The Chemists' Shorthand: Atomic Symbols

Mass number → 39

Atomic number → 19

$$K$$ ← Element Symbol

Natural lithium is:

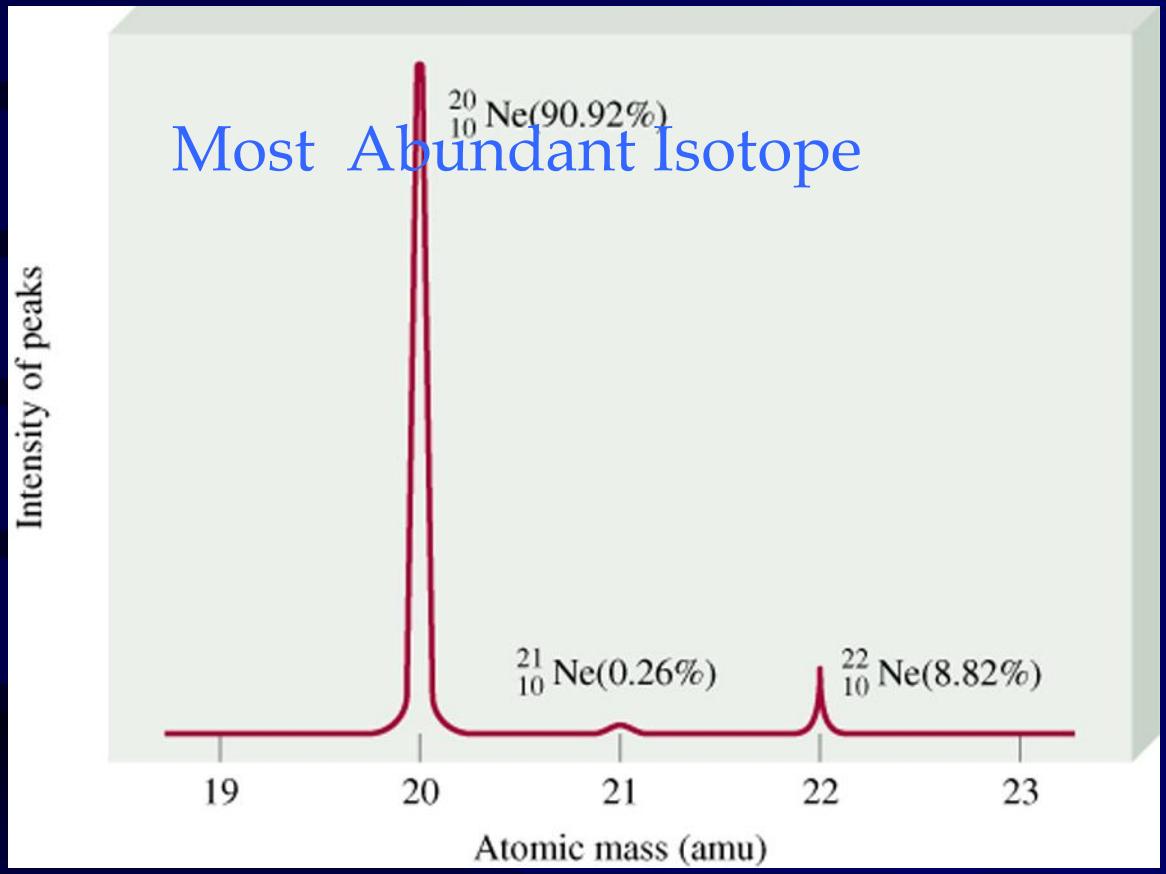
7.42% ^{6}Li (6.015 amu)

92.58% ^{7}Li (7.016 amu)

Average atomic mass of lithium:

$$\frac{7.42 \times 6.015 + 92.58 \times 7.016}{100} = 6.941 \text{ amu}$$

Spectrum


Most Abundant Isotope
$^{20}_{10}$Ne(90.92%)
$^{21}_{10}$Ne(0.26%)
$^{22}_{10}$Ne(8.82%)
Intensity of peaks
19
20
21
22
23
Atomic mass (amu)

Chemical Stoichiometry

Stoichiometry - The study of quantities of materials consumed and produced in chemical reactions.

