

Dalton's Atomic Theory (1808)

دالتون و النظرية الذرية

✓ تتكون المادة من جزيئات دقيقة غير قابلة للتجزئة أو التحطيم أو الخلق و تسمى الذرات

✓ تتشابه ذرات العنصر الواحد بجميع الخواص و لكنها تختلف في ذلك عن ذرات أي عنصر آخر.



Dalton's Atomic Theory (continued)

يتبع دالتون و النظرية الذرية

► يمكن لذرات العناصر المختلفة أن تتحد كيميائياً مع بعضها البعض و لكن بنسب عددية بسيطة و يكون ناتج اتحادها مادة جديدة تكون أبسط جسيماتها الذرات المركبة (سنعرف فيما بعد أنها الجزيئات)



الجزء ٤ :

أصغر جسيمات العنصر أو المركب التي يمكن أن توجد بشكل حر .

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

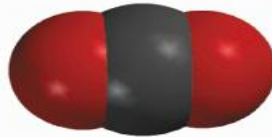
Oxygen in CO and CO₂

Carbon monoxide



$$\frac{O}{C} = \frac{1}{1} = \frac{1}{1}$$

Carbon dioxide



$$\frac{O}{C} = \frac{2}{1} = \frac{2}{1}$$

Ratio of oxygen in
carbon monoxide to
oxygen in carbon dioxide: 1:2

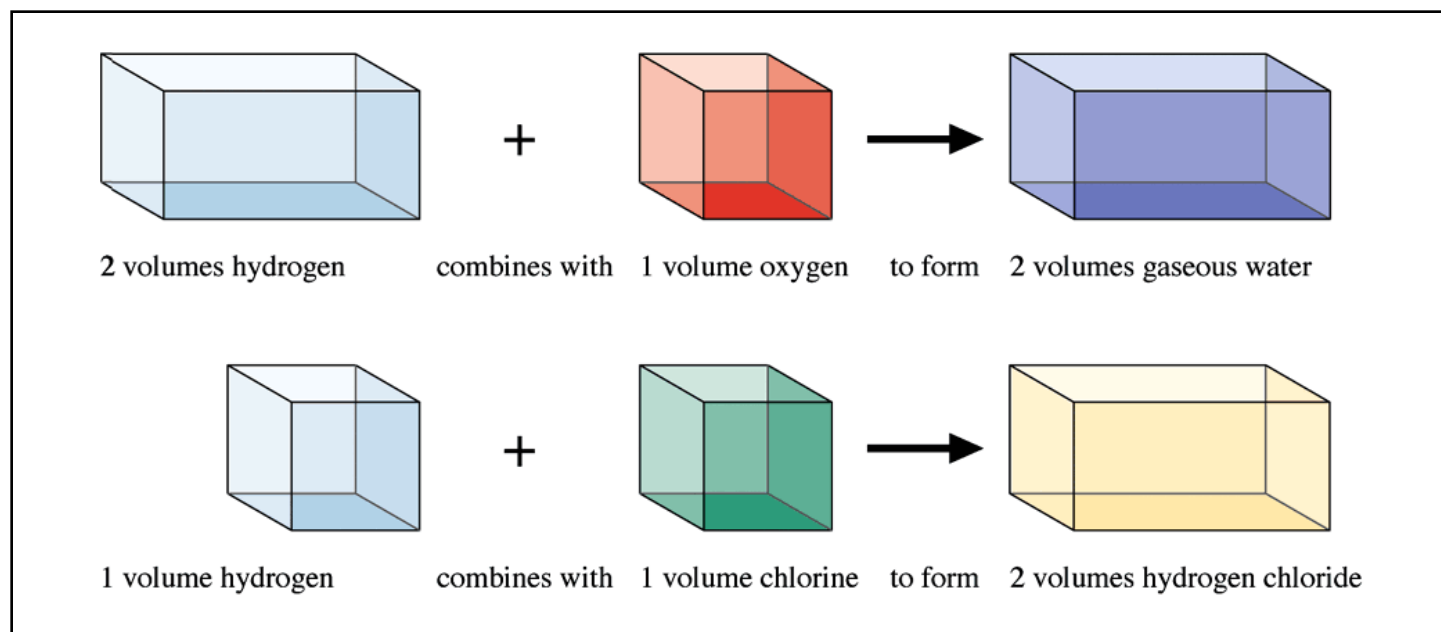
Avogadro's Hypothesis (1811)

At the same temperature and pressure, equal volumes of different **gases contain the same number of particles.**

- ▶ 5 liters of oxygen
- ▶ 5 liters of nitrogen
- ▶ Same number of particles!



Figure 2.4: A representation of some of Gay-Lussac's experimental results on combining gas volumes.



