الفصل الثاني
الحسابات الكيميائية

- ولكى يمكن دراسة المركبات الكيميائية بنجاح في المختبر، فانه يجب ان يكون لدى الدارس معرفة بالعلاقات الكمية بين المواد الداخلة في التفاعلات الكيميائية.
- وعبارة قياس الاتحاد العنصري stoichiometry
- هي المصطلح الذي يشير الى المظاهر الكمية للتركيب والتفاعل الكيميائيين. وسنرى في هذا الفصل كيف يتم تعيين الصيغ الكيميائية، وكيف يستفاد من المعادلات الكيميائية في احتساب الكيات المناسبة للمواد المتفاعلة التي يجب خلطها مع بعضها بعضا لكي نحصل على تفاعل تام–

The Mole المول

- 1atom C + 1 atom O $\rightarrow$ 1 molecule CO
- 1 dozen C + 1 dozen O $\rightarrow$ 1 dozen CO
- (12 atoms C) (12atoms O) (12 atoms CO)

- لذلك يجب ان نوجد وحدة اكبر. وتعرف (دزينة الكيميائي) بالمول (ويرمز لها mol)
- . وهي تتكون من 6.022×10^{23} شيئا
- هذا العدد يسمى بعدد افوجادور (Avogadro's number)
.

- 1 dozen =12 objects
- 1 mol = 6.022×10^{23} objects

- ونفس الاستنتاج الذى استعملناه مع الدزينة يمكن تطبيقه على المول . فالمول ببساطة هو صندوق أكبر :

- $1\ mol\ C + 1\ mol\ O \longrightarrow 1\ mol\ CO$

(6.022×10^{23} atoms C) **(6.022×10^{23} atoms O)** **(6.022×10^{23} molecules CO)**

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

- 2–جزيئ هيدروجين و جزيئ أوكسيجين ينتج عنهما 2– جزيئ ماء

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

2 formula units Al_2O_3 form 4 atoms Al

and 3 molecules O_2

$$2Na + 2H_2O \rightarrow 2NaOH + H_2$$

انظر اليها بوجه مختلف

- $2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$

- 2 x (6.02×10^{23}) molecules of hydrogen and 1 x (6.02×10^{23}) molecules of oxygen form 2 x (6.02×10^{23}) molecules of water.

- 2 moles of hydrogen and 1 mole of oxygen form 2 moles of water.

- والشيء الهام الذي يجب ان نلاحظه هو ان النسب العددية البسيطة التي تنطبق على الذرات المنفردة والجزيئات تنطبق ايضا وبالكيفية نفسها على اعداد مولات الذرات والجزيئات. اى ان كل شيء يتزايد ببساطة بنفس المعامل، فمثلا، نحن نعلم أنه لتكوين رابع كلوريد الكربون CCl_4
- $1atom\ C + 4atoms\ Cl \longrightarrow 1molecule CCl_4$
- نستطيع في الحال تكبير هذا الى مولات
- $1mol\ C + 4mol\ Cl \longrightarrow 1mol\ CCl_4$
- إن النسبة الي تتفاعل بها مولات المواد هى نفسها كالنسبة التي تتفاعل بها ذراته

المول

- المول الواحد من الذرات او الجزيئات مقدار كبير بدرجة كافية للتعامل معه عمليا
- وهو وحدة كيميائية اذ ان المولات تتفاعل بنفس النمسب كالذرات والجزيئات.
- لذلك يجب ان نتوصل لطريقة لترجمة مفهوم المول الى وحدات مخبرية يمكن قياسها مباشرة في الختبر.

- فالمول يتكون من 6.022×10^{23} شيئا. ولقد اختير هذا الرقم الغريب لان وزنه من ذرات اى عنصر بالجرام يساوى عدديا الوزن الذرى للعنصر. فمثلاً
- الوزن الذرى للكربون يساوي 12.011u

الوزن الذرى للاوكسيجين يساوى 15.9994u

1 مول = الوزن الذري بالجرام

- 1 mol C = 12.011 g C
- 1 mol O = 15.9994 g O
- 1 mol Cl = 35.453 g Cl

باستخدام مقياس المولات

- $2\ Al_2O_3 \rightarrow 4Al + 3O_2$
- $2Na + 2H_2O \rightarrow 2NaOH + H_2$

- المعاملات (الأعداد على يسار العناصر أو المركبات في المعادلة) تدلنا على عدد المولات لكل نوع

