35 et le chlore-37. La masse atomique moyenne du chlore est la moyenne pondérée des deux isotopes. C'est pourquoi aucun atome de chlore n'a une masse de 35,45 u.
4. La constante d'Avogadro permet la conversion entre la masse d'une mole d'entité et la masse atomique moyenne de cette entité.  $N_A$  atomes dont la masse atomique moyenne est de  $x$  u auront une masse de  $x$  g.
5. Les chimistes se servent d'une balance pour mesurer la masse d'échantillons. Connaissant la masse molaire des substances, les chimistes peuvent l'utiliser pour calculer le nombre de particules contenues dans un échantillon de ces substances.
6. a) La mole est une quantité de substance qui renferme le même nombre de particules qu'exactly 12 g de carbone-12. Ce nombre, établi expérimentalement à  $6,02 \times 10^{23}$ , porte le nom de constante d'Avogadro.  
b) Pour son côté pratique.
7. La masse atomique moyenne d'un élément, exprimée en unités de masse atomique, représente la même valeur numérique que la masse molaire d'un élément, exprimée en grammes.
8. a) Dans le cas d'un élément métallique, la masse molaire est la masse de  $N_A$  atomes de cet élément.  
b) Dans le cas d'un élément diatomique, la masse molaire est égale à la masse de  $2 \times N_A$  atomes de cet élément.  
c) Dans le cas d'un composé, la masse molaire est égale à la combinaison des masses de  $N_A$  atomes pour chaque atome du composé.

## Recherche (Réponses)

9.

Isotope	Pourcentage d'abondance relative	Masse atomique relative (u)
Ar-36	0,34	36
Ar-38	0,06	38
Ar-40	99,6	40

$$\text{la masse atomique moyenne} = \frac{[0,34(36,0) + 0,06(38,0) + 99,6(40)] \text{ u}}{100} = \frac{[12,24 + 2,28 + 3984] \text{ u}}{100} = 40 \text{ u}$$

10.

Isotope	Pourcentage d'abondance relative	Masse atomique relative (u)
Ga-69	60,0	69
Ga-71	40,0	71

$$\text{la masse atomique moyenne} = \frac{[60(69,0) + 40(71,0)] \text{ u}}{100} = \frac{[4140 + 2840] \text{ u}}{100} = 70 \text{ u}$$

11.

Isotope	Pourcentage d'abondance relative	Masse atomique relative (u)
Ge-70	20,5	70
Ge-72	27,4	72
Ge-73	7,8	73
Ge-74	36,5	74
Ge-76	7,8	76

$$\text{la masse atomique moyenne} = \frac{[(20,5)(70) + (27,4)(72) + (7,8)(73) + (36,5)(74) + (7,8)(76)] \text{ u}}{100}$$

$$\text{la masse atomique moyenne} = \frac{[1435 + 1972,8 + 569,4 + 2701 + 592,8] \text{ u}}{100} = 72,7 \text{ u}$$

12.

Isotope	Pourcentage d'abondance relative	Masse atomique relative (u)
K-39	$x$	39
K-41	$100 - x$	41

Si la masse atomique moyenne = 39,1 u

$$39,1 \text{ u} = \frac{[x(39,0) + (100 - x)(41,0)] \text{ u}}{100}$$

$$3910 = [39,0x + 4100 - 41,0x]$$

$$2,0x = 190, \quad x = 95.$$

Par conséquent, le potassium naturel contient 95 % de K-39 et 5 % de K-41.

13. Dans chacun des cas, divisez la masse par la masse molaire ( $n = \frac{m}{M}$ ).

$$\text{a) } n = \frac{0,453 \text{ g}}{159,7 \text{ g/mol}} = (2,84)(10^{-3}) \text{ mol}$$

$$\text{b) } n = \frac{50,7 \text{ g}}{98,09 \text{ g/mol}} = 0,517 \text{ mol}$$

$$\text{c) } n = \frac{(1,24)(10^{-2}) \text{ g}}{152,00 \text{ g/mol}} = (8,15)(10^{-5}) \text{ mol}$$

$$\text{d) } n = \frac{(8,2)(10^2) \text{ g}}{187,37 \text{ g/mol}} = 4,38 \text{ mol}$$

$$\text{e) } n = \frac{12,3 \text{ g}}{97,95 \text{ g/mol}} = 0,126 \text{ mol}$$

14. Dans chacun des cas, divisez par la constante d'Avogadro ( $n = \frac{N}{N_A}$ ).

$$\text{a) } n = \frac{(4,27)(10^{21})}{(6,02)(10^{23}) \text{ mol}^{-1}} = (7,09)(10^{-3}) \text{ mol}$$

$$\text{b) } n = \frac{(7,39)(10^{23})}{(6,02)(10^{23}) \text{ mol}^{-1}} = 1,23 \text{ mol}$$

$$\text{c) } n = \frac{(5,38)(10^{22})}{(6,02)(10^{23}) \text{ mol}^{-1}} = (8,94)(10^{-2}) \text{ mol}$$

$$\text{d) } n = \frac{(2,91)(10^{23})}{(6,02)(10^{23}) \text{ mol}^{-1}} = 0,483 \text{ mol}$$

$$e) n = \frac{(1,62)(10^{24})}{(6,02)(10^{23})\text{mol}^{-1}} = 2,69 \text{ mol}$$

$$f) n = \frac{(5,58)(10^{20})}{(6,02)(10^{23})\text{mol}^{-1}} = (9,27)(10^{-4}) \text{ mol}$$

15.