Interpreted in 1811 by Avogadro

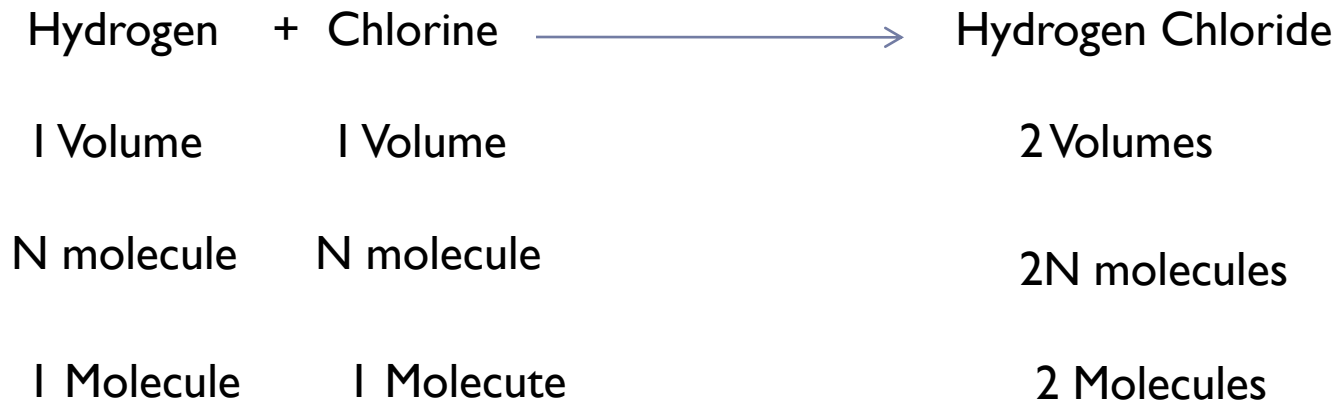
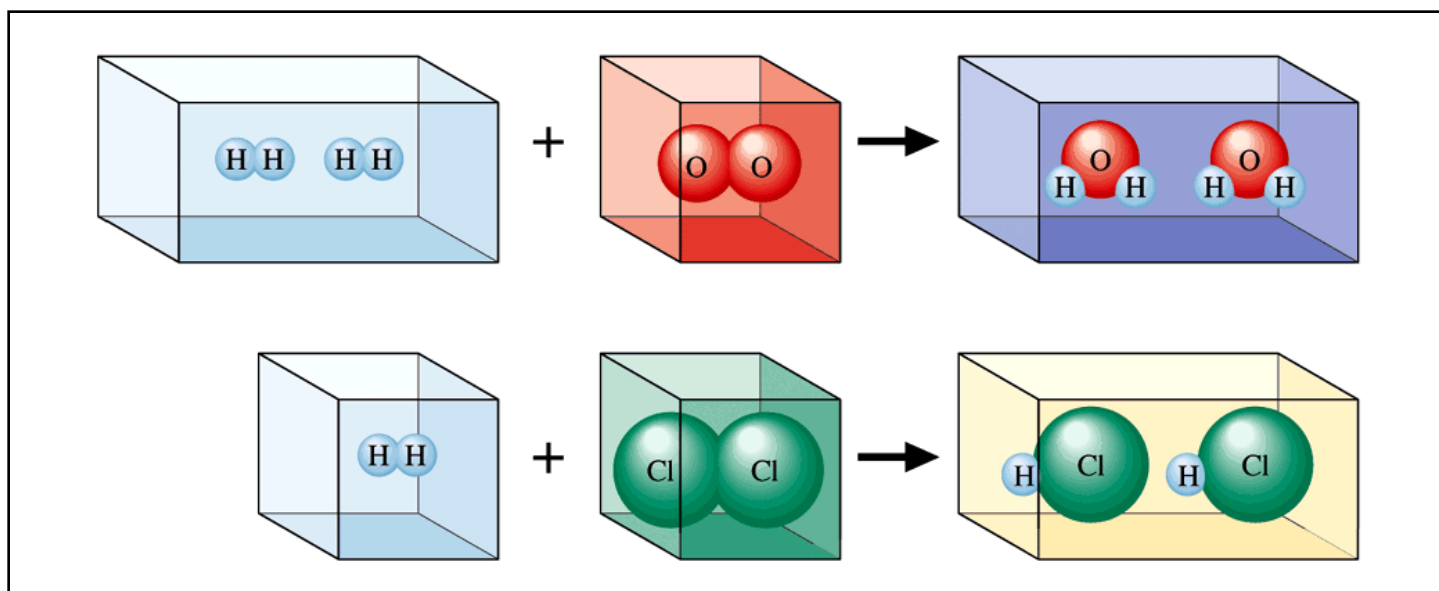


Figure 2.5: A representation of combining gases at the molecular level. The spheres represent atoms in the molecules.