بمقياس الكتلة

- We can check using moles

- $2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$

$$2 \text{ moles } H_2 \left(\frac{2.02 \text{ g } H_2}{1 \text{ moles } H_2} \right) = 4.04 \text{ g } H_2$$

$$1 \text{ moles } O_2 \left(\frac{32.00 \text{ g } O_2}{1 \text{ moles } O_2} \right) = 32.00 \text{ g } O_2$$

36.04 g H_2O

بمقياس الكتلة

- $2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$

$$2 \text{ moles } H_2O \left(\frac{18.02 \text{ g } H_2O}{1 \text{ mole } H_2O} \right) = 36.04 \text{ g } H_2O$$

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

$$4.04 \text{ g } H_2 + 32.00 \text{g } O_2 = 36.04 \text{ g } H_2O$$

تمرين

- بين أن المعادلة التالية تحقق قانون ثبات الكتلة .

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

التحويل بين المولات

- $2\,Al_2O_3 \rightarrow 4Al + 3O_2$
  - كل مرة نستخدم 2 مول من Al_2O_3 ننتج 3 مول O_2

$$\left(\frac{2 \text{ moles } Al_2O_3}{3 \text{ mole } O_2}\right) \quad \text{or} \quad \left(\frac{3 \text{ mole } O_2}{2 \text{ moles } Al_2O_3}\right)$$

التحويل بين المولات

- كم عدد مولات الأوكسيجين الناتجة عندما تتفكك 3.34 مول من Al_2O_3 ؟
- $2\ Al_2O_3 \rightarrow 4Al + 3O_2$

$$3.34\ \text{moles } Al_2O_3 \left(\frac{3\ \text{mole } O_2}{2\ \text{moles } Al_2O_3} \right) = 5.01\ \text{moles } O_2$$

تمرین

- $2C_2H_2 + 5\ O_2 \rightarrow 4CO_2 + 2\ H_2O$
- If 3.84 moles of C_2H_2 are burned, how many moles of O_2 are needed?
- How many moles of C_2H_2 are needed to produce 8.95 mole of H_2O?
- If 2.47 moles of C_2H_2 are burned, how many moles of CO_2 are formed?

الأوزان الجزيئية

- الوزن الجزيئي = مجموع الأوزان الذرية المكونة للجزيئ .
- مثال : CO_2
- C 1x12.0 u = 12.0 u
- 2O 2x 16.0 u = 32.0 u
- CO_2 total = 44.0 u

- الوزن الجزيئي للمركب بالجرام = 1 مول

كربونات الصوديوم Na_2CO_3 مركب صناعي هام .

أ) ما هي كتلة 0.250 مول من كربونات الصوديوم ؟

ب) ما عدد مولات كربونات الصوديوم في 132جرام ؟

الحل :

نحتاج الوزن الجزيئي (الصيغي) ونحسبه من الأوزان الذرية لعناصرها :(2Na , 1C, 2O)

2x23 + 1x12 + 3x16 = 106

أ) تحويل 0.250 مول Na_2CO_3 الى جرامات .

1- كل 1 مول كربونات الصوديوم =106جرام (الوزن الجزيئي)

اذن 0.250مول كم تساوي ؟

$$0.250\ mol\ Na_2CO_3 \times (106g\ Na_2CO_3 / 1mol\ Na_2CO_3) =$$

$$26.5\ g\ Na_2CO_3$$

ب) لتحويل الجرامات الى مولات

$$132.0g\ Na_2CO_3 \times (1\ mol\ Na_2CO_3 / 106.0g\ Na_2CO_3) =$$

$$1.25\ mol\ Na_2CO_3$$

$$162gCu = \frac{2.55x63.5}{1} = Cugm$$

مثال

- كم عدد جرامات Cu الموجودة في 2.55 مول من Cu ؟
- الحل
- من جدول الاوزان الذرية: 1 mol Cu = 63.5 g Cu
- كل 1 مول Cu= 63.5 جم
- اذن 2.55مول Cu = كم ؟ جرام

$$g162 = \frac{2.55x63.5}{1} = Cug$$

حساب الكتلة في المعادلات الكيميائية
Mass in Chemical Reactions

How much do you make? كم تكون

How much do you need?كم من المادة تحتاج

لايمكن قياس المولات بالمختبر

- ماذا يمكن ان نفعل?
- يمكن تحويل الجرامات الى مولات.
- الجدول الدوري
- ثم نستخدم الحساب باستخدام المولات.
- يجب ان يكون لديك معادلة موزونة
- ثم تحويل المولات الى جرامات.
- الجدول الدوري

مثال...

