كلية العلوم

القسم : **الكيمياء**

السنة : **الاولى**

المادة : كيمياء عامة١

المحاضرة : الثانية/نظري/

{{ مكتبة A to Z }}

Facebook Group : مكتبة A to Z

كلية العلوم ، كلية الصيدلة ، الهندسة التقنية

2026

يمكنكم طلب المحاضرات برسالة نصية (SMS) أو عبر(What's app-Telegram)على الرقم 0931497960

الفصل الثاني

كمية المادة والمولات

الصيغ الكيميائية والمعادلات الكيميائية

والحسابات الكيميائية

1-2 كتل الذرات والجزيئات

1-1-2 الكتلة الذرية النسبية A_r

لذرات العناصر المختلفة كتل مختلفة. وعند القيام بالحسابات الكيميائية يلزمنا معرفة مدى ثقل ذرة مقارنة بأخرى. إن كتلة ذرة وحيدة هي من الصغر بحيث يستحيل وزنها مباشرة. للتغلب على هذه المشكلة. يلزمنا وزن الكثير من الذرات ثم نقارن هذه الكتلة بكتلة العدد نفسه من ذرات معيارية. لقد اختار العلماء استعمال النظير كربون 12 معيارا بعد استخدام الأوكسجين لفترة كما ذكرنا سابقا. لقد أعطي كتلة تعادل بالضبط 12 واحدة . ويجري إيجاد كتلة الذرات الأخرى بمقارنة كتلتها بكتلة ذرات الكربون 12 ، وتسمى هذه الكتلة بالكتلة الذرية النسبية A_r .

ونخلص إلى تعريف الكتلة الذرية النسبية : وهي الكتلة الوسطية الموزونة للذرات الموجودة طبيعياً لعنصر على سلم يكون فيه لذرة الكربون 12 كتلة تعادل بالضبط 12 واحدة .

نستعمل الكتلة الوسطية لذرة من عنصر بعينه لأن معظم العناصر هي مزائج للعديد من النظائر. على سبيل المثال الكتلة الذرية النسبية الدقيقة للهيدروجين هي 1.0079 ، وهي قيمة قريبة جداً من الواحد ومعظم الجداول الدورية تعطي A_r للهيدروجين على أنها 0.1 ،غير أن لبعض عناصر الجدول الدوري قيماً ليست أعداد صحيحة. فمثلاً للكلور هي 35.5 ، وذلك لأن للكلور نظيرين ، في عينة من الكلور يشكل الكلور 35 نحو ثلاثة أرباع ذرات الكلور ويشكل الكلور 37 نحو الربع .

2-1-2 الكتلة النظيرية النسبية:

النظائر هي ذرات لنفس العنصر لها العدد ذاته من البروتونات ولكن بأعداد مختلفة من النترونات . يمثل عدد النيوكليونات (العدد الكلي للنترونات والبروتونات في الذرة) بعدد مكتوب في أعلى ويسار رمز العنصر مثلا ^{20}Ne نستعمل مصطلح الكتلة النظرية النسبية للدلالة على كتلة نظير معين لعنصر على سلم يكون فيه للكربون 12 كتلة تعادل 12 واحدة بالضبط . فمثلا تكون الكتلة النظيرية النسبية للكربون 13 هي 13.00 فإذا كنا نعلم الوفرة الطبيعية لكل نظير لعنصر ما والكتل النظيرية الموافقة .أمكننا حساب الكتلة الذرية النسبية للعنصر بدقة ، ولإيجاد المعطيات الازمة لذلك نستعمل جهازاً يسمى مطياف الكتلة .

3-1-2 الكتلة الجزيئية النسبية M_r .

إن الكتلة الجزيئية النسبية لمركب M_r هي الكتلة النسبية لجزيء واحد من المركب على سلم يكون فيه للنظير كربون -12 كتلة قدرها 12 واحدة تماماً . نحصل على الكتلة الجزيئية النسبية بجمع الكتل الذرية النسبية لكل الذرات الموجودة في الجزيء.

مثلاً الميتان : يمكن ايجاد الكتلة الجزيئية النسبية له كما يلي .