The Chemists' Shorthand: Atomic Symbols

Mass number → 39
Atomic number → 19 **K** ← Element Symbol



Chemical Stoichiometry

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



The Mole

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

$$6.022 \times 10^{23} \quad \blacktriangleright$$



Avogadro's number
equals

$$6.022 \times 10^{23} \text{ units}$$



Natural lithium is:

7.42% ${}^6\text{Li}$ (6.015 amu)

92.58% ${}^7\text{Li}$ (7.016 amu)

Average atomic mass of lithium:

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

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



الكتلة المولية

- C=12 O=16

- $\text{CO}_2 = 44.01$ 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

Molar mass is the mass of 1 mole of eggs in grams
shoes
marbles
atoms

$$1 \text{ mole } ^{12}\text{C atoms} = 6.022 \times 10^{23} \text{ atoms} = 12.00 \text{ g}$$

$$1 \text{ } ^{12}\text{C atom} = 12.00 \text{ amu}$$

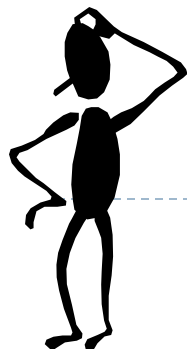
$$1 \text{ mole } ^{12}\text{C atoms} = 12.00 \text{ g } ^{12}\text{C}$$

لأي عنصر

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

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





Do You Understand Molecular Mass?

How many H atoms are in 72.5 g of $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$?

$$1 \text{ mol } \text{C}_3\text{H}_8\text{O} = (3 \times 12) + (8 \times 1) + 16 = 60 \text{ g } \text{C}_3\text{H}_8\text{O}$$

$$1 \text{ mol } \text{C}_3\text{H}_8\text{O} \text{ molecules} = 8 \text{ mol H atoms}$$

$$1 \text{ mol H} = 6.022 \times 10^{23} \text{ atoms H}$$

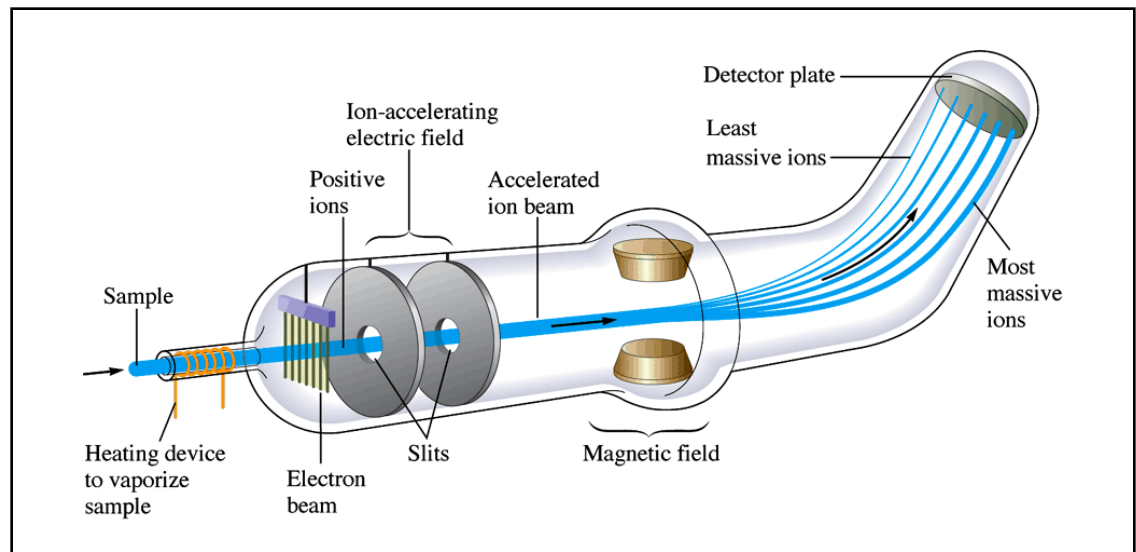
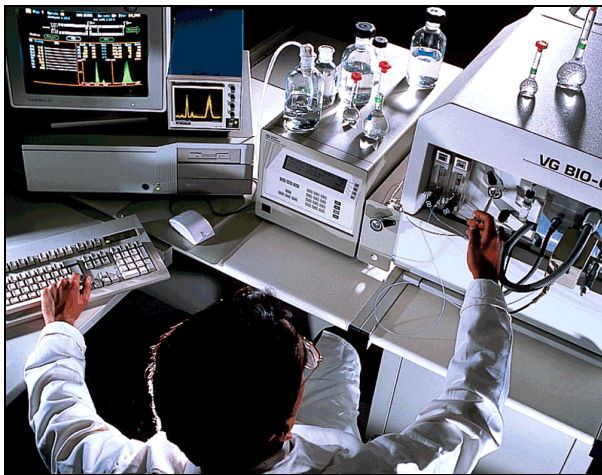
$$72.5 \text{ g } \text{C}_3\text{H}_8\text{O} \times \frac{1 \text{ mol } \text{C}_3\text{H}_8\text{O}}{60 \text{ g } \text{C}_3\text{H}_8\text{O}} \times \frac{8 \text{ mol H atoms}}{1 \text{ mol } \text{C}_3\text{H}_8\text{O}} \times \frac{6.022 \times 10^{23} \text{ H atoms}}{1 \text{ mol H atoms}} =$$