Échantillon	Masse molaire (en grammes par mole)	Masse de l'échantillon (en grammes)	Nombre de molécules	Nombre de moles de molécules	Nombre de moles d'atomes
NaCl	58,44	58,44	$(6,02)(10^{23})$	1,00	2,00
NH <sub>3</sub>	17,04	24,8	$(8,79)(10^{23})$	1,46	5,84
H <sub>2</sub> O	18,02	1,58	$(5,28)(10^{22})$	$(8,77)(10^{-2})$	$(2,63)(10^{-1})$
Mn <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	157,88	10,5	$(4,00)(10^{22})$	$(6,64)(10^{-2})$	0,332
K <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub>	194,20	$(9,67)(10^{-1})$	$(3,00)(10^{21})$	$(4,98)(10^{-3})$	$(3,49)(10^{-2})$
C <sub>8</sub> H <sub>6</sub> O <sub>3</sub>	152,16	$(1,99)(10^3)$	$(7,90)(10^{24})$	13,1	249
Al(OH) <sub>3</sub>	78,01	$(6,66)(10^4)$	$(5,14)(10^{26})$	$(8,54)(10^2)$	$(5,98)(10^3)$

16. a) PtBr<sub>2</sub>:  $M = 195,08 \text{ g/mol} + 2(79,90) \text{ g/mol} = 354,88 \text{ g/mol}$   
 b) C<sub>3</sub>H<sub>5</sub>O<sub>2</sub>H:  
 $M = 3(12,01) \text{ g/mol} + 5(1,01) \text{ g/mol} + 2(16,00) \text{ g/mol} + 1,01 \text{ g/mol}$   
 $= 74,09 \text{ g/mol}$   
 c) Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>:  $M = 2(22,99) \text{ g/mol} + 32,07 \text{ g/mol} + 4(16,00) \text{ g/mol} = 142,05 \text{ g/mol}$   
 d) (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub>:  
 $M = 2[14,01 \text{ g/mol} + 4(1,01) \text{ g/mol}] + 2(52,00) \text{ g/mol} + 7(16,00) \text{ g/mol}$   
 $= 252,10 \text{ g/mol}$   
 e) Ca<sub>3</sub>(PO<sub>4</sub>)<sub>2</sub>:  $M = 3(40,08) \text{ g/mol} + 2[30,97 \text{ g/mol} + 4(16,00) \text{ g/mol}]$   
 $= 310,18 \text{ g/mol}$   
 f) Cl<sub>2</sub>O<sub>7</sub>:  $M = 2(35,45) \text{ g/mol} + 7(16,00) \text{ g/mol} = 182,90 \text{ g/mol}$

17. a) L'échantillon = 3,70 mol = x g

$$\text{Mole} = 1,0 \text{ mol} = 18,02 \text{ g}$$

$$\frac{3,70 \text{ mol}}{1,0 \text{ mol}} = \frac{x}{18,02 \text{ g}}$$

$$x = 66,7 \text{ g}$$

Il y a 66,7 g d'eau.

1 mole H<sub>2</sub>O  
 $(6,02)(10^{23})$  molécules  
 18,02 g

- b) L'échantillon =  $(8,43)(10^{23})$  molécules = x g

$$\text{Mole} = (6,02)(10^{23}) \text{ molécules} = 239,20 \text{ g}$$

$$\frac{(8,43)(10^{23}) \text{ molécules}}{(6,02)(10^{23}) \text{ molécules}} = \frac{x}{239,20 \text{ g}}$$

$$x = 335 \text{ g}$$

Il y a 335 g dans l'échantillon.

1 mole PbO<sub>2</sub>  
 $(6,02)(10^{23})$  molécules  
 239,20 g

- c) L'échantillon = 14,8 mol = x g

$$\text{Mole} = 1,0 \text{ mol} = 253,33 \text{ g}$$

$$\frac{14,8 \text{ mol}}{1,0 \text{ mol}} = \frac{x}{253,33 \text{ g}}$$

$$x = (3,75)(10^3) \text{ g}$$

Il y a  $(3,75)(10^3)$  g dans l'échantillon.

1 mole BaCrO<sub>4</sub>  
 $(6,02)(10^{23})$  molécules  
 253,33 g

- d) L'échantillon =  $(1,23)(10^{22})$  molécules = x g

$$\text{Mole} = (6,02)(10^{23}) \text{ molécules} = 70,90 \text{ g}$$

$$\frac{(1,23)(10^{22}) \text{ molécules}}{(6,02)(10^{23}) \text{ molécules}} = \frac{x}{70,90 \text{ g}}$$

$$x = 1,45 \text{ g}$$

Il y a 1,45 g dans l'échantillon.

1 mole Cl<sub>2</sub>  
 $(6,02)(10^{23})$  molécules  
 70,90 g

- e) L'échantillon =  $(9,48)(10^{23})$  molécules = x g

$$\text{Mole} = (6,02)(10^{23}) \text{ molécules} = 36,46 \text{ g}$$

$$\frac{(9,48)(10^{23}) \text{ molécules}}{(6,02)(10^{23}) \text{ molécules}} = \frac{x}{36,46 \text{ g}}$$

$$x = 57,4 \text{ g}$$

1 mole HCl  
 $(6,02)(10^{23})$  molécules  
 36,46 g

Il y a 57,4 g dans l'échantillon.

f) L'échantillon =  $(7,74)(10^{19})$  molécules =  $x$  g

Mole =  $(6,02)(10^{23})$  molécules = 159,70 g

$$\frac{(7,74)(10^{19}) \text{ molécules}}{(6,02)(10^{23}) \text{ molécules}} = \frac{x}{159,70 \text{ g}}$$

$$x = (2,05)(10^{-2}) \text{ g}$$

Il y a  $(2,05)(10^{-2})$  g dans l'échantillon.

1 mole  $\text{Fe}_2\text{O}_3$   
 $(6,02)(10^{23})$  molécules  
 159,70 g

18.  $\text{C}_6\text{H}_6$ :  $M = 78,12$  g/mol et  $m = 45,6$  g

$$n = \frac{m}{M} = \frac{45,6 \text{ g}}{78,12 \text{ g/mol}} = 0,584 \text{ mol}$$

si on se sert de la formule  $n = \frac{N}{N_A}$ , le nombre de molécules est égal à :

$$N = (0,584 \text{ mol})(6,02)(10^{23}) \text{ molécules/mol} = (3,52)(10^{23}) \text{ molécules.}$$

19. Puisqu'il y a 4 atomes par molécule, il y a :

$$4(0,72 \text{ mol})(6,02 \times 10^{23} \text{ atomes/mol}) = (4,22)(10^{24}) \text{ atomes.}$$

20. a) pour un atome, la masse = 131,29 u

b) pour une mole, la masse = 131,29 g.

