Akram Amir ElAli
www.chemistrysources.com

ملخص الفصل 3

Mass Relationships in Chemical Reactions

علاقات الكتلة في التفاعلات الكيميائية

3.1 Atomic Mass

- The mass of an atom depends on the number of electrons, protons, and neutrons it contains.
- We cannot weigh a single atom, but it is possible to determine the mass of one atom relative to another experimentally.
- Atomic mass is the mass of the atom in atomic mass units (amu).
- Atomic mass unit is defined as a mass exactly equal to one-twelfth the mass of one carbon-12 atom.
- It's necessary to introduce such a unit because it provide the standard for measuring the atomic mass of other elements.
- Carbon-12 is the carbon isotope that has six protons and six neutrons.

1.3 الكتلة الذرية

- تعتمد كتلة الذرة على عدد الإلكترونات والبروتونات والنيوترونات التي تحتوي عليها.
- لا يمكننا وزن ذرة واحدة ، ولكن من الممكن تحديد كتلة ذرة ما بالنسبة إلى أخرى تجريبياً.
- الكتلة الذرية هي كتلة الذرة بوحدات الكتلة الذرية (و.ك.ذ).
- تُعرَّف وحدة الكتلة الذرية بأنها الكتلة التي تساوي بالضبط واحدًا على اثني عشر من كتلة ذرة كربون 12- واحدة.
- من الضروري وجود مثل هذه الوحدة لأنها تمثل معيارا لقياس الكتلة الذرية لباقي العناصر.
- الكربون 12 هو نظير للكربون والذي يحتوي على ستة بروتونات وستة نيوترونات.

Average Atomic Mass

- Most naturally occurring elements have more than one isotope.
- This means that when we measure the atomic mass of an element, we must generally settle for the average mass of the naturally occurring mixture of isotopes.

متوسط الكتلة الذرية

- لمعظم العناصر التي توجد بشكل طبيعي أكثر من نظير واحد.
- هذا يعني أنه عندما نحسب الكتلة الذرية لعنصر ما ، يجب أن نستقر عمومًا على متوسط كتل نظائر العنصر التي توجد بشكل طبيعي.

Example 3.1 — مثال 1.3

Boron is used in the manufacture of ceramics and polymers such as fiberglass. The atomic masses of its two stable isotopes, ^{10}B (19.80 percent) and ^{11}B (80.20 percent), are 10.0129 amu and 11.0093 amu, respectively. The boron-10 isotope is also important as a neutroncapturing agent in nuclear reactors. Calculate the average atomic mass of boron.

يستخدم البورون في صناعة السيراميك و المبلمرات مثل الألياف الزجاجية. فإذا علمت أن الكتلة الذرية لنظيريه المستقرين ، ^{10}B (نسبة وجوده في الطبيعة 19.80 ٪) و لنظير البورون الآخر ^{11}B (نسبة وجوده في الطبيعة 80.2 ٪)، هي 10.0129 و.ك.ذ ، 11.0093 و.ك.ذ ، على التوالي، مع العلم أن نظير البورون – 10 أيضًا مهما كعامل احتجاز للنيوترون في المفاعلات النووية، احسب متوسط الكتلة الذرية للبورون.

Strategy Each isotope contributes to the average atomic mass based on its relative abundance. Multiplying the mass of an isotope by its **fractional abundance** (not percent) will give the contribution to the average atomic mass of that particular isotope.

لمزيد من المواضيع المختلفة في الكيمياء يرجى زيارة www.chemistrysources.com

CHEMISTRY by: Raymond Chang & Jason Overby

لمزيد من المواضيع المختلفة في الكيمياء يرجى زيارة www.chemistrysources.com

استراتيجية الحل: إن كل نظير يساهم في متوسط الكتلة الذرية اعتمادا على مدى وفرته في الطبيعة . فضرب كتلة كل نظير مع **كسر وفرته** (وليس نسبة وجوده) سوف يحسب مقدار الكتلة الذرية التي يساهم فيها ذلك النظير لحساب متوسط الكتلة الذرية للعنصر)

Solution First the percent abundances are converted to fractions: 19.80 percent to $^{19.80}/_{100}$ or 0.1980 and 80.20 percent to 80.20/100 or 0.8020. We find the contribution to the average atomic mass for each isotope, and then add the contributions together to obtain the average atomic mass.

الحل: في البداية نقوم بتحويل النسب المئوية إلى كسور : فالنسبة المئوية 19.80 ٪ تصبح $^{19.80}/_{100}$ أو 0.1980 ، و النسبة المئوية 80.20 ٪ تصبح $^{80.20}/_{100}$ أو 0.8020. في البداية تقوم بحساب الكتلة الذرية التي يساهم فيها كل نظير ، و من ثم نقوم بجمعها لحساب متوسط الكتلة الذرية.

$$(0.1980)(10.0129\ \text{amu}) + (0.8020)(11.0093\ \text{amu}) = 10.8129\ \text{amu}$$

Check The average atomic mass should be between the two isotopic masses; therefore, the answer is reasonable. Note that because there are more ^{11}B isotopes than ^{10}B isotopes, the average atomic mass is closer to 11.0093 amu than to 10.0129 amu.

التأكد من الحل : أن متوسط الكتلة الذرية يجب أن يقع بين كتلتي النظيرين، لذلك تعتبر الأجابة مقبولة. و لاحظ هنا أنه و بسبب أن نظائر ^{11}B أكثر من نظائر ^{10}B فإن متوسط الكتلة الذرية سوف تكون قريبة من 11.0093 و.ك.ذ بدلا من 10.0129 و.ك.ذ .

Practice Exercise The atomic masses of the two stable isotopes of copper, ^{63}Cu (69.17 percent) and ^{65}Cu (30.83 percent), are 62.9296 amu and 64.9278 amu, respectively. Calculate the average atomic mass of copper.

تمرين : إذا علمت أن الكتلة الذرية لنظيري النحاس المستقرين ، ^{63}Cu (نسبة وجوده في الطبيعة 69.17 ٪) و ^{65}Cu (نسبة وجوده في الطبيعة 30.83 ٪)، هي 62.9296 و.ك.ذ ، 64.9278 و.ك.ذ ، على التوالي، احسب متوسط الكتلة الذرية للنحاس.

الحل : 63.55 و.ك.ذ

Problem 3.5 — مسـألة 5.3

The atomic masses of ^{35}Cl (75.53 percent) and ^{37}Cl (24.47 percent) are 34.968 amu and 36.956 amu, respectively. Calculate the average atomic mass of chlorine. The percentages in parentheses denote the relative abundances.

إذا علمت أن الكتلة الذرية لنظيري الكلور ، ^{35}Cl (نسبة وجوده في الطبيعة 75.53 ٪) و ^{37}Cl (نسبة وجوده في الطبيعة 24.47 ٪)، هي 34.968 و.ك.ذ ، 36.956 و.ك.ذ ، على التوالي، احسب متوسط الكتلة الذرية للكلور.النسب الظاهرة بين قوسين تشير إلى وفرتها النسبية.

الحل : 35.454 و.ك.ذ

Problem 3.6 — مسـألة 6.3

The atomic masses of ^{6}Li and ^{7}Li are 6.0151 amu and 7.0160 amu, respectively. Calculate the natural abundances of these two isotopes. The average atomic mass of Li is 6.941 amu.

الكتل الذرية لنظيري الليثيوم ^{6}Li و ^{7}Li هي 6.0151 و.ك.ذ و 7.0160 و.ك.ذ على التوالي. احسب نسبة وفرة كلا النظيرين في الطبيعة ، علما بأن الكتلة الذرية لعنصر الليثيوم تساوي 6.941 و.ك.ذ.

Solution The given atomic mass of lithium is an average value of the two isotope masses, based on the relative abundance of those isotopes. If «x» is the fraction of the first isotope and «1 - x» is the fraction of the second isotope:

الحل : إن كتلة الليثيوم المعطاه في المسألة هي قيمة ناتجة عن متوسط كتل نظيري الليثيوم و ذلك اعتمادا وفرتهما في الطبيعة.فلو لفرضنا أن x هي النسبية الكسرية للنظير الأول و (1−x) هي النسبة الكسرية للنظير الثاني، فإن

$$6.0151x + 7.0160\ (1-x) = 6.941$$
$$6.0151x + 7.0160 - 7.0160x = 6.941$$
$$-1.0009x = -0.075x = 0.075$$
$$\text{Relative abundance of lithium-6 isotope} = x \times 100\% = 7.50\%$$
$$\text{Relative abundance of lithium-7 isotope} = (1-x) \times 100\% = 92.50\%$$

3.2 Avogadro's Number and the Molar Mass of an Element

2.3 عدد أفوجادرو و الكتلة المولية للعنصر

- Mole is a special unit to describe a very large number of atoms.
- Mole (mol) is the amount of a substance that contains as many elementary entities (atoms, molecules, or other particles) as there are at-

- المول هي وحدة تصف العدد الهائل للذرات.
- يعرف المول بأنه كمية المادة التي تحتوي على العديد من الكينونات الأولية (ذرات أو جزيئات أو جسيمات أخرى) و التي تساوي عدد الذرات في 12 جرام

لمزيد من المواضيع المختلفة في الكيمياء يرجى زيارة www.chemistrysources.com

oms in exactly 12 g (or 0.012 kg) of the carbon-12 isotope.

بالضبط (أو 0.012 كجم) من نظير الكربون 12.

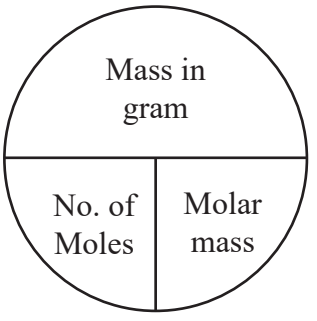
- The actual number of atoms in 12 g of carbon-12 is determined experimentally and called Avogadro's number (N_A) and equal to:

- لقد تم تحديد العدد الفعلي للذرات في 12 جرامًا من الكربون 12- بشكل تجريبي ويسمى هذا العدد بعدد أفوجادرو (N_A) ويساوي:

$$N^A = 6.0221413 \times 10^{23}$$

- 1 mole of carbon-12 atoms has a mass of exactly 12 g and contains Avogadro's number of atoms.
- The mass of carbon-12 is called as the Molar mass ($\mathcal{M}$) and defined as the mass (in grams or kilograms) of 1 mole of units (such as atoms or molecules) of a substance.
- Note that the molar mass of carbon-12 (in grams) is numerically equal to its atomic mass in amu.
- If we know the atomic mass of an element, we also know its molar mass.
- If we know the molar mass of 1 mole of carbon-12 atoms equal to 12 grams, i.e, the mass of 6.02×10^{23} atoms of carbon-12 atoms equal to 12, hence the mass of 1 carbon-12 atom is 1.993×10^{-23} g.
- For simplicity we will use the follwing scheme to calculate number of moles or the molar mass or mass in grams.

- كتلة المول الواحد لذرات الكربون – 12 تساوي بالضبط 12 جرام و تحتوي على عدد أفوجادرو من ذرات الكربون.
- تسمى كتلة الكربون – 12 بالكتلة المولية ($\mathcal{M}$) وتعرف بأنها الكتلة (بالجرام أو الكيلوجرام)لمول واحد من الوحدات (مثل الذرات أو الجزيئات) من مادة ما.
- لاحظ هنا أن الكتلة المولية للكربون – 12 (بالجرام) تساوي عدديًا كتلتها الذرية بوحدة كتل ذرية.
- إذا علمنا الكتلة الذرية لعنصر ما ، فإننا سنعرف أيضًا كتلته المولية.
- فإذا علمنا أن كتلة المول الواحد لذرات الكربون– 12 تساوي 12 جراما ، أو بصيغة أخرى إذا علمنا أن 6.02×10^{23} ذرة كربون – 12 تزن 12 جرما ، فإن وزن ذرة واحدة من الكربون يساوي 1.993×10^{-23} جرام.
- للتبسيط سنستخدم المخطط التالي لحساب عدد المولات أو الكتلة المولية أو الكتلة بالجرام.



Example 3.2 — مثـــال 2.3

Helium (He) is a valuable gas used in industry, low-temperature research, deep-sea diving tanks, and balloons. How many moles of He atoms are in 6.46 g of He?

الهيليوم هو غاز مهم يستخدم في الصناعة و في الأبحاث التي تتطلب درجات حرارة منخفضة و في صناعة اسطوانات الغوص العميق و في تعبئة البالونات أيضا. كم عدد مولات ذرات الهيليوم في 6.46 جرام من الهيليوم؟

Strategy We are given grams of helium and asked to solve for moles of helium. What conversion factor do we need to convert between grams and moles? Arrange the appropriate conversion factor so that grams cancel and the unit moles is obtained for your answer, or you can use the above scheme to solve the problem .

استراتيجية الحل: تم أعطاؤنا في المسألة عدد جرامات الهيليوم وطُلب منا إيجاد مولات الهيليوم. ما هوعامل التحويل الذي نحتاجه للتحويل بين الجرامات والمولات؟ رتب معامل التحويل المناسب بحيث تلغي الجرامات وتحصل على عدد المولات لإجابتك، أو تستطيع استخدام المخطط أعلاه لحل المسألة.

تابع الحل.....

لمزيد من المواضيع المختلفة في الكيمياء يرجى زيارة www.chemistrysources.com

Solution The conversion factor needed to convert between grams and moles is the molar mass. In the periodic table, we see that the molar mass of He is 4.003 g. This can be expressed as:

الحل: عامل التحويل المطلوب للتحويل بين الجرامات والمولات هو الكتلة المولية. في الجدول الدوري ، نلاحظ أن الكتلة المولية للهيليوم تساوي 4.003 جم. يمكن التعبير عن هذا على النحو التالي:

$$1 \text{ mol He} = 4.003 \text{ g He}$$

From this equality, we can write two conversion factors

من علاقة التساوي هذه، يمكننا كتابة عاملي تحويل

$$\frac{1 \text{ mol He}}{4.003 \text{ g He}} \quad \text{and} \quad \frac{4.003 \text{ g He}}{1 \text{ mol He}}$$

The conversion factor on the left is the correct one. Grams will cancel, leaving the unit mol for the answer—that is,

إن عامل التحويل على اليسار هو الصحيح. الجرامات سوف تلغى ، و يتبقى وحدة المول للإجابة – أي ،

$$6.46 \text{ g He} \times \frac{1 \text{ mol He}}{4.003 \text{ g He}} = 1.61 \text{ mol He}$$

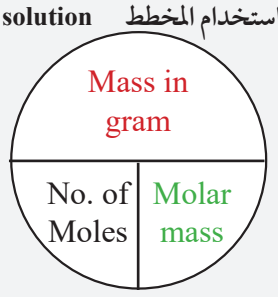
Thus, there are 1.61 moles of He atoms in 6.46 g of He.

لذلك فإن هناك 1.61 مولات من ذرات الهيليوم في 6.46 جرامات من الهيليوم.

Check Because the given mass (6.46 g) is larger than the molar mass of He, we expect to have more than 1 mole of He.

التأكد من الحل: نظرًا لأن الكتلة المعطاة (6.46 جم) أكبر من الكتلة المولية لـ He ، نتوقع أن يكون لدينا أكثر من مول واحد من He.

Another solution **حل آخر باستخدام المخطط**



$$\frac{6.46 \text{ g He}}{4.003 \text{ g He}} = 1.61 \text{ mol He}$$

Practice Exercise How many moles of magnesium (Mg) are there in 87.3 g of Mg?

تمرين : كم عدد مولات المغنيسيوم (Mg) في 87.3 جرامات من المغنيسيوم؟.

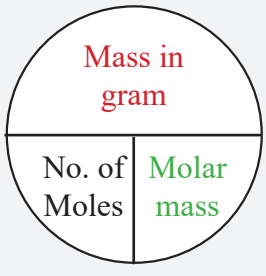
الحل : 3.59 مول.

Problem 3.15 مسـألة 15.3

How many moles of calcium (Ca) atoms are in 77.4 g of Ca?

كم عدد مولات الكالسيوم (Ca) في 77.4 جرامات من الكالسيوم؟.

Solution ***الحل***



$$\frac{77.4 \text{ g Ca}}{40 \text{ g Ca}} = 1.93 \text{ mol Ca}$$

CHEMISTRY by: Raymond Chang & Jason Overby

لمزيد من المواضيع المختلفة في الكيمياء يرجى زيارة www.chemistrysources.com

Example 3.3 مثـــــال 3.3

Zinc (Zn) is a silvery metal that is used in making brass (with copper) and in plating iron to prevent corrosion. How many grams of Zn are in 0.356 mole of Zn?