- If 10.1 g of Fe are added to a solution of Copper (II) Sulfate, how much solid copper would form?
- $Fe + CuSO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + Cu$
- $2Fe + 3CuSO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + 3Cu$

$$10.1\ g\ Fe \left(\frac{1\ mol\ Fe}{55.85\ g\ Fe} \right) = 0.181\ mol\ Fe$$

$$2Fe + 3CuSO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + 3Cu$$

$$0.181 \text{ mol Fe} \left(\frac{3 \text{ mol Cu}}{2 \text{ mol Fe}} \right) = 0.272 \text{ mol Cu}$$

$$0.272 \text{ mol Cu} \left(\frac{63.55 \text{ g Cu}}{1 \text{ mol Cu}} \right) = 17.3 \text{ g Cu}$$

أمثلة أخرى

- How many grams of Mg are needed to make 9.3 g of Si?
- $SiCl_4 + 2Mg \rightarrow 2MgCl_2 + Si$

- How many grams of $SiCl_4$ are needed to make 9.3 g of Si?
- How many grams of $MgCl_2$ are produced along with 9.3 g of silicon?

مثال

- The U. S. Space Shuttle boosters use this reaction
- $3\ Al(s) + 3\ NH_4ClO_4 \rightarrow Al_2O_3 + AlCl_3 + 3\ NO + 6H_2O$
- How much Al must be used to react with 652 g of NH_4ClO_4 ?
- How much water is produced?
- How much $AlCl_3$?

النسبة المئوية للتركيب

- النسبة المئوية للتركيب هي عملية حسابية بسيطة جدا وهي النسبة المئوية لكتلة كل عنصر في المركب.
- ==========

- مثال
- ما هي النسبة المؤية لتركيب الكلوروفورم $CHCl_3$ ؟
- الحل : الخطوة الأولى
- كتلة مول واحد من $CHCl_3$ من الوزن الجزيئي .
- (12.01 + 1.008 + 3x35.45 = 119.37 g)

النسبة المئوية للتركيب

$$\%X = \frac{mass(X)}{mass_of_compound} x100$$

$$\%C = \frac{12.01gC}{119.37gCHCl_3} x100 = 10.06\%C$$

$$\%H = \frac{1.008gH}{119.37gCHCl_3} x100 = 0.844\%H$$

$$\%Cl = \frac{106.35gCl}{119.37gCHCl_3} x100 = 89.09\%Cl$$

$$total\% = 100.00$$

النسبة المئوية للتركيب

- اذا أردنا حساب النسبة المؤية بالكتلة نطبق القانون التالي

$$\%by_mass = \frac{mass_of_part}{mass_of_whole} x100$$

مثال

- احسب كتلة الحديد (Fe) في عينة من صدأ الحديد، Fe2O4 كتلتها 10.0جم ؟
- الحل : 1 مول Fe = 55.85 جم Fe
- 1 مول Fe_2O_3 = 159.7 جم Fe_2O_3
- Fe_2O_3 = 2Fe ← اذن كتلة Fe في المركب هي

$$\frac{mass_of_Fe}{mass_of_Fe_2O_3} = \frac{2x(55.85)g_Fe}{159.7g_Fe_2O_3}$$

$$10g_Fe_2O_3x(\frac{117.7g_Fe}{159.7g_Fe_2O_3}) = 6.99g_Fe$$

الصيغ الكيميائية

- تشمل إلتركيب العنصرى
-
- الاعداد النسبية لكل نوع من الذرات الموجودة في المركب
- الاعداد الحقيقية لكل نوع من الذرات الموجودة في المركب
- تركيب المركب.
-

الصيغ الكيميائية

- أقسامها
- 1- الصيغة الأولية :
- هي الصيغة الني تعطي بشكل مبسط النسبة بين اعداد ذرات كل عنصر موجود في وحدة الصيغة .