الصيغة : CH_4

الذرات الموجودة : $1 \times C$ ، $4 \times H$

M_r للميتان : $(1 \times 12.0) + (4 \times 1.0) = 16$

4 -1-2 كتلة الصيغة النسبية

بالنسبة إلى المركبات الحاوية على أيونات نستعمل مفهوم كتلة الصيغة النسبية . ويجري حسابها بالطريقة نفسها المستعملة لحساب الكتلة الجزيئية النسبية . تعطى أيضاً الرمز نفسه M_r

مثلاً في حالة هيدروكسيد المغنيزيوم :

الصيغة $Mg(OH)_2$

الأيونات الموجودة $1 \times Mg^{+2}$, $2\ (\ OH^-\ )$

M_r لهيدروكسيد الصوديوم $= (1 \times 24.3) + (2 \times (16.0 + 1)\ )$

$= 58.3$

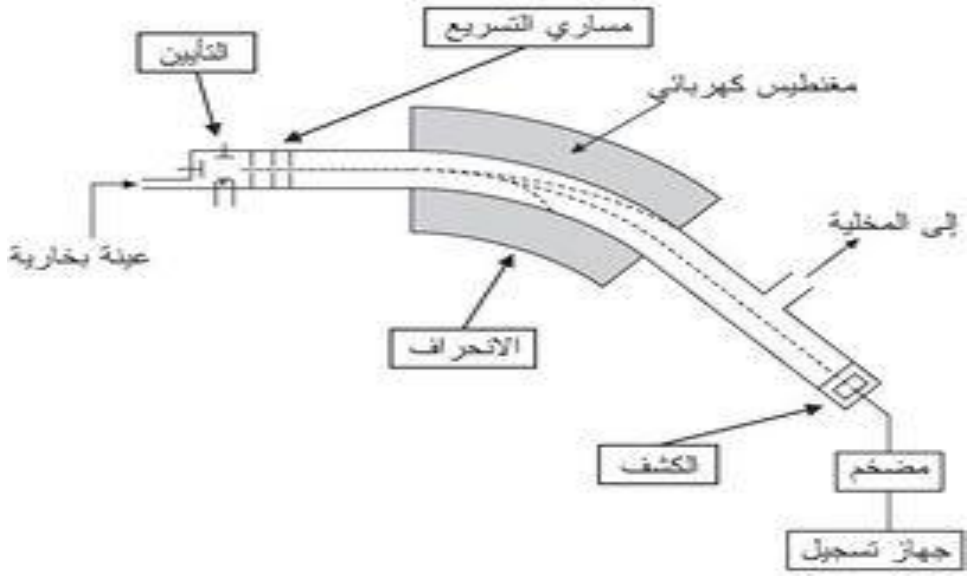
2 - 2 الكتل الذرية النسبية الدقيقة

2-2- 1 مطياف الكتلة

يستعمل مطياف الكتلة (الشكل 1.2) لقياس الكتلة لكل نظير موجود في عنصر ما . كما يقارن أيضاَ الكميات المتوافرة من كل نظير _ الوفرة النسبية .

الشكل 1.2

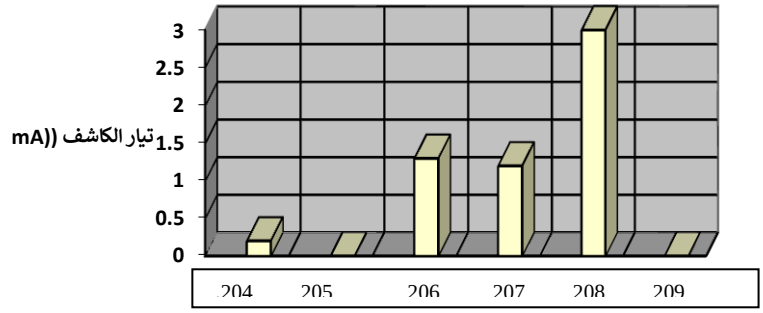
و يظهر الشكل 2.2 مخططاَ مبسطاَ لمقياس الطيف. لا يتوقع منك أن تعرف تفاصيل عمل مقياس الكتلة. ولكن من المفيد فهم كيفية الوصول إلى النتائج.



الشكل2 .2

يجري تحويل ذرات العنصر في العينة المتبخرة إلى أيونات، ثم يصل تيار الأيونات إلى مكشاف بعد حرفها بحقل مغناطيسي قوي . وكلما ازدادت شدة الحقل المغناطيسي ، كلما ازداد وصول أيونات النظائر الأكثر ثقلاً إلى المكشاف . ويكون المكشاف موصولاً بحاسب يظهر طيف الكتلة الذي يبين الوفرة النسبية على المحور الشاقولي ونسبة كتلة الأيون إلى شحنته (m/e) على المحور الأفقي .