الخارصين (Zn) معدن فضي اللون يستخدم في صنع سبيكة البراس أو الصُّفر بالعربية (مع النحاس طبعا) ويستخدم الخارصين أيضا في طلاء الحديد لمنع التآكل. كم جرام من الخارصين في 0.356 مول منه؟

Strategy We are trying to solve for grams of zinc. What conversion factor do we need to convert between moles and grams? Arrange the appropriate conversion factor so that moles cancel and the unit grams are obtained for your answer.

استراتيجية الحل: نحن نحاول إيجاد وزن الخارصين بالجرامات. فما هو عامل التحويل الذي نحتاجه للتحويل بين المولات والجرام؟ رتب معامل التحويل المناسب بحيث تلغي المولات ويتم الحصول على وحدة الجرام لإجابتك.

Solution The conversion factor needed to convert between moles and grams is the molar mass. In the periodic table, we see the molar mass of Zn is 65.39 g. This can be expressed as

الحل إن عامل التحويل المطلوب للتحويل بين المولات والجرام هو الكتلة المولية. في الجدول الدوري ، نرى الكتلة المولية للخارصين 65.39 جم. و يمكن التعبير عن هذا كـ

$$1 \text{ mol Zn} = 65.39 \text{ g Zn}$$

From this equality, we can write two conversion factors

من علاقة التساوي هذه ، يمكننا كتابة عاملي تحويل

$$\frac{1 \text{ mol Zn}}{65.39 \text{ g Zn}} \quad \text{and} \quad \frac{65.39 \text{ g Zn}}{1 \text{ mol Zn}}$$

The conversion factor on the right is the correct one. Moles will cancel, leaving unit of grams for the answer. The number of grams of Zn is

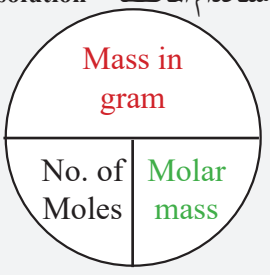
إن عامل التحويل الذي على اليمين هو الصحيح. ستلغي المولات ، تاركة وحدة الجرام للإجابة. عدد جرامات الخارصين تساوي

$$0.356 \text{ mol Zn} \times \frac{65.39 \text{ g Zn}}{1 \text{ mol Zn}} = 23.3 \text{ g Zn}$$

Thus, there are 23.3 g of Zn in 0.356 mole of Zn.

و عليه فإنه يوجد 23.3 جم من الخارصين في 0.356 مول من الخارصين.

Another solution **حل آخر باستخدام المخطط**



$$0.356 \text{ mol Zn} \times 65.39 \text{ g Zn} = 23.3 \text{ g Zn}$$

Check Does a mass of 23.3 g for 0.356 mole of Zn seem reasonable? What is the mass of 1 mole of Zn?

التأكد من الحل هل تبدو كتلة 23.3 جم مقابل 0.356 مول من الخارصين معقولة؟ ما كتلة 1 مول من الخارصين؟

Practice Exercise Calculate the number of grams of lead (Pb) in 12.4 moles of lead.

تمرين : أحسب عدد جرامات الرصاص (Pb) في 12.4 مولا منه .

الحل : 2569 جرام.

Problem 3.16 مســـــألة 16.3

How many grams of gold (Au) are there in 15.3 moles of Au?

كم عدد جرامات الذهب (Au) الموجودة في 15.3 مولات من الذهب؟.

تكملة الحل .....

CHEMISTRY by: Raymond Chang & Jason Overby

لمزيد من المواضيع المختلفة في الكيمياء يرجى زيارة www.chemistrysources.com

Solution الحل

$$15.3 \text{ mol Au} \times 196.966 \text{ g Au} = 3013.57 \text{ g Au}$$

Example 3.4 مثـــــال 4.3

The C_{60} molecule is called buckminsterfullerene because its shape resembles the geodesic domes designed by the visionary architect R. Buckminster Fuller. What is the mass (in grams) of one C_{60} molecule?

يُطلق على جزيء C_{60} اسم بوكمنستيرفيوليرين أو كرات باكي لأن شكله يشبه القباب الجيوديسية التي صممها المهندس المعماري البارز R. Buckminster Fuller. فما الكتلة (بالجرام) لجزيء C_{60}؟

Strategy The question asks for the mass of one C_{60} molecule. Determine the moles of C atoms in one C_{60} molecule, and then use the molar mass of C to calculate the mass of one molecule in grams.

استراتيجية الحل: يطلب السؤال كتلة جزيء C_{60} واحد. حدد مولات ذرات الكربون في جزيء C_{60} واحد ، ثم استخدم الكتلة المولية للكربون لحساب كتلة جزيء واحد بالجرام.

Solution Because one C60 molecule contains 60 C atoms, and 1 mole of C contains 6.022×10^{23} C atoms and has a mass of 12.011 g, we can calculate the mass of one C_{60} molecule as follows:

الحل نظرًا لأن جزيء C_{60} يحتوي على ٦٠ ذرة كربون ، و المول الواحد من الكربون يحتوي على 6.022×10^{23} ذرة كربون وكتلة 12.011 جم، يمكننا حساب كتلة جزيء C_{60} على النحو التالي:

$$1 \text{ } C_{60} \text{ molecule} \times \frac{60 \text{ C atoms}}{1 \text{ } C_{60} \text{ molecule}} \times \frac{1 \text{ mol C}}{6.022 \times 10^{23} \text{ C atom}} \times \frac{12.01 \text{ g}}{1 \text{ mol C}} = 1.197 \times 10^{-21} \text{ g}$$

Another solution **حل آخر**

إذا علمنا أن المول الواحد من الكربون و التي تحتوي على 6.022×10^{23} ذرة كربون وزنها ١٢,٠١ جرام ، فما هو وزن ٦٠ ذرة كربون ؟

$$6.022 \times 10^{23} \rightarrow\rightarrow\rightarrow 12.01 \text{ g}$$
$$60 \rightarrow\rightarrow\rightarrow ????$$

$$\frac{(60 \times 12.01)}{6.022 \times 10^{23}} = 1.197 \times 10^{-21} \text{ g}$$

Check Because 6.022×10^{23} atoms of C have a mass 12.01 g, a molecule containing only 60 carbon atoms should have a significantly smaller mass.

التأكد من الحل: نظرًا لأن نظرًا لأن 6.022×10^{23} ذرة كربون لها كتلة تساوي 12.01 جم ، فإن الجزيء الذي يحتوي على 60 ذرة كربون فقط يجب أن يكون له كتلة أصغر بكثير.

Practice Exercise Gold atoms form small clusters containing a fixed number of atoms. What is the mass (in grams) of one Au_{31} cluster?

تمرين : تشكل ذرات الذهب مجموعات صغيرة تحتوي على عدد ثابت من الذرات. ما الكتلة (بالجرام) لعنقود واحد مكون من ٣١ ذرة ذهب Au_{31}؟ .

الحل : 1.014×10^{-20} g

Problem 3.20 مســـــألة 20.3

A modern penny weighs 2.5 g but contains only 0.063 g of copper (Cu). How many copper atoms are present in a modern penny? Cu atomic mass : 63.55

يزن البنس الحديث ٢,٥ جرام ولكنه يحتوي فقط على 0.063 جرام من النحاس (Cu). كم عدد ذرات النحاس الموجودة في العملة المعدنية الحديثة؟. الكتلة المولية للنحاس : 63.55

Solution الحل

الكتلة المولية للنحاس ← $63.55 \rightarrow\rightarrow\rightarrow 6.022 \times 10^{23}$
$0.063 \rightarrow\rightarrow\rightarrow$ ؟؟؟؟؟؟

$$\frac{(0.063 \times 6.022 \times 10^{23})}{63.55} = 5.97 \times 10^{20} \text{ atom}$$

CHEMISTRY by: Raymond Chang & Jason Overby

لمزيد من المواضيع المختلفة في الكيمياء يرجى زيارة www.chemistrysources.com

Problem 3.21 — مسـألة 21.3

Which of the following has more atoms: 1.10 g of hydrogen atoms or 14.7 g of chromium atoms?

أي مما يلي يحتوي على ذرات أكثر: 1.10 جم من ذرات الهيدروجين أم 14.7 جم من ذرات الكروم؟

Solution — الحل

For Hydrogen atom لذرة الهيدروجين

الكتلة المولية للهيدروجين → $1.008 \longrightarrow 6.022 \times 10^{23}$

$1.10 \longrightarrow ??????$

$$\frac{(1.10 \times 6.022 \times 10^{23})}{1.008} = 6.57 \times 10^{23} \text{ atom}$$

For Chromium atom لذرة الكروم

الكتلة المولية للكروم → $52.00 \longrightarrow 6.022 \times 10^{23}$

$14.7 \longrightarrow ??????$

$$\frac{(14.7 \times 6.022 \times 10^{23})}{52.00} = 1.7 \times 10^{23} \text{ atom}$$

Therefore, there are more H atoms in 1.10 g of H atoms than 14.7 g of Cr.

لذلك ، يوجد عدد ذرات H في 1.10 جم من الهيدروجين أكثر من 14.7 جم من الكروم.

3.3 Molar Mass — 3.3 الكتلة المولية

- The molecular mass (sometimes called molecular weight) is the mass (in amu) of one molecule.
- It is determined by the sum of the atomic masses of each atom in a molecule.

- الكتلة الجزيئية (تسمى أحيانًا الوزن الجزيئي) هي الكتلة (بوحدة كتل ذرية) لجزيء واحد.
- يتم تحديدها من خلال مجموع الكتل الذرية لكل ذرة في الجزيء.

Example 3.5 — مثـال 5.3

Calculate the molecular masses (in amu) of the following compounds: (a) sulfur dioxide (SO_2), a gas that is responsible for acid rain, and (b) caffeine ($C_8H_{10}N_4O_2$), a stimulant present in tea, coffee, and cola beverages.

احسب الكتل الجزيئية (بوحدة كتل جزيئية) للمركبات الآتية: (أ) ثاني أكسيد الكبريت (SO_2) ، وهو غاز مسؤول عن المطر الحمضي ، و (ب) الكافيين ($C_8H_{10}N_4O_2$) ، وهو منبه موجود في الشاي والقهوة ومشروبات الكولا.

Strategy How do atomic masses of different elements combine to give the molecular mass of a compound?

استراتيجية الحل: كيف تجمع الكتل الذرية للعناصر مختلفة لتعطي الكتلة الجزيئية للمركب؟

Solution To calculate molecular mass, we need to sum all the atomic masses in the molecule. For each element, we multiply the atomic mass of the element by the number of atoms of that element in the molecule. We find atomic masses in the periodic table.

الحل لحساب الكتلة الجزيئية ، علينا جمع كل الكتل الذرية في الجزيء. ولكل عنصر ، نضرب الكتلة الذرية للعنصر في عدد ذرات ذلك العنصر في الجزيء. ويمكن إيجاد الكتل الذرية للعناصر من الجدول الدوري.

(a) There are two O atoms and one S atom in SO_2, so that

هناك ذرتي أكسجين و ذرة كبريت واحدة ، لذلك:

$$\text{molecular mass of SO2} = 32.07 \text{ amu} + 2(16.00 \text{ amu})$$
$$= 64.07 \text{ amu}$$

(b) There are eight C atoms, ten H atoms, four N atoms, and two O atoms in caffeine, so the molecular mass of $C_8H_{10}N_4O_2$ is given by

(ب) هناك ثماني ذرات كربون ، وعشر ذرات هيدروجين ، وأربع ذرات نيتروجين ، و ذرتي أكسجين في الكافيين ، لذلك يمكن حساب الكتلة الجزيئية لـ $C_8H_{10}N_4O_2$ كما يأتي:

$$8(12.01 \text{ amu}) + 10(1.008 \text{ amu}) + 4(14.01 \text{ amu}) + 2(16.00 \text{ amu}) = 194.20 \text{ amu}$$

CHEMISTRY by: Raymond Chang & Jason Overby

لمزيد من المواضيع المختلفة في الكيمياء يرجى زيارة www.chemistrysources.com

Practice Exercise What is the molecular mass of methanol (CH_4O)?

تمرين : ما هي الكتلة المولية للميثانول CH_4O .

الحل : 32.04 amu

Problem 3.23 مسـألة 23.3

Calculate the molecular mass or formula mass (in amu) of each of the following substances: (a) CH_4, (b) NO_2, (c) SO_3, (d) C_6H_6, (e) NaI, (f) K_2SO_4, (g) $Ca_3(PO_4)_2$.

احسب الكتلة الجزيئية أو كتلة الصيغة (بوحدة كتل ذرية) لكل من المواد التاليـــة: (أ) CH_4 ، (ب) NO_2 ، (ج) SO_3 ، (د) C_6H_6 ، (هـ) NaI ، (و) K_2SO_4 ، (ز) $Ca_3(PO_4)_2$.

الحل

a. CH_4: 1 (12.011 amu) + 4 (1.008 amu) = 16.04 amu CH_4

b. NO_2: 1 (14.01 amu) + 2 (16.00 amu) = 46.01 amu NO_2

c. SO_3: 1 (32.07 amu) + 3 (16.00 amu) = 80.07 amu SO_3

d. C_6H_6: 6 (12.011 amu) + 6 (1.008 amu) = 78.11 amu C_6H_6

e. NaI: 1 (22.99 amu) + 1 (126.9 amu) = 149.9 amu NaI

f. K_2SO_4: 2 (39.10 amu) + 1 (32.07 amu) + 4 (16.00 amu) = 174.27 amu K_2SO_4

g. $Ca_3(PO_4)_2$: 3 (40.08 amu) + 2 (30.97 amu) + 8 (16.00 amu) = 310.2 amu $Ca_3(PO_4)_2$

Problem 3.24 مسـألة 24.3

Calculate the molar mass of the following substances: (a) Li_2CO_3, (b) CS_2, (c) $CHCl_3$ (chloroform), (d) $C_6H_8O_6$ (ascorbic acid, or vitamin C), (e) KNO_3, (f) Mg_3N_2.

احسب الكتلة الجزيئية لكل من المواد التاليـــة: (أ) Li_2CO_3 ، (ب) CS_2 ، (ج) $CHCl_3$ (كلوروفورم) ، (د) $C_6H_8O_6$ (حمض الأسكوربيك أو فيتامين ج) ، (هـ) KNO_3 ، (و) Mg_3N_2 .

الحل

a. Li_2CO_3: 2 (6.941 amu) + 1 (12.01) + 3 (16 amu) = 73.89 amu Li_2CO_3

b. CS_2: 1 (12.01 amu) + 2 (32.06 amu) = 76.13 amu CS_2

c. $CHCl_3$: 1 (12.01 amu) + 9 (1.008 amu) + 3 (35.45 amu) = 119.368 amu $CHCl_3$

d. $C_6H_8O_6$: 6 (12.011 amu) + 8 (1.008 amu) + 6 (16 amu) = 176.124 amu $C_6H_8O_6$

e. KNO_3: 1 (39.01 amu) + 1 (14.00 amu) + 3 (16 amu) = 101.10 amu KNO_3

f. Mg_3N_2 : 3 (24.30 amu) + 2 (14.00 amu) = 100.94 amu Mg_3N_2

- From the molecular mass we can determine the molar mass of a molecule or compound.
- The molar mass of a compound (in grams) is numerically equal to its molecular mass (in amu).
- For example, the molecular mass of water is 18.02 amu, so its molar mass is 18.02 g.
- 1 mole of water weighs 18.02 g and contains 6.022×10^{23} H_2O molecules.

- من الكتلـة الجزيئية يمكننا تعيين الكتلـة المولية لجزيء أو مركب.
- الكتلة المولية للمركب (بالجرام) تسـاوي عدديًا كتلتها الجزيئية (بوحدة كتل ذرية).
- على سـبيل المثال ، الكتلـة الجزيئية للـماء 18.02 وحدة كتل ذرية ، لذا فإن كتلتها المولية تساوي 18.02 جرام.
- المول الواحد من الماء يزن 18.02 جرام ويحتوي عـــلى 6.022×10^{23} جزيئات من H_2O.

لمزيد من المواضيع المختلفة في الكيمياء يرجى زيارة www.chemistrysources.com

Example 3.6 مثـــــال 6.3

Methane (CH_4) is the principal component of natural gas. How many moles of CH_4 are present in 6.07 g of CH_4?
الميثان (CH_4) هو المكون الرئيس للغاز الطبيعي. ما عدد مولات الميثان الموجودة في 6.07 جم من الميثان؟

Strategy We are given grams of CH4 and asked to solve for moles of CH4. What conversion factor do we need to convert between grams and moles? Arrange the appropriate conversion factor so that grams cancel and the unit moles are obtained for your answer.

استراتيجية الحل: تم إعطاؤنا في المسألة عدد جرامات الميثان وطُلب منا إيجاد مولات الميثان. ما عامل التحويل الذي نحتاجه للتحويل بين الجرامات والمولات؟ رتب معامل التحويل المناسب بحيث تلغي الجرامات ويتم الحصول على وحدة المولات لإجابتك.

