

6.1 Le pourcentage de composition

La contribution de la masse de chaque élément envers la masse totale du composé.

(On dit aussi composition centésimale)

Ex. H₂O

Étapes

1. Dresser une liste des éléments et calculer la masse molaire.

$$\text{H: } 2 \times 1,00794 \text{ g} = 2,01588 \text{ g}$$

$$\text{O: } 1 \times 15,9994 \text{ g} = 15,9994 \text{ g}$$

$$18,0153 \text{ g}$$

2. Diviser la contribution de la masse de chaque élément par la masse molaire.

$$\% \text{ H} = 2,01588 \text{ g} / 18,0153 \text{ g} \times 100 = 11,2\% \quad (11,1898 \%)$$

$$\% \text{ O} = 15,9994 \text{ g} / 18,0153 \text{ g} \times 100 = 88,8\% \quad (88,8101 \%)$$

Pourcentage massique de l'oxygène dans H₂O.

Ex₁: Ga₂(CO₃)₃

(à 3CS)

$$M_{\text{Ga}_2(\text{CO}_3)_3} : 319,474$$

$$\text{Ga: } \frac{2(69,723)}{319,474} \times 100 = 43,6\%$$

$$\text{C: } \frac{3(12,011)}{319,474} \times 100 = 11,3\%$$

$$\text{O: } \frac{9(15,9994)}{319,474} \times 100 = 45,1\%$$

Ex₂: Chromate d'aluminium

$$M_{\text{Al}_2(\text{CrO}_4)_3} : 401,944 \text{ g mol}^{-1} \quad (\text{à 3CS})$$

$$\text{Al: } \frac{2(26,98154)}{401,944} \times 100 = 13,4\%$$

$$\text{Cr: } \frac{3(51,996)}{401,944} \times 100 = 38,8\%$$

$$\text{O: } \frac{12(15,9994)}{401,944} \times 100 = 47,8\%$$

Pourcentage massique :

Contribution de la masse (en %) d'un élément dans un composé.

Exemple : le pourcentage massique de l'oxygène dans le chromate d'aluminium est de 47,8%.

Alors que le pourcentage de composition du chromate d'aluminium est : Al : 13,4% ; Cr : 38,8% ; O : 47,8%

P. 201 et 204
nos 1 à 8

6.2 La formule empirique d'un composé

La formule empirique : Le rapport le plus simple entre les éléments dans un composé

La formule moléculaire: Le vrai nombre de chaque élément dans un composé *moléculaire (covalent)*



Ex: On a un composé formé de 40,0% de C, 6,71% de H, et 53,3% de O. Quelle est la formule empirique?

(I) Pour 100g de cette substance on a...

40,0% C - 40,0 g de C

6,71% H - 6,71 g de H

53,3% O - 53,3 g de O

(II) Changer masse en quantité(moles) : divise par la masse molaire

C - 40,0 g/12,011g = 3,330280576... moles

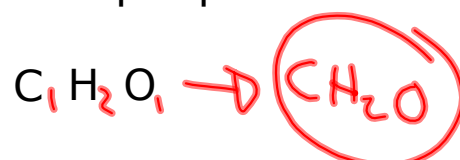
H - 6,71 g/1,0079g = 6,657... moles

O - 53,3 g/15,9994g = 3,33... moles

(III) Crée un rapport - divise par la plus petite quantité.

$$\frac{H}{C} : \frac{6,657... \text{ mol}}{3,33... \text{ mol}} \approx 2 \qquad \frac{O}{C} : \frac{3,33...}{3,33...} \approx 1$$

(IV) Écris la formule empirique



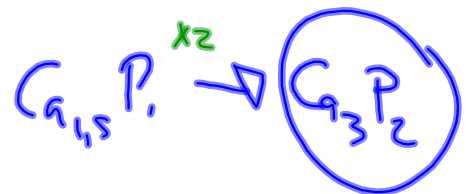
Ex. 66% Ca et 34% P. Quelle est la formule empirique?

Supposons 100g ...

$$\text{Ca: } \frac{66\text{g}}{40,078\text{g mol}^{-1}} = 1,646\dots \text{ mol}$$

$$\frac{\text{Ca}}{\text{P}} : \frac{1,646\dots \text{ mol}}{1,097\dots \text{ mol}} \approx 1,5$$

$$\text{P: } \frac{34\text{g}}{30,97376\text{g mol}^{-1}} \approx 1,097\dots \text{ mol}$$



Ex. Un composé contient 25,94% N et 74,06% O. Quelle est la formule empirique?

Supposons 100g.

$$\text{N: } \frac{25,94\text{g}}{14,0067\text{g mol}^{-1}} = 1,8519\dots \text{ mol}$$

$$\frac{\text{O}}{\text{N}} : \frac{1,85\dots \text{ mol}}{4,628\dots \text{ mol}}$$

$$\text{O: } \frac{74,06\text{g}}{15,9994\text{g mol}^{-1}} = 4,6289\dots \text{ mol}$$



P. 211
n° 13 à 16

CSI

Chimie au Service des Investigations

Un crime a été commis et la preuve la plus incriminante est une substance retrouvée en petite quantité dont la formule empirique est de CH_2O . Il y a 2 suspects principaux: un chef cuisinier(utilisant du vinaigre) et un biologiste. (utilisant du formaldéhyde)

Qui est coupable?