- الصيغ التالية أولية وهي :
- H_2O , CO, CH_2, NaCl

الصيغ الكيميائية

- 2- الصيغة الجزيئية :
- هي الصيغة التي تبين الاعداد الحقيقية لكل نوع من الذرات الموجودة في جزيء من المادة .
- الوزن الجزيئي دائما هو مضاعف صحيح للوزن الأولي
- H_2O صيغة جزيئية (وهي أولية أيضاً)
- C_2H_4 صيغة جزيئية (CH_2 صيغة اولية للمركب C_2H_4)

- الصيغة الأولية (CH_2) تكون صيغة جزيئية لكل من CH_2, C_2H_4, C_3H_6, C_4H_8.....

Other Fun Stuff

46.07 g contains -

2(12.01) = 24.02 g of carbon

1(16.00) = 16.00 g of oxygen

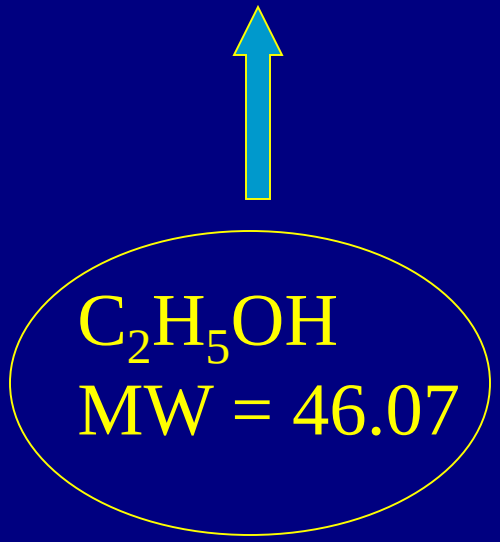
6(1.008) = 6.05 g of hydrogen

1 molecule contains -

2 carbon atoms

1 oxygen atom

6 hydrogen atoms



1 mole contains -

2 moles of carbon atoms

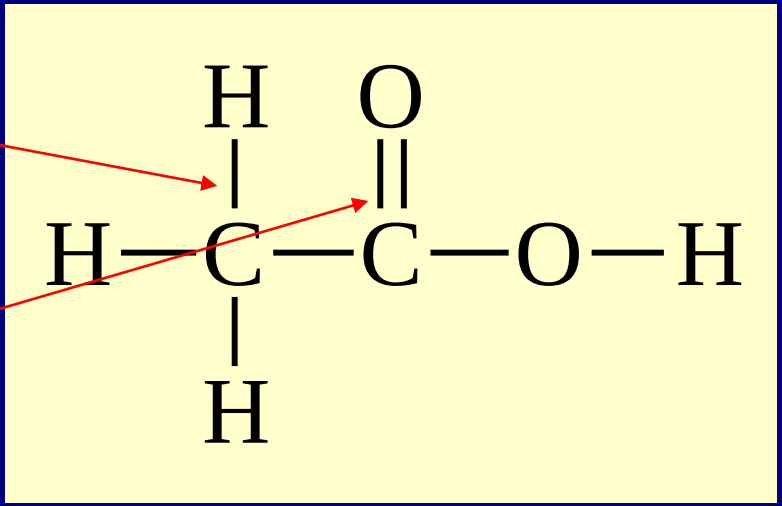
1 mole of oxygen atoms

6 moles hydrogen atoms

الصيغ الكيميائية

- 3- الصيغة البنائية (التركيبية) :
- هي الصيغة التي تبين طريقة ترابط الذرات بينها في الصيغة

الخطوط الواصلة بين الذرات تسمى بالروابط الكيميائية



كيف نحسب الصيغة الأولية ؟

- للحصول على الصيغة الأولية لمركب يجب ان نعين عدد مولات كل من عناصره الموجودة في عينة معينة
- ==========
- لتعيين الصيغة الأولية نقوم بالخطوات التالية:
- 1- تعيين مولات العناصر في العينة
- 2- نضع العناصر بشكل نسبة مولات x:y:z
- 3- نقسم على أصغر رقم بين النسب
- 4- نأخذ الأرقام الصحيحة فقط ما عدا الرقم المحتوي كسر 0.5 فتضاعف كل النسب