Solution The conversion factor needed to convert between grams and moles is the molar mass. First we need to calculate the molar mass of CH4, following the procedure in Example 3.5:

الحل إن عامل التحويل المطلوب للتحويل بين الجرامات والمولات هو الكتلة المولية. نحتاج أولاً إلى حساب الكتلة المولية للميثان، باتباع طريقة الحل في المثال 5.3:

$$\text{molar mass of CH4} = 12.01\ \text{g} + 4(1.008\ \text{g})$$
$$= 16.04\ \text{g}$$

Because و لأن

$$1\ \text{mol}\ CH_4 = 16.04\ \text{g}\ CH_4$$

the conversion factor we need should have grams in the denominator so that the unit g will cancel, leaving the unit mol in the numerator:

فمعامل التحويل الذي نحتاجه يجب أن يحتوي على جرامات في المقام بحيث تلغي وحدة الجرامات ، تاركًا وحدة مول في البسط:

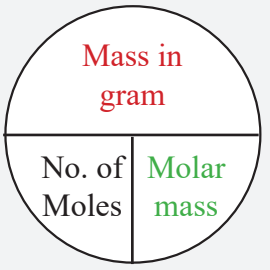
$$\frac{1\ \text{mol}\ CH_4}{16.04\ \text{g}\ CH_4}$$

We now write و الان يمكننا كتابة

$$6.07\ \text{g}\ CH_4 \times \frac{1\ \text{mol}\ CH_4}{16.04\ \text{g}\ CH_4} = 0.378\ \text{mol}\ CH_4$$

Thus, there is 0.378 mole of CH_4 in 6.07 g of CH_4. وبالتالي ، يوجد 0.378 مول من الميثان في 6.07 جم من الميثان

Another solution حل آخر باستخدام المخطط



$$\frac{6.07\ \text{g}\ CH_4}{16.04\ \text{g}\ CH_4} = 0.378\ \text{mol}\ CH_4$$

Check Should 6.07 g of CH_4 equal less than 1 mole of CH_4? What is the mass of 1 mole of CH_4?

التأكد من الحل هل يجب أن يساوي 6.07 جم من CH_4 أقل من مول واحد من CH_4؟ ما كتلة مول واحد من CH_4؟

Practice Exercise Calculate the number of moles of chloroform ($CHCl_3$) in 198 g of chloroform.

تمرين : أحسب عدد مولات الكلوروفورم ($CHCl_3$) في 198 جراما منه .

الحل

1.66 مول.

CHEMISTRY by: Raymond Chang & Jason Overby

لمزيد من المواضيع المختلفة في الكيمياء يرجى زيارة www.chemistrysources.com

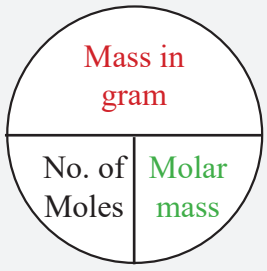
Problem 3.26 — مسـألة 26.3

How many molecules of ethane (C_2H_6) are present in 0.334 g of C_2H_6? (Molar mass of C_2H_6 = 30.06 g.)

كم عدد جزيئات الإيثان (C_2H_6) الموجودة في 0.334 جرامات من C_2H_6؟. الكتلة المولية للإيثان هي 30.06 جرام)

Solution — الحل

نحسب أولا عدد المولات و من نحسب عدد الجزيئات



$$\frac{0.334\ g\ C_2H_6}{30.06\ g\ C_2H_6} = 0.0111\ mol\ C_2H_6$$

عدد الجزيئات

$$1\ mol\ C_2H_6 \longrightarrow\longrightarrow\longrightarrow 6.022 \times 10^{23}$$
$$1.1 \times 10^{-3}\ mol\ C_2H_6 \longrightarrow\longrightarrow\longrightarrow ؟؟؟؟؟؟$$

$$\frac{(0.0111\ mol\ C_2H_6 \times 6.022 \times 10^{23})}{1\ mol\ C_2H_6} = 6.68 \times 10^{21}\ molecule$$

Another solution — **حل آخر**

إذا كان المول الواحد من الإيثان و الذي يزن 30.06 جرامات يحتوي على 6.02×10^{23} جزيء إيثان ، فكم جزيء موجود في 0.334 جرام من الإيثان؟

الكتلة المولية للإيثان ← $30.06\ g\ C_2H_6 \longrightarrow\longrightarrow\longrightarrow 6.02 \times 10^{23}$
$0.334\ g\ C_2H_6 \longrightarrow\longrightarrow\longrightarrow ؟؟؟؟؟؟$

$$\frac{(0.334\ g\ C_2H_6 \times 6.02 \times 10^{23})}{30.06\ g\ C_2H_6} = 6.68 \times 10^{21}\ molecule$$

Example 3.7 — مثـــال 7.3

How many hydrogen atoms are present in 25.6 g of urea [$(NH_2)_2CO$], which is used as a fertilizer, in animal feed, and in the manufacture of polymers? The molar mass of urea is 60.06 g.

كم عدد ذرات الهيدروجين الموجودة في 25.6 جرام من اليوريا [$(NH_2)_2CO$] ، والتي تستخدم كسماد ، في علف الحيوانات ، وفي صناعة المبلمرات؟ علما بأن الكتلة المولية لليوريا 60.06 جرام.

Strategy We are asked to solve for atoms of hydrogen in 25.6 g of urea. We cannot convert directly from grams of urea to atoms of hydrogen. How should molar mass and Avogadro's number be used in this calculation? How many moles of H are in 1 mole of urea?

استراتيجية الحل: المطلوب منا إيجاد عدد ذرات الهيدروجين في 25.6 جرام من اليوريا. هنا لا يمكننا التحويل مباشرة من جرامات اليوريا إلى ذرات الهيدروجين. فكيف يجب استخدام الكتلة المولية وعدد أفوجادرو في هذا الحساب؟ كم عدد مولات الهيدروجين في مول واحد من اليوريا؟

Solution To calculate the number of H atoms, we first must convert grams of urea to moles of urea using the molar mass of urea. This part is similar to Example 3.2. The molecular formula of urea shows there are four moles of H atoms in one mole of urea molecule, so the mole ratio is 4:1. Finally, knowing the number of moles of H atoms, we can calculate the number of H atoms using Avogadro's number. We need two conversion factors: molar mass and Avogadro's number. We can combine these conversions:

grams of urea → moles of urea → moles of H → atoms of H

CHEMISTRY by: Raymond Chang & Jason Overby

لمزيد من المواضيع المختلفة في الكيمياء يرجى زيارة www.chemistrysources.com

الحل لحساب عدد ذرات الهيدروجين ، يجب أولاً تحويل جرامات اليوريا إلى مولات اليوريا باستخدام الكتلة المولية لليوريا. وهذا الجزء مشابه للمثال ٣ , ٢. و توضح الصيغة الجزيئية لليوريا وجود أربع مولات من ذرات الهيدروجين في مول واحد من جزيء اليوريا ، وبالتالي فإن النسبة المولية هي ٤ : ١ . و أخيرًا ، بمعرفة عدد مولات ذرات الهيدروجين ، يمكننا حساب عدد ذرات الهيدروجين باستخدام عدد أفوجادرو. نحتاج إلى عاملي تحويل: الكتلة المولية وعدد أفوجادرو. يمكننا الجمع بين هذه التحويلات:

عدد جرامات اليوريا ← عدد مولات اليوريا ← عدد مولات الهيدروجين ← عدد ذرات الهيدروجين

$$25.6\ \text{g}\ (NH_2)_2CO \times \frac{1\ \text{mol}\ (NH_2)_2CO}{60.06\ \text{g}\ (NH_2)_2CO} \times \frac{4\ \text{mol H}}{1\ \text{mol}\ (NH_2)_2CO} \times \frac{6.022 \times 10^{23}\ \text{H atom}}{1\ \text{mol H}} = 1.03 \times 10^{24}\ \text{H atom}$$

Check Does the answer look reasonable? How many atoms of H would 60.06 g of urea contain?

التأكد من الحل هل تبدو الإجابة معقولة؟ كم عدد ذرات الهيدروجين التي تحتوي على 60.06 جرام من اليوريا؟

Practice Exercise How many H atoms are in 72.5 g of isopropanol (rubbing alcohol), C_3H_8O?

تمرين : كم عدد ذرات الهيدروجين في 72.5 جرام من الأيسوبروبانول (كحول الفرك) C_3H_8O؟ .

الحل :

5.82×10^{24} H atom.

Problem 3.27 — مسـألة 27.3

Calculate the number of C, H, and O atoms in 1.50 g of glucose ($C_6H_{12}O_6$), a sugar.

احسب عدد ذرات الكربون و الهيدروجين و الأكسجين في 1.50 جرام من الجلوكوز ($C_6H_{12}O_6$) ، وهو سكر.

الحل

لحساب عدد ذرات الكربون:

$$1.50\ \text{g}\ C_6H_{12}O_6 \times \frac{1\ \text{mol}\ C_6H_{12}O_6}{180.155\ \text{g}\ C_6H_{12}O_6} \times \frac{6\ \text{mol C}}{1\ \text{mol}\ C_6H_{12}O_6} \times \frac{6.022 \times 10^{23}\ \text{C atom}}{1\ \text{mol C}} = 3.01 \times 10^{22}\ \text{C atom}$$

لحساب عدد ذرات الهيدروجين:

$$1.50\ \text{g}\ C_6H_{12}O_6 \times \frac{1\ \text{mol}\ C_6H_{12}O_6}{180.155\ \text{g}\ C_6H_{12}O_6} \times \frac{12\ \text{mol H}}{1\ \text{mol}\ C_6H_{12}O_6} \times \frac{6.022 \times 10^{23}\ \text{H atom}}{1\ \text{mol H}} = 6.02 \times 10^{22}\ \text{H atom}$$

لحساب عدد ذرات الأكسجين:

$$1.50\ \text{g}\ C_6H_{12}O_6 \times \frac{1\ \text{mol}\ C_6H_{12}O_6}{180.155\ \text{g}\ C_6H_{12}O_6} \times \frac{6\ \text{mol O}}{1\ \text{mol}\ C_6H_{12}O_6} \times \frac{6.022 \times 10^{23}\ \text{O atom}}{1\ \text{mol O}} = 3.01 \times 10^{22}\ \text{O atom}$$

Problem 3.28 — مسـألة 28.3

Dimethyl sulfoxide [$(CH_3)_2SO$], also called DMSO, is an important solvent that penetrates the skin, enabling it to be used as a topical drug-delivery agent. Calculate the number of C, S, H, and O atoms in 7.14×10^3 g of dimethyl sulfoxide.

سلفوكسيد ثنائي الميثيل [$(CH_3)_2SO$] ، المعروف أيضًا باسم DMSO ، هو مذيب مهم يخترق الجلد ، مما يتيح استخدامه كعامل موضعي لتوصيل الدواء. احسب عدد ذرات الكربون و الكبريت و الهيدروجين و الأكسجين في 7.14×10^3 جرام من سلفوكسيد ثنائي الميثيل .

الحل

لحساب عدد ذرات الكربون:

$$7.14 \times 10^3\ \text{g}\ (CH_3)_2SO \times \frac{1\ \text{mol}\ (CH_3)_2SO}{78.13\ \text{g}\ (CH_3)_2SO} \times \frac{2\ \text{mol C}}{1\ \text{mol}\ (CH_3)_2SO} \times \frac{6.022 \times 10^{23}\ \text{C atom}}{1\ \text{mol C}} = 1.1 \times 10^{26}\ \text{C atom}$$

لحساب عدد ذرات الهيدروجين:

$$7.14 \times 10^3\ \text{g}\ (CH_3)_2SO \times \frac{1\ \text{mol}\ (CH_3)_2SO}{78.13\ \text{g}\ (CH_3)_2SO} \times \frac{6\ \text{mol H}}{1\ \text{mol}\ (CH_3)_2SO} \times \frac{6.022 \times 10^{23}\ \text{H atom}}{1\ \text{mol H}} = 3.30 \times 10^{26}\ \text{H atom}$$

CHEMISTRY by: Raymond Chang & Jason Overby

لمزيد من المواضيع المختلفة في الكيمياء يرجى زيارة www.chemistrysources.com

لحساب عدد ذرات الأكسجين:

$$7.14 \times 10^3 \text{ g } (CH_3)_2SO \times \frac{1 \text{ mol } (CH_3)_2SO}{78.13 \text{ g } (CH_3)_2SO} \times \frac{1 \text{ mol O}}{1 \text{ mol } (CH_3)_2SO} \times \frac{6.022 \times 10^{23} \text{ O atom}}{1 \text{ mol O}} = 5.5 \times 10^{25} \text{ O atom}$$

لحساب عدد ذرات الكبريت:

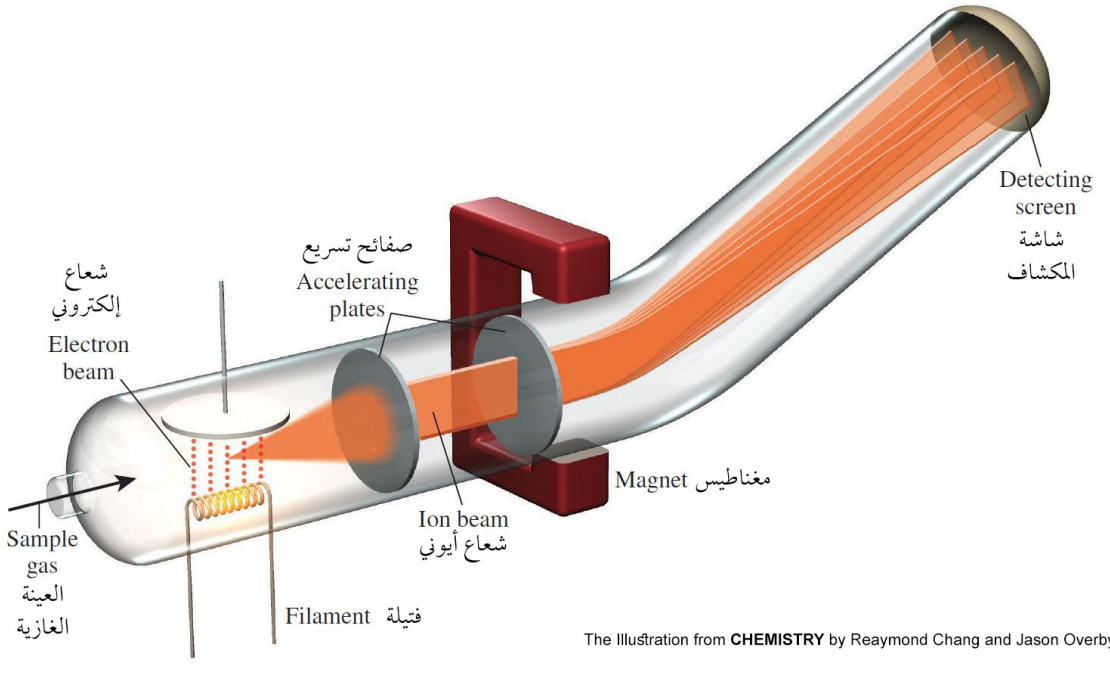
$$7.14 \times 10^3 \text{ g } (CH_3)_2SO \times \frac{1 \text{ mol } (CH_3)_2SO}{78.13 \text{ g } (CH_3)_2SO} \times \frac{1 \text{ mol S}}{1 \text{ mol } (CH_3)_2SO} \times \frac{6.022 \times 10^{23} \text{ S atom}}{1 \text{ mol S}} = 5.5 \times 10^{25} \text{ S atom}$$

3.4 The Mass Spectrometer

- Mass spectrometer is used to determine the accurate atomic and molecular masses.
- In the mass spectrometer a gaseous sample is bombarded by a stream of high-energy electrons which knock electrons of the atoms to produces a positive ions. These positive ions are accelerated in an electric field and deflected into a circular path by a magnet into different pathes depending on the charge-to-mass ratio , heavier ions are deflected mor than lighter ions , so that ions with equal charges but different masses are separated from one another. The mass of each ion is determined from the magnitude of its deflection. Eventually the ions arrive at the detector, which registers a current for each type of ion. The amount of current generated is directly proportional to the number of ions, so it enables us to determine the relative abundance of isotopes.
- The mass spectrometer provided indisputable evidence of the existence of isotopes.