$$5.82 \times 10^{24} \text{ atoms H}$$

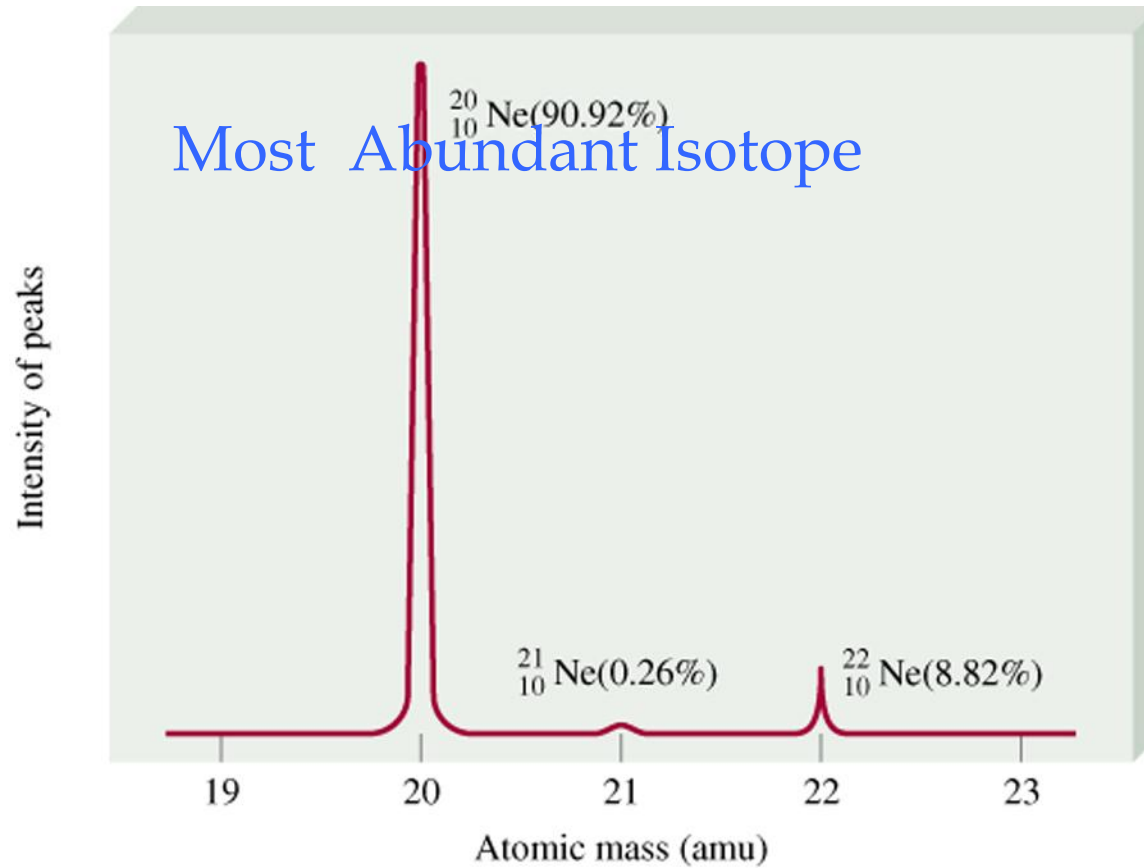


Measuring Atomic Mass

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



Spectrum



الصيغ الكيميائية, The Chemists' Shorthand: Formulas

▶ الصيغ الوضعية (Empirical Formula):

هي أبسط صورة عددية ممكنة.