كيف نحسب الصيغة الأولية ؟

- مثال 1
- عينة من غاز بني اللون وجد انها تحتوى على 2.34جم من N و 5.34جم O فما هي ابسط صيغة للمركب؟
- الحل
- 1- حساب مولات العناصر في العينة

$$\text{عدد المولات} = \frac{\text{وزن العينة}}{\text{الوزن الذري}}$$

$$\frac{2.34g_N}{14.0} = 0.167mol_N$$

$$\frac{5.34g_O}{16.0} = 0.334mol_O$$

كيف نحسب الصيغة الأولية ؟

- 2- نضع العناصر على شكل نسبة=

N : O

0.167 mol : 0.334 mol

- 3- القسمة على أصغر عدد مولات

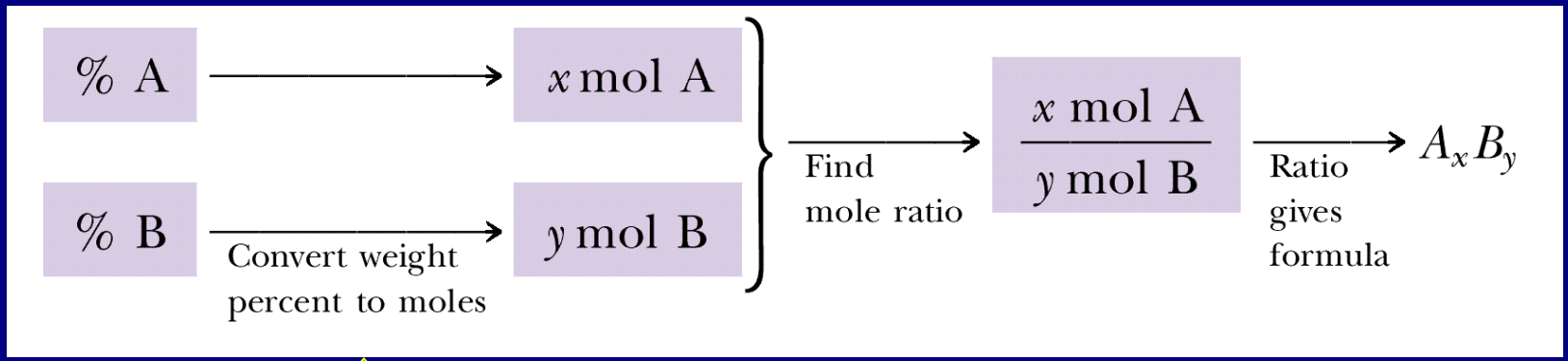
$$N = \frac{0.167}{0.167} : O = \frac{0.334}{0.167}$$

- الصيغة الأولية

$$\left(\mathrm{N}_1 \ : \ \mathrm{O}_2\right) = NO_2$$

Calculating Empirical Formulas

Formulas of unknown compounds are determined from the percent composition of each element by mass.



Assume 100 g and divide by atomic weight

Divide by fewest number of moles

مثال

- مركب مكون من الكبريت والأوكسيجين .وجد ان النسبة الوزنية للكبريت 69.6% ووزنه الذري (الكتلة المولية) 184 جم /مول .ما هي الصيغة الأولية .؟
- الحل :
- النسبة الوزنية للأوكسيجين 100%-69.6% = 30.4
- اذن نسبة كل من S : O
- 30.4 : 69.6

تحويل الجرامات الى مولات = وزن المادة / الوزن الذري للمادة

$$\frac{30.4}{32.04} = 1 : \frac{69.6}{16} = 4$$

اذن الصيغة الأولية هي SO_4

مثال

- سائل عديم اللون يستعمل في محركات الصواريخ صيغته الأولية NO_2 ووزنه الجزيئي(92.0) فما صيغته الجزيئية ؟

==========

- الحل : الوزن الجزيئي للصيغة الأولية = 46.0
- عدد مرات تكرار الصيغة الأولية لنحصل على الصيغة الجزيئية = بقسمة الوزن الجزيئي على الوزن الأولي

$$\frac{92.0}{46.0} = 2$$

فيكون الوزن الجزيئي هو $N_2O_4=2(NO_2)$ رابع اكسيد ثنائي النيتروجين للتأكد من الجواب احسب الوزن الجزيئي

2x14 + 4x16 =92.0

موازنة المعادلة الكيميائية

- تصف ماذا يحدث في التفاعل الكيميائي
- مواد متفاعلة ←——— مواد ناتجة
- المعادلة يجب أن تكون متوازنة
- حيث تكون الأعداد متساوية من كل الأنواع في كلا الطرفين