4.3 مطياف الكتلة

- يستخدم مطياف الكتلة للتعيين الدقيق لكتل الذرات و الجزيئات.
- في مطياف الكتلة ، يتم قصف العينة الغازية بسيل من الإلكترونات عالية الطاقة التي تصطدم بإلكترونات الذرات لتنتج أيونات موجبة. و من ثم يتم تسريع هذه الأيونات الموجبة في مجال كهربائي قوي حيث تنحرف إلى مسارات دائرية بواسطة مغناطيس ضمن مسارات مختلفة اعتمادًا على نسبة الشحنة إلى الكتلة، وبناء على ذلك فإن الأيونات الثقيلة تنحرف بشكل أكبر من الأيونات الأخف ، و بذلك يمكن فصل الأيونات ذات الشحنات المتساوية ولكن كتلها مختلفة عن بعضها البعض و بالتالي يتم تحديد كتلة كل أيون بناء على حجم انحرافه. في النهاية تصل الأيونات إلى الكاشف ، الذي يسجل تيارًا لكل نوع من الأيونات. فكمية التيار المتولد تتناسب طرديًا مع عدد الأيونات، لذا فإن هذه التقنية تمكننا من تحديد الوفرة النسبية للنظائر.
- يقدم مطياف الكتلة دليلًا لا جدال فيه على وجود النظائر.



The Illustration from **CHEMISTRY** by Reaymond Chang and Jason Overby

CHEMISTRY by: Raymond Chang & Jason Overby

لمزيد من المواضيع المختلفة في الكيمياء يرجى زيارة www.chemistrysources.com

3.5 Percent Composition of Compounds

- The percent composition by mass is the percent by mass of each element in a compound.
- Mathematically, the percent composition of an element in a compound is expressed as:

$$\text{percent composition of an element} = \frac{n \times \text{molar mass of element}}{\text{molar mass of compound}} \times 100\%$$

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

5.3 المكونات حسب النسب المئوية في المركبات

- إن النسبة المئوية حسب الكتلة لمكونات المركب هي النسبة المئوية بالكتلة لكل عنصر في المركب.
- ورياضيا ، يتم التعبير عن النسبة المئوية للعنصر في مركب بالعلاقة الآتية

حيث n عدد مولات العنصر في مول واحد من المركب.

Example 3.8 مثـــال 8.3

Phosphoric acid (H_3PO_4) is a colorless, syrupy liquid used in detergents, fertilizers, toothpastes, and in carbonated beverages for a "tangy" flavor. Calculate the percent composition by mass of H, P, and O in this compound.

حمض الفوسفوريك (H_3PO_4) هو سائل عديم اللون يستخدم في المنظفات والأسمدة ومعاجين الأسنان والمشروبات الغازية من أجل نكهة «منعشة». احسب النسب المئوية حسب الكتلة لكل من الهيدروجين و الفوسفور و الاكسجين في هذا المركب.

Strategy Recall the procedure for calculating a percentage. Assume that we have 1 mole of H3PO4. The percent by mass of each element (H, P, and O) is given by the combined molar mass of the atoms of the element in 1 mole of H_3PO_4 divided by the molar mass of H_3PO_4, then multiplied by 100 percent.

استراتيجية الحل: تذكر إجراء حسابات النسبة المئوية. و هنا افترض أن لدينا مول واحد من H_3PO_4، حيث يتم الحصول على النسبة المئوية بالكتلة لكل عنصر (P ، H ، و O) من خلال الكتلة المولية للعنصر مضروبة في عدد مولات العنصر نفسه الموجودة في مول واحد من واحد من حمض الفوسفوريك مقسومة على الكتلة المولية لحمض الفوسفوريك ، ثم مضروبة في ١٠٠ بالمائة.

Solution The molar mass of H_3PO_4 is 97.99 g. The percent by mass of each of the elements in H_3PO_4 is calculated as follows:

الحل الكتلة المولية لـ H_3PO_4 هي 97.99 جم. يتم حساب النسبة المئوية بالكتلة لكل عنصر من العناصر في H_3PO_4 على النحو التالي:

$$\%\ H = \frac{3(1.008\ g)\ H}{97.99\ g\ H_3PO_4} \times 100\% = 3.086\ \%$$

$$\%\ P = \frac{30.97\ P}{97.99\ g\ H_3PO_4} \times 100\% = 31.61\ \%$$

$$\%\ O = \frac{4(16.00\ g)\ O}{97.99\ g\ H_3PO_4} \times 100\% = 65.31\ \%$$

Check Do the percentages add to 100 percent? The sum of the percentages is (3.086% + 31.61% + 65.31%) = 100.01%. The small discrepancy from 100 percent is due to the way we rounded off.

التأكد من الحل هل تضاف النسب المئوية إلى 100 بالمائة؟ مجموع النسب هو (٪ 3.086 + ٪ 31.61 + ٪ 65.31) = ٪ 100.01. الاختلاف الصغير من 100 في المائة يرجع إلى الطريقة التي تم بها التقريب.

Practice Exercise Calculate the percent composition by mass of each of the elements in sulfuric acid (H_2SO_4).

تمرين : أحسب نسب تكوين كل عنصر حسب الكتلة في حمض الكبرتيك (H_2SO_4) .

الحل

S: 32.5 % O: 65.3 % H: 2.01 %

Problem 3.28 مســـــألة 28.3

For many years chloroform ($CHCl_3$) was used as an inhalation anesthetic in spite of the fact that it is also a toxic substance that may cause severe liver, kidney, and heart damage. Calculate the percent composition by mass of this compound.

لسنوات عديدة ، تم استخدام الكلوروفورم ($CHCl_3$) كمخدر استنشاق على الرغم من حقيقة أنه مادة سامة قد تسبب تلفًا شديدًا في الكبد والكلى والقلب. احسب التركيب المئوي بالكتلة لهذا المركب.

الحل:

$$\%\ H = \frac{1.008\ g\ H}{119.37\ g\ CHCl_3} \times 100\% = 0.84\ \%$$

$$\%\ C = \frac{12.01\ g\ C}{119.37\ g\ CHCl_3} \times 100\% = 10.06\ \%$$

$$\%\ Cl = \frac{3(35.45\ g)\ Cl}{119.37\ g\ CHCl_3} \times 100\% = 89.12\ \%$$

◄ من خلال معرفتنا بالنسبة المئوية حسب الكتلة لمكونات المركب ممكن أن نتوقع الصيغة التجريبية للمركب.

► Given the percent composition by mass of a compound, we can determine the empirical formula of the compound.

Example 3.9 مثـــال 9.3

Ascorbic acid (vitamin C) cures scurvy. It is composed of 40.92 percent carbon (C), 4.58 percent hydrogen (H), and 54.50 percent oxygen (O) by mass. Determine its empirical formula.

يعالج حمض الأسكوربيك (فيتامين ج) مرض الاسقربوط، و هو يتكون من ٪40.92 كربون (C) و من ٪4.58 هيدروجين (H) ، و ٪54.50 أكسجين (O) بالكتلة. حدد صيغته التجريبية.

Strategy In a chemical formula, the subscripts represent the ratio of the number of moles of each element that combine to form one mole of the compound. How can we convert from mass percent to moles? If we assume an exactly 100-g sample of the compound, do we know the mass of each element in the compound? How do we then convert from grams to moles?

استراتيجية الحل: في الصيغة الكيميائية ، تمثل الرموز السفلية نسبة عدد مولات كل عنصر و التي تتحد معا لتشكل مولًا واحدًا من المركب. كيف يمكننا التحويل من نسبة الكتلة إلى مولات؟ إذا افترضنا عينة مقدارها ١٠٠ جم بالضبط من المركب ، فهل نعرف كتلة كل عنصر في المركب؟ كيف نحول بعد ذلك من الجرامات إلى المولات؟.

Solution If we have 100 g of ascorbic acid, then each percentage can be converted directly to grams. In this sample, there will be 40.92 g of C, 4.58 g of H, and 54.50 g of O. Because the subscripts in the formula represent a mole ratio, we need to convert the grams of each element to moles. The conversion factor needed is the molar mass of each element. Let n represent the number of moles of each element so that

الحل إذا كان لدينا 100 جرام من حمض الأسكوربيك ، فيمكن تحويل كل نسبة مئوية مباشرة إلى جرام. في هذه العينة ، سيكون هناك 40.92 جرام من C ، و 4.58 جرام من H ، و 54.50 جرام من O. و نظرًا لأن الرموز الموجودة في الصيغة تمثل نسبة المولات ، نحتاج إلى تحويل جرامات كل عنصر إلى مولات. فعامل التحويل المطلوب هو الكتلة المولية لكل عنصر. لنفترض أن *n* يمثل عدد مولات كل عنصر بحيث:

$$n_C = 40.92\ g\ C \times \frac{1\ mol\ C}{12.01\ g\ C} = 3.407\ mol\ C$$

$$n_H = 4.58\ g\ H \times \frac{1\ mol\ H}{1.008\ g\ H} = 4.54\ mol\ H$$

$$n_O = 54.50\ g\ O \times \frac{1\ mol\ O}{16.00\ g\ O} = 3.406\ mol\ O$$

Thus, we arrive at the formula $C_{3.407}H_{4.54}O_{3.406}$, which gives the identity and the mole ratios of atoms present. However, chemical formulas are written with whole numbers. Try to convert to whole numbers by dividing all the subscripts by the smallest subscript (3.406):

وهكذا ، نصل إلى الصيغة $C_{3.407}H_{4.54}O_{3.406}$ ، والتي تعطي الهوية ونسب المولات للذرات الموجودة. ومع ذلك ، تتم كتابة الصيغ الكيميائية بأرقام صحيحة. حاول التحويل إلى أعداد صحيحة عن طريق قسمة جميع الأحرف المنخفضة على أصغر رقم منخفِض (3.406):

www.chemistrysources.com لمزيد من المواضيع المختلفة في الكيمياء يرجى زيارة

لمزيد من المواضيع المختلفة في الكيمياء يرجى زيارة www.chemistrysources.com

$$C: \frac{3.407}{3.406} \approx 1 \qquad H: \frac{4.54}{3.407} = 1.33 \qquad O: \frac{3.406}{3.407} = 1$$

where the ≈ sign means "approximately equal to." This gives $CH_{1.33}O$ as the formula for ascorbic acid. Next, we need to convert 1.33, the subscript for H, into an integer. This can be done by a trial-and-error procedure:

حيث تعني العلامة ≈ "يساوي تقريبًا". و هذا يعطي $CH_{1.33}O$ كصيغة لحمض الأسكوربيك. بعد ذلك ، نحتاج إلى تحويل 1.33 ، الرمز السفلي للهيدروجين إلى عدد صحيح. ويمكن القيام بذلك عن طريق إجراء التجربة والخطأ:

$$1.33 \times 1 = 1.33$$
$$1.33 \times 2 = 2.66$$
$$1.33 \times 3 = 3.99 \approx 4$$

Because 1.33×3 gives us an integer (4), we multiply all the subscripts by 3 and obtain $C_3H_4O_3$ as the empirical formula for ascorbic acid.

نظرًا لأن 1.33×3 يعطينا عددًا صحيحًا (4) ، فإننا نضرب جميع الرموز في 3 ونحصل على C_3H_4O كصيغة تجريبية لحمض الأسكوربيك.

Check Are the subscripts in $C_3H_4O_3$ reduced to the smallest whole numbers?

التأكد من الحل هل تم تقريب جميع الأرقام السفلية في الصيغة $C_3H_4O_3$ إلى أصغر عدد صحيح؟.

Practice Exercise Determine the empirical formula of a compound having the following percent composition by mass: K: 24.75 percent; Mn: 34.77 percent; O: 40.51 percent.

تمرين : حدد الصيغة التجريبية لمركب له النسبة المئوية التالية من المكونات حسب الكتلة: بوتاسيوم: 24.75 في المائة ؛ منغنيز: 34.77 في المائة؛ أكسجين: 40.51 بالمائة.

الحل

$KMnO_4$

Problem 3.43 — مسـألة 43.3

What are the empirical formulas of the compounds with the following compositions? (a) 2.1 percent H, 65.3 percent O, 32.6 percent S; (b) 20.2 percent Al, 79.8 percent Cl.

ما هي الصيغ التجريبية للمركبات بالتركيبات التالية؟ (أ) 2.1 ٪ هيدروجين ، 65.3 ٪ أكسيجين، 32.6 ٪ كبريت ؛ (ب) 20.2 ٪ ألومنيوم، 79.8 ٪ كلور.

الحل

للمركب الأول

$$n_H = 2.1 \text{ g H} \times \frac{1 \text{ mol H}}{1.008 \text{ g H}} = 2.083 \text{ mol H}$$

$$n_S = 32.6 \text{ g C} \times \frac{1 \text{ mol S}}{32.06 \text{ g S}} = 1.016 \text{ mol S}$$

$$n_O = 65.3 \text{ g O} \times \frac{1 \text{ mol O}}{16.00 \text{ g O}} = 4.081 \text{ mol O}$$

$$H: \frac{2.083}{1.016} = 2 \qquad S: \frac{1.016}{1.016} = 1 \qquad O: \frac{4.081}{1.016} = 4$$

Empirical formula : H_2SO_4

نتبع نفس الخطوات **للمركب الثاني** و نحصل على الصيغة التجريبية التالية: $AlCl_3$

CHEMISTRY by: Raymond Chang & Jason Overby

لمزيد من المواضيع المختلفة في الكيمياء يرجى زيارة www.chemistrysources.com

Problem 3.44 مسـألة 44.3

What are the empirical formulas of the compounds with the following compositions? (a) 40.1 percent C, 6.6 percent H, 53.3 percent O; (b) 18.4 percent C, 21.5 percent N, 60.1 percent K.

ما هي الصيغ التجريبية للمركبات بالتركيبات التالية؟ (أ) 40.1 ٪ كربون و 6.6 ٪ هيدروجين و 53.3 ٪ أكسجين ؛ (ب) 18.4 ٪ كربون و 21.5 ٪ نيتروجين و 60.1 ٪ بوتاسيوم.

الحل

للمركب الأول

$$n_C = 40.1\ \text{g C} \times \frac{1\ \text{mol C}}{12.01\ \text{g C}} = 3.33\ \text{mol C}$$

$$n_H = 6.6\ \text{g H} \times \frac{1\ \text{mol H}}{1.008\ \text{g H}} = 6.54\ \text{mol H}$$

$$n_O = 53.3\ \text{g O} \times \frac{1\ \text{mol O}}{16.00\ \text{g O}} = 3.33\ \text{mol O}$$

$$\text{C}: \frac{3.33}{3.33} = 1 \qquad \text{H}: \frac{6.54}{3.33} = 2 \qquad \text{O}: \frac{3.33}{3.33} = 1$$

Empirical formula : CH_2O

نتبع نفس الخطوات **للمركب الثاني** و نحصل على الصيغة التجريبية التالية: KCN

◄ في بعض الحالات ، من المهم معرفة الكتلة الفعلية لعنصر ما في كتلة معينة من المركب. على سبيل المثال، في صناعة التعدين ، ستخبر هذه المعلومات العلماء عن جودة الخام.

► In some cases it's important to know the actual mass of an element in a certain mass of a compound. For example, in the mining industry, this information will tell the scientists about the quality of the ore.

Example 3.10 مثـــال 10.3

Chalcopyrite ($CuFeS_2$) is a principal mineral of copper. Calculate the number of kilograms of Cu in 3.71×10^3 kg of chalcopyrite.

الكالكوبايرايت ($CuFeS_2$) هو معدن رئيسٌ للنحاس. احسب عدد كيلوغرامات النحاس في 3.71×10^3 كجم من الكالكوبايرايت.

Strategy Chalcopyrite is composed of Cu, Fe, and S. The mass due to Cu is based on its percentage by mass in the compound. How do we calculate mass percent of an element?

استراتيجية الحل: يتكون الكالكوبايرايت من النحاس ، و الحديد ، و الكبريت. وتعتمد الكتلة الناتجة عن النحاس على نسبته المئوية بالكتلة في المركب. كيف نحسب نسبة الكتلة للعنصر؟.

Solution The molar masses of Cu and $CuFeS_2$ are 63.55 g and 183.5 g, respectively. The mass percent of Cu is therefore

الحل تبلغ الكتل المولية للنحاس و للكالكوبايرايت 63.55 جم و 183.5 جم على التوالي. وبالتالي فإن نسبة كتلة النحاس هي

$$\%\ \text{Cu} = \frac{\text{molar mass of Cu}}{\text{molar mass of } CuFeS_2} \times 100\%$$

$$\%\ \text{Cu} = \frac{63.55\ \text{g}}{183.5\ \text{g}} \times 100\% = 34.63\ \%$$

CHEMISTRY by: Raymond Chang & Jason Overby

لمزيد من المواضيع المختلفة في الكيمياء يرجى زيارة www.chemistrysources.com

To calculate the mass of Cu in a 3.71×10^3 kg sample of $CuFeS_2$, we need to convert the percentage to a fraction (that is, convert 34.63 percent to 34.63/100, or 0.3463) and write

لحساب كتلة النحاس في عينة 3.71×10^3 كجم من $CuFeS_2$ ، نحتاج إلى تحويل النسبة المئوية إلى كسر (أي تحويل 34.63 بالمائة إلى 34.63 / 100 ، أو 0.3463) والكتابة:

$$\text{mass of Cu in } CuFeS_2 = 0.3463 \times (3.71 \times 10^3 \text{ kg}) = 1.28 \times 103 \text{ kg}$$

Check As a ball-park estimate, note that the mass percent of Cu is roughly 33 percent, so that a third of the mass should be Cu—that is, $\frac{1}{3} \times 3.71 \times 10^3 \text{ kg} \approx 1.24 \times 10^3$ kg. This quantity is quite close to the answer.

