

Les formules chimiques

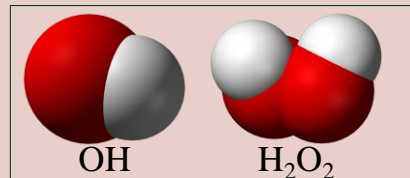
PowerPoint 5.4

Les formules chimiques

Les formules chimiques permettent de savoir quels éléments forment les composés, ainsi que leurs proportions.

H_2O_2 – les « 2 » indiquent qu'il y a 2 H pour chaque 2 O, ce qui représente un rapport de 1 à 1

MAIS, bien que H_2O_2 et OH aient le même rapport entre les O et les H, ils sont des composés différents.






La formule empirique est la formule qui représente le plus petit rapport entre les éléments d'un composé, exprime en nombre entiers. (Donc OH et H_2O_2 ont la même formule empirique)

Ex. – les molécules CH_2 , C_2H_4 , C_3H_6 , C_4H_8 , C_5H_{10} , ont tout le même rapport entre les C et les H – 1 C pour chaque 2 H.

Donc la formule empirique de chacune de ces molécules est CH_2

Les formules empirique versus moléculaires

La formule empirique est la formule qui représente le plus petit rapport entre les éléments d'un composé, exprime en nombres entiers. La formule moléculaire est la formule qui indique le nombre d'atomes de chaque élément dont est constituée une molécule.

Composé	Formule moléculaire	Formule empirique	Modèle boule-bâtonnets
formaldéhyde	CH_2O	CH_2O	
acide lactique	$\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3$	CH_2O	
glucose	$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$	CH_2O	

Les formules empirique versus moléculaires

Question – Quelle est la formule empirique des composés suivants?

Composé	Formule moléculaire	Formule empirique
dioxyde de tétraazote	N_4O_2	N_2O
tétrafluorure de diphosphore	P_2F_4	PF_2
décaoxyde de tétraphosphore	P_4O_{10}	P_2O_5
acide octanoïque	$\text{C}_8\text{H}_{16}\text{O}_2$	$\text{C}_4\text{H}_8\text{O}$
acide decadioïque	$\text{C}_{10}\text{H}_{18}\text{O}_4$	$\text{C}_5\text{H}_9\text{O}_2$

Comment déterminer la formule empirique

Question – Quelle est la formule empirique d'un composé qui est formé de 80% C et de 20% H?

Réponse – 1. Si on supposait qu'on a 100 g du composé, 80 g seraient C et 20 g seraient H

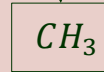
2. calculer le nombre de moles de chaque élément en utilisant la masse de chaque élément dans 100 g du composé

$$\text{mol de C} = (80 \text{ g}) \left(\frac{1 \text{ mol}}{12,0 \text{ g}} \right) = 6,67 \text{ mol}$$

$$\text{mol de H} = (20 \text{ g}) \left(\frac{1 \text{ mol}}{1,0 \text{ g}} \right) = 20 \text{ mol}$$

3. déterminer le rapport le plus simple en divisant chaque nombre de moles par la valeur la plus petite

$$\left(\frac{6,67 \text{ mol}}{6,67 \text{ mol}} \right) = 1 \quad \left(\frac{20 \text{ mol}}{6,67 \text{ mol}} \right) = 3$$



Comment déterminer la formule empirique

Question – Quelle est la formule empirique d'un composé qui est formé de 58,5% C, 7,3% H, et 34,1% N?

Réponse – 1. On suppose qu'on a 100 g du composé – 58,5 g de C, 7,3 g de H, et 34,1 g de N

2. calculer le nombre de moles de chaque élément en utilisant la masse de chaque élément dans 100 g du composé

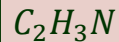
$$\text{mol C} = (58,5 \text{ g}) \left(\frac{1 \text{ mol}}{12,0 \text{ g}} \right) = 4,88 \text{ mol}$$

$$\text{mol H} = (7,3 \text{ g}) \left(\frac{1 \text{ mol}}{1,0 \text{ g}} \right) = 7,3 \text{ mol}$$

$$\text{mol N} = (34,1 \text{ g}) \left(\frac{1 \text{ mol}}{14,0 \text{ g}} \right) = 2,44 \text{ mol}$$

3. diviser chaque nombre de mole par la valeur la plus petite

$$\left(\frac{4,88 \text{ mol}}{2,44 \text{ mol}} \right) = 2 \quad \left(\frac{7,3 \text{ mol}}{2,44 \text{ mol}} \right) \approx 3 \quad \left(\frac{2,44 \text{ mol}}{2,44 \text{ mol}} \right) = 1$$



Comment déterminer la formule empirique

Question – Quelle est la formule empirique d'un composé qui est formé de 81,8% C et de 18,2% H?