وزن المعادلة

$$CH_4 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$$

مواد متفاعلة

Reactants

النواتج

Products

1	C	1
4	H	2
2	O	3

وزن المعادلة

$$CH_4 + O_2 \rightarrow CO_2 + 2\,H_2O$$

مواد متفاعلة

Reactants

النواتج

Products

1 C 1

4 H ~~2~~ 4

2 O 3

وزن المعادلة

$$CH_4 + O_2 \rightarrow CO_2 + 2\,H_2O$$

مواد متفاعلة
Reactants

النواتج
Products

1	C	1	
4	H	2	4
2	O	3	4

وزن المعادلة

$$CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O$$

مواد متفاعلة
Reactants

النواتج
Products

1	C	1	
4	H	~~2~~	4
~~4~~	~~2~~	O	3	4

مثال

- أوزن المعادلة التالية

$$C_8H_{18} + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$$

8	C	1
18	H	2
2	O	3

مثال

- أوزن المعادلة التالية

- $C_8H_{18} + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$

- 8 C 1 8
- 18 H 2 9
- 2 O 3

مثال

- أوزن المعادلة التالية

$$C_8H_{18} + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$$

8	C	1	8
18	H	2	9
12.5	2	O	3

مثال

- أوزن المعادلة التالية

- $C_8H_{18} + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$

		8	C	1	8
		18	H	2	9
25	12.5	2	O	3	50

مثال

- أوزن المعادلة التالية

- $C_8H_{18} + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$
- 16 8 C 1 8 16
- 36 18 H 2 9 18
- 25 12.5 2 O 3 50
- ---
- $2\ C_8H_{18} + 25\ O_2 \rightarrow 16\ CO_2 + 18\ H_2O$

اختصارات مهمة

- (s) ↓ تصف المادة في الحالة الصلبة
- (g) تصف المادة في الحالة الغازية
- (aq) تصف المادة في حالة محلول مائي
- heat تسخين

- Δ حرارة

- Catalyst عامل مساعد

تمرین

- $Ca(OH)_2 + H_3PO_4 \rightarrow H_2O + Ca_3(PO_4)_2$
- $Cr + S_8 \rightarrow Cr_2S_3$
- $KClO_3(s) \rightarrow Cl_2(g) + O_2(g)$
- Solid iron(III) sulfide reacts with gaseous hydrogen chloride to form solid iron(III) chloride and hydrogen sulfide gas.
- $Fe_2O_3(s) + Al(s) \rightarrow Fe(s) + Al_2O_3(s)$

ماذا يعني هذا ؟

- المعادلة الموزونة تصف تفاعلا بالجزيئات أو بالذرات
- وليس بالجرامات
- التفاعل الكيميائي ممكن بالجزيئات
- او بالمولات

حسابات مبنية على معادلات كيميائية

- بمعرفة كمية أي من المتفاعلات او النواتج سنعرف كميات االمواد الأخرى للتفاعل

- باستخدام معاملات التحويل التالية
  - الكتلة المولية للتحويل من (جم –الى مولات)
  - المعادلة الموزونة للتحويل من (مول –الى مول)

مثال

- هناك طريقة لإنتاج $O_{2(g)}$ وذلك من خلال احراق كلورات البوتاسيوم $K(ClO_3)_2$ الى كلوريد البوتاسيوم KCl_2 والأوكسيجين .
-
- عينة من كلورات البوياسيوم 25.5 جرام احترقت .
- كم عدد مولات $O_2(g)$ ستنتج ؟
- كم جرام ينتج من كلوريد البوتاسيوم KCl_2؟
- كم جرام من الأوكسيجين O_2 نتج ؟

الحل

- 1- اكتب المعادلة موزونة :
- $K(ClO_3)_2 \longrightarrow KCl_2 + 3O_2(g)$
- أ) المعلومات الموجودة = 25.5جم كلورات بوتاسيوم
- ==========
- الخطوة الأولى : تحويل الجرامات الى مولات
- عدد مولات كلورات بوتاسيوم = $\frac{25.5}{206} 0.124mol$
- من المعادلة : كل 1مول $K(ClO_3)_2$ --- 3مول O_2
- اذن 0.124مول كم مول تعطينا من O_2

$$\frac{0.124molx3mol}{1mol} = 0.372mol.O_2$$

مثال

- كم جرام من المواد المتفاعلة تحتاج لإنتاج 15 جرام من الحديد Fe من التفاعل التالي .
- $Fe_2O_3(s) + 2Al(s) \rightarrow 2\ Fe(s) + Al_2O_3(s)$