Symbols = types of atoms ▶

▶ Subscripts = relative numbers of atoms

▶ الصيغة الجزيئية (Molecular Formula):

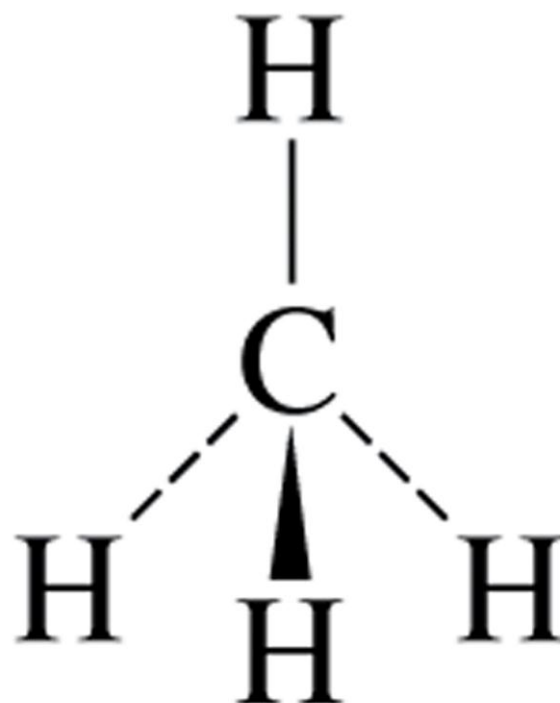
تبين العدد الفعلي لذرات العناصر المكونة للجزيء



الصيغة التركيبية (Structural Formula):
توضح طريقة ارتباط الذرات الفعلية المكونة للجزء بعضها ببعض.



Figure 2.16:
The structural
formula for
methane.



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.

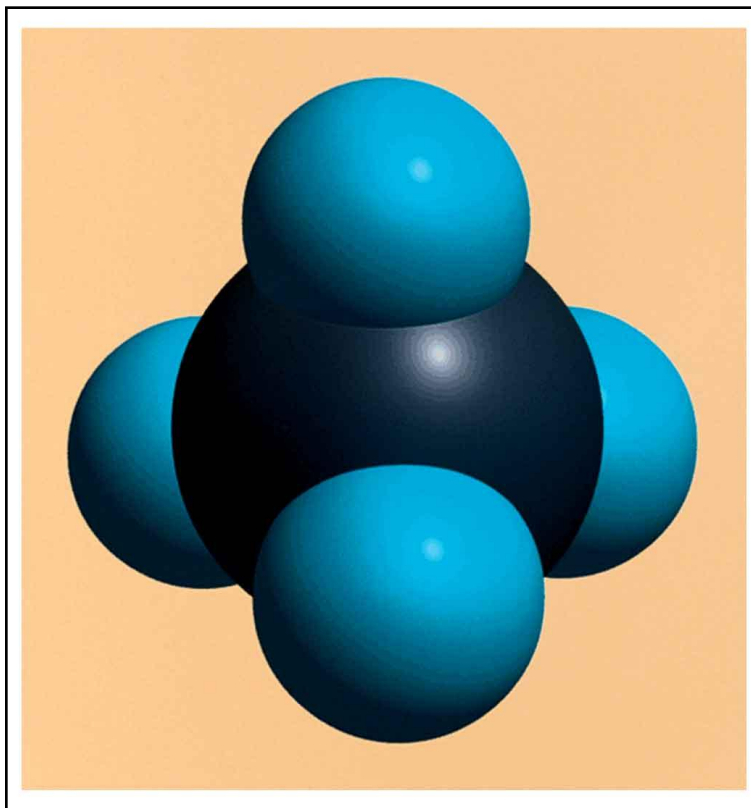

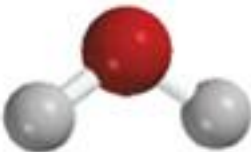
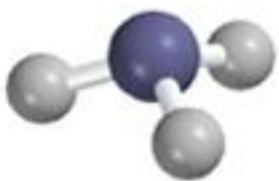







Figure 2.18: Ball-and-stick model of methane.



Standard Types of Formulas and Models

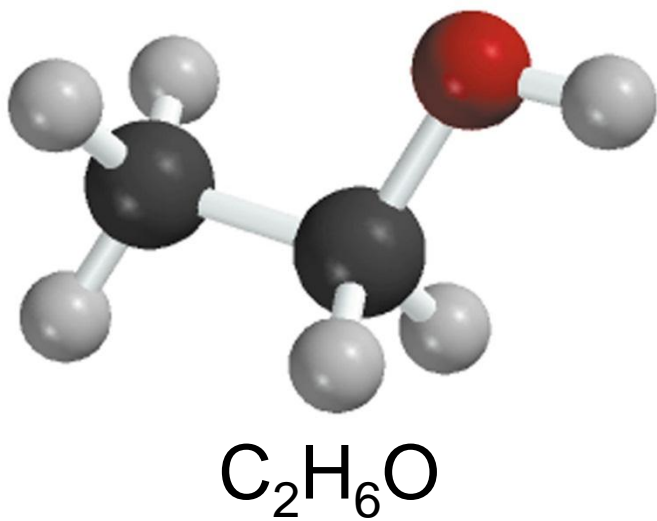
	Hydrogen	Water	Ammonia	Methane
Molecular formula	H_2	H_2O	NH_3	CH_4
Structural formula	$\text{H}-\text{H}$	$\text{H}-\text{O}-\text{H}$	$\begin{array}{c} \text{H}-\text{N}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{C}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$
Ball-and-stick model				
Space-filling model				