The Mole المول

- المول : مصطلح لاتيني يعني (كوم من) أو(كمية من) ، يحتوي على كمية من المادة تساوي 6 سكستليون ذرة أو جزيء . 6.022×10^{23} (عدد أفوجادرو)

- المول : هو عدد الذرات الحقيقية الموجودة في الكتلة الذرية الجرامية للعنصر (6.022×10^{23} ذرة)
- أو هو عدد الجزيئات الحقيقية الموجودة في الكتلة الجزيئية الجرامية للمركب .(6.022×10^{23}جزيء)
- مثال : الكتلة الذرية الجرامية للأكسجين = 16 جم .
- 16 جرام لا يمكن أن تكون كتلة ذرة واحدة من الأكسجين . (لأنها كتلة محسوسة ، بينما ذرة الأكسجين لا ترى بالعين المجردة)
- تذكّر بأن
- **16 جرام من الأكسجين = مول واحد من ذرات الأكسجين**

عدد الذرات في الـ 16 جرام من الأكسجين = 6.022×10^{23} ذرة (6 سكستليون ذرة)

المول الواحد = عدد أفوجادرو من الذرات

The Mole

تعريف المول

كمية المادة التي تحتوي على عدد من الذرات يساوي عدد ذرات الكربون 12 الموجود في كتلة من الكربون -12 تساوي 0.012

المول إذاً هو عدد أو ثابت أفوجادرو و يساوي

6.022×10^{23}

Avogadro's number equals

6.022×10^{23} units

Atomic Masses
الكتلة الذرية

Elements occur in nature as mixtures of isotopes

Carbon = 98.89% ^{12}C

1.11% ^{13}C

<0.01% ^{14}C

Carbon atomic mass = 12.01 amu

Molar Mass
الكتلة المولية

هي كتلة المول الواحد من المادة مقيسة بوحدة الجرام ، ويرمز لها بالرمز (M).

A substance's molar mass (molecular weight) is the mass in grams of one mole of the compound.

C=12 O=16

CO_2 = 44.01 grams per mole

الكتلة المولية لأي مادة تساوي عدداً من الجرامات لكل مول يساوي الوزن الذري للمادة إن كانت المادة على هيئة ذرات أو الوزن الجزيئي لها إن كانت على هيئة جزيئات

eggs
shoes
marbles
atoms

Molar mass is the mass of 1 mole of in grams

1 mole ^{12}C atoms = 6.022×10^{23} atoms = 12.00 g

1 ^{12}C atom = 12.00 amu

1 mole ^{12}C atoms = 12.00 g ^{12}C

لأي عنصر

الكتلة الذرية (وكذ)=الكتلة المولية (جرام لكل مول)

$1 \text{ amu} = 1.66 \times 10^{-24} \text{ g}$ or $1 \text{ g} = 6.022 \times 10^{23} \text{ amu}$

Do You Understand Molecular Mass?

How many H atoms are in 72.5 g of C_3H_8O ?

1 mol C_3H_8O = (3 x 12) + (8 x 1) + 16 = 60 g C_3H_8O

1 mol C_3H_8O molecules = 8 mol H atoms

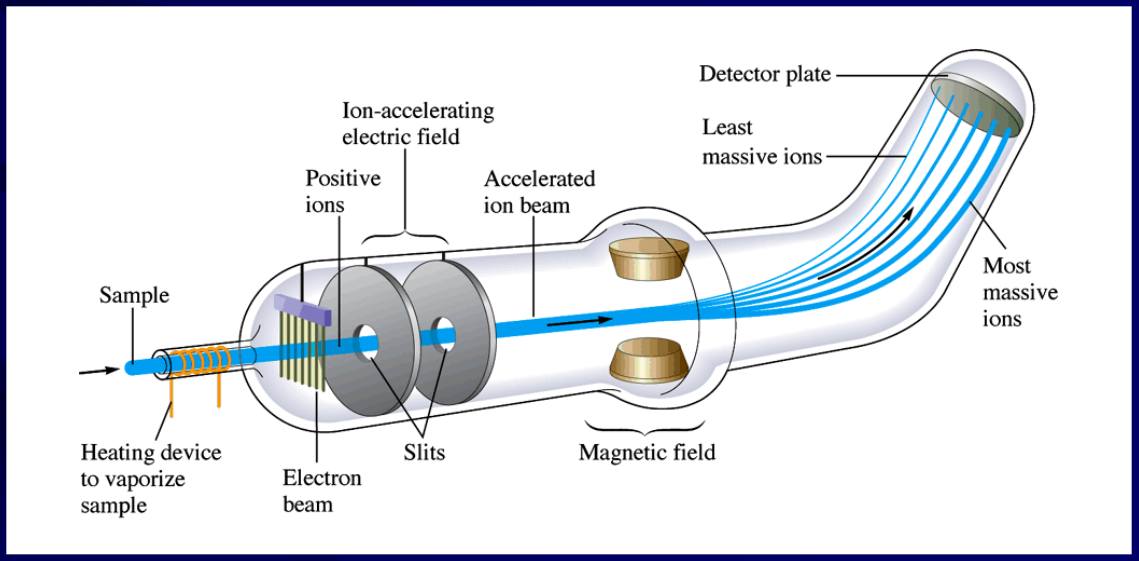
1 mol H = 6.022×10^{23} atoms H

$$72.5 \text{ g } C_3H_8O \times \frac{1 \text{ mol } C_3H_8O}{60 \text{ g } C_3H_8O} \times \frac{8 \text{ mol H atoms}}{1 \text{ mol } C_3H_8O} \times \frac{6.022 \times 10^{23} \text{ H atoms}}{1 \text{ mol H atoms}} =$$

5.82×10^{24} atoms H

Measuring Atomic Mass

Figure 3.1: (left) A scientist injecting a sample into a mass spectrometer. (right) Schematic diagram of a mass spectrometer.