c)  $131,29 \text{ g} = (6,02)(10^{23})(131,29 \text{ u})$  ou  $1 \text{ g} = (6,02)(10^{23}) \text{ u}$

$$\text{donc, } 1 \text{ u} = \left[ \frac{1,00}{(6,02)(10^{23})} \right] \text{ g} = (1,66)(10^{-24}) \text{ g.}$$

d) la masse d'un atome est de  $131,29 \text{ u} = 131,29(1,66)(10^{-24}) \text{ g} = (2,18)(10^{-22}) \text{ g.}$

e) la masse d'une mole est de  $131,29 \text{ g} = 131,29(6,02)(10^{23}) \text{ u} = (7,90)(10^{25}) \text{ u.}$

21. Trouvez d'abord le nombre de moles d'atomes de C en additionnant :

$$n = 1(0,237 \text{ mol}) + 2(2,38 \text{ mol}) = 5,00 \text{ mol; le nombre d'atomes est égal à :}$$

$$5,00 \text{ mol} (6,02)(10^{23} \text{ atomes/mol}) = (3,01)(10^{24} \text{ atomes})$$

22. Prenons l'eau d'abord. Dans  $(3,49)(10^{23})$  molécules, il y a  $2(3,49)(10^{23})$  ou  $(6,98)(10^{23})$  atomes de H.

Prenons ensuite  $\text{CH}_3\text{OH}$ . En utilisant la formule  $n = \frac{m}{M}$ , le nombre de moles de molécules est égal à :  $\frac{78,1 \text{ g}}{32,05 \text{ g/mol}}$ , ou 2,44 moles.

Puisque chaque molécule contient 4 atomes de H, il y a  $4(2,44 \text{ mol})$  ou 9,76 moles d'atomes de H.

Ce qui donne  $9,76 \text{ mol}(6,02)(10^{23} \text{ atomes/mol})$  ou  $(5,88)(10^{24})$  atomes.

Le nombre total d'atomes de H est de :

$$(6,98)(10^{23}) \text{ atomes} + (5,88)(10^{24}) \text{ atomes} = (6,58)(10^{24}) \text{ atomes.}$$

23. Il y a deux ions nitrates par unité de formule du composé.

Donc, il y a  $2(3,76)(10^{-1}) \text{ mol} = (7,52)(10^{-1}) \text{ mol}$  d'ions nitrates.

Par conséquent, il y a  $(7,52)(10^{-1}) \text{ mol}(6,02)(10^{23} \text{ ions/mol}) =$

$$(4,53)(10^{23}) \text{ ions nitrates.}$$

24. Le rapport molaire requis est  $\frac{\text{oxygène}}{\text{éthanol}} = \frac{3}{1}$ . Trouvez le nombre de moles d'éthanol.

$n = \frac{m}{M} = \frac{92,0 \text{ g}}{46,08 \text{ g/mol}} = 2 \text{ mol.}$  Donc,  $3(2) \text{ mol} = 6 \text{ mol}$  de molécules d'oxygène sont requises.

Par conséquent,  $6(32,00) \text{ g}$  ou 192 g d'oxygène sont nécessaires.

25.

Isotope	Pourcentage d'abondance relative	Masse atomique (u)
Br-79	$x$	79,0
Br-81	$100 - x$	81,0

Selon le tableau périodique, la masse atomique moyenne = 79,9 u.

$$79,9 \text{ u} = \frac{[x(79,0) + (100 - x)(81,0)] \text{ u}}{100}$$

$$7990 \text{ u} = [79,0x + 8100 - 81,0x] \text{ u}$$

$$2,0x = 110, \text{ donc } x = 55,0$$

Le brome naturel est formé de 55,0% de Br-79 et de 45,0% de Br-81.



Une unité de formule réagit avec une unité de formule; par conséquent, une mole de chlorure de sodium réagit avec une mole de nitrate d'argent.

b) Résolvez le problème en trouvant les masses molaires et servez-vous du rapport proportionnel.

NaCl	AgNO <sub>3</sub>
58,44 g	169,88g
29,2 g	x g

$$\text{Donc, } \frac{58,44 \text{ g}}{29,2 \text{ g}} = \frac{169,88 \text{ g}}{x}$$

$$x = 84,9$$

Par conséquent, 84,9 g de nitrate d'argent réagiront avec 29,2 g de chlorure de sodium.

27. Les masses relatives des atomes doivent être identiques sur toutes les planètes pour qu'on puisse utiliser les valeurs du tableau périodique.

Entité	Nombre de wogs	Masse en wibbles
C-12	1,0	12,0
a) N	1,0	14,01
b) O <sub>2</sub>	(5,00)(10 <sup>-1</sup> )	(5,00)(10 <sup>-1</sup> )(32,00) = 16,0

c) 1 wog = (2,50)(10<sup>21</sup>) entités

$$\text{La conversion en moles donne: } \frac{(2,50)(10^{21}) \text{ atomes/wog}}{(6,02)(10^{23}) \text{ atomes/mol}} = (4,15)(10^{-3}) \text{ mol/wog,}$$

$$\text{Donc, } 1 \text{ mol} = (4,15)(10^{-3}) \text{ wog.}$$

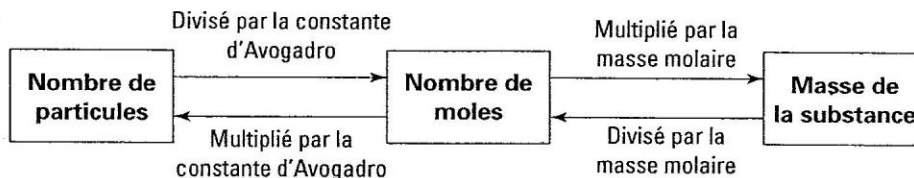
Par conséquent, 1 wog d'atomes de H a une masse de (4,15)(10<sup>-3</sup>) g.

## Communication (Réponses)

28. La constante d'Avogadro représente le nombre d'entités dans une mole. Une mole est une quantité de matière qui renferme autant d'entités qu'il y a d'atomes dans 12 g de carbone-12. Cette définition ne nous apprend pas le nombre d'entités. Il faut procéder à une expérience qui permet de compter indirectement le nombre d'entités qu'une mole renferme.