التأكد من الحل كتخمين ملاعب الكرة ، لاحظ أن نسبة كتلة النحاس تقارب ٣٣ بالمائة ، لذا يجب أن يكـــون ثلث الكتلة نحـــاس – أي $\frac{1}{3} \times 3.71 \times 10^3$ كجم $\approx 1.24 \times 10^3$ كجم وهذه الكمية قريبة جدًا من الإجابة.

Practice Exercise Calculate the number of grams of Al in 371 g of Al_2O_3.

تمرين : حدد الصيغة التجريبية لمركب له النسبة المئوية التالية من المكونات حسب الكتلة: بوتاسيوم: 24.75 في المائة ؛ منغنيز: 34.77 في المائة؛ أكسجين: 40.51 بالمائة.

الحل

196.3 g

Problem 3.41 مســـــألة 41.3

The formula for rust can be represented by Fe_2O_3. How many moles of Fe are present in 24.6 g of the compound?

يمكن تمثيل الصيغة الكيميائية للصدأ بالصيغة الآتية Fe_2O_3. كم عدد مولات الحديد الموجودة في 24.6 جم من المركب؟

الحل

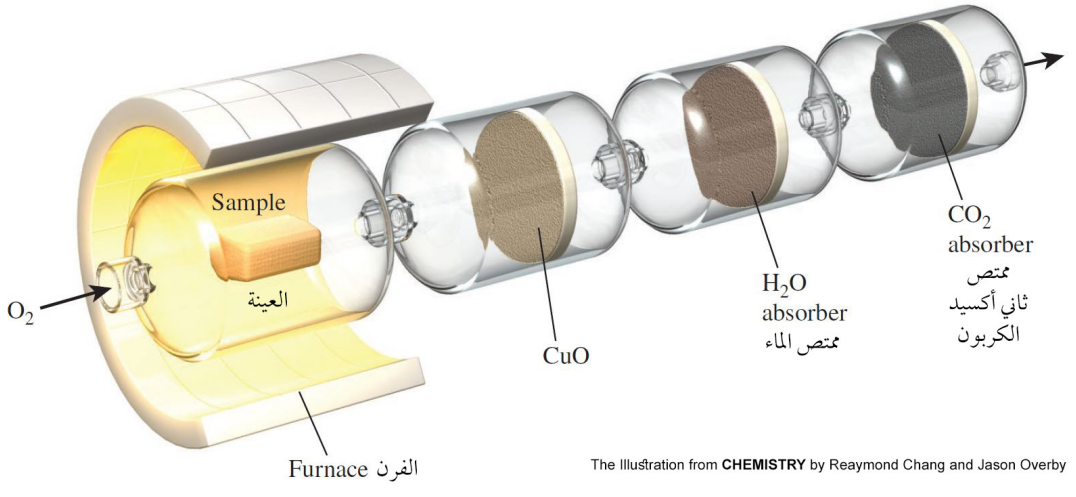
$$24.6 \text{ g } Fe_2O_3 \times \frac{111.7 \text{ g Fe}}{159.7 \text{ g } Fe_2O_3} \times \frac{1 \text{ mol Fe}}{55.85 \text{ g Fe}} = 0.308 \text{ mol Fe}$$

3.6 Experimental Determination of Empirical Formulas

6.3 تعيين الصيغ التجريبية مخبريا

- The word "empirical," literally means "based only on observation and measurement."
- For Example by burning an ethanol sample in an apparatus as shown below we can determine the empirical formula of etahnol (C_2H_6O).

- تعني كلمة «تجريبي» حرفيًا «استنادًا إلى الملاحظة والقياس فقط».
- على سبيل المثال عن طريق حرق عينة إيثانول في جهاز كما هو موضح أدناه ، يمكننا تحديد الصيغة التجريبية للإيثانول (C_2H_6O).



The Illustration from **CHEMISTRY** by Reaymond Chang and Jason Overby

CHEMISTRY by: Raymond Chang & Jason Overby

لمزيد من المواضيع المختلفة في الكيمياء يرجى زيارة www.chemistrysources.com

Determination of Molecular Formulas

► To calculate the actual, molecular formula we must know the approximate molar mass of the compound in addition to its empirical formula.

تعيين الصيغ الجزيئية

◄ لحساب الصيغة الجزيئية الفعلية ، يجب أن نعرف الكتلة المولية التقريبية للمركب بالإضافة إلى صيغته التجريبية.

Example 3.10 — مثـــال 10.3

A sample of a compound contains 30.46 percent nitrogen and 69.54 percent oxygen by mass, as determined by a mass spectrometer. In a separate experiment, the molar mass of the compound is found to be between 90 g and 95 g. Determine the molecular formula and the accurate molar mass of the compound.

تحتوي عينة من مركب على 30.46 ٪ نيتروجين و 69.54 ٪ أكسجين بالكتلة و ذلك كما هو محدد بواسطة مطياف الكتلة.و في تجربة منفصلة ، وُجدت الكتلة المولية للمركب بين 90 جم و 95 جم. حدد الصيغة الجزيئية والكتلة المولية الدقيقة للمركب.

Strategy To determine the molecular formula, we first need to determine the empirical formula. Comparing the empirical molar mass to the experimentally determined molar mass will reveal the relationship between the empirical formula and molecular formula.

استراتيجية الحل: لتحديد الصيغة الجزيئية ، علينا أولاً تحديد الصيغة التجريبية. ستكشف مقارنة الكتلة المولية التجريبية بالكتلة المولية المحددة مخبريا العلاقة بين الصيغة التجريبية والصيغة الجزيئية.

Solution We start by assuming that there are 100 g of the compound. Then each percentage can be converted directly to grams—that is, 30.46 g of N and 69.54 g of O. Let n represent the number of moles of each element so that

الحل نبدأ بافتراض أن هناك 100 جرام من المركب. ومن ثم يمكن تحويل كل نسبة مئوية مباشرة إلى جرامات – أي 30.46 جم من N و 69.54 جم من O. لنفترض أن n تمثل عدد مولات كل عنصر بحيث:

$$n_N = 30.46 \text{ g N} \times \frac{1 \text{ mol N}}{14.01 \text{ g N}} = 2.174 \text{ mol N}$$

$$n_O = 69.54 \text{ g O} \times \frac{1 \text{ mol O}}{16.00 \text{ g O}} = 4.346 \text{ mol O}$$

Thus, we arrive at the formula $N_{2.174}O_{4.346}$, which gives the identity and the ratios of atoms present. However, chemical formulas are written with whole numbers. Try to convert to whole numbers by dividing the subscripts by the smaller subscript (2.174). After rounding off, we obtain NO_2 as the empirical formula.

وهكذا ، نصل إلى الصيغة $N_{2.174}O_{4.346}$، والتي تعطي هوية ونسب الذرات الموجودة. و لكن تتم كتابة الصيغ الكيميائية بأرقام صحيحة. لذلك حاول التحويل إلى أعداد صحيحة بقسمة الأرقام المنخفضة على الرقم الأصغر (2.174). و بعد التقريب ، نحصل على NO_2 كصيغة تجريبية.

The molecular formula might be the same as the empirical formula or some integral multiple of it (for example, two, three, four, or more times the empirical formula). Comparing the ratio of the molar mass to the molar mass of the empirical formula will show the integral relationship between the empirical and molecular formulas. The molar mass of the empirical formula NO_2 is

قد تكون الصيغة الجزيئية هي نفسها الصيغة التجريبية أو بعض المضاعفات المتكاملة لها (على سبيل المثال ، مرتين أو ثلاثة أو أربعة أضعاف الصيغة التجريبية أو أكثر). وستظهر مقارنة نسبة الكتلة المولية إلى الكتلة المولية للصيغة التجريبية العلاقة التكاملية بين الصيغ التجريبية والجزيئية. فالكتلة المولية للصيغة التجريبية NO_2 هي

$$\text{empirical molar mass} = 14.01 \text{ g} + 2(16.0 \text{ g}) = 46.01 \text{ g}$$

Next, we determine the ratio between the molar mass and the empirical molar mass

بعد ذلك ، نحدد النسبة بين الكتلة المولية والكتلة المولية التجريبية

$$\frac{\text{molar mass}}{\text{empirical molar mass}} = \frac{90 \text{ g}}{46.01 \text{ g}} \approx 2$$

The molar mass is twice the empirical molar mass. This means that there are two NO_2 units in each molecule of the compound, and the molecular formula is $(NO_2)_2$ or N_2O_4.

The actual molar mass of the compound is two times the empirical molar mass—that is, 2(46.01 g) or 92.02 g—which is between 90 g and 95 g.

لمزيد من المواضيع المختلفة في الكيمياء يرجى زيارة www.chemistrysources.com

الكتلة المولية هي ضعف الكتلة المولية التجريبية. هذا يعني أن هناك وحدتين من NO_2 في كل جزيء من المركب ، والصيغة الجزيئية قد تكون $(NO_2)_2$ أو N_2O_4.
الكتلة المولية الفعلية للمركب هي ضعف الكتلة المولية التجريبية – أي 2 (46.01 جم) أو 92.02 جم – وهي ما بين 90 جم و 95 جم.

Check Note that in determining the molecular formula from the empirical formula, we need only know the approximate molar mass of the compound. The reason is that the true molar mass is an integral multiple (1×, 2×, 3×, . . .) of the empirical molar mass. Therefore, the ratio (molar mass/empirical molar mass) will always be close to an integer.

التأكد من الحل لاحظ أنه عند تحديد الصيغة الجزيئية من الصيغة التجريبية ، نحتاج فقط إلى معرفة الكتلة المولية التقريبية للمركب. والسبب هو أن الكتلة المولية الحقيقية هي مضاعف متكامل (1×, 2×, 3×, . . .) للكتلة المولية التجريبية. لذلك ، فإن النسبة (الكتلة المولية / الكتلة المولية التجريبية) ستكون دائمًا قريبة من عدد صحيح.

Practice Exercise A sample of a compound containing boron (B) and hydrogen (H) contains 6.444 g of B and 1.803 g of H. The molar mass of the compound is about 30 g. What is its molecular formula?

تمرين : تحتوي عينة من مركب يحتوي على البورون (B) والهيدروجين (H) على 6.444 جم من B و 1.803 جم من H. وتبلغ الكتلة المولية للمركب حوالي 30 جم. ما هي تركيبته الجزيئية؟.

الحل

B_2H_6

Problem 3.48 — مسـألة 48.3

The empirical formula of a compound is CH. If the molar mass of this compound is about 78 g, what is its molecular formula?

الصيغة التجريبية للمركب هي CH. فإذا كانت الكتلة المولية لهذا المركب تساوي 78 جم ، فما هي صيغته الجزيئية؟

الحل

Given the above: molecular formula = n × (empirical formula)

Thus: molecular formula = 78.0 g/mol = n (12.011+1.00794) g/mol

$$n = \frac{78}{12.01 + 1.008} = 6$$

And molecular formula = C_6H_6

Problem 3.49 — مسـألة 49.3

The molar mass of caffeine is 194.19 g. Is the molecular formula of caffeine $C_4H_5N_2O$ or $C_8H_{10}N_4O_2$?

الكتلة المولية للكافيين 194.19 جم. هل الصيغة الجزيئية للكافيين $C_4H_5N_2O$ أم $C_8H_{10}N_4O_2$ ؟

الحل

We know that,
The molar mass of C = 12.01 g
The molar mass of H=1.008 g
The molar mass of N= 14.00 g
The molar mass of O=16.00 g
Therefore,

The molar mass for the formula $\mathbf{C_4H_5N_2O}$ = 4 × (12.01 g C) + 5 × (1.008 g H) + 2 × (14.00 g N) + 2 × (16.00 g O)
= 97.09 g/mol

The molar mass for the formula $\mathbf{C_8H_{10}N_4O_2}$ = 8 × (12.01 g C) + 10 × (1.008 g H) + 4 × (14.00 g N) + 2 × (16.00 g O)
= 194.19 g/mol

$C_8H_{10}N_4O_2$ is the correct answer

لمزيد من المواضيع المختلفة في الكيمياء يرجى زيارة www.chemistrysources.com

Problem 3.51 — مسـألة 51.3

Allicin is the compound responsible for the characteristic smell of garlic. An analysis of the compound gives the following percent composition by mass: C: 44.4 percent, H: 6.21 percent, S: 39.5 percent, O: 9.86 percent. Calculate its empirical formula. What is its molecular formula given that its molar mass is about 162 g?

الأليسين هو المركب المسؤول عن الرائحة المميزة للثوم. يعطي تحليل المركب النسبة المئوية التالية للتركيب حسب الكتلة: الكربون: 44.4 بالمائة ، الهيدروجين: 6.21 بالمائة ، الكبريت: 39.5 بالمائة ،الأكسجين: 9.86 بالمائة. احسب صيغته التجريبية. ما هي صيغته الجزيئية إذا كانت كتلته المولية حوالي 162 جم؟

الحل

$$n_C = 44.4\ \text{g C} \times \frac{1\ \text{mol C}}{12.01\ \text{g C}} = 3.697\ \text{mol C}$$

$$n_H = 6.21\ \text{g H} \times \frac{1\ \text{mol H}}{1.008\ \text{g H}} = 6.149\ \text{mol H}$$

$$n_S = 39.5\ \text{g S} \times \frac{1\ \text{mol S}}{32.07\ \text{g S}} = 1.232\ \text{mol S}$$

$$n_O = 9.86\ \text{g O} \times \frac{1\ \text{mol O}}{16.00\ \text{g O}} = 0.616\ \text{mol O}$$

$$\text{C}: \frac{3.697}{0.616} = 6 \qquad \text{H}: \frac{6.149}{0.616} = 10 \qquad \text{S}: \frac{1.232}{0.616} = 2 \qquad \text{O}: \frac{0.616}{0.616} = 1$$

Hence The empiricsal formula is : $C_6H_{10}S_2O$

The molar mass for the empirical formula = 6(12.01) + 10(1.008) + 2(32.07) + 1(16.00) = 162.3 g

The molar mass for the empirical formula is equal to the calculated molar mass, hence the molecular formula is same as empirical formula.

3.7 Chemical Reactions and Chemical Equations

7.3 التفاعلات الكيميائية و المعادلات الكيميائية

- A chemical reaction, a process in which a substance (or substances) is changed into one or more new substances.
- A chemical equation uses chemical symbols to show what happens during a chemical reaction.

- التفاعـل الكيميائـي هي عملية يتم فيهـا تغيير مادة (أو مواد) إلى مادة جديدة أو أكثر.
- تستخدم المعادلة الكيميائية الرموز الكيميائية لتوضيح ما يحدث أثناء التفاعل الكيميائي.

Writing Chemical Equations

كتابة المعادلات الكيميائية

- Chemical equations need to be balanced in order to satisfy the law of conservation of matter, which states that in a closed system matter is neither created nor destroyed.
- We can write a chemical equation of reaction of hydrogen gas (H_2) with oxygen (O_2) to form water (H_2O) as follow.

- يجب أن تكـون المعادلات الكيميائيـة موزنة من أجل تحقيـق قانون حفظ المادة ، الذي ينـص على أنه في نظام مغلق لا تفنى المادة و لا تنشأ من العدم.
- يمكننـا كتابة معادلة كيميائية لتفاعـل غاز الهيدروجين (H_2) مـع الأكسـجين (O_2) لتكوين المـاء (H_2O) على النحو التالي.

$$H_2 + O_2 \rightarrow H_2O$$

- The "plus" sign means "reacts with" and the arrow means "to yield."

- علامة «زائد» تعني «يتفاعل مع» والسهم يعني «ينتج».