يظهر (الشكل 3.2) طيف كتلة نموذجي لعينة من الرصاص .



الشكل 3.2

كما يظهر في الجدول 1.2 كيفية تفسير المعطيات .

الكتلة النظيرية	الوفرة النسبية %
204	2
206	24
207	22
208	52

تعطي قيم m/e في حال الأيونات المشحونة إيجابياً شحنة فردية عدد النيوكليونات في النظير الذي جرى كشفه .و يبين الجدول 1 .2 الخاص بالرصاص أن 52% من الرصاص هو النظير ذي الكتلة النظيرية 208 . والباقي هو من الرصاص 204 ,(2%) والرصاص , 206 (24%) والرصاص 207 (22%) .

2-2-2 تحديد A_r من أطياف الكتلة

تستعمل المعطيات التي نحصل عليها من مطياف الكتلة لحساب الكتلة الذرية النسبية لعنصر بدقة بالغة، و لحساب الكتلة الذرية النسبية نتبع الطريقة التالية :

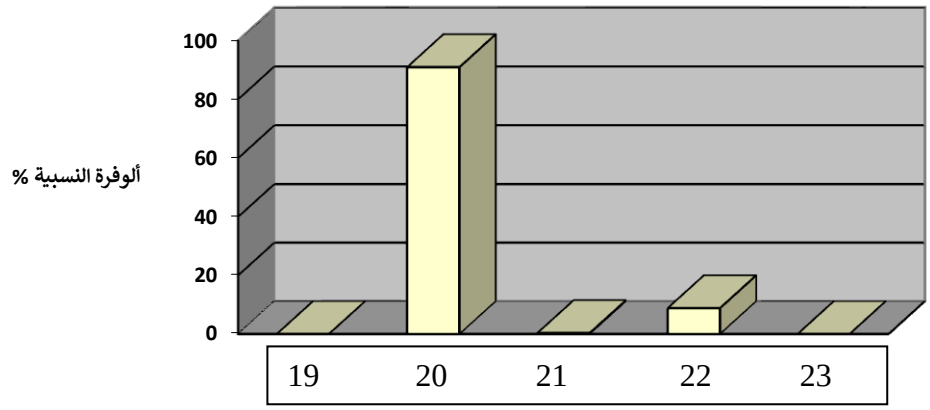
نضرب كل كتلة نظيرية بالنسبة المئوية لوفرتها .

نجمع الأعداد الناتجة

نقسم على100

نستعمل هذه الطريقة لحساب الكتلة الذرية النسبية للنيون من طيف كتلته الموضح في الشكل (4.2)

0% 90.9% 0.3% 8.8 % 0%



الشكل 4.2

لطيف الكتلة الخاص بالنيون وتظهر قمم للنيون عند ^{20}Ne (90.9 %) ، ^{21}Ne (0.3 %) ، ^{22}Ne (8.8 %) .

$$Ar = \frac{(20.0 \times 90.9) + (21.0 \times 0.3) + (22.0 \times 8.8)}{100} = 20.2$$

3-2-2 كمية المادة

تعتبر الذرات أجسام متناهية الصغر ، بحيث يصعب وزنها مقارنة بالأجسام الكبيرة .وإن نظرة فاحصة للأوزان الذرية لبعض العناصر تظهر أن هذه الأرقام صغيرة جداً والتعامل معها في الحسابات الكيميائية ليست بالعملية السهلة . فمثلاً وزن الهيدروجين $H = 1.67 .10^{-24}$ g ،والكربون $C = 1.99 .10^{-23}$g ، ولذلك اختيار واحدة الكتل الذرية $1amu = 1.66 .10^{-24}$g ليتم قياس الذرات نسبة إليها وبالتالي نحصل على أرقام بسيطة وسهلة في الحسابات .

وتبين لنا صيغة مركب عدد ذرات كل عنصر موجودة في الصيغة الواحدة أو الجزيء الواحد من هذا المركب ففي الماء نعرف أن ذرتين من الهدروجين لكل منهما ($A_r = 1.0$) تتحدان بذرة من الأكسجين (A_r= 16.0) ولذا فإن نسبة كتل ذرات الهيدروجين إلى ذرات الأكسجين في جزيء الماء تساوي 16:2 ومهما يكن عدد جزيئات الماء تكون النسبة دوماً ذاتها . ولكن حتى وإن أخذنا كتلة 1000 ذرة فهي من الصغر بحيث يصعب وزنها . علينا إذن أن نزيد العدد أكثر بكثير للوصول إلى كمية من المادة يسهل وزنها.