مثال

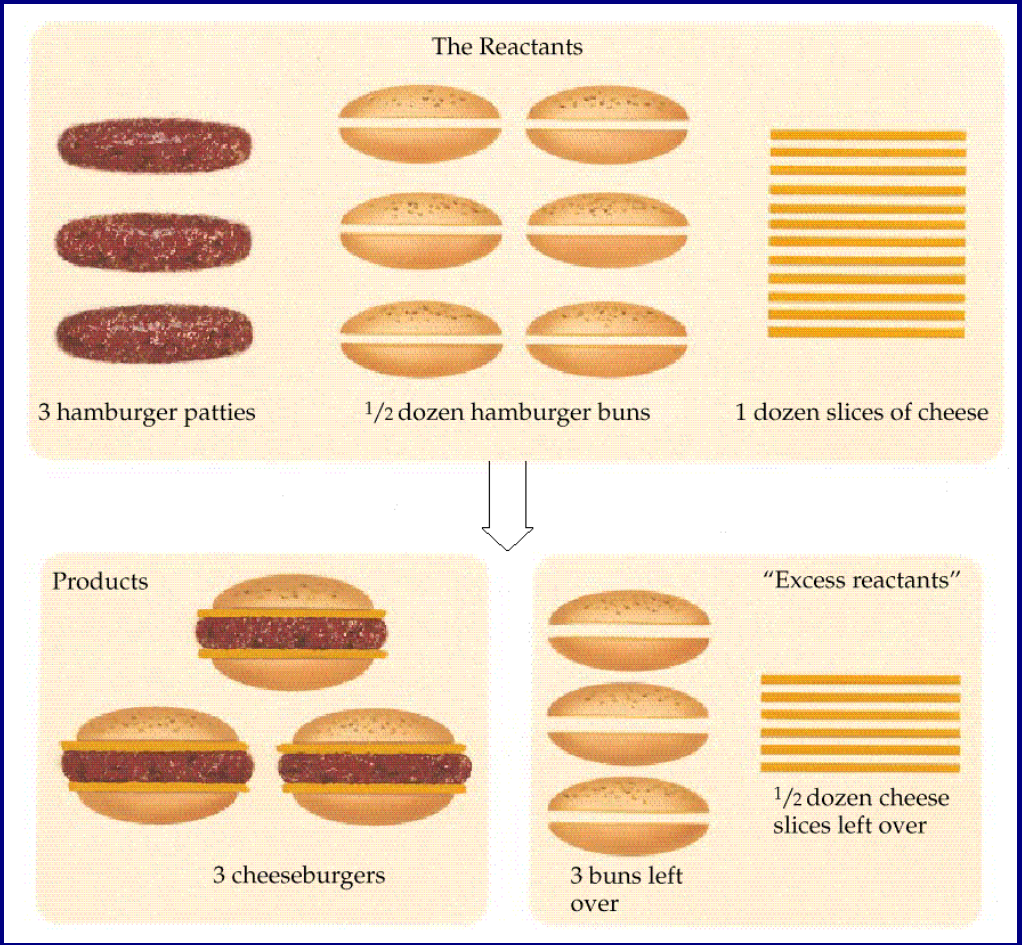
- $K_2PtCl_4(aq) + NH_3(aq) \rightarrow Pt(NH_3)_2Cl_2\ (s) + KCl(aq)$
  - ما هي كتلة $Pt(NH_3)_2Cl_2$ التي ممكن ان تنتج من 65جم من K_2PtCl_4 ؟
  - كم جرام من KCl سوف ينتج ؟
  - كم جرام من NH_3 سنحتاج للتفاعل ؟

الناتج
Yield

كم من النواتج ممكن ان ينتج التفاعل الكيميائي

Limiting Reagent المادة المحددة للتفاعل–

المادة المتفاعلة والتي تنتهي اولاً في تفاعل كيميائي تاركاً باقي المواد والتي لم تتفاعل



حساب محدد التفاعل
Limiting Reagent Calculations

$$x\,A + y\,B \rightarrow \text{product}$$

Mass of reactant A ⟶ moles of A

Mass of reactant B ⟶ moles of B

$$\longrightarrow \frac{\text{moles of A available}}{\text{moles of B available}}$$

- If (mol A available/mol B available) is *greater than x/y,* then A is in excess and B is the limiting reactant.
- If (mol A available/mol B available) is *less than x/y,* then B is in excess and A is the limiting reactant.