CHEMISTRY by: Raymond Chang & Jason Overby

لمزيد من المواضيع المختلفة في الكيمياء يرجى زيارة www.chemistrysources.com

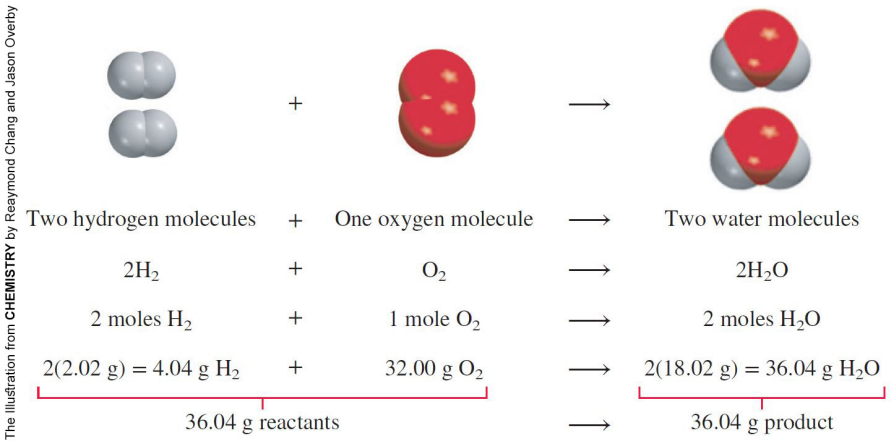
- This symbolic expression can be read: "Molecular hydrogen reacts with molecular oxygen to yield water."
- The reaction is assumed to proceed from left to right as the arrow indicates.
- The equation is not balanced because there are two oxygen atoms on the left side of the arrow and one oxygen atom on the right side.
- To conform with the law of conservation of mass, there must be the same number of each type of atom on both sides of the arrow.

- يمكن قراءة هذا التعبير الرمز كما يأتي: "يتفاعل جزيء الهيدروجين مع جزيء الأكسجين لإنتاج الماء."
- من المفترض أن يبدأ التفاعل من اليسار إلى اليمين كما يشير السهم.
- المعادلة غير موزونة لأن هناك ذرتان من الأكسجين على الجانب الأيسر من السهم وذرة أكسجين واحدة على الجانب الأيمن.
- للتوافق مع قانون حفظ الكتلة ، يجب أن يكون هناك نفس العدد لكل نوع من الذرات على جانبي السهم.

$$2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$$

- We can balance the equation by placing the appropriate coefficient (2 in this case) in front of H_2 and H_2O:
- This balanced chemical equation shows that "two hydrogen molecules can combine or react with one oxygen molecule to form two water molecules".
- We refer to H_2 and O_2 in above equation as reactants, which are the starting materials in a chemical reaction. Water is the product, which is the substance formed as a result of a chemical reaction.

- يمكننا موازنة المعادلة بوضع المعامل المناسب (2 في هذه الحالة) أمام H_2 و H_2O:
- توضح هذه المعادلة الكيميائية الموزونة أن «جزيئين من الهيدروجين يمكن أن يتحدا أو يتفاعلا مع جزيء من الأكسجين واحد لتكوين جزيئين من الماء» .
- نشير إلى H_2 و O_2 في المعادلة أعلاه كمواد متفاعلة ، وهي المواد الأولية في تفاعل كيميائي. أما الماء فهو المنتج ، وهو مادة تكونت نتيجة للتفاعل الكيميائي.



The illustration from **CHEMISTRY** by Reaymond Chang and Jason Overby

Balancing Chemical Equations

موازنة المعادلات الكيميائية

- The following steps can be used as a guide to balance a chemical equation:

- يمكن استخدام الخطوات الخمس التالية كدليل لموازنة معادلة كيميائية:

Step1: Write an unbalnced equation using correct formulas for all reactants and products.

الخطوة 1: اكتب معادلة غير موزونة باستخدام الصيغ الصحيحة لجميع المواد المتفاعلة و النواتج.

$$C_3H_8 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$$

Step 2: Check the number of atoms in each side:

الخطوة 2: تأكد من عدد الذرات في كل جانب في المعادلة.

Reactant المتفاعلات	Products النواتج
3 C atoms	1 C atom
8 H atoms	2 H atoms
2 O atoms	3 O atoms

لمزيد من المواضيع المختلفة في الكيمياء يرجى زيارة www.chemistrysources.com

Step 3: Compare the number of each atom on each side of the equation. Add coefficients to balance the number of atoms. Remember that adding coefficients all elements in the compound.

الخطوة 3: قارن عدد كل ذرة على كل جانب من المعادلة. أضف المعاملات لموازنة عدد الذرات. و تذكر أن إضافة المعاملات هي لكل العناصر في المركب.

$$C_3H_8 + 5O_2 \rightarrow 3CO_2 + 4H_2O$$

Step 4: Now recheck if the equation is balanced.

الخطوة 4: أعد التأكد من عدد الذرات في طرفي المعادلة.

Reactant المتفاعلات	Products النواتج
3 C atoms	3 C atom
8 H atoms	8 H atoms
10 O atoms	10 O atoms

Step 5: When it's applicable, write the coefficients in their lowest possible ratio.

الخطوة 5: عندما يكون ذلك ممكنًا ، اكتب المعاملات بأقل نسبة ممكنة لها.

► Very important note: Never change the subscript.

◄ ملاحظة مهمة جدًا: لا تقم أبدًا بتغيير الأرقام السفلية.

Example 3.12 مثـــال 12.3

When aluminum metal is exposed to air, a protective layer of aluminum oxide (Al_2O_3) forms on its surface. This layer prevents further reaction between aluminum and oxygen, and it is the reason that aluminum beverage cans do not corrode. [In the case of iron, the rust, or iron(III) oxide, that forms is too porous to protect the iron metal underneath, so rusting continues.] Write a balanced equation for the formation of Al_2O_3.

عندما يتعرض فلز الألمنيوم للهواء ، تتشكل طبقة واقية من أكسيد الألومنيوم (Al_2O_3) على سطحه، و تمنع هذه الطبقة حدوث تفاعل إضافي بين الألمنيوم والأكسجين ، وهذا هو سبب عدم تآكل علب المشروبات المصنوعة من الألومنيوم. [في حالة الحديد أو الصدأ أو أكسيد الحديد (III) ، فإن هذا التكوين يكون مساميًا جدًا لأن يحمي فلز الحديد تحته ، لذا يستمر الصدأ.] اكتب معادلة موزونة لتكوين Al_2O_3.

Strategy Remember that the formula of an element or compound cannot be changed when balancing a chemical equation. The equation is balanced by placing the appropriate coefficients in front of the formulas. Follow the procedure for balancing equations described earlier.

استراتيجية الحل: تذكر أنه لا يمكن تغيير صيغة العنصر أو المركب عند وزن المعادلة الكيميائية. و تتم موازنة المعادلة بوضع المعاملات المناسبة أمام الصيغ. اتبع الإجراءات الخاصة بوزن المعادلات المذكورة سابقًا.

Solution

Step1: Write an unbalnced equation using correct formulas for all reactants and products.

$$Al + O_2 \rightarrow Al_2O_3$$

Step 2: Check the number of atoms in each side:

Reactant المتفاعلات	Products النواتج
1 Al atom	2 Al atoms
2 O atoms	3 O atoms

Step 3: Compare the number of each atom on each side of the equation. Add coefficients to balance the number of atoms. Remember that adding coefficients all elements in the compound.

$$4Al + 3O_2 \rightarrow 2Al_2O_3$$

لمزيد من المواضيع المختلفة في الكيمياء يرجى زيارة www.chemistrysources.com

Step 4: Now recheck if the equation is balanced.

Products النواتج	Reactant المتفاعلات
4 Al atoms	4 Al atom
6 O atoms	6 O atoms

Practice Exercise Balance the equation representing the reaction between iron(III) oxide (Fe_2O_3) and carbon monoxide (CO) to yield iron (Fe) and carbon dioxide (CO_2).

تمرين : زِن المعادلة التي تمثل التفاعل بين أكسيد الحديد الثلاثي (Fe_2O_3) وأول أكسيد الكربون (CO) لإنتاج الحديد (Fe) وثاني أكسيد الكربون (CO_2).

الحل

$$Fe_2O_3 + 3CO \rightarrow 2Fe + 3CO_2$$

Problem 3.55 مسـألة 55.3

Why must a chemical equation be balanced? What law is obeyed by a balanced chemical equation?

لماذا يجب موازنة المعادلة الكيميائية؟ أي قانون تطيعه معادلة كيميائية متوازنة؟

الحل

Chemical equations need to be balanced in order to satisfy the law of conservation of matter, which states that in a closed system matter is neither created nor destroyed.

يجب أن تكون المعادلات الكيميائية موززنة من أجل تحقيق قانون حفظ المادة ، الذي ينص على أنه في نظام مغلق لا تفنى المادة و لا تنشأ من العدم.

Problem 3.56 مسـألة 56.3

Write the symbols used to represent gas, liquid,solid, and the aqueous phase in chemical equations.

اكتب الرموز المستخدمة لتمثيل المرحلة الغازية والسائلة والصلبة والمائية في المعادلات الكيميائية.

الحل

(s) Solid, (l) Liquid, (g) Gas, (qa) aqueous (dissolved in water)

3.8 Amounts of Reactants and Products

8.3 كميات المواد المتفاعلة و المواد الناتجة

- Stoichiometry is the quantitative study of reactants and products in a chemical reaction.
- يقصد بمصطلح «قياس الاتحاد العنصري» بأنه الدراسة الكمية للمواد المتفاعلة (المتفاعلات) و الناتجة (النواتج) في التفاعل الكيميائي.
- The mole method means that the stoichiometric coefficients in a chemical equation can be interpreted as the number of moles of each substance.
- يُقصد بطريقة المول أن معاملات القياس المتكافئ في المعادلة الكيميائية يمكن تفسيرها على أنها عدد مولات كل مادة.
- From the chemical equation we can gain many information as show below.
- من خلال المعادلة الكيميائية يمكننا الحصول على العديد من المعلومات كما هو ظاهرٌ أدناه.

$N_2(g)$	+	$3H_2(g)$	→	$2NH_3(g)$
1 molecule		3 molecule		2 molecule
6.022×10^{23} molecule		$3(6.022 \times 10^{23}$ molecule)		$3(6.022 \times 10^{23}$ molecule)
1 mol		3 mol		mol 2
28 g		6.04 g		34.06 g

- The general approach for solving stoichiometry problems is summarized next.
  1. Write a balanced equation for the reaction.
- يتم تلخيص النهج العام لحل مشاكل القياس الكيميائي بعد ذلك.
  1. اكتب معادلة موزونة للتفاعل.

2. Convert the given amount of the reactant (in grams or other units) to number of moles.
3. Use the mole ratio from the balanced equation to calculate the number of moles of product formed.
4. Convert the moles of product to grams (or other units) of product.

2. تحويل الكمية المعطاة من المادة المتفاعلة (بالجرام أو الوحدات الأخرى) إلى عدد المولات.
3. استخدم النسبة المولية من المعادلة الموزونة لحساب عدد مولات المنتج المتكون.
4. تحويل مولات المادة الناتجة إلى جرامات (أو وحدات أخرى) منها.

Example 3.13 — مثـــال 13.3

The food we eat is degraded, or broken down, in our bodies to provide energy for growth and function. A general overall equation for this very complex process represents the degradation of glucose ($C_6H_{12}O_6$) to carbon dioxide (CO_2) and water (H_2O):

يتحلل الطعام الذي نأكله أو يتفكك في أجسامنا لتوفير الطاقة للنمو و لإتمام وظائف الجسم. و تمثل المعادلة الكلية العامة لهذه العملية المعقدة للغاية تحلل الجلوكوز ($C_6H_{12}O_6$) إلى ثاني أكسيد الكربون (CO_2) والماء (CO_2):

$$C_6H_{12}O_6 + 6O_2 \rightarrow 6CO_2 + 6H_2O$$

If 856 g of $C_6H_{12}O_6$ is consumed by a person over a certain period, what is the mass of CO_2 produced?
فلو استهلك شخص ما 856 جرام من $C_6H_{12}O_6$ خلال فترة زمنية معينة ، فما كتلة ثاني أكسيد الكربون الناتجة؟

Strategy Looking at the balanced equation, how do we compare the amounts of $C_6H_{12}O_6$ and CO_2? We can compare them based on the mole ratio from the balanced equation. Starting with grams of $C_6H_{12}O_6$, how do we convert to moles of $C_6H_{12}O_6$? Once moles of CO_2 are determined using the mole ratio from the balanced equation, how do we convert to grams of CO_2?

استراتيجية الحل: بالنظر إلى المعادلة الموزونة ، كيف نقارن بين كميات $C_6H_{12}O_6$ و CO_2؟. يمكننا مقارنتها على أساس النسبة المولية من المعادلة الموزونة. و بدءً من جرامات $C_6H_{12}O_6$ كيف يمكننا التحويل إلى مولات $C_6H_{12}O_6$؟ كما أنه بمجرد تحديد عدد مولات ثاني أكسيد الكربون باستخدام النسبة المولية من المعادلة المتوازنة ، كيف نحول إلى جرامات من ثاني أكسيد الكربون؟

Solution We follow the preceding steps:

الحل نتبع الخطوات المذكورة سابقا

Step 1: The balanced equation is given in the problem.
Step 2: To convert grams of $C_6H_{12}O_6$ to moles of $C_6H_{12}O_6$, we write

الخطوة 1: المعادلة المعطاة في المسألة موزونة.
الخطوة 2: نقوم بتحويل جرامات $C_6H_{12}O_6$ إلى مولات $C_6H_{12}O_6$

$$856\ g\ C_6H_{12}O_6 \times \frac{1\ mol\ C_6H_{12}O_6}{180.2\ g\ C_6H_{12}O_6} = 4.750\ mol\ C_6H_{12}O_6$$

Step 3: From the mole ratio, we see that 1 mol C6H12O6 is stoichiometrically equivalent to 6 mol CO_2. Therefore, the number of moles of CO_2 formed is

الخطوة 3: من النسبة المولية ، نرى أن 1 مول من $C_6H_{12}O_6$ يكافيء 6 مولات من ثاني أكسيد الكربون. لذلك ، فإن عدد مولات ثاني أكسيد الكربون المتكونة تساوي

$$4.750\ mol\ C_6H_{12}O_6 \times \frac{1\ mol\ CO_2}{1\ mol\ C_6H_{12}O_6} = 28.50\ mol\ CO_2$$

Step 4: Finally, the number of grams of CO_2 formed is given by

الخطوة 4: أخيرًا ، يتم تحديد عدد جرامات CO_2 المتكون بواسطة

$$28.50\ mol\ CO_2 \times \frac{44.01\ g\ CO_2}{1\ mol\ CO_2} = 1254.2 = 1.25 \times 10^3\ g\ CO_2$$

لمزيد من المواضيع المختلفة في الكيمياء يرجى زيارة www.chemistrysources.com

لمزيد من المواضيع المختلفة في الكيمياء يرجى زيارة www.chemistrysources.com

After some practice, we can combine the conversion steps

بعد بعض التدريب على هذا النوع من المسائل ، يمكننا دمج خطوات التحويل بخطوة واحدة

$$\text{grams of } C_6H_{12}O_6 \rightarrow \text{moles of } C_6H_{12}O_6 \rightarrow \text{moles of } CO_2 \rightarrow \text{grams of } CO_2$$

$$\text{mass of } CO_2 = 856 \text{ g } C_6H_{12}O_6 \times \frac{1 \text{ mol } C_6H_{12}O_6}{180.2 \text{ g } C_6H_{12}O_6} \times \frac{6 \text{ mol } CO_2}{1 \text{ mol } C_6H_{12}O_6} \times \frac{44.01 \text{ g } CO_2}{1 \text{ mol } CO_2} = 1254.2 = 1.25 \times 10^3 \text{ g } CO_2$$

Another Solution **حل آخر**

According to the chemical equation, if 1 mole of $C_6H_{12}O_6$ is consumed it will produce 6 moles of CO_2, in other words if 180.2 grams of $C_6H_{12}O_6$ is consumed it will produce 264.06 grams of CO2 (6 × 44.01) , now, how much of CO_2 will be produced if 856 g of $C_6H_{12}O_6$ are used up in a combustion process?

وفقًا للمعادلة الكيميائية ، إذا تم استهلاك 1 مول من $C_6H_{12}O_6$ فإنه سينتج 6 مولات من ثاني أكسيد الكربون ، بمعنى آخر إذا تم استهلاك 180.2 جرامًا من $C_6H_{12}O_6$ فإنه سينتج 264.06 جرامًا من ثاني أكسيد الكربون (6 × 44.01) ، والآن ، كم جراما من ثاني أكسيد الكربون الذي سيتم إنتاجه إذا تم استخدام 856 جم من $C_6H_{12}O_6$ في عملية الاحتراق؟

$$\begin{array}{ccc} 180.2 \text{ g } C_6H_{12}O_6 & \rightarrow\rightarrow\rightarrow & 264.06 \text{ g } CO_2 \\ 856 \text{ g } C_6H_{12}O_6 & \rightarrow\rightarrow\rightarrow & ????? \end{array}$$

$$\frac{856 \text{ g } C_6H_{12}O_6 \times 264.06 \text{ g } CO_2}{180.2 \text{ g } C_6H_{12}O_6} = 1254.2 = 1.25 \times 10^3 \text{ g } CO_2$$

Check Does the answer seem reasonable? Should the mass of CO_2 produced be larger than the mass of $C_6H_{12}O_6$ reacted, even though the molar mass of CO_2 is considerably less than the molar mass of $C_6H_{12}O_6$? What is the mole ratio between CO_2 and $C_6H_{12}O_6$?

