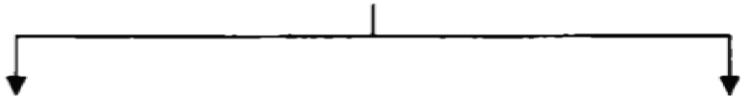
تحديد صيغة المركب:

Determining the formula of a compound

الصيغة الكيميائية

Chemical Formula



الصيغة الجزيئية

Molecular Formula

هي الصيغة الأكثر تعقيد ووضوح وتعطينا أنواع الذرات المكونة للمركب وأعدادها الصحيحة

مثال

$C_6H_{12}O_6$

الصيغة البدائية

Emperical Formula

هي الصيغة البسيطة التي تعطينا أنواع الذرات المكونة للمركب والنسب بين أعداد ذراتها.

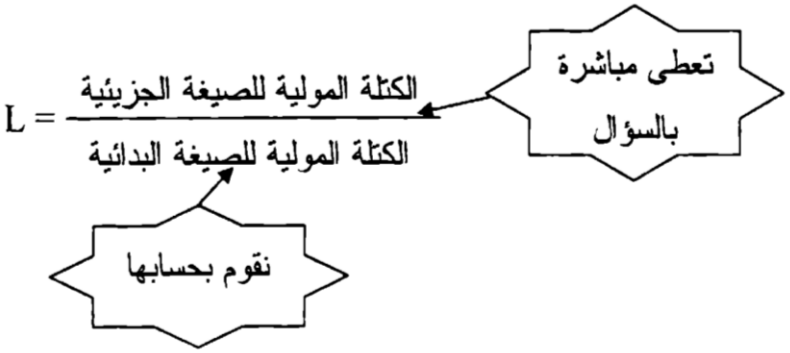
مثال

CH_2O

Molecular Formula = L × Emperical Formula

L = هو عدد صحيح (١، ٢، ٣، .....)

نستطيع حساب L عن طريق القانون:



$$L = \frac{M_w \text{ of Molecular Formula}}{M_w \text{ of Emperical Formula}}$$

- يجب أن تكون الصيغة البدائية بأبسط شكل لها "لا يوجد قواسم مـشتركة بين أعداد الذرات المكونة للمركب".

Example:

Which of the following is not an empirical formula?

a) CH b) CH_2O c) $AlCl_3$ **d) H_2O_2**

e) N_2O_5

***Solution*:**

في حال الصيغة البدائية " Empirical Formula" لا يوجد قاسم مشترك بين أعداد الذرات

Molecular Formula = H_2O_2

But the empirical Formula = HO.

- طريقة حل مثل هذا النوع من الأسئلة لتحديد الصيغة البدائية والجزيئية للمركب؟

الصيغة البدائية ← L ← الصيغة الجزيئية

(Empirical Formula) (Molecular Formula)

Example:

Determine the empirical and molecular formulas for a compound that gives the following analysis "in mass percent".

71.65% Cl 24.27% C 4.07% H

The molar mass is known to be 98.96 g/mol.

حدد الصيغة البدائية والجزيئية لمركب يعطي هذا التحليل "النسب المئوية للعناصر"

71.65% Cl 24.27% C 4.07% H

علماً بأن الكتلة المولية للمركب تساوي 98.96 g/mol

Solution:

نفترض أنه يوجد لدينا 100 g من هذا المركب وبذلك تصبح النسب المئوية للعناصر عبارة عن كتلة

$m_C = 24.27\ g$ $\Rightarrow m_{Cl} = 71.65\ g$

$m_H = 4.07\ g$

١) نوجد عدد مولات العناصر المكونة للمركب.

$$n_{Cl} = \frac{m}{M_w} = \frac{71.65}{35.45} = 2.021\ mol$$

$$n_C = \frac{24.27}{12} = 2.021\ mol$$

$$n_H = \frac{4.07}{1} = 4.04\ mol$$

٢) نقسم على أصغر عدد مولات

Cl	C	H
$\frac{2.021}{2.021}$	$\frac{2.021}{2.021}$	$\frac{4.07}{2.021}$

$\Rightarrow \quad Cl_1 \qquad C_1 \qquad H_2 \quad$ = Empirical Formula

٣) نقوم بحساب قيمة L:

$$L = \frac{M_w \text{ of Molecular Formula}}{M_w \text{ of Empirical Formula}}$$

$$L = \frac{98.96}{1\times35.45+1\times12+2\times1} = 2$$

٤) نقوم بحساب الصيغة الجزيئية:

Molecular Formula = L × Empirical Formula

$$= 2 \times (Cl_1C_1H_2)$$

$$= Cl_2C_2H_4$$

Example:

A chlorine oxide is 59.7% by mass Cl. What is the empirical formula of the oxide?

a) Cl_2O_5 b) Cl_2O c) ClO_2 **d) Cl_2O_3** e) Cl_2O_2

Solution:

نفرض انه يوجد لدينا 100g من هذا المركب

$\Rightarrow$ mass of Cl = 59.7 g

$\Rightarrow$mass of O = 100 – 59.7 = 40.39

$$n_{Cl} = \frac{m}{Mw} = \frac{59.7}{35.45} = 1.684\,mol$$

$$n_O = \frac{m}{Mw} = \frac{40.3}{16} = 2.518$$

$$Cl_{\frac{1.684}{1.684}}\ O_{\frac{2.518}{1.684}}$$

$Cl_1 \quad O_{1.5}$

لا يجوز ان تكون الى Empirical formula بهذا الشكل لذلك نضربها ب

٢ للتخلص من الكسور

في ال Empirical Formula يجب ان تكون اعداد الذرات صحيحة دائما

$\Rightarrow 2\ (Cl_1 \quad O_{1.5})$

$\Rightarrow Cl_2\ O_3$

Example

A compound has an empirical formula of C_2H_3N, and a molecular weight of 123 amu. What is the molecular formula of the compound?

a) $C_4H_6N_2$ b) $C_8H_{12}N_4$ c)C_2H_3N

d) $C_3H_3N_3$ **e) $C_6H_9N_3$**

Solution:

$$L = \frac{\text{Molar mass}}{\text{Empirical Formula mass}}$$

$$= \frac{123}{(2\times12+3\times1+14)} = \frac{123}{41} = 3$$

Molecular Formula = 3 ×(Empirical Formula)

$= (C_2H_3N)$

$= C_6 H_9 N_3$

Example

A compound containing only nitrogen and oxygen is 63.64% N by mass the empirical formula of the compound is

a) N_2O_5 b) N_2O_3 c) NO d) NO_2 **e) N_2O**

Solution:

Mass percent of O + mass percent of N = 100%

X + 63.64% = 100%

* mass percent of O = 100% - 63.64%

= 36.36%

نفترض أنه يوجد لدينا 100 g من هذا المركب

Mass of O = 36.36 g.

$$n_{(O)} = \frac{m}{Mw} = \frac{36.36}{16} = 2.273 \text{ mol}$$

$$n_{(N)} = \frac{m}{Mw} = \frac{63.64}{14} = 4.546 \text{ mol}$$

	N	O
نقسم على الأصغر	$\frac{4.546}{2.273}$	$\frac{2.273}{2.273}$

N_2O

Example:

When 0.860 g of an organic compound containing C, H and O was burned completely in oxygen, 1.64 g of CO_2 and 1.01 g of H_2O were produced. If the molecular mass of the compound is 138 amu., determine the molecular formula (C: 12 amu, H: 1.00 aum, O:16amu)

a) $C_8H_{24}O_4$ b) C_2H_6O c) $C_4H_{12}O_2$

d) $C_8H_{18}O_3$ e) $C_2H_3O_2$

Solution

$$n_{CO_2} = \frac{m}{Mw} = \frac{1.64}{(12+16\times 2)} = 0.0373 \text{ mol}$$

Moles of C = moles of CO_2

$= 0.0373$ mol

$$n_{H_2O} = \frac{m}{Mw} = \frac{1.01}{18} = 0.056 \text{mol}$$

Moles of H = 2 × moles of H_2O

$= 2 \times 0.056$

$= 0.112$ mol

$$m_c = n \times Mw$$

$$= 0.0373 \times 12 = 0.448g$$

$$m_H = n \times Mw = 0.112 \times 1 = 0.112\ g$$

mass of the compound $= m_c + m_H + m_o$

$$0.86 = 0.448 + 0.112 + m_o$$

$$m_o = 0.3\ g$$

$$n_o = \frac{m}{Mw} = \frac{0.3}{16} = 0.0188 mol$$

C	H	O
$\frac{0.0373}{0.0188}$	$\frac{0.112}{0.0188}$	$\frac{0.0188}{0.0188}$

$C_2 \quad H_6 \quad O$ = Empirical formula

$$\frac{\text{Mw of molecular}}{\text{Mw of Emperical}} = \frac{138}{(2\times12+6\times1+1\times16)} = 3$$

Molecular formula $= (C_2H_6O)_3$.

$= C_6H_{18}O_3$