Réponse – 1. On suppose qu'on a 100 g du composé, 81,8 g seraient C et 18,2 g seraient H

2. calculer le nombre de moles de chaque élément en utilisant la masse de chaque élément dans 100 g du composé

$$\begin{aligned} \text{mol C} &= (81,8 \text{ g}) \left(\frac{1 \text{ mol}}{12,0 \text{ g}} \right) = 6,82 \text{ mol} \\ \text{mol H} &= (18,2 \text{ g}) \left(\frac{1 \text{ mol}}{1,0 \text{ g}} \right) = 18,2 \text{ mol} \end{aligned}$$

3. diviser chaque nombre de mole par la valeur la plus petite,

$$\begin{aligned} \text{C} - \left(\frac{6,82 \text{ mol}}{6,82 \text{ mol}} \right) &= 1 & \text{H} - \left(\frac{18,2 \text{ mol}}{6,82 \text{ mol}} \right) &= 2,67 \\ 1 \times 3 &= 3 & 2,67 \times 3 &= 8 \end{aligned}$$



➤ MAIS il faut multiplier les résultats par la même valeur pour obtenir des valeurs entières pour la formule empirique

Comment calculer la formule moléculaire

La formule moléculaire peut être déterminée en utilisant la masse molaire de la formule empirique

– ou bien la **masse empirique**.

Parce que le rapport des éléments dans la formule moléculaire est un **multiple** du rapport entre les éléments de la formule empirique, on peut utiliser la **masse moléculaire** dans les formules suivantes pour déterminer la valeur de ce multiple et, donc, déterminer la formule moléculaire.

$$\begin{aligned} \text{multiple} = N &= \frac{\text{masse moléculaire}}{\text{masse empirique}} \\ \text{formule moléculaire} &= N(\text{formule empirique}) \end{aligned}$$

Comment déterminer la formule moléculaire

Question – La formule empirique du glucose est CH_2O . Sa masse molaire est $180,0 \text{ g/mol}$. Déterminez la formule moléculaire du glucose.

Réponse – masse empirique = $1(12,0 \text{ g}) + 2(1,0 \text{ g}) + 1(16,0 \text{ g})$
 $= 30,0 \text{ g/mol}$

$$N = \frac{\text{masse moléculaire}}{\text{masse empirique}}$$

$$= \frac{180,0 \text{ g/mol}}{30,0 \text{ g/mol}} = 6$$

$$\text{formule moléculaire} = N(\text{formule empirique})$$

$$= 6(\text{CH}_2\text{O}) \rightarrow \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$$

Comment calculer la formule moléculaire

En premier, dans ces types de questions, la masse empirique ou la **masse moléculaire** doit, premièrement, être calculée de l'information fournie dans une question ou par une situation particulière – comme on l'a fait dans les sections précédentes.

L'information donnée

Le calcul à faire

densité d'un gaz a TPN

$$\left(\frac{\text{densité (g)}}{\text{(L)}} \right) \left(\frac{22,4 \text{ L}}{\text{mol}} \right) = \text{masse molaire}$$

masse et volume d'un gaz a TPN

$$\left(\frac{\text{masse (g)}}{\text{volume (L)}} \right) \left(\frac{22,4 \text{ L}}{\text{mol}} \right) = \text{masse molaire}$$

une quantité de moles et une masse données

$$\left(\frac{\text{masse donnée (g)}}{\text{moles données (mol)}} \right) = \text{masse molaire}$$

un multiple, X, d'une masse molaire connue

$$(X) \left(\frac{\text{masse molaire (g)}}{\text{(mol)}} \right) = \text{masse molaire}$$

Comment déterminer la formule moléculaire

Question – La formule empirique d'un composé est SiH_3 . Si 0,0275 mol du composé a une masse de 1,71 g, quelle est la formule moléculaire du composé?

Réponse –

$$\text{masse empirique} = (28,1) + 3(1,0) = 31,1 \text{ g/mol}$$

$$\begin{aligned} \text{masse moléculaire} &= \left(\frac{\text{masse donnée (g)}}{\text{moles données (mol)}} \right) \\ &= \frac{1,71 \text{ g}}{0,0275 \text{ mol}} = 62,2 \text{ g/mol} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} N &= \frac{\text{masse moléculaire}}{\text{masse empirique}} \\ &= \frac{62,2 \text{ g/mol}}{31,1 \text{ g/mol}} = 2 \end{aligned}$$

$$\text{formule moléculaire} = N(\text{formule empirique}) = 2(\text{SiH}_3) \rightarrow \text{Si}_2\text{H}_6$$

Récapitulons!

La formule empirique est la formule qui représente le plus petit rapport entre les éléments d'un composé, exprimé en nombres entiers. La formule moléculaire est la formule qui indique le nombre d'atomes de chaque élément dont est constituée une molécule d'un composé.

On peut utiliser le pourcentage de composition pour déterminer les formules empiriques.

Si on connaît la masse moléculaire, on peut utiliser des formules pour déterminer la formule moléculaire.

$$\text{multiple} = N = \frac{\text{masse moléculaire}}{\text{masse empirique}}$$

$$\text{formule moléculaire} = N(\text{formule empirique})$$