التأكد من الحل: هل تبدو الإجابة معقولة؟ هل يجب أن تكون كتلة CO_2 الناتجة أكبر من كتلة المادة المتفاعلة $C_6H_{12}O_6$ حتى ولو أن الكتلة المولية لثاني أكسيد الكربون أقل بكثير من الكتلة المولية لـ $C_6H_{12}O_6$؟ ما هي النسبة المولية بين CO_2 و $C_6H_{12}O_6$؟

Practice Exercise Methanol (CH_3OH) burns in air according to the equation.

$$2CH_3OH + 3O_2 \rightarrow 2CO_2 + 4H_2O$$

If 209 g of methanol are used up in a combustion process, what is the mass of H_2O produced?

تمرين : يحترق الميثانول في الهواء طبقا للمعادة الآتية:

$$2CH_3OH + 3O_2 \rightarrow 2CO_2 + 4H_2O$$

فلو أن 209 جراما من الميثانول تم استخدامها في عملية الاحتراق فما هي كتلة الماء الناتجة؟

الحل

235 g H_2O

Problem 3.56 مسـألة 56.3

Fermentation is a complex chemical process in which glucose is converted into ethanol and carbon dioxide:

التخمير هو عملية كيميائية معقدة بحيث يتم تحويل الجلوكوز إلى إيثانول وثاني أكسيد الكربون:

$$C_6H_{12}O_6 \rightarrow 2C_2H_5OH + 2CO_2$$

Starting with 500.4 g of glucose, what is the maximum amount of ethanol in grams and in liters that can be obtained by this process? (Density of ethanol = 0.789 g/mL.)

بدءًا من 500.4 جرام من الجلوكوز ، ما هي أقصى كمية من الإيثانول بالجرام واللترات التي يمكن الحصول عليها بهذه العملية؟ (كثافة الإيثانول = 0.789 جم / مل.)

CHEMISTRY by: Raymond Chang & Jason Overby

لمزيد من المواضيع المختلفة في الكيمياء يرجى زيارة www.chemistrysources.com

الحل

$$\begin{array}{ccc} 180.2\text{ g } C_6H_{12}O_6 & \rightarrow\rightarrow\rightarrow & 92\text{ g } C_2H_5OH \\ 500.4\text{ g } C_6H_{12}O_6 & \rightarrow\rightarrow\rightarrow & ????? \end{array}$$

$$\frac{500.4\text{ g } C_6H_{12}O_6 \times 92\text{ g } C_2H_5OH}{180.2\text{ g } C_6H_{12}O_6} = 255.9\text{ g } C_2H_5OH$$

The amount of ethanol in liters:

$$(^{255.9}/_{0.789}) \div 1000 = 0.324\text{ L } C_2H_5OH$$

Example 3.14 مثـــــال 14.3

All alkali metals react with water to produce hydrogen gas and the corresponding alkali metal hydroxide. A typical reaction is that between lithium and water:

تتفاعل جميع الفلزات القلوية مع الماء لإنتاج غاز الهيدروجين وهيدروكسيد الفلز القلوي المقابل. ويكون التفاعل النموذجي بين الليثيوم والماء كما يأتي:

$$2Li(s) + 2H_2O(l) \rightarrow 2LiOH(aq) + H_2(g)$$

How many grams of Li are needed to produce 9.89 g of H_2?

فكم جراما من الليثيوم لازمة لإنتاج 9.89 جراما من الهيدروجين؟

Strategy The question asks for number of grams of reactant (Li) to form a specific amount of product (H_2). Therefore, we need to reverse the steps mentioned before. From the equation we see that 2 mol Li stoichiometrically equivalent to 1 mol H_2.

استراتيجية الحل: يطلب السؤال عدد جرامات المادة المتفاعلة (Li) لتكوين كمية محددة من المنتج (H_2). لذلك ، نحتاج إلى عكس الخطوات المذكورة سابقًا. من المعادلة ، نرى أن 2 مول Li تعادل 1 مول H_2.

Solution The conversion steps are

الحل نعكس الخطوات المذكورة سابقا

$$\text{grams of } H_2 \rightarrow \text{moles of } H_2 \rightarrow \text{moles of Li} \rightarrow \text{grams of Li}$$

$$\text{mass of Li} = 9.89\text{ g } H_2 \times \frac{1\text{ mol } H_2}{2.016\text{ g } H_2} \times \frac{2\text{ mol Li}}{1\text{ mol Li}} \times \frac{6.941\text{ g Li}}{1\text{ mol Li}} = 68.1\text{ g Li}$$

Another Solution **حل آخر**

$$\begin{array}{ccc} 13.88\text{ g Li} & \rightarrow\rightarrow\rightarrow & 2.016\text{ g } H_2 \\ ????? & \rightarrow\rightarrow\rightarrow & 9.89\text{ g } H_2 \end{array}$$

$$\frac{13.88\text{ g Li} \times 9.89\text{ g } H_2}{2.016\text{ g } H_2} = 68.1\text{ g Li}$$

Check There are roughly 5 moles of H_2 in 9.89 g H_2, so we need 10 moles of Li. From the approximate molar mass of Li (7 g), does the answer seem reasonable?

التأكد من الحل: يوجد حوالي 5 مولات من H_2 في 9.89 جم H_2 ، لذلك نحتاج إلى 10 مولات من Li. من الكتلة المولية التقريبية لليثيوم (7 جم) هل تبدو الإجابة معقولة؟

Practice Exercise The reaction between nitric oxide (NO) and oxygen to form nitrogen dioxide (NO_2) is a key step in photochemical smog formation:

لمزيد من المواضيع المختلفة في الكيمياء يرجى زيارة www.chemistrysources.com

$$2NO(g) + O_2(g) \rightarrow 2NO_2(g)$$

How many grams of O_2 are needed to produce 2.21 g of NO_2?

تمرين : يعتبر التفاعل بين أكسيد النيتريك (NO) والأكسجين لتكوين ثاني أكسيد النيتروجين (NO_2) خطوة أساسية في تكوين الضباب الدخاني الكيميائي الضوئي:

$$2NO(g) + O_2(g) \rightarrow 2NO_2(g)$$

ما عدد جرامات O_2 اللازمة لإنتاج 2.21 جم من NO_2؟

الحل

$0.77\ g\ O_2$

Problem 3.64 مسـألة 64.3

Silicon tetrachloride ($SiCl_4$) can be prepared by heating Si in chlorine gas:

يمكن تحضير رابع كلوريد السيليكون ($SiCl_4$) عن طريق تسخين السيليكون في غاز الكلور:

$$Si(s) + 2Cl_2(g) \rightarrow SiCl_4(l)$$

In one reaction, 0.507 mole of $SiCl_4$ is produced. How many moles of molecular chlorine were used in the reaction?

في تفاعل ما ، تم إنتاج 0.507 مول من $SiCl_4$. كم عدد مولات الكلور الجزيئي التي استخدمت في التفاعل؟

الحل

$$\begin{array}{ccc} 2\ mol\ Cl_2 & \rightarrow\rightarrow\rightarrow & 1\ mol\ SiCl_4 \\ ????? & \rightarrow\rightarrow\rightarrow & 0.507\ mol\ SiCl_4 \end{array}$$

$$\frac{2\ mol\ Cl_2 \times 0.507\ mol\ SiCl_4}{1\ mol\ SiCl_4} = 1.014\ mol\ Cl_2$$

3.9 Limiting Reactants

- The reactant used up first in a reaction is called the limiting reactant, because the maximum amount of product formed depends on how much of this reactant was originally present.
- When the limiting reactant is used up, no more product can be formed.
- The reactant will yield the smaller amount of the product is called the limiting reactant.
- Excess reactants are the reactants present in quantities greater than necessary to react with the quantity of the limiting reagent.
- For example if 4 moles of CO react with 6 moles of H_2 to form CH_3OH , at the start of the reaction, there were six H2 molecules and four CO molecules. At the end, all the H_2 molecules are gone and only one CO molecule is left. Therefore, H_2 molecule is the limiting reactant and CO is the excess reagent.

9.3 المواد المحددة للتفاعل

- يُطلق على المادة المتفاعلة التي تستهلك أولاً في التفاعل اسم المادة المتفاعلة المحددة للتفاعل ، لأن الحد الأقصى لكمية المادة الناتجة المتكونة يعتمد على مقدار هذه المادة المتفاعلة الموجود أصلاً في التفاعل.
- عندما يتم استهلاك المادة المحددة للتفاعل، لا يمكن تكوين المزيد من المواد الناتجة.
- المادة المتفاعلة التي ستنتج أقل كمية من المادة الناتجة تعرف باسم المادة المحددة للتفاعل.
- المواد المتفاعلة الزائدة هي المواد المتفاعلة الموجودة بكميات أكبر من اللازم للتفاعل مع المادة المحددة للتفاعل.
- على سبيل المثال ، إذا تفاعلت 4 مولات من CO مع 6 مولات من H_2 لتكوين CH_3OH ، ففي بداية التفاعل، كان هناك ستة جزيئات H_2 وأربعة جزيئات CO. في النهاية ، اختفت جميع جزيئات H_2 ولم يتبق سوى جزيء واحد من CO . لذلك ،فإن جزيء H_2 هو المتفاعل المحدد و CO هو المتفاعل الزائد.

CHEMISTRY by: Raymond Chang & Jason Overby

لمزيد من المواضيع المختلفة في الكيمياء يرجى زيارة www.chemistrysources.com

Example 3.15 مثـــــال 15.3

The synthesis of urea, $(NH_2)_2CO$, is considered to be the first recognized example of preparing a biological compound from nonbiological reactants, challenging the notion that biological processes involved a "vital force" present only in living systems. Today urea is produced industrially by reacting ammonia with carbon dioxide:

يعتبر تحضير اليوريا، $(NH_2)_2CO$، أول مثال معترف به لتحضير مركب عضوي من المواد المتفاعلة غير العضوية ، مما يتحدى فكرة أن العمليات البيولوجية تنطوي على "قوة حيوية" موجودة فقط في الأنظمة الحية. يتم إنتاج اليوريا اليوم صناعيًا عن طريق تفاعل الأمونيا مع ثاني أكسيد الكربون:

$$2NH_3(g) + CO_2(g) \rightarrow (NH_2)_2CO(aq) + H_2O(l)$$

In one process, 637.2 g of NH_3 are treated with 1142 g of CO_2. (a) Which of the two reactants is the limiting reactant? (b) Calculate the mass of $(NH_2)_2CO$ formed. (c) How much excess reagent (in grams) is left at the end of the reaction?

في عملية ما ، تمت معالجة 637.2 جم من الأمونيا بـ 1142 جم من ثاني أكسيد الكربون. (أ) أي من المتفاعلين هو المادة المحددة للتفاعل؟ (ب) احسب كتلة اليوريا المتكونة. (ج) ما مقدار الكاشف الزائد (بالجرام) المتبقي في نهاية التفاعل؟

(a) Strategy The reactant that produces fewer moles of product is the limiting reactant because it limits the amount of product that can be formed. How do we convert from the amount of reactant to the amount of product? Perform this calculation for each reactant, then compare the moles of product, $(NH_2)_2CO$, formed by the given amounts of NH_3 and CO_2 to determine which reactant is the limiting reagent.

استراتيجية الحل: المادة المتفاعلة التي تنتج عددًا أقل من مولات من المادة الناتجة هي المادة المحددة للتفاعل لأنها تحد من كمية المادة الناتجة التي يمكن تكوينها. كيف نحول من كمية المادة المتفاعلة إلى كمية المادة الناتجة؟ قم بإجراء هذا الحساب لكل مادة متفاعلة ، ثم قارن مولات المادة الناتجة $(NH_2)_2CO$ و التي تتكون من الكميات المعطاة من NH_3 و NH_3 لتحديد المادة المتفاعلة المحددة للتفاعل.

Solution We carry out two separate calculations. First, starting with 637.2 g of NH_3, we calculate the number of moles of $(NH_2)_2CO$ that could be produced if all the NH_3 reacted according to the following conversions.

الحل نقوم بإجراء عمليتين حسابيتين منفصلتين. أولاً ، بدءًا بـ 637.2 جم من NH_3 ، نحسب عدد مولات $(NH_2)_2CO$ التي يمكن إنتاجها إذا تفاعلت كل كمية NH_3 وفقًا للتحويلات التالية.

$$\text{grams of } NH_3 \rightarrow \text{moles of } NH_3 \rightarrow \text{moles of } (NH_2)_2CO$$

$$\text{moles of } (NH_2)_2CO = 637.2 \text{ g } NH_3 \times \frac{1 \text{ mol } NH_3}{17.03 \text{ g } NH_3} \times \frac{1 \text{ mol } (NH_2)_2CO}{2 \text{ mol } NH_3} = 18.71 \text{ mol } (NH_2)_2CO$$

Second, for 1142 g of CO_2, the conversions are

ثانيًا ، بالنسبة لـ 1142 جرامًا من ثاني أكسيد الكربون ، تكون التحويلات

$$\text{grams of } CO_2 \rightarrow \text{moles of } CO_2 \rightarrow \text{moles of } (NH_2)_2CO$$

$$\text{moles of } (NH_2)_2CO = 1142 \text{ g } CO_2 \times \frac{1 \text{ mol } CO_2}{44.01 \text{ g } CO_2} \times \frac{1 \text{ mol } (NH_2)_2CO}{1 \text{ mol } CO_2} = 25.95 \text{ mol } (NH_2)_2CO$$

It follows, therefore, that NH_3 must be the limiting reactant because it produces a smaller amount of $(NH_2)_2CO$.

و عليه يمكننا القول بأن NH_3 يجب أن تكون المادة المحددة للتفاعل لأنها تنتج كمية أقل من اليوريا.

Another Solution حل آخر

We can determine the limiting reagent by calculating which reactant produce a smaller ammount of product, For example ccording to the above chemical equation, if 2 moles of NH_3 is full consumed will produce 1 moles of $(NH_2)_2CO$, in other words if 34.06 grams of NH_3 (2×17.03) when consumed will produce 60 grams of $(NH_2)_2CO$, now, how much of $(NH_2)_2CO$ will be produced if 637.2 g of NH_3 are consumed in the reaction?

يمكننا تحديد المادة المحددة للتفاعل عن طريق حساب المادة المتفاعلة التي تنتج أقل كمية من الناتج ، على سبيل المثال ، وفقًا للمعادلة الكيميائية أعلاه ، إذا تم استهلاك 2 مول من NH_3 بالكامل فسوف ينتج عنه 1 مول من $(NH_2)_2CO$ ، بمعنى آخر إذا كان استهلاك 34.06 جرامًا من الأمونيا (2×17.03) سينتج 60.06 جرامًا من $(NH_2)_2CO$ ، الآن ، كم من $(NH_2)_2CO$ سيتم إنتاجه إذا تم استهلاك 637.2 جم من NH_3 في التفاعل؟

CHEMISTRY by: Raymond Chang & Jason Overby

لمزيد من المواضيع المختلفة في الكيمياء يرجى زيارة www.chemistrysources.com

$$\begin{array}{ccc} 34.06\text{ g } NH_3 & \rightarrow\rightarrow\rightarrow & 60.06\text{ g } (NH_2)_2CO \\ 637.2\text{ g } NH_3 & \rightarrow\rightarrow\rightarrow & ????? \end{array}$$

$$\frac{637.2\text{ g } NH_3 \times 60.06\text{ g } (NH_2)_2CO}{34.06\text{ g } NH_3} = 1124\text{ g } (NH_2)_2CO$$

If we do the same calculation with CO_2 the answer will be : 1558.4 g $(NH_2)_2CO$

إذا أجرينا نفس الحسابات باستخدام ثاني أكسيد الكربون ، ستكون الإجابة: 1558.4 جرام من اليوريا .

It follows, therefore, that NH_3 must be the limiting reactant because it produces a smaller amount of $(NH_2)_2CO$.

و عليه يمكننا القول بأن NH_3 يجب أن تكون المادة المحددة للتفاعل لأنها تنتج كمية أقل من اليوريا.

(b) Strategy We determined the moles of $(NH_2)_2CO$ produced in part (a), using NH_3 as the limiting reactant. How do we convert from moles to grams?