حساب محدد التفاعل

Limiting Reagent Calculations

$$x\,A + y\,B \rightarrow \text{product}$$

التفاعل (B) محدد $\leftarrow \frac{X}{Y} < \frac{\text{مولات A}}{\text{مولات B}}$

التفاعل (A) محدد $\leftarrow \frac{X}{Y} > \frac{\text{مولات A}}{\text{مولات B}}$

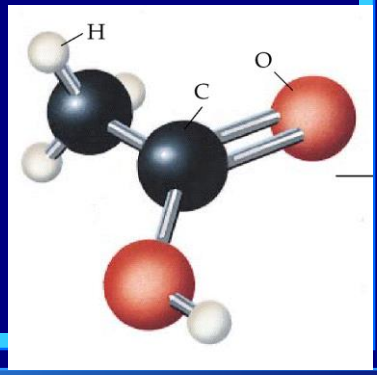
مثال

اذا تم خلط 356 جم من CO مع 65.0جم H_2 .

من هو محدد التفاعل ؟ كم من الميثانول ينتج ؟

كم جرام من المادة الغير متفاعلة يتبقى بعد استهلاك المادة المحددة ؟ الوزن الذري : C=12 , H=1, O=16

$$CO_{(g)} + 2\,H_{2(g)} \rightarrow CH_3OH$$



الحل

$$CO(g) + 2\,H_2(g) \rightarrow CH_3OH$$

- 1) حساب عدد المولات
- عدد مولات CO = 12.7مول
- عدد مولات H_2 = 32.5مول
- $\frac{12.7}{32.5} = 0.39 >$ او $<$ من $\frac{1}{2} = 0.5$
- اذن محدد التفاعل هو = CO

حساب النسبة المؤية للناتج Percent Yield

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

Actual yield الناتج الحقيقي = مقدار الناتج المقاس
quantity of product actually obtained

Theoretical yield الناتج النظري = مقدار الناتج المفترض
quantity of product predicted by stoichiometry

Limiting Reagent

- Reactant that determines the amount of product formed.
- The one you run out of first.
- Makes the least product.
- Book shows you a ratio method.
- It works.
- So does mine

Limiting reagent

- To determine the limiting reagent requires that you do two stoichiometry problems.
- Figure out how much product each reactant makes.
- The one that makes the least is the limiting reagent.

Example

- Ammonia is produced by the following reaction

$$N_2 + H_2 \rightarrow NH_3$$

What mass of ammonia can be produced from a mixture of 100. g N_2 and 500. g H_2 ?

- How much unreacted material remains?

Excess Reagent

- The reactant you don't run out of.
- The amount of stuff you make is the yield.
- The theoretical yield is the amount you would make if everything went perfect.
- The actual yield is what you make in the lab.

Percent Yield

- % yield = $\frac{\text{Actual}}{\text{Theoretical}} \times 100\%$
- % yield = $\frac{\text{what you got}}{\text{what you could have got}} \times 100\%$

Examples

- Aluminum burns in bromine producing aluminum bromide. In a laboratory 6.0 g of aluminum reacts with excess bromine. 50.3 g of aluminum bromide are produced. What are the three types of yield.

Examples

- Years of experience have proven that the percent yield for the following reaction is 74.3%

$$Hg + Br_2 \rightarrow HgBr_2$$

If 10.0 g of Hg and 9.00 g of Br_2 are reacted, how much $HgBr_2$ will be produced?

- If the reaction did go to completion, how much excess reagent would be left?

Examples

- Commercial brass is an alloy of Cu and Zn. It reacts with HCl by the following reaction $Zn(s) + 2HCl(aq) \rightarrow ZnCl_2\ (aq) + H_2(g)$
  Cu does not react. When 0.5065 g of brass is reacted with excess HCl, 0.0985 g of $ZnCl_2$ are eventually isolated. What is the composition of the brass?