The Chemists' Shorthand: Formulas

الصيغ الكيميائية

- الصيغ الوضعية (Empirical Formula):

هي أبسط صورة عددية ممكنة.

- Symbols = types of atoms
- Subscripts = relative numbers of atoms

- الصيغة الجزيئية (Molecular Formula):

تبين العدد الفعلي لذرات العناصر المكونة للجزيء

CO_2

الصيغة التركيبية (Structural Formula):

توضح طريقة ارتباط الذرات الفعلية المكونة للجزئ بعضها ببعض.

O=C=O

Figure 2.16: The structural formula for methane.

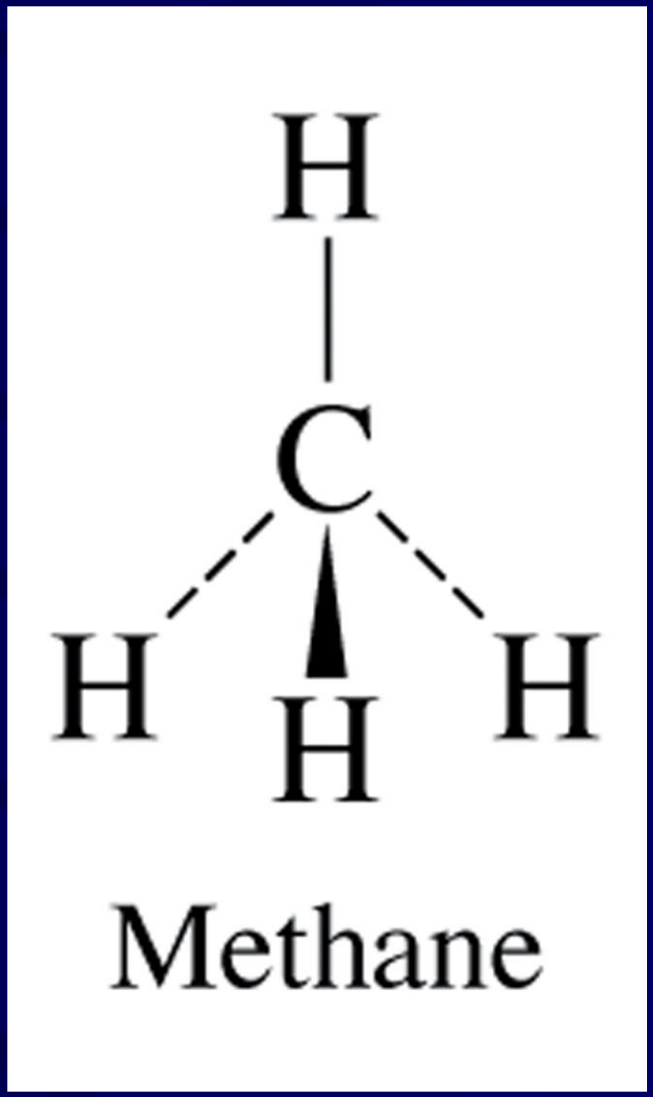


Figure 2.17: Space-filling model of methane. This type of model shows both the relative sizes of the atoms in the molecule and their spatial relationships.

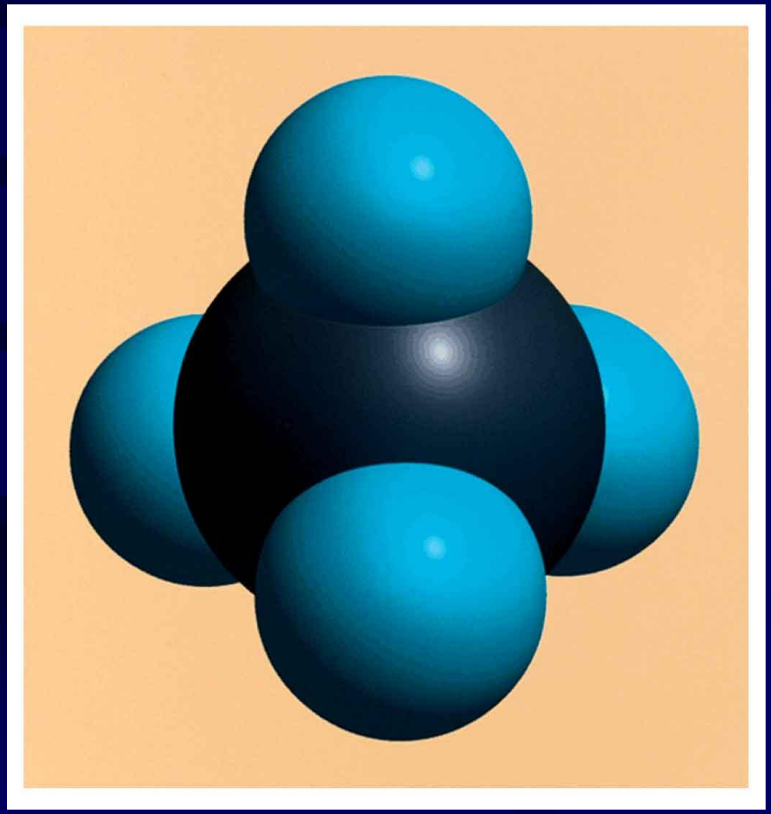
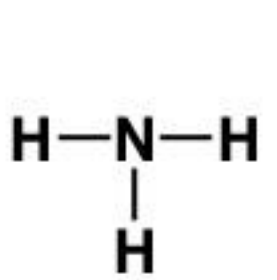
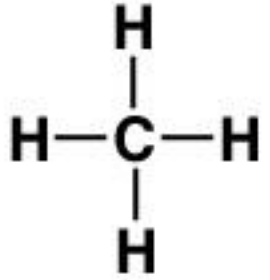
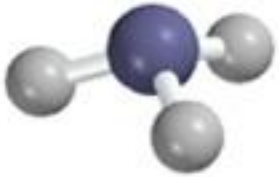