استراتيجية الحل: حددنا عدد مولات $(NH_2)_2CO$ التي تم انتاجها في الجزء (أ) باستخدام NH_3 كمادة محددة للتفاعل. كيف نحول من مولات إلى جرامات؟

$$\text{mass of } (NH_2)_2CO = 18.71\text{ mol } (NH_2)_2CO \times \frac{60.06\text{ g } (NH_2)_2CO}{1\text{ mol } (NH_2)_2CO} = 1124\text{ g } (NH_2)_2CO$$

Check Does your answer seem reasonable? Note that 18.71 moles of product are formed. What is the mass of 1 mole of $(NH_2)_2CO$?

التأكد من الحل: هل تبدو إجابتك معقولة؟ لاحظ أنه تم تشكيل 18.71 مول من المنتج. ما كتلة 1 مول من $(NH_2)_2CO$ ؟

(c) Strategy Working backward, we can determine the amount of CO_2 that reacted to produce 18.71 moles of $(NH_2)_2CO$. The amount of CO_2 left over is the difference between the initial amount and the amount reacted.

استراتيجية الحل: من خلال العمل للخلف ، يمكننا تحديد كمية ثاني أكسيد الكربون التي تفاعلت لإنتاج 18.71 مول من $(NH_2)_2CO$ كمية ثاني أكسيد الكربون المتبقية هي الفرق بين الكمية الأولية والكمية المتفاعلة.

Solution Starting with 18.71 moles of $(NH_2)_2CO$, we can determine the mass of CO_2 that reacted using the mole ratio from the balanced equation and the molar mass of CO_2. The conversion steps are

الحل بدءًا من 18.71 مولًا من $(NH_2)_2CO$ ، يمكننا تحديد كتلة ثاني أكسيد الكربون التي تفاعلت باستخدام النسبة المولية من المعادلة الموزونة والكتلة المولية لثاني أكسيد الكربون. خطوات التحويل هي

$$\text{grams of } CO_2 \rightarrow \text{moles of } CO_2 \rightarrow \text{moles of } (NH_2)_2CO$$

$$\text{mass of } CO_2 \text{ reacted} = 18.71\text{ mol } (NH_2)_2CO \times \frac{1\text{ mol } CO_2}{1\text{ mol } (NH_2)_2CO} \times \frac{44.01\text{ g } CO_2}{1\text{ mol } CO_2} = 823.4\text{ g } CO_2$$

The amount of CO_2 remaining (in excess) is the difference between the initial amount (1142 g) and the amount reacted (823.4 g):

كمية ثاني أكسيد الكربون المتبقية (الزائدة) هي الفرق بين الكمية الأولية (1142 جم) والكمية المتفاعلة (823.4 جم):

$$\text{mass of } CO_2 \text{ remaining} = 1142\text{ g} - 823.4\text{ g} = 319\text{ g}$$

Practice Exercise The reaction between aluminum and iron(III) oxide can generate temperatures approaching 3000°C and is used in welding metals:

تمرين : يمكن أن يؤدي التفاعل بين أكسيد الألمنيوم والحديد (III) إلى توليد درجات حرارة تقترب من 3000 درجة مئوية ويستخدم في فلزات اللحام:

$$2Al + Fe_2O_3 \rightarrow Al_2O_3 + 2Fe$$

In one process, 124 g of Al are reacted with 601 g of Fe_2O_3. (a) Calculate the mass (in grams) of Al_2O_3 formed. (b) How much of the excess reactant is left at the end of the reaction?

CHEMISTRY by: Raymond Chang & Jason Overby

لمزيد من المواضيع المختلفة في الكيمياء يرجى زيارة www.chemistrysources.com

Problem 3.86 مسـألة 86.3

Consider the reaction

لنفترض التفاعل الآتي

$$MnO_2 + 4HCl \rightarrow MnCl_2 + Cl_2 + 2H_2O$$

If 0.86 mole of MnO_2 and 48.2 g of HCl react, which reactant will be used up first? How many grams of Cl_2 will be produced?

إذا تفاعل 0.86 مول من MnO2 و 48.2 جم من HCl ، فما هي مادة التفاعل التي سيتم استهلاكها أولا ؟ كم جراما من Cl_2 سيتم إنتاجه؟

الحل

$n(MnO_2) = 0.86$ mole
$m(HCl) = 48.2$ g
$M(HCl) = 36.5$ g/mole,
$M(Cl_2) = 71$ g/mole

$n(HCl) = m(HCl) / M(HCl) = 48.2 / 36.5 = 1.32$ mole HCl

From the chemical equation: 1 mole of MnO_2 reacts with 4 moles of HCl.

Thus, 0.86 mole of MnO_2 require $4 \cdot 0.86 = 3.44$ moles of HCl to react with (but only 1.32 mole are present). This means there is deficiency of HCl in terms of amount of MnO_2, and HCl will be used up first.
From the chemical equation: 1 mole of Cl_2 is produced when 4 moles of HCl react. So, we can write the following proportion:

$$4\text{mole} \cdot 36.5 \text{ g/mole (HCl)} - 1\text{mole} \cdot 71\text{g/mole}(Cl_2)$$
$$48.2 \text{ g (HCl)} - m(Cl2)$$
$$m(Cl2) = 71 \cdot 48.2/(4 \cdot 36.5) = 23.4 \text{ g}$$

Answer: HCl will be used up first.
23.4 g of Cl_2 will be produced.

Example 3.16 مثـــال 16.3

The reaction between alcohols and halogen compounds to form ethers is important in organic chemistry, as illustrated here for the reaction between methanol (CH_3OH) and methyl bromide (CH_3Br) to form dimethylether (CH_3OCH_3), which is a useful precursor to other organic compounds and an aerosol propellant.

إن التفاعل بين الكحولات ومركبات الهالوجين لتكوين الإيثرات مهم في الكيمياء العضوية ، وكما هو موضح هنا للتفاعل بين الميثانول CH_3OH وبروميد الميثيل CH_3Br لتكوين ثنائي ميثيل إيثر CH_3OCH_3 ، وهي مادة بادئة تستخدم لصناعة المركبات العضوية الأخرى و كمادة دافعة في علب الرش.

$$CH_3OH + CH_3Br + LiC_4H_9 \rightarrow CH_3OCH_3 + LiBr + C_4H_{10}$$

This reaction is carried out in a dry (water-free) organic solvent, and the butyl lithium LiC_4H_9 serves to remove a hydrogen ion from CH_3OH. Butyl lithium will also react with any residual water in the solvent, so the reaction is typically carried out with 2.5 molar equivalents of that reagent. How many grams of CH_3Br and LiC_4H_9 will be needed to carry out the preceding reaction with 10.0 g of CH_3OH?

ويتم إجراء هذا التفاعل في مذيب عضوي جاف (خالي من الماء) ، ويعمل بيوتيل الليثيوم LiC_4H_9 على إزالة أيون الهيدروجين من CH_3OH. كما سوف يتفاعل ليثيوم بوتيل أيضًا مع أي ماء متبقي في المذيب ، لذلك يتم إجراء التفاعل عادةً باستخدام مكافئ 2.5 مول من هذه المادة. ما عدد الجرامات اللازمة من CH_3Br و LiC_4H_9 لتنفيذ التفاعل السابق باستخدام 10.0 جم من CH_3OH؟

Solution We start with the knowledge that CH_3OH and CH_3Br are present in stoichiometric amounts and that LiC_4H_9 is the excess reactant. To calculate the quantities of CH_3Br and LiC_4H_9 needed, we proceed as shown in Example 3.14.

الحل: نبدأ بمعرفة أن CH_3OH و CH_3Br موجودان بكميات متكافئة وأن LiC_4H_9 هو المتفاعل الزائد. لحساب الكميات المطلوبة من CH_3Br و LiC_4H_9 ، نتابع كما هو موضح في المثال 14.3.

$$\text{grams of } CH_3Br = 10.0 \text{ g } CH_3OH \times \frac{1 \text{ mol } CH_3OH}{32.04 \text{ g } CH_3OH} \times \frac{1 \text{ mol } CH_3Br}{1 \text{ mol } CH_3OH} \times \frac{94.93 \text{ g } CH_3Br}{1 \text{ mol } CH_3Br} = 29.6 \text{ g } CH_3Br$$

CHEMISTRY by: Raymond Chang & Jason Overby

لمزيد من المواضيع المختلفة في الكيمياء يرجى زيارة www.chemistrysources.com

$$\text{grams of } LiC_4H_9 = 10.0 \text{ g } CH_3OH \times \frac{1 \text{ mol } CH_3OH}{32.04 \text{ g } CH_3OH} \times \frac{2.5 \text{ mol } LiC_4H_9}{1 \text{ mol } CH_3OH} \times \frac{64.05 \text{ g } LiC_4H_9}{1 \text{ mol } LiC_4H_9} = 50.0 \text{ g } LiC_4H_9$$

3.10 Reaction Yield

- The theoretical yield of the reaction is the amount of product that would result if all the limiting reactant reacted.
- The theoretical yield, then, is the maximum obtainable yield, predicted by the balanced equation.
- The actual yield, or the amount of product actually obtained from a reaction is almost always less than the theoretical yield.
- There are many reasons for the difference between actual and theoretical yields. For instance, many reactions are reversible, and so they do not proceed 100 percent from left to right.
- In some reactions the products formed may react further among themselves or with the reactants to form still other products, and these additional reactions will reduce the yield of the first reaction.
- To determine how efficient a given reaction is, chemists often figure the percent yield, which describes the proportion of the actual yield to the theoretical yield. It is calculated as follows:

10.3 مردود التفاعل

- العائد النظري للتفاعل هو مقدار المادة الناتجة التي ستنتج إذا تفاعلت كل المتفاعلات المحددة.
- إذن ، العائد النظري هو أقصى عائد يمكن الحصول عليه و التي تتنبأ به المعادلة الموزونة.
- العائد الفعلي ، أو كمية المنتج التي تم الحصول عليها فعليًا من تفاعل و عادة ما تكون دائمًا تقريبًا أقل من العائد النظري.
- هناك العديد من الأسباب للاختلاف بين العوائد الفعلية والنظرية. على سبيل المثال ، العديد من التفاعلات عكوسة ، وبالتالي فهي لا تسير بنسبة 100 ٪ من اليسار إلى اليمين.
- في بعض التفاعلات ، قد تتفاعل النواتج المتكونة بشكل أكبر فيما بينها أو مع المواد المتفاعلة لتشكيل نواتج أخرى ، وستؤدي هذه التفاعلات الإضافية إلى تقليل ناتج التفاعل الأول.
- لتحديد مدى كفاءة تفاعل معين ، غالبًا ما يحدد الكيميائيون النسبة المئوية للإنتاجية ، والتي تصف نسبة العائد الفعلي إلى العائد النظري. وتحسب على النحو التالي:

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

Example 3.16 مثـــال 16.3

Titanium is a strong, lightweight, corrosion-resistant metal that is used in rockets, aircraft, jet engines, and bicycle frames. It is prepared by the reaction of titanium(IV) chloride with molten magnesium between 950°C and 1150°C:

التيتانيوم معدن قوي وخفيف الوزن ومقاوم للتآكل يستخدم في الصواريخ والطائرات والمحركات النفاثة وإطارات الدراجات. يتم تحضيره عن طريق تفاعل كلوريد التيتانيوم (IV) مع المغنيسيوم المصهور بين 950 درجة سيليزية و 1150 درجة سيليزية:

$$TiCl_4(g) + 2Mg(l) \rightarrow Ti(s) + 2MgCl_2(l)$$

In a certain industrial operation 3.54×10^7 g of $TiCl_4$ are reacted with 1.13×10^7 g of Mg. (a) Calculate the theoretical yield of Ti in grams. (b) Calculate the percent yield if 7.91×10^6 g of Ti are actually obtained.

في عملية صناعية معينة ، يتفاعل 3.54×10^7 جم من $TiCl_4$ مع 1.13×10^7 جم من Mg. (أ) احسب الناتج النظري للتيتانيوم بالجرام. (ب) احسب نسبة العائد إذا تم الحصول بالفعل على 7.91×10^6 جم من التيتانيوم.

(a) Strategy Because there are two reactants, this is likely to be a limiting reactantproblem. The reactant that produces fewer moles of product is the limiting reactant. How do we convert from amount of reactant to amount of product? Perform this calculation for each reactant, then compare the moles of product, Ti, formed.

استراتيجية الحل :نظرًا لوجود متفاعلين ، فمن المحتمل أن يكون هذا مشكلة مقيدة للتفاعل. المتفاعل الذي ينتج عددًا أقل من مولات المنتج هو المتفاعل المحدد. كيف نحول من كمية المادة المتفاعلة إلى كمية المادة الناتجة؟ قم بإجراء هذا الحساب لكل مادة متفاعلة ، ثم قارن مولات المنتج التيتانيوم المتكونة..

لمزيد من المواضيع المختلفة في الكيمياء يرجى زيارة www.chemistrysources.com

Solution Carry out two separate calculations to see which of the two reactants is the limiting reactant. First, starting with 3.54×10^7 g of $TiCl_4$, calculate the number of moles of Ti that could be produced if all the $TiCl_4$ reacted. The conversions are

الحل قم بإجراء عمليتين حسابيتين منفصلتين لمعرفة أي من المتفاعلين هو المتفاعل المحدد. أولاً ، بدءًا من 3.54×10^7 جم من $TiCl_4$ ، احسب عدد مولات التيتانيوم التي يمكن إنتاجها إذا تفاعل كل $TiCl_4$. التحويلات هي:

$$\text{grams of } TiCl_4 \rightarrow \text{moles of } TiCl_4 \rightarrow \text{moles of Ti}$$

$$\text{moles of Ti} = 3.54 \times 10^7 \text{ g } TiCl_4 \times \frac{1 \text{ mol } TiCl_4}{189.7 \text{ g } TiCl_4} \times \frac{1 \text{ mol Ti}}{1 \text{ mol } TiCl_4} = 1.87 \times 10^5 \text{ mol Ti}$$

Next, we calculate the number of moles of Ti formed from 1.13×10^7 g of Mg. The conversion steps are

بعد ذلك ، نحسب عدد مولات Ti المتكونة من 1.13×10^7 جم من Mg. خطوات التحويل هي

$$\text{grams of Mg} \rightarrow \text{moles of Mg} \rightarrow \text{moles of Ti}$$

$$\text{moles of Ti} = 1.13 \times 10^7 \text{ g Mg} \times \frac{1 \text{ mol Mg}}{24.31 \text{ g Mg}} \times \frac{1 \text{ mol Ti}}{2 \text{ mol Mg}} = 2.32 \times 10^5 \text{ mol Ti}$$

Therefore, $TiCl_4$ is the limiting reactant because it produces a smaller amount of Ti. The mass of Ti formed is

لذلك ، $TiCl_4$ هي المادة المحددة للتفاعل لأنها تنتج كمية أصغر من Ti. و كتلة Ti المتكونة هي

$$1.87 \times 10^5 \text{ mol Ti} \times \frac{47.88 \text{ g Ti}}{1 \text{ mol Ti}} = 8.95 \times 10^6 \text{ g Ti}$$

(a) Strategy The mass of Ti determined in part (a) is the theoretical yield. The amount given in part (b) is the actual yield of the reaction.

استراتيجية الحل : كتلة Ti المحددة في الجزء (أ) هي الناتج النظري. الكمية المعطاة في الجزء (ب) هي العائد الفعلي للتفاعل.

Solution The percent yield is given by

الحل تحسب نسبة المردود الفعلي كما يأتي:

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

$$= \frac{7.91 \times 10^5 \text{ g}}{8.95 \times 10^6 \text{ g}} \times 100\%$$

$$= 88.4 \%$$

Practice Exercise Industrially, vanadium metal, which is used in steel alloys, can be obtained by reacting vanadium(V) oxide with calcium at high temperatures:

تمرين : صناعيًا ، يمكن الحصول على معدن الفاناديوم و الذي يستخدم في سبائك الصلب ، عن طريق تفاعل أكسيد الفاناديوم (V) مع الكالسيوم عند درجات حرارة عالية:

$$5Ca + V_2O_5 \rightarrow 5CaO + 2V$$

In one process, 1.54×103 g of V_2O_5 react with 1.96×10^3 g of Ca. (a) Calculate the theoretical yield of V. (b) Calculate the percent yield if 803 g of V are obtained.

في عملية واحدة ، يتفاعل 1.54×10^3 جم من V_2O_5 مع 1.96×10^3 جم من الكالسيوم. (أ) احسب العائد النظري للفاناديوم (ب) احسب العائد المئوي إذا تم الحصول على 803 جم من الفاناديوم.

الحل

a. The limiting reagent is V_2O_5
b. The percent yield is 93.0%