29. On a défini l'échelle de la masse atomique d'après le carbone-12 qui a une masse de 12 u. Comme les masses des protons et des neutrons n'atteignent pas exactement 1 u – et les électrons ont une masse –, toutes les autres masses sont des nombres décimaux.

30.



31. La constante d'Avogadro s'applique aux atomes, aux éléments, aux molécules, aux composés ou aux ions.  $N_A$  décrit la relation entre une particule simple et  $6,02 \times 10^{23}$  particules. Cette conversion ne s'applique qu'au sein de la même particule. Le dioxyde de carbone-12 est une molécule qui contient trois atomes. Une mole de dioxyde de carbone-12 contient  $6,02 \times 10^{23}$  molécules de bioxyde de carbone, ou  $(3)(6,02 \times 10^{23}) = 1,8 \times 10^{24}$  atomes.

## Liaisons (Réponses)

32. a) La masse molaire de Fe = 55,85 g/mol  
Le nombre de moles de Fe recommandées par jour =  $0,0148 \text{ g} / 55,85 \text{ g/mol} = 2,65 \times 10^{-4} \text{ mol Fe}$
- b) Il y a une mole d'atomes de Fe dans une molécule de gluconate ferreux. Par conséquent, le nombre de moles de fer prises par jour est égal au nombre de moles de gluconate ferreux requises par jour.  
La masse molaire de  $\text{Fe}(\text{C}_6\text{H}_{11}\text{O}_7)_2 = 446,33 \text{ g/mol}$   
Le nombre de moles de  $\text{Fe}(\text{C}_6\text{H}_{11}\text{O}_7)_2$  requises par jour =  $2,65 \times 10^{-4} \text{ mol}$   
La masse de  $\text{Fe}(\text{C}_6\text{H}_{11}\text{O}_7)_2$  nécessaire =  $(446,33 \text{ g/mol})(2,65 \times 10^{-4} \text{ mol}) = 0,1182 \text{ g}$ , ou 118,2 mg  
Par conséquent, la quantité de gluconate ferreux requise par jour est de 118,2 mg.
- c) Pour obtenir plus de détails quant à l'ajout de fer à l'état pur aux céréales, consultez le site dont l'adresse est la suivante: [www.dlcmcgrawhill.ca](http://www.dlcmcgrawhill.ca)
33. La masse molaire de la niacine = 123,14 g/mol  
La masse molaire de la vitamine B (la niacinamide) = 122,15 g/mol
- a) Le nombre de moles de niacinamide que contient un supplément vitaminique =  $0,10085 \text{ g} \div 122,15 \text{ g/mol} = 8,19 \times 10^{-4} \text{ mol}$   
La masse équivalente de niacine =  $(8,19 \times 10^{-4} \text{ mol})(123,14 \text{ g/mol}) = 0,10085 \text{ g} = 100,9 \text{ mg}$
- b) La quantité de niacine indiquée par les apports nutritionnels recommandés est de:  
14 à 20 mg pour un homme adulte  
10 à 14 mg pour une femme adulte
- c) Le thon, le son de blé et la boisson au malt chocolatée sont des aliments riches en niacine.
- d) Les symptômes liés à un excès de niacine vont de la vision brouillée à des démangeaisons excessives, en passant par des nausées, des douleurs abdominales et des étourdissements. On ne risque pas la mort à cause d'un excès de niacine, mais on devrait toutefois prévenir le centre antipoisons le plus proche.
- e) Pour plus de détails sur les apports alimentaires et les vitamines, rendez-vous à l'adresse suivante: [www.dlcmcgrawhill.ca](http://www.dlcmcgrawhill.ca)

Par conséquent, le composé initial contient  $2(0,0840) \text{ mol} = 0,1680 \text{ mol}$  de H.  
 Puisque  $m = nM = (0,1680)(1,01) \text{ g} = 0,1697 \text{ g}$  de H  
 La loi de la conservation de la masse permet d'obtenir la masse de O.

	Masse (g)	$n$ (mol)	Divisé par le plus petit $n$
Composé	2,524		
Carbone	1,0105	0,0841	1
Hydrogène	0,1697	0,1680	2
Oxygène	1,3438	$\frac{1,3438}{16,00} = 0,0839$	1

La formule empirique est  $\text{CH}_2\text{O}$ .

- b) Si une des molécules du composé contient 12 atomes d'hydrogène, la formule moléculaire sera six fois la formule empirique, soit  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ .

## Chapitre 6 Révision (Réponses)

Manuel de l'élève, pages 229 à 231

### Connaissance et compréhension (Réponses)

- Pour des raisons pratiques. Un échantillon d'une seule mole permet d'utiliser les valeurs relatives à la masse molaire du tableau périodique.
- Il s'agit de la même eau, suivant la loi des proportions définies. Chaque molécule d'eau est constituée de deux atomes d'hydrogène et d'un atome d'oxygène.
- Les mesures nécessaires sont les suivantes : la masse initiale du composé, les masses du tube qui retient l'eau et de celui qui retient le bioxyde de carbone, et les masses finales du tube qui retient l'eau et de celui qui retient le bioxyde de carbone.
  - S'ils ont la même formule empirique, cela signifie qu'ils ont le même pourcentage de composition. Par conséquent, les résultats de l'analyse de combustion seront identiques.
- Non, l'information est incomplète. Il faut connaître les proportions relatives des éléments constitutants, c'est-à-dire le pourcentage de composition ou la formule empirique.

### Recherche (Réponses)

5. Calculez la masse molaire de l'hydrate.

$$\begin{aligned}
 M &= 2(22,99 \text{ g/mol}) + 4(10,81 \text{ g/mol}) + 7(16,00 \text{ g/mol}) \\
 &\quad + 10[2(1,01 \text{ g/mol}) + 16,00 \text{ g/mol}] \\
 &= 45,98 \text{ g/mol} + 43,24 \text{ g/mol} + 112,00 \text{ g/mol} + 180,20 \text{ g/mol} \\
 &= 201,22 \text{ g/mol} + 180,20 \text{ g/mol} \\
 &= 381,42 \text{ g/mol}
 \end{aligned}$$

Le pourcentage du composé anhydre est  $\left(\frac{201,22 \text{ g/mol}}{381,42 \text{ g/mol}}\right) (100)\% = 52,8\%$

La masse du composé anhydre qui reste de l'échantillon de 5,00 g sera de  $\left(\frac{52,8}{100}\right) (5,00) \text{ g} = 2,64 \text{ g}$ .