Percent composition of an element in a compound =

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

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



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

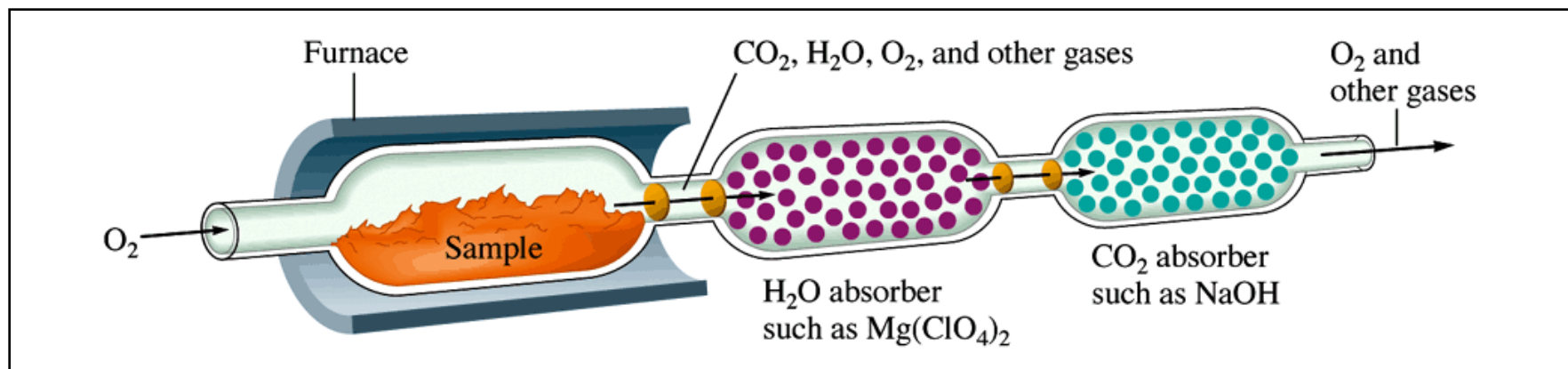
$$\%H = \frac{6 \times (1.008 \text{ g})}{46.07 \text{ g}} \times 100\% = 13.13\%$$