Figure 2.18: Ball-and-stick model of methane.

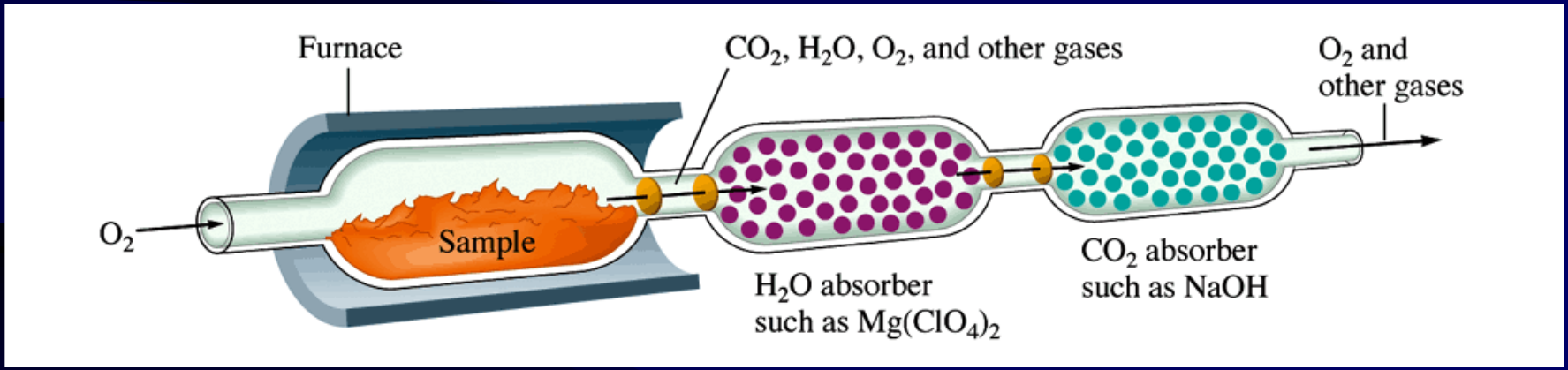
Copyright © The McGraw-Hill Companies, Inc. Permission required for reproduction or display.

Standard Types of Formulas and Models

	Hydrogen	Water	Ammonia	Methane
Molecular formula	H_2	H_2O	NH_3	CH_4
Structural formula	H—H	H—O—H		
Ball-and-stick model				
Space-filling model				

Determining Elemental Composition (Formula)