6. a) Calculez la masse molaire de  $\text{CCl}_2\text{F}_2$ .

$$\begin{aligned}
 M &= 12,01 \text{ g/mol} + 2(35,45 \text{ g/mol}) + 2(19,00 \text{ g/mol}) \\
 &= 12,01 \text{ g/mol} + 70,90 \text{ g/mol} + 38,00 \text{ g/mol} \\
 &= 120,91 \text{ g/mol}
 \end{aligned}$$

$$\% \text{ de C} = \left(\frac{12,01 \text{ g/mol}}{120,91 \text{ g/mol}}\right) (100)\% = 9,93\%$$

$$\% \text{ de Cl} = \left(\frac{70,90 \text{ g/mol}}{120,91 \text{ g/mol}}\right) (100)\% = 58,6\%$$

$$\% \text{ de F} = \left( \frac{38,00 \text{ g/mol}}{120,91 \text{ g/mol}} \right) (100)\% = 31,4\%$$

Le fréon 12 est constitué de: 9,93% de C, 58,6% de Cl et 31,4% de F.

- b)** Calculez la masse molaire du blanc de céruse,  $\text{Pb}_3(\text{OH})_2(\text{CO}_3)_2$ .

$$\begin{aligned} M &= 3(207,20 \text{ g/mol}) + 2(16,00 \text{ g/mol} + 1,01 \text{ g/mol}) \\ &\quad + 2[12,01 \text{ g/mol} + 3(16,00 \text{ g/mol})] \\ &= 775,64 \text{ g/mol} \end{aligned}$$

Les masses des éléments constituants pour une mole du composé sont:

Pb: 621,60 g; O: 128,00 g; H: 2,02 g; C: 24,02 g

$$\% \text{ de Pb} = \left( \frac{621,60 \text{ g/mol}}{775,64 \text{ g/mol}} \right) (100)\% = 80,1\%$$

$$\% \text{ de O} = \left( \frac{128,00 \text{ g/mol}}{775,64 \text{ g/mol}} \right) (100)\% = 16,5\%$$

$$\% \text{ de H} = \left( \frac{2,02 \text{ g/mol}}{775,64 \text{ g/mol}} \right) (100)\% = 0,260\%$$

$$\% \text{ de C} = \left( \frac{24,02 \text{ g/mol}}{775,64 \text{ g/mol}} \right) (100)\% = 3,10\%$$

Le blanc de céruse est constitué de: 80,1% de Pb, 16,5% de O, 0,260% de H et 3,10% de C.

- 7. a)** Calculez la masse molaire de  $\text{MgCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ .

$$\begin{aligned} M &= 24,31 \text{ g/mol} + 2(35,45 \text{ g/mol}) \\ &\quad + 2[2(1,01 \text{ g/mol}) + 16,00 \text{ g/mol}] \\ &= 95,21 \text{ g/mol} + 36,04 \text{ g/mol} \\ &= 131,25 \text{ g/mol} \end{aligned}$$

$$\% \text{ de H}_2\text{O} = \left( \frac{36,04 \text{ g/mol}}{131,25 \text{ g/mol}} \right) (100)\% = 27,46\%$$

Dans 25,0 g de  $\text{MgCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ , la masse de l'eau est de  $\left( \frac{27,46}{100} \right) (25,0) \text{ g} = 6,86 \text{ g}$

- b)** Calculez la masse molaire de  $\text{KMnO}_4$ .

$$\begin{aligned} M &= 39,10 \text{ g/mol} + 54,94 \text{ g/mol} + 4(16,00 \text{ g/mol}) \\ &= 158,04 \text{ g/mol} \end{aligned}$$

$$\% \text{ de Mn} = \left( \frac{54,94 \text{ g/mol}}{158,04 \text{ g/mol}} \right) (100)\% = 34,8\%$$

Dans 5,00 g de  $\text{KMnO}_4$ , la masse de manganèse est de  $\left( \frac{34,8}{100} \right) (5,00) \text{ g} = 1,74 \text{ g}$

- 8. a)** Calculez la masse molaire de  $\text{AgNO}_3$ .

$$M = 107,87 \text{ g/mol} + 14,01 \text{ g/mol} + 3(16,00 \text{ g/mol}) = 169,88 \text{ g/mol}$$

$$\% \text{ de Ag} = \left( \frac{107,87 \text{ g/mol}}{169,88 \text{ g/mol}} \right) (100)\% = 63,5\%$$

- b)** Dans  $(2,00)(10^2) \text{ kg}$  de  $\text{AgNO}_3$ , la masse d'argent pur est de  $\frac{63,5}{100} (2,00)(10^2) \text{ kg}$  ou  $(1,27)(10^2) \text{ kg}$

- 9.** Calculez la masse molaire de  $\text{BaSO}_4$ .

$$M = 137,33 \text{ g/mol} + 32,07 \text{ g/mol} + 4(16,00 \text{ g/mol}) = 233,40 \text{ g/mol}$$

$$\% \text{ de Ba} = \left( \frac{137,33 \text{ g/mol}}{233,40 \text{ g/mol}} \right) (100)\% = 58,8\%$$

Dans 45,8 g de  $\text{BaSO}_4$ , la masse de Ba est de  $\left( \frac{58,8}{100} \right) (45,8) \text{ g} = 26,9 \text{ g}$ .

- 10.** Calculez la masse molaire de  $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$ .

$$M = 208,98 \text{ g/mol} + 2[14,01 \text{ g/mol} + 3(16,00 \text{ g/mol})] = 333,00 \text{ g/mol}$$

$$\% \text{ de Bi} = \left( \frac{208,98 \text{ g/mol}}{333,00 \text{ g/mol}} \right) (100)\% = 62,8\%$$

Dans 268 g de  $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$ , la masse de Bi est de  $\left( \frac{62,8}{100} \right) (268) \text{ g} = 168 \text{ g}$ .