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

$$52.14\% + 13.13\% + 34.73\% = 100.0\%$$

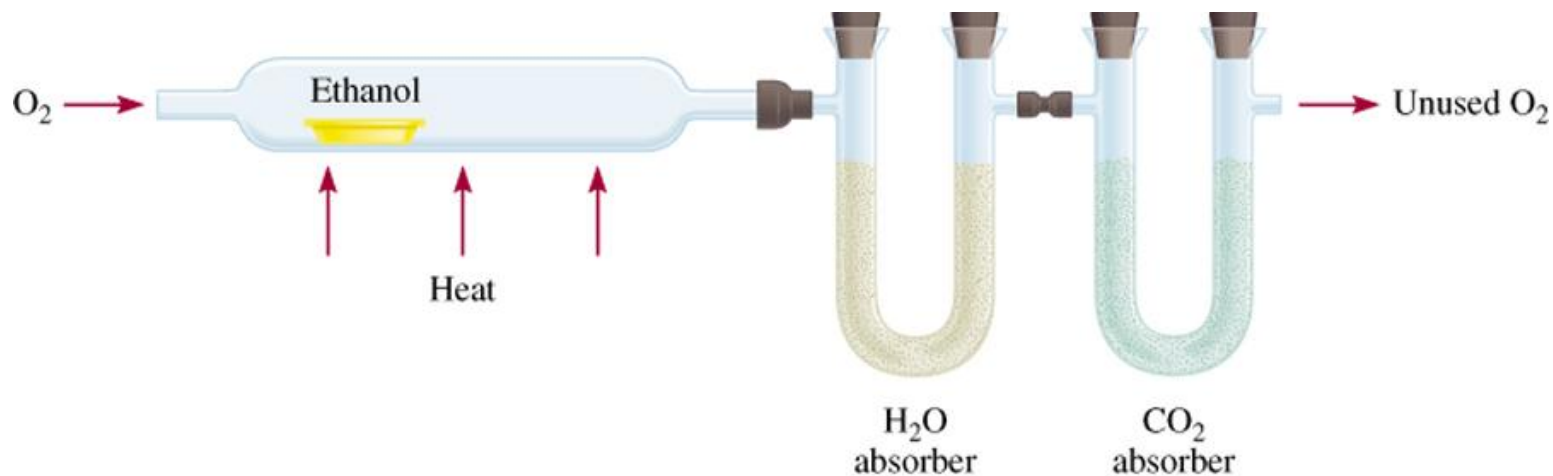
Determining Elemental Composition

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

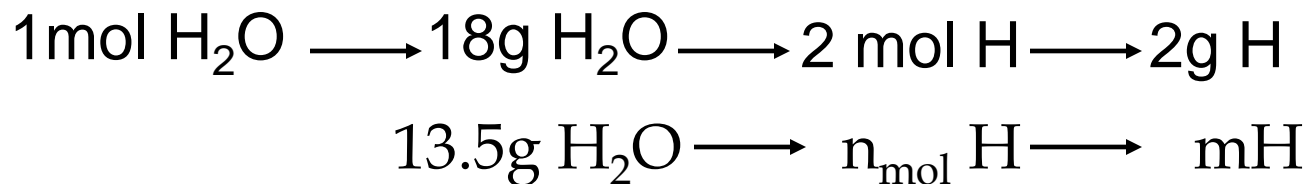
Collect 22.0 g CO_2 and 13.5 g H_2O



Convert g to mole:

$$\begin{array}{lcl} 1\text{mol C} & \longrightarrow & 12\text{g C} \\ n_{\text{mol C}} & \longrightarrow & 6\text{g} \end{array} \quad \longrightarrow \quad n_c = \frac{6\text{g} \times 1\text{molC}}{12 \text{ gC}} = 0.5 \text{ mol}$$

Repeat the same for H from H₂O



$$\longrightarrow \quad n_{\text{mol H}} = \frac{2 \times 13.5}{18 \text{ mol H}} = 1.5 \text{ mol H}$$

Faster H but still need O

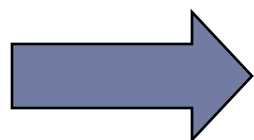
$$m_H = \frac{2 \times 13.5}{18} = 1.5 \text{ g H} \longrightarrow m_O = 11.5 \text{ g} - m_C - m_H$$

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

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

Empirical formula $\text{C}_{0.5}\text{H}_{1.5}\text{O}_{0.25}$

Divide by smallest subscript (0.25)



Empirical formula $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$



Then Empirical Formula

Using the previously calculated % in compound:

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

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

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



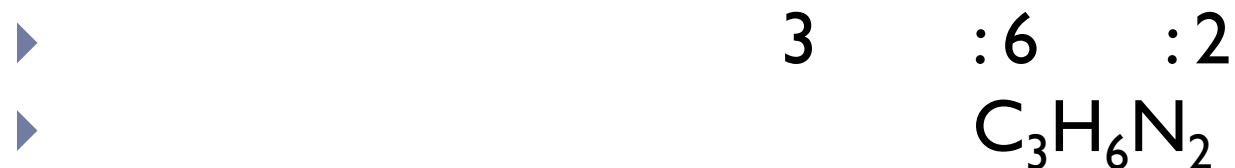
Note

- ▶ If results are : 0.99 : 2.01 : 1.00
- ▶ Then you have to convert to whole numbers:



- ▶ If results are : 1.49 : 3.01 : 0.99

- ▶ Then you have to multiply by 2:



Formulas

▶ molecular formula = (empirical formula)_n
▶ [n = integer]