إن الكتلة الذرية النسبية أو الكتلة المولية النسبية لمادة مقاسة بالغرامات تسمى مولاً من هذه المادة . أي أن مولاً من الصوديوم (Ar= 23.0) يزن 23.0 g , ونكتب اختصارا المول mol .ونعرف المول بدلالة نظير الكربون 12 المعياري ويعرف المول: بأنه كمية من المادة تضم العدد نفسه من جسيمات محددة (ذرات أو جزيئات أو أيونات) الذي تضمه ما مقداره تماماً 12 g من نظير الكربون 12 من الذرات .

ونشير غالباً إلى كتلة من المادة على أنها الكتلة المولية (اختصارا M) . وواحدة الكتلة المولية هي $g.mol^{-1}$.إن عدد الذرات في مول من مادة هو 6.02×10^{23} ذرة وهو عدد كبير جداً. ويسمى هذا العدد ثابت أفوكادرو. ويرمز له ب L .

يطبق ثابت أفوكادرو على الذرات والجزيئات والايونات والإلكترونات. وهكذا في 1مول من الصوديوم يوجد 6.02×10^{23} من ذرات الصوديوم وفي مول من كلوريد الصوديوم يوجد 6.02×10^{23} من أيونات الصوديوم و6.02×10^{23} من أيونات الكوريد. من المهم في كل مرة أن نوضح ماهية الجسيمات التي نشير إليها . فإذا قلنا فقط (مولات من الكلور) . فمن غير الواضح أنقصد ذرات الكلورCl أم جزيئات الكلور Cl_2 . إن مولاً من جزيئات الكلور Cl_2 يضم 6.02×10^{23} من جزيئات الكلور ولكنه يضم ضعف هذا العدد من ذرات الكلور في كل جزيء من الكلور .

3-2 المولات والكتلة

إن الوحدة الأساسية للكتلة في الجملة الدولية (SI) هي الكيلوغرام . ولكنه كتلة ضخمة للاستعمال في العمل المخبري الكيميائي . ولهذا يفضل الكيميائيون استعمال الكتلة المولية النسبية أو كتلة الصيغة بالغرامات (1 Kg = 1000 g). ويمكن إيجاد عدد المولات من مادة باستعمال كتلة المادة والكتلة الذرية النسبية (A_r) أو الكتلة الجزيئية النسبية (M_r) .

$$\text{عدد المولات (mol)} = \frac{\text{كتلة المادة بالغرام (g)}}{\text{الكتلة المولية (g.mol)}} \quad .$$

مثال (1) محلول :

ما عدد مولات كلوريد الصوديوم الموجودة في 117 g من كلوريد الصوديوم NaCl .

(قيم A_r : Na=23 .0 . Cl= 35.5)

الكتلة المولية ل $NaCl$ = 35.5 + 23.0 = 58.5 $g.mol^{-1}$.

$$\text{ويكون عدد المولات (mol)} = \frac{\text{الكتلة}}{\text{الكتلة المولية}}$$

$$\frac{117.0}{58.5} = 2\ .\ 0\ \text{mol} \quad .$$

لإيجاد كتلة مادة موجودة في عدد معين من المولات، نكتب ما يلي عدد المولات (mol) = كتلـة المـادة بالغرامـات (g)\ الكتلـة الموليـة ($g.mol^{-1}$) ومنـه كتلـة المـادة بالغرامات (g) = عدد المولات × الكتلة المولية ($g.mol^{-1}$)

ويمكن ايجاد الكتلة بالغرام اذا كان لدينا عدد المولات من المادة .

مثال (2) محلول :

ماهي كتلـة هيدروكسيد الصـوديوم NaOH الموجودة في 0.25 mol من هيدروكسيد الصوديوم

قيم Ar: H= 1.0 ,Na=23.0 ,O= 16.0

الكتلة المولية ل NaOH= 16.0 +23.0 +1.0 = 40.0 g.mol

ومنه الكتلة = عدد المولات × الكتلة المولية .