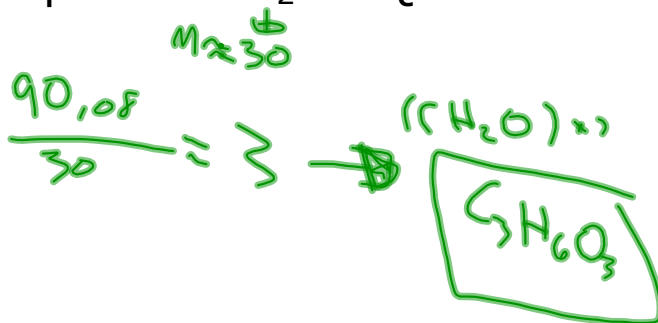
6.3 Formule moléculaire

Pour trouver la formule moléculaire à partir de la formule empirique + la masse molaire (p. 215)

1° On divise la masse molaire de la substance par la «masse molaire» de la forme empirique.

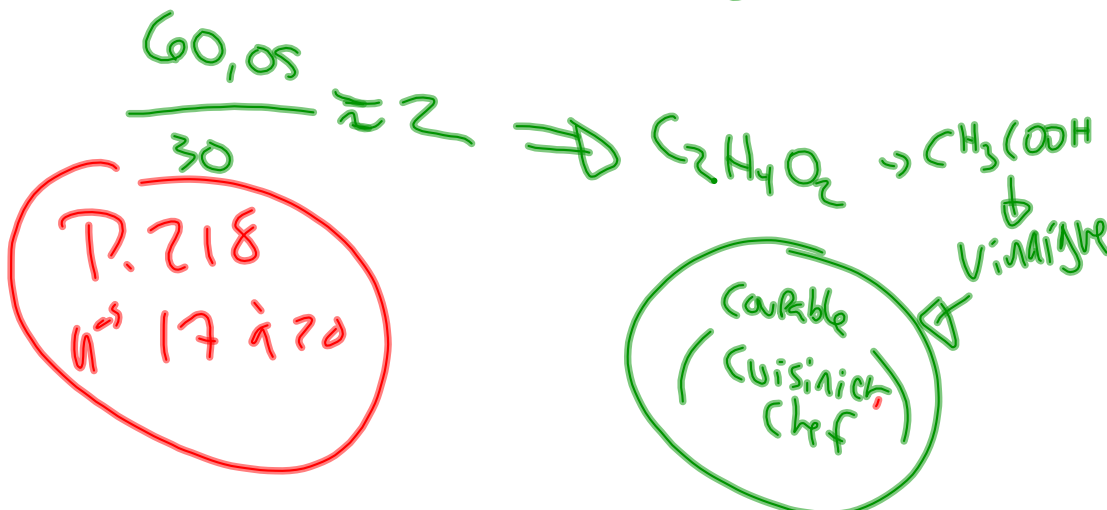
2° On multiplie chacun des indices de la formule empirique par le nombre entier trouvé en 1.

Ex. : L'acide lactique a une masse molaire de $90,08 \text{ g mol}^{-1}$. La formule empirique de l'acide lactique est CH_2O . Quelle est sa formule moléculaire?

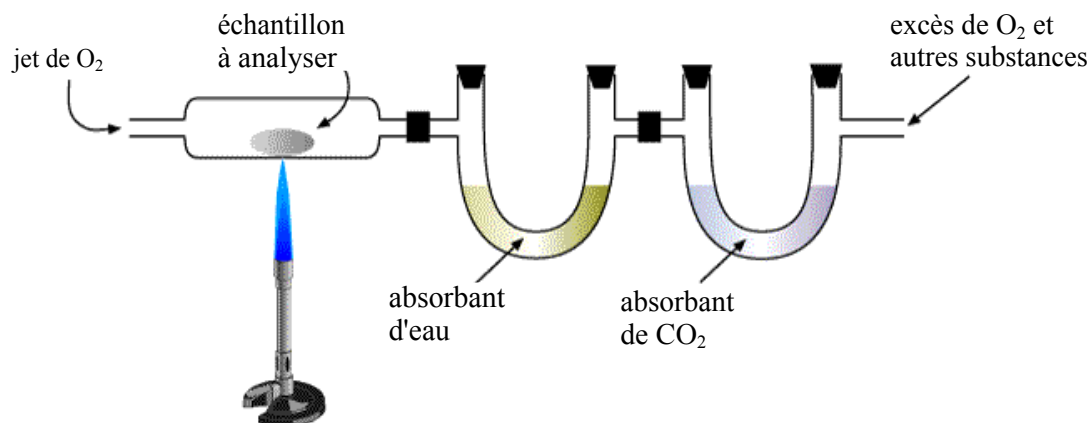


CSI : On découvre que la masse molaire de notre substance est de $60,05 \text{ g mol}^{-1}$.