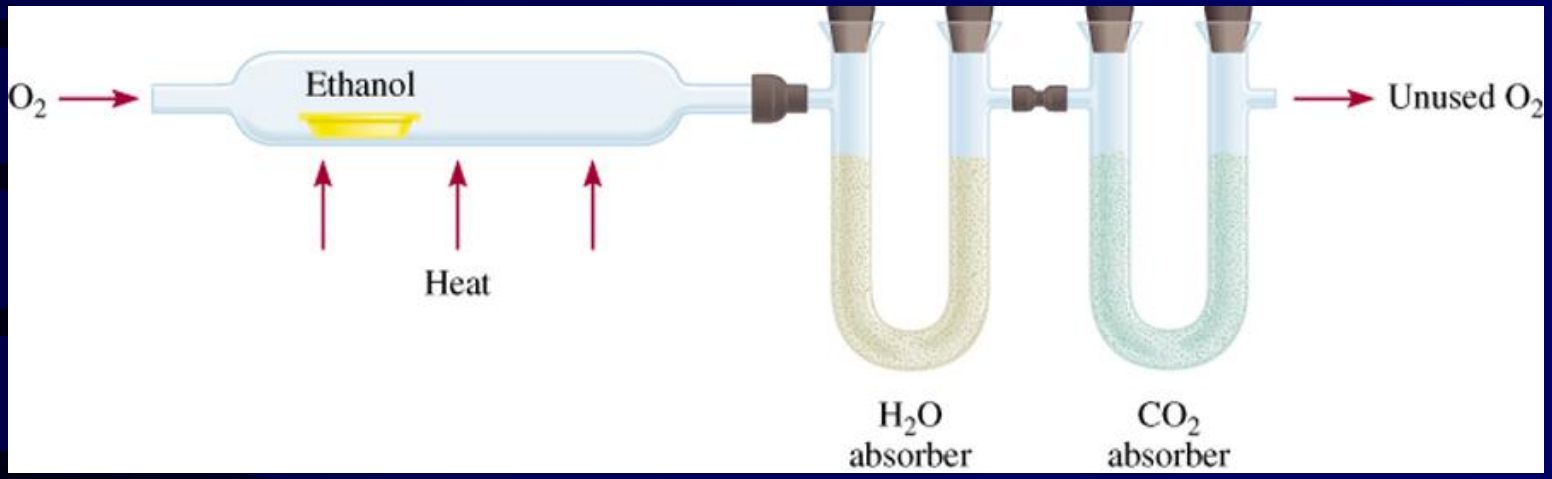
Figure 3.5: A schematic diagram of the combustion device used to analyze substances for carbon and hydrogen.



The masses obtained (mostly CO_2 and H_2O and sometimes N_2)) will be used to determine:

1. % composition in compound
2. Empirical formula
3. Chemical or molecular formula if the Molar mass of the compound is known or given.