0.25 × 40.0 g = 10.0 g

2 – 4 حسابات المول

2-4-1 الكتل التفاعلية

عند مفاعلة المواد الكيماوية بعضها مع بعض يلزمنا معرفة ماهي الكتلة اللازمة من كل متفاعل بحيث تتفاعل بتمامها دون مخلفات . لحساب ذلك يلزمنا معرفة المعادلة الكيميائية التي تظهر لنا نسبة مولات المتفاعلات والمنتجات . أي ما يسمى الأمثال التفاعلية أو ستوكيومترية المعادلة . مثلا في التفاعل :

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

يتفاعل مول واحد من أكسيد الحديد(III) مع ثلاث مولات من أحادي أكسيد الكربون ليعطي مولين من الحديد وثلاثة مولات من أكسيد الكربون ان ستوكيومترية المعادلة هي 1:3:2:3 تسمى الأعداد الكبيرة المتضمنة في المعادلة (1، 3،2،3) الأعداد الستوكيومترية (الأمثال التفاعلية) ، ولإيجاد كتلة المواد الناتجة عن تفاعل كيميائي نستعمل :

- كتلة المتفاعلات
- الكتلة المولية للمتفاعلات
- المعادلة الموزونة

مثال (3) محلول :

يحترق المغنزيوم في الأوكسجين مشكلا أكسيد المغنزيوم MgO يمكننا حساب كتلة الأوكسجين اللازم ليتفاعل مع مول واحد من المغنزيوم. كما يمكننا حساب كتلة أكسيد المغنزيوم المتشكل .

المرحلة الأولى : اكتب المعادلة الموزونة .

$$2Mg + O_2 \rightarrow 2MgO$$

المرحلة الثانية : اضرب كتلة الصيغة مقدرة بالغرامات بالعدد الستوكيومتري الموافق في المعادلة .

2Mg	+	O2	→	2MgO
2×24·3g		1 ×32·g		2×(24.3+ 16.0g
48·6g		32·0g		80·6 g

من هذا الحساب يمكننا أن نستنتج أنه:

يلزمنا 32.0 g من الأكسجين لكي تتفاعل تماما مع 48.6 g من المغنزيوم ليتشكل لدينا 80.6g من أكسيد المغنزيوم .

واذا حرقنا 12.15 g من المغزيوم (0.5mol) نحصل على 20.15g من أكسيد المغنزيوم لأن ستوكيومترية التفاعل تظهر أنه مقابل كل مول من المغنزيوم المحترق نحصل على العدد نفسه من مولات أكسيد المغنزيوم .

في هذا النوع من الحسابات لا يلزمنا دائما معرفة الكتلة المولية لكل مادة متفاعلة . أما إذا كان هنالك زيادة في أحد المتفاعلات أو أكثر فلا نحتاج إلا لمعرفة كتلة المتفاعل غير الزائدة بالغرامات . وكذلك كتلته المولية (وتسمى بالمادة المحددة للتفاعل) .

مثال (4) محلول :

يتفاعل الحديد مع أحادي أكسيد الكربون ليعطي الحديد وثنائي أكسيد الكربون .

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

احسب الكتلة الأعظمية من الحديد الناتج عندما يجري إرجاع 798g من أكسيد الحديد (III) بزيادة من أحادي أكسيد الكربون .

قيم $^{A}_{r}$: $O = 16{\cdot}0 \cdot Fe = 55{\cdot}8$

المرحلة الأولى : $Fe_2O_3 + 3CO \rightarrow 2Fe + 3CO_2$

المرحلة الثانية : مول واحد من أكسيد الحديد $^{(III)}$ $\leftarrow$ 2 مول من الحديد

$$2\times 55{\cdot}8 \leftarrow (2\times 55{\cdot}8) + (3\times 16{\cdot}0)$$

$$111{\cdot}6g \ Fe \leftarrow 159{\cdot}6g \ Fe_2O_3$$

المرحلة الثالثة : $798g \leftarrow 798 \times \frac{111.6}{159.6}$

$= 558 \text{ g Fe}$

يلاحظ أننا في المرحلة الثالثة استعملنا النسب لحساب كمية الحديد المنتج من 798g من أكسيد الحديد (III).

2-4-2 ستوكيومترية تفاعل

نجد ستوكيومترية تفاعل اذا علمنا مقادير كل من المتفاعلات التي تتفاعل مع بعضها تماما والمقادير المتشكلة من كل منتج .

مثلا : اذا فاعلنا 4.0g من الهدروجين مع 32.0g من الأوكسجين نحصل على 36.0g من الماء

(قيم A_r : $H = 1.0$ ، $O = 16.0$)

هدروجين (H_2)	+	اكسجين (O_2)	←	ماء (H_2O)
4.0		32.0		36.0
2× 1.02		2 ×16.0		(2 ×18.0)
2mol		1		2 mol

إن هذه النسبة هي نسبة الأعداد الستوكيومترية في