Qui est le coupable? $\text{CH}_2\text{O} \approx 30$



6.4 formules empiriques obtenues expérimentalement Analyseur de combustion



Cet appareil sert à trouver la formule empirique de substance composée d'hydrogène, de carbone et au maximum un autre élément. On peut calculer la formule empirique à l'aide du pourcentage massique de l'hydrogène et du carbone qui est entièrement récupéré à l'aide des 2 absorbants.

Ex. : On analyse une substance composée uniquement de 2 éléments, C et H. On brûle 1,00g de cette substance et on retrouve comme produit absorbé : 0,6919 g de H₂O et 3,318 g de CO₂. Calcule la formule empirique.

% massique de hydrogène dans l'eau : 11,2 %

11,2% de 0,6919 g

$0,112 \times 0,6919 \text{ g}$

= 0,07749... g d'hydrogène

$$n_{\text{H}} : \frac{0,07749... \text{ g}}{1,00794 \text{ g mol}^{-1}} = 0,0768... \text{ mol}$$

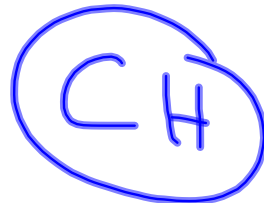
$$\begin{aligned} \% \text{ massique} &: \frac{m_{\text{C}}}{m_{\text{CO}_2}} \\ &= \frac{12,011}{44,010} \times 100 \\ &\approx \underline{\underline{27,3\%}} \end{aligned}$$

27,3% de 3,318 g

= 0,905... g de Carbone

$$n_{\text{C}} : \frac{0,905... \text{ g}}{12,011 \text{ g mol}^{-1}} = 0,0754... \text{ mol}$$

$$\frac{\text{H}}{\text{C}} : \frac{0,0768... \text{ mol}}{0,0754... \text{ mol}} \approx 1,019... \rightarrow 1$$



Les hydrates

Le sel d'Epsom se retrouve habituellement sous la forme d'un sel hydraté : $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$

Son nom :

Sulfate de magnésium heptahydraté

sa masse molaire :

$$\begin{aligned} M &= \text{Mg} + \text{S} + 11\text{O} + 14\text{H} \\ &= 246,47 \text{ g mol}^{-1} \end{aligned}$$

Du MgSO_4 après avoir évaporé l'eau s'appelle :

Sulfate de Magnésium anhydre.

Comment trouver l'ampleur de «l'hydratation».

Ex. : Dans 50,0g de $\text{Ba}(\text{OH})_2 \cdot x\text{H}_2\text{O}$, 27,2g proviennent du $\text{Ba}(\text{OH})_2$. Trouve x .

$$M_{\text{Ba}(\text{OH})_2} = 171,34 \text{ g mol}^{-1}$$

$$\frac{27,2 \text{ g}}{171,34 \text{ g mol}^{-1}} = 0,1587 \dots \text{ mol}$$

$$M_{\text{H}_2\text{O}} = 18,0153 \text{ g mol}^{-1}$$

$$\frac{22,8 \text{ g}}{18,0153 \text{ g mol}^{-1}} = 1,265 \dots \text{ mol}$$

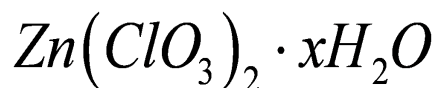
$$\frac{\text{H}_2\text{O}}{\text{Ba}(\text{OH})_2} = \frac{1,265 \dots}{0,1587 \dots} \approx 8$$



hydroxyde de barium octahydraté

devoir
P.225
nos 23 à 25

p. 225 n° 25



21,5% de la masse vient du zinc...

Supposons 100g ...

$$\frac{21,5\text{g}}{65,39\text{g mol}^{-1}} = 0,328\,796\,452\,1\dots \text{mol (Zinc)}$$

$$0,328\,796\,452\,1\dots \text{mol (Zn)} \times \frac{2 \text{ mol (ClO}_3\text{)}}{1 \text{ mol (Zn)}} = 0,657\,592\,904\,1 \text{ mol (ClO}_3\text{)}$$

$$0,657\,592\,904\,1 \text{ mol (ClO}_3\text{)} \times 83,4509\text{g mol}^{-1} = 54,876\,719\,68 \text{ g (ClO}_3\text{)} \Rightarrow 54,9\text{g}$$

$$100\text{g}(\text{total}) - 21,5\text{g (Zn)} - 54,9\text{g (ClO}_3\text{)}_2 = 23,6\text{g (H}_2\text{O)}$$

$$\frac{23,6\text{g}}{18,0153\text{g mol}^{-1}} = 1,309\,997\,613\dots \text{mol (H}_2\text{O)}$$

$$\frac{1,309\,997\,613\dots \text{mol (H}_2\text{O)}}{0,328\,796\,452\,1\dots \text{mol (Zn)}} \approx 4$$

Donc, $x = 4$