- 11.**  $M_e$  et  $M_m$  sont les masses molaires des formules empirique et moléculaire du composé.

Soit  $M_m \cong 121 \text{ g/mol}$ .

À partir de la formule empirique  $\text{CH}_2\text{O}$ ,

$$M_e = 12,01 \text{ g/mol} + 2(1,01 \text{ g/mol}) + 16,00 \text{ g/mol} = 30,03 \text{ g/mol}$$

$$\frac{M_m}{M_e} = \frac{121}{30,03} = \frac{4}{1}$$

La formule moléculaire est  $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}_4$ .



12. Soit  $M_m = 322$  g/mol, et la formule empirique  $C_6H_2OCl_2$ :  
 $M_e = 6(12,01 \text{ g/mol}) + 2(1,01 \text{ g/mol}) + 16,00 \text{ g/mol} + 2(35,45 \text{ g/mol})$   
 $= 160,98 \text{ g/mol}$   
 Rapport  $M_m : M_e = 160,98 : 322 = 2 : 1$   
 La formule moléculaire est  $C_{12}H_4O_2Cl_4$ .

13. a) Les indices doivent être des nombres entiers parce qu'ils correspondent au nombre d'atomes.  
 b) Puisque 2,67 est l'équivalent décimal de 8:3, multipliez les indices par 3 pour obtenir  $C_3H_8$ .
14. Soit un échantillon de 100 g.

Élément	$n = \frac{m}{M}$ (mol)	Divisé par le plus petit $n$	Rapport révisé
C	$\frac{80,2}{12,01} = 6,677$	10,498	21
O	$\frac{10,18}{16,00} = 0,636$	1,00	2
H	$\frac{9,52}{1,01} = 9,524$	14,975	30

La formule empirique est  $C_{21}O_2H_{30}$ .

15. Soit un échantillon de 100 g.

Élément	$n = \frac{m}{M}$ (mol)	Divisé par le plus petit $n$	Rapport révisé
Na	$\frac{17,6}{22,99} = 0,766$	1,00	2
Cr	$\frac{39,7}{52,00} = 0,763$	1,00	2
O	$\frac{42,8}{16,00} = 2,675$	3,50	7

La formule empirique est  $Na_2Cr_2O_7$ .

16. Soit un échantillon de 100 g.

Élément	$n = \frac{m}{M}$ (mol)	Divisé par le plus petit $n$
Hg	$\frac{67,6}{200,59} = 0,337$	1,00
S	$\frac{10,8}{32,07} = 0,337$	1,00
O	$\frac{21,6}{16,00} = 1,35$	4,00

La formule empirique est  $HgSO_4$ .

17. a) Soit un échantillon de 100 g.

Élément	$n = \frac{m}{M}$ (mol)	Divisé par le plus petit $n$	Rapport révisé
Ca	$\frac{38,8}{40,08} = 0,968$	1,50	3
P	$\frac{20,0}{30,97} = 0,646$	1,00	2
O	$\frac{41,2}{16,00} = 2,575$	3,99	8

La formule empirique est  $Ca_3P_2O_8$ .

- b) Comme chaque unité de formule contient 2  $PO_4^{3-}$  ions, la formule moléculaire est  $Ca_3(PO_4)_2$ .

18. a) Soit un échantillon de 100 g.

Élément	$n = \frac{m}{M}$ (mol)	Divisé par le plus petit $n$
C	$\frac{71,0}{12,01} = 5,91$	18,02
H	$\frac{8,60}{1,01} = 8,51$	25,95
O	$\frac{15,8}{16,00} = 0,988$	3,01
N	$\frac{4,60}{14,01} = 0,328$	1,00

La formule empirique est  $C_{18}H_{26}O_3N$ .

- b) Comme chaque molécule ne contient qu'un atome d'azote, la formule moléculaire et la formule empirique sont identiques.

19. Soit  $x$  g la masse molaire de  $x$ .

La masse molaire du composé est la suivante :

$$m = 2x + 5(16,00 \text{ g/mol}) = 2x + 80,00 \text{ g/mol.}$$

$$\% \text{ de O} = \left( \frac{80,00}{2x} + 80,00 \right) (100)\% = 44,0\% \text{ (déterminé)}$$

$$\frac{8000}{(2x + 80)} = 44 \text{ donc } 8000 = 44(2x + 80) \text{ ou encore}$$

$$8000 = 88x + 3520 \text{ ce qui donne } 88x = 4480 \text{ ou } x = 50,9$$

La masse molaire de  $x$  est de 50,9 g/mol. D'après le tableau périodique,  $x$  est du vanadium.

20. Calculez d'abord la masse de H dans le HCl produit.

	HCl	H
Masse dans l'échantillon	4,730 g	$x$ g
Masse dans une mole	36,46 g	1,01 g

$$\frac{x}{1,01} = \frac{4,730}{36,46} \text{ ou } x = 0,1310 \text{ g}$$

Ensuite, calculez la masse de C dans le  $CCl_4$  produit.

	$CCl_4$	C
Masse dans l'échantillon	9,977 g	$y$ g
Masse dans une mole	153,81 g	12,01 g

$$\frac{y}{12,01} = \frac{9,977}{153,81} \text{ ou } y = 0,7790 \text{ g}$$

L'échantillon initial contient  $1,254 \text{ g} - (0,1310 \text{ g} + 0,7790 \text{ g}) = 0,3440 \text{ g}$  de O (suivant la loi de la conservation de la masse). Par conséquent, les masses sont les suivantes :

Composé	Carbone	Hydrogène	Oxygène
1,254 g	0,7790 g	0,1310 g	0,3440 g

Élément	$n = \frac{m}{M}$ (mol)	Divisé par le plus petit $n$
C	$\frac{0,7790}{12,01} = 0,06486$	3
H	$\frac{0,1310}{1,01} = 0,1297$	6
O	$\frac{0,3440}{16,00} = 0,0215$	1

La formule empirique est  $C_3H_6O$ .