▶ molecular formula = C₆H₆ = (CH)₆

▶ empirical formula = CH

▶ Then

▶ Molecular Mass

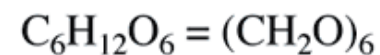
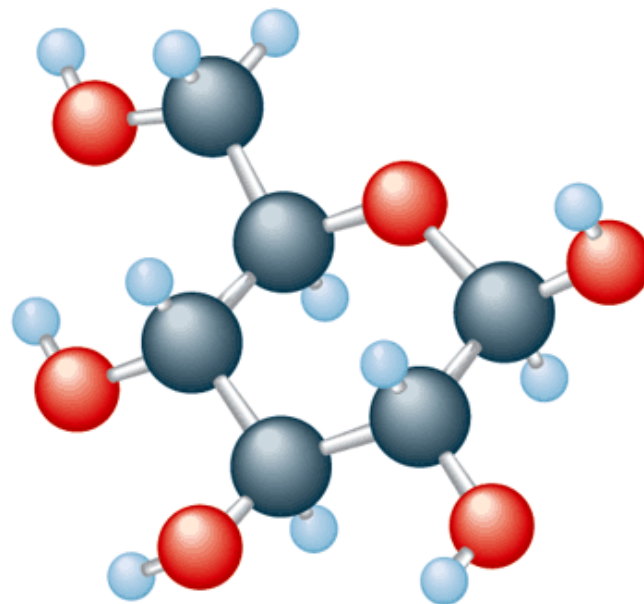
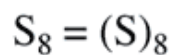
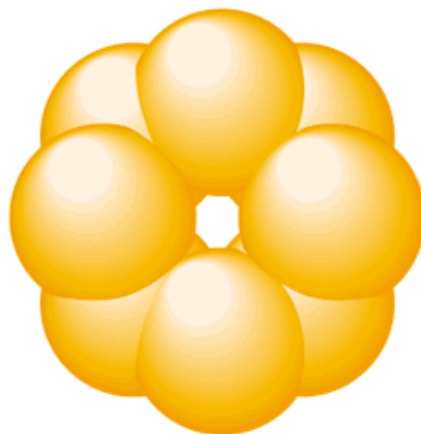
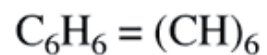
▶ $\frac{\text{Molecular Mass}}{\text{Empirical Mass}} = n$

▶ Empirical Mass



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.



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

هو N_2 هو المتفاعل المحدد الذي يستهلك بأكمله، وأن H_2 ومنه يتضح أن المتفاعل الفائض الذي يستهلك بعضه ويبقى جزء منه فائضاً.



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:



3 عدد المولات حسب المعادلة
2
المحصول النظري
2 عدد المولات حسب المعطى
المحصول النظري = $(2 \times 2) / 3$
المحصول النظري = 1.33 mol

المحصول المئوي: نحسب المحصول المئوي حسب المعادلة:

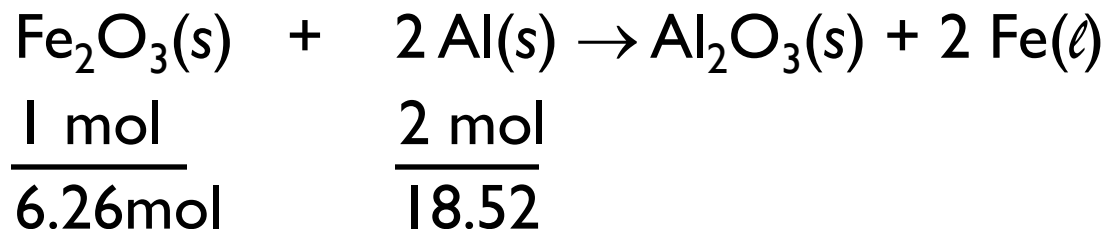
المحصول المئوي = (المحصول الحقيقي / المحصول النظري) × 100

$$= (0.91 / 1.33) \times 100 = \text{المحصول المئوي}$$

$$= \text{المحصول المئوي} = 68.42 \%$$

Limiting Reactant Calculations

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



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

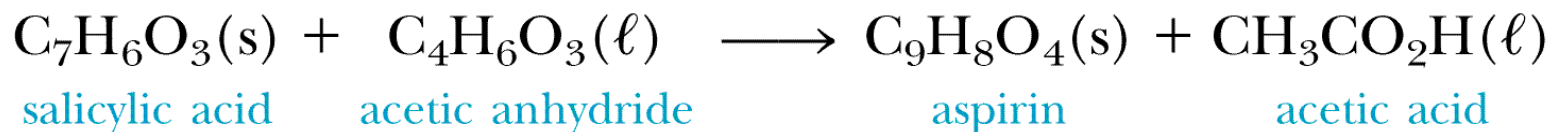
$$\text{Percent yield} = \frac{\text{actual yield}}{\text{theoretical yield}} \times 100\%$$

Actual yield = quantity of product actually obtained

Theoretical yield = quantity of product predicted by stoichiometry

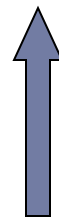


Percent Yield Example



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 -



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.



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.

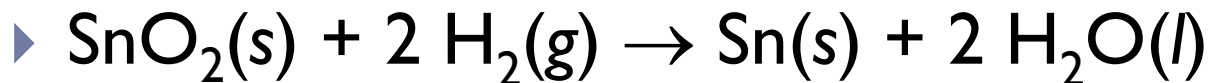


Practice Example 4

- ▶ Methanol can be manufactured by combination of gaseous carbon monoxide and hydrogen. Suppose 68.5Kg CO(g) is reacted with 8.60Kg H₂(g). Calculate the theoretical yield of methanol. If 3.57x10⁴g CH₃OH is actually produced, what is the percent yield of methanol?



Practice Example 5



- ▶ 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.