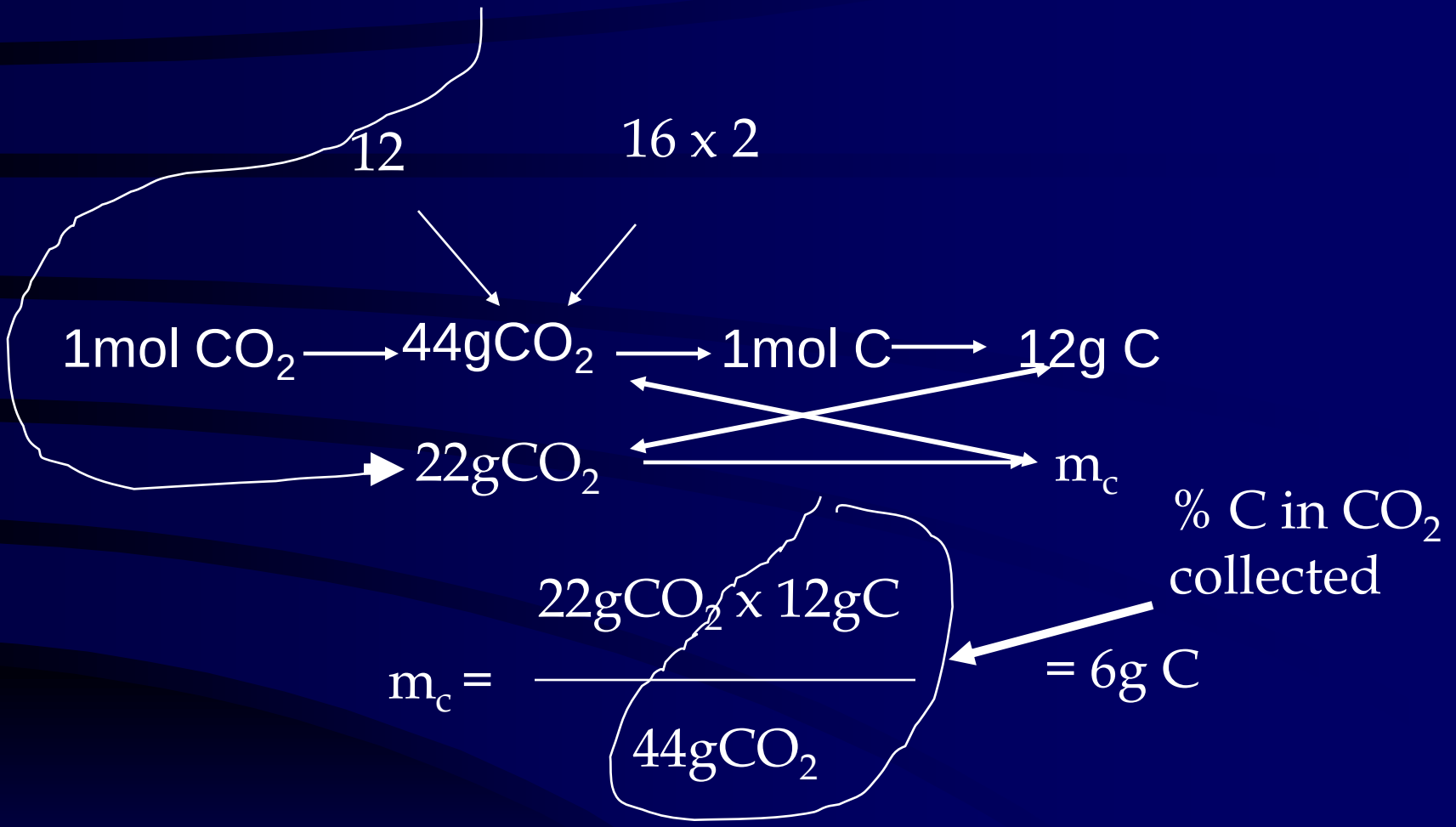
Example of Combustion



Combust 11.5 g ethanol

Collect 22.0 g CO_2 and 13.5 g H_2O

Collect 22.0 g CO_2 and 13.5 g H_2O



Convert g to mole:

1mol C ⟶ 12g C

n_{mol} C ⟶ 6g

$$n_c = \frac{6g \times 1molC}{12\ gC} = 0.5\ mol$$

Repeat the same for H from H_2O

1mol H_2O ⟶ 18g H_2O ⟶ 2 mol H ⟶ 2g H

13.5g H_2O ⟶ n_{mol} H ⟶ mH

$$n_{mol}\ H = \frac{2x13.5}{18\ mol\ H} = 1.5\ mol\ H$$

Faster H but still need O

$$mH = \frac{2 \times 13.5}{18} = 1.5 \text{ g H}$$

$$m_O = 11.5\text{g} - m_C - m_H$$
$$= 11.5 - 6 - 1.5 = 4\text{g}$$

$$n_O = \frac{m}{M} = \frac{4}{16} = 0.25 \text{ mol O}$$

Empirical formula $C_{0.5}H_{1.5}O_{0.25}$

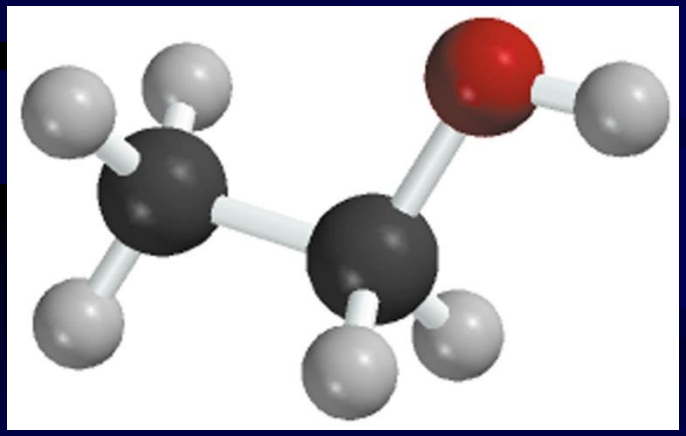
Divide by smallest subscript (0.25)

Empirical formula C_2H_6O

Percent composition of an element in a compound =

$$\frac{n \text{ x molar mass of element}}{\text{molar mass of compound}} \text{ x } 100\%$$

n is the number of moles of the element in 1 mole of the compound



C_2H_6O

$$\%C = \frac{2 \text{ x } (12.01 \text{ g})}{46.07 \text{ g}} \text{ x } 100\% = 52.14\%$$

$$\%H = \frac{6 \text{ x } (1.008 \text{ g})}{46.07 \text{ g}} \text{ x } 100\% = 13.13\%$$

$$\%O = \frac{1 \text{ x } (16.00 \text{ g})}{46.07 \text{ g}} \text{ x } 100\% = 34.73\%$$

52.14% + 13.13% + 34.73% = 100.0%

Note

If results are : 0.99 : 2.01 : 1.00

Then you have to convert to whole numbers:

1 : 2 : 1

CH_2N

If results are : 1.49 : 3.01 : 0.99

Then you have to multiply by 2:

3 : 6 : 2

$C_3H_6N_2$

Hence, empirical formula is the simplest formula of a compound

Then
Empirical Formula

Using the previously calculated % in compound:

a. Number of mole of C = $\dfrac{\text{\% in gram}}{\text{Atomic mass of C}}$

b. Number of mole of H = $\dfrac{\text{\% in gram}}{\text{Atomic mass of H}}$

Then divide by the smallest number: $\dfrac{a}{\text{smallest}} : \dfrac{b}{\text{smallest}} : \dfrac{c}{\text{smallest}}$

Formulas

molecular formula = $(\text{empirical formula})_n$

[n = integer]