21. La masse de  $FeSO_4 \cdot xH_2O = 2,78 \text{ g}$

La masse de  $FeSO_4 = 1,52 \text{ g}$

La masse de  $H_2O$  dans l'échantillon =  $2,78 \text{ g} - 1,52 \text{ g} = 1,26 \text{ g}$

$$\begin{aligned} \text{Le nombre de moles de } FeSO_4 &= \frac{1,52 \text{ g}}{151,92 \text{ g/mol}} \\ &= 0,01 \text{ mol de } FeSO_4 \end{aligned}$$

$$\text{Le nombre de moles de H}_2\text{O} = \frac{1,26 \text{ g}}{18,02 \text{ g/mol}} = 0,07 \text{ mol de H}_2\text{O}$$

En divisant les moles de sulfate de fer et d'eau par 0,01 mol, on obtient le rapport:  
1 mol de  $\text{FeSO}_4$  : 7 mol de  $\text{H}_2\text{O}$ .

Donc,  $x = 7$ , et la formule du composé est  $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ .

22. a) Calculez d'abord la masse de C dans le  $\text{CO}_2$  produit.

	$\text{CO}_2$	C
Masse dans l'échantillon	0,6871 g	x g
Masse dans un mole	44,01 g	12,01 g

$$\frac{x}{12,01 \text{ g}} = \frac{0,6871 \text{ g}}{44,01 \text{ g}} \text{ ou } x = 0,1875 \text{ g}$$

Ensuite, calculez la masse de H dans le  $\text{H}_2\text{O}$  produit.

	$\text{H}_2\text{O}$	H
Masse dans l'échantillon	0,1875 g	y g
Masse dans une mole	18,02 g	2,02 g

$$\frac{y}{2,02} = \frac{0,1875}{18,02} \text{ ou } y = 0,0210 \text{ g}$$

Suivant la loi de la conservation de la masse, on obtient pour le composé initial:

	Masse (g)	Masse (%)
composé	0,5000	100
C	0,1875	$\left(\frac{0,1875}{0,500}\right)(100) = 37,50$
H	0,0210	$\left(\frac{0,0210}{0,500}\right)(100) = 4,200$
O	0,2915	$\left(\frac{0,2915}{0,500}\right)(100) = 58,30$

L'acide citrique est constitué de: 37,50% de C, 4,20% de H et 58,30% de O.

- b) Soit 100 g d'acide citrique.

Élément	$n = \frac{m}{M}$ (mol)	Divisé par le plus petit n	Rapport révisé
C	$\frac{37,50}{12,01} = 3,122$	1,00	6
H	$\frac{4,20}{1,01} = 4,158$	1,33	8
O	$\frac{58,30}{16,00} = 3,643$	1,17, qui équivaut à $\frac{7}{6}$	7

La formule empirique est  $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_7$ .

- c) D'après la formule empirique,  $M_c = 6(12,01) + 8(1,01) + 7(16,00) = 192,14 \text{ g/mol}$ .

Soit  $M_m = 192 \text{ g/mol}$ ; puisque  $\frac{M_m}{M_c} = \frac{1}{1}$ , la formule moléculaire et la formule empirique sont identiques.

23. Calculez la masse molaire de  $\text{CH}_3\text{OH}$ .

$$M = 12,01 + 3(1,01) + 16,00 + 1,01 = 32,05 \text{ g/mol}$$

$$n = \frac{m}{M} = \frac{1,00}{32,05} = 0,03120 \text{ mol}$$

Une mole de  $\text{CH}_3\text{OH}$  contient 1 mole de C et 4 moles de H. Par conséquent, l'échantillon de 0,03120 mole contient 0,03120 mole de C et  $4(0,03120)$ , ou 0,1248 mole de H.

Après la formation des produits, 0,03120 mole de C donnera 0,03120 mole de  $\text{CO}_2$ , et 0,1248 mole de H donnera  $\frac{0,1248}{2}$  ou 0,0624 mole de  $\text{H}_2\text{O}$ .

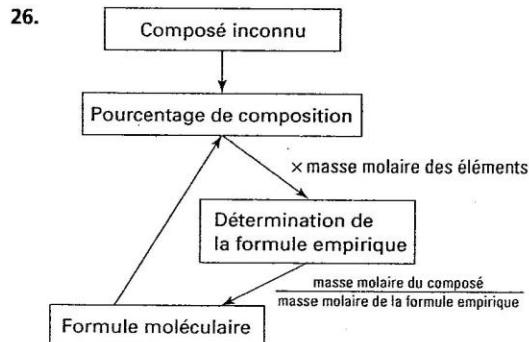
Servez-vous à présent de la formule  $m = nM$ .

La masse de  $\text{CO}_2$  produit est de  $(0,03120 \text{ mol})(44,01 \text{ g/mol}) = 1,373 \text{ g}$ .

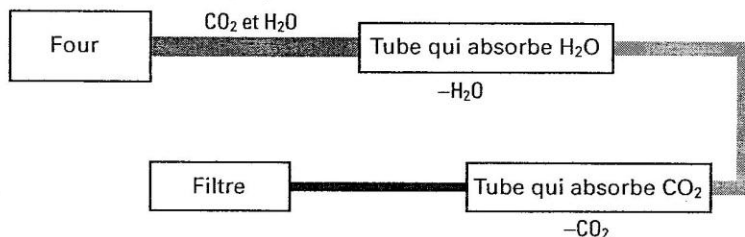
La masse de  $\text{H}_2\text{O}$  produite est de  $(0,0624 \text{ mol})(18,02 \text{ g/mol}) = 1,124 \text{ g}$ .

24. a) Utilisez des petites quantités afin de réduire la quantité de chaleur libérée. Disposez de sable à portée de la main pour éteindre un feu que vous ne pourriez pas maîtriser. Portez des lunettes et des gants de protection.
- b) Matières: C (de charbon en poudre) et  $\text{Cu}_x\text{O}$ . Matériel: une capsule d'évaporation, un support universel, un anneau universel, un carré de toile métallique, un brûleur Bunsen, un agitateur et une balance.
- c) Prenez un petit échantillon de  $\text{Cu}_x\text{O}$  (1,00 g environ) et calculez la quantité de C qu'il faudrait pour qu'une réaction se produise avec l'échantillon (dont le pourcentage de Cu est supérieur à l'autre possibilité). Ensuite, prenez une quantité de C suffisante pour assurer la réaction complète de l'oxyde de cuivre, mais pas trop abondante afin d'éviter la production d'une trop grande quantité de chaleur. Calculez la masse de la capsule d'évaporation vide. Ajoutez-y l'échantillon de  $\text{Cu}_x\text{O}$ , puis calculez la masse totale. Versez le charbon en poudre et remuez. Chauffez fortement pendant plusieurs minutes jusqu'à ce qu'il n'y ait plus de réaction. Laissez refroidir la capsule et son contenu, puis calculez de nouveau la masse totale.
- d) Les calculs requièrent les données suivantes:  
la masse de la capsule, la masse de la capsule contenant le  $\text{Cu}_x\text{O}$ , et la masse de la capsule contenant le Cu.
- e) Cette procédure considère qu'il n'y a pas eu perte de Cu dans la capsule, que tout le C a été retiré sous forme de  $\text{CO}_2$  et que tout le  $\text{Cu}_x\text{O}$  a réagi.
25. a) Calculez la masse d'un échantillon de la substance. Chauffez l'échantillon. Calculez de nouveau la masse.
- b) Si l'échantillon est un hydrate, la masse doit diminuer.
- c) S'il s'agit de cristaux anhydres, la masse ne change pas.

### Communication (Réponses)



27. Si un échantillon d'une mole d'éther méthylique ( $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ ) traversait un analyseur de combustion, on obtiendrait les résultats suivants. Une combustion complète de l'éther méthylique se produit. Le bioxyde de carbone et la vapeur d'eau qui en résultent traversent le tube qui retient l'eau, dans lequel le dessiccant absorbe 3 moles d'eau, mais laisse passer le bioxyde de carbone. Le deuxième tube absorbe 2 moles de bioxyde de carbone, laissant les impuretés pour le dernier filtre. Les données de masse recueillies à chaque tube permettent de calculer le pourcentage de composition de l'éther méthylique.



## Liaisons (Réponses)

28. a) Soit 3,8 L d'essence. Le volume de tétraéthyle de plomb est de 2,0 mL.  
 Servez-vous de la formule de la masse volumique,  $D = \frac{M}{V}$  pour obtenir la masse du tétraéthyle de plomb.  
 $m = DV = (1,653 \text{ g/mL})(2,0 \text{ mL}) = 3,306 \text{ g}$   
 Servez-vous ensuite du rapport de proportion.  
 3,8 L d'essence contient 3,306 g de tétraéthyle de plomb.  
 1,0 L d'essence contient  $x$  g de tétraéthyle de plomb.  
 $\frac{x}{3,306} = \frac{1,0}{3,8}$  donc  $x = 0,87 \text{ g}$   
 Par conséquent, 1,0 L d'essence au plomb contient 0,87 g de  $\text{Pb}(\text{C}_2\text{H}_5)_4$ .
- b) Calculez la masse molaire de  $\text{Pb}(\text{C}_2\text{H}_5)_4$ .  
 $M = 207,20 + 4[2(12,01) + 5(1,01)] = 207,20 + 116,28 = 323,48 \text{ g/mol}$   
 $\% \text{ de Pb} = \left(\frac{207,20}{323,48}\right)(100)\% = 64,1\%$   
 La masse du plomb contenu dans 1,0 L d'essence au plomb est de  $\left(\frac{64,1}{100}\right)(0,87) \text{ g} = 0,56 \text{ g}$ .
29. a) Le carbonate de sodium heptahydraté.  
 b) Le pourcentage massique de  $\text{H}_2\text{O} = \frac{126,14 \text{ g}}{232,13 \text{ g}} = 54\%$   
 c) La masse de  $\text{H}_2\text{O}$  dans le corps =  $78\% \times 80\,000 \text{ g} = 62\,400 \text{ g}$  de  $\text{H}_2\text{O}$   
 Le nombre de moles de  $\text{H}_2\text{O}$  dans le corps =  $\frac{62\,400 \text{ g}}{18,02 \text{ g/mol}} = 3462,8 \text{ mol}$   
 Dans le carbonate de sodium hydraté, le rapport de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  contre  $\text{H}_2\text{O}$  = 1 mol  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  : 7 mol de  $\text{H}_2\text{O}$   
 Le nombre de moles de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  nécessaires =  $\frac{3462,8 \text{ mol}}{7} = 495 \text{ mol}$  de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$   
 La masse de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  anhydre requis =  $495 \text{ mol} \times 105,99 \text{ g/mol} = 52\,432 \text{ g}$   
 On a besoin de 52,432 kg de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  anhydre pour absorber toute l'eau d'un corps humain de 80 kg.
30. a) Si un échantillon contenant un peu d'acide salicylique renferme les mêmes éléments provenant de deux composés différents, le pourcentage de composition déterminé de façon expérimentale sera différent de celui d'un composé pur. La formule empirique déterminée de façon expérimentale sera différente de la formule empirique réelle de l'AAS, le rapport des éléments étant différent.
- b) La masse molaire de l'AS ( $M_{\text{AS}}$ ) = 138,06 g/mol  
 La masse molaire de l'AAS ( $M_{\text{AAS}}$ ) = 180 g/mol  
 La masse de l'AS dans l'échantillon = 0,35 g  
 Le nombre de moles d'AS dans l'échantillon = 0,0025 mol  
 La masse de l'AAS dans l'échantillon = 5,73 g - 0,35 g = 5,38 g  
 Le nombre de moles d'AAS dans l'échantillon = 0,030 mol

Masse de l'élément	AS (g)	AAS (g)	Masse totale (g)
Carbone	0,21	3,24	3,45
Hydrogène	0,015	0,24	0,6
Oxygène	0,12	1,92	2,01

Élément	Masse (%)	Grammes pour 100 g d'échantillon	Masse molaire (g/mol)	Nombre de moles (mol)	Moles + plus petite valeur de mol
C	60,0	60	12,01	5	$2,25 \times 4 = 9$
H	4,5	4,5	1,01	4,5	$2 \times 4 = 8$
O	35,5	35,5	16,0	2,225	$1 \times 4 = 4$

La formule empirique qu'on obtient pour le mélange est  $\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$ .

Note: Les élèves noteront qu'aucun des composés qui forment l'échantillon ne répond à la formule empirique  $\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$ .