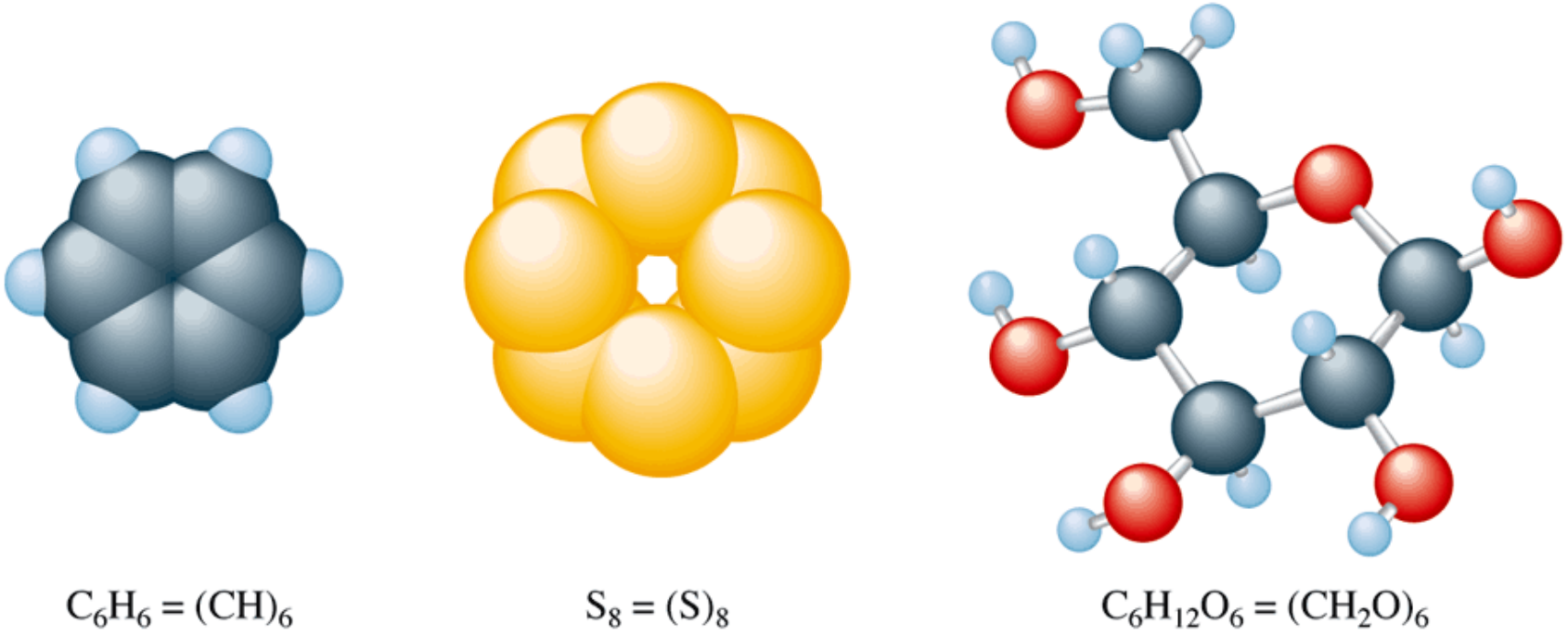
molecular formula = $C_6H_6 = (CH)_6$

empirical formula = CH

Then

$$\frac{\text{Molecular Mass}}{\text{Empirical Mass}} = n$$

Figure 3.6:
Examples of substances whose empirical and molecular formulas differ. Notice that molecular formula = (empirical formula)n, where *n* is a integer.



المتفاعل المحدد والمتفاعل الفائض والمحصول الفعلي والمحصول النظري والمحصول المئوي

ث إذا أدى مزج (4g) من H_2 مع (40g) من N_2 إلى الحصول على (15.45g) من NH_3، فما المتفاعل المحدد؟ وما المتفاعل الفائض؟ واحسب المحصول النظري، والمحصول المئوي.

الحل:

المعطيات: يوجد من H_2 مولان، ومن N_2 1.43 مول، وما تم الحصول عليه فعلياً هو 0.91 مول من NH_3.

المتفاعل المحدد والمتفاعل الفائض:

نكتب المعادلة، ونضع تحت كل مادة عدد المولات كما تحدده المعادلة، ذلك عدد المولات كما هو من معطيات السؤال، ثم نقسم الأخير على الأول، والمادة التي تعطي ناتج قسمة أقل تكون هي المتفاعل المحدد، والتي تعطي ناتج قسمة أكبر تكون هي المتفاعل الفائض.

$$3H_2(g) + N_2(g) \rightarrow 2NH_3(g)$$

عدد المولات حسب المعادلة	3	1.00
	2	1.43
عدد المولات حسب المعطى	0.67	1.43
ناتج القسمة		

ومنة يتضح أن N_2 هو المتفاعل الفائض والذي لا يبقى جزء منة وأن H_2 هو المتفاعل المحدد أي يستهلك بأكمله

المحصول الفعلي: هو الكمية التي نتجت فعلياً ومقدارها يتم قياسه عملياً ويعطى في المسألة وهو هنا 0.91 مول.

المحصول النظري: نكتب المعادلة، ونضع تحت المتفاعل المحدد عدد مولاته حسب المعادلة وحسب المعطى، ونضع تحت الناتج عدد مولاته حسب المعادلة:

$$3H_2(g) + N_2(g) \rightarrow 2NH_3(g)$$

3 عدد المولات حسب المعادلة **2**

2عدد المولات حسب المعطى **المحصول النظري**

المحصول النظري = 3/(2 × 2)

المحصول النظري = 1.33 mol

المحصول المئوي: نحسب المحصول المئوي حسب المعادلة:

المحصول المئوي = (المحصول الحقيقي / المحصول النظري) × 100

المحصول المئوي = (0.91 / 1.33)×100

المحصول المئوي = 68.42 %

Limiting Reactant Calculations

What weight of molten iron is produced by 1 kg each of the reactants?

$Fe_2O_3(s) + 2\ Al(s) \rightarrow Al_2O_3(s) + 2\ Fe(\ell)$

1 mol	2 mol
6.26mol	18.52

Ratio:

0.160 > 0.108

Limiting Excess

The 6.26 mol Fe_2O_3 will Disappear first

Theoretical Yield is the amount of product that would result if all the limiting reagent reacted. Its amount is Calculated using the balanced equation.

Actual Yield is the amount of product actually obtained from a reaction. It is usually given.

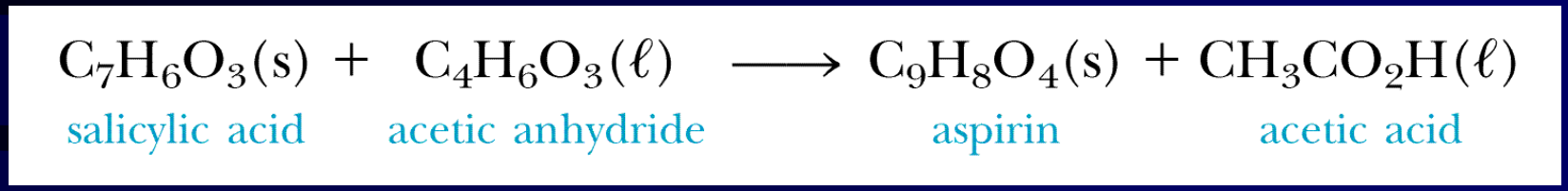
Percent Yield

$$\text{Percent yield} = \frac{\text{actual yield}}{\text{theoretical yield}} \times 100\%$$

Actual yield = quantity of product actually obtained

Theoretical yield = quantity of product predicted by stoichiometry

Percent Yield Example



14.4 g excess

Actual yield = 6.26 g

Sample Exercise

Titanium tetrachloride, $TiCl_4$, can be made by combining titanium-containing ore (which is often impure TiO_2) with carbon and chlorine -

$$TiO_{2(s)} + 2\ Cl_{2(g)} + C_{(s)} \longrightarrow TiCl_{4(l)} + CO_{2(g)}$$

If one begins with 125 g each of Cl_2 and C, but plenty of titanium-containing ore, which is the limiting reagent in the reaction? What quantity of $TiCl_4$ can be produced?

Practice Example 1

A compound contains C, H, N. Combustion of 35.0mg of the compound produces 33.5mg CO_2 and 41.1mg H_2O. What is the empirical formula of the compound?

Solution:

1. Determine C and H, the rest from 33.5mg is N.
2. Determine moles from masses.
3. Divide by smallest number of moles.

Practice Example 2

Caffeine contains 49.48% C, 5.15% H, 28.87% N and 16.49% O by mass and has a molar mass of 194.2 g/mol. Determine the molecular formula.

Solution:

1. Convert mass to moles.
2. Determine empirical formula.
3. Determine actual formula.

$$C_8H_{10}N_4O_2$$

Practice Example 3

Nitrogen gas can be prepared by passing gaseous ammonia over solid copper(II) oxide at high temperatures. The other products of the reaction are solid copper and water vapor. If a sample containing 18.1g of NH_3 is reacted with 90.4g of CuO, which is the limiting reactant? How many grams of N_2 will be formed.

Practice Example 4

Methanol can be manufactured by combination of gaseous carbon monoxide and hydrogen. Suppose 68.5Kg CO(g) is reacted with 8.60Kg H 2(g). Calculate the theoretical yield of methanol. If 3.57x104g CH3OH is actually produced, what is the percent yield of methanol?

Practice Example 5

$$SnO_2(s) + 2\ H_2(g) \rightarrow Sn(s) + 2\ H_2O(l)$$

a) the mass of tin produced from 0.211 moles of hydrogen gas.

b) the number of moles of H_2O produced from 339 grams of SnO_2.

c) the mass of SnO_2 required to produce 39.4 grams of tin.

d) the number of atoms of tin produced in the reaction of 3.00 grams of H_2.

e) the mass of SnO_2 required to produce 1.20×10^{21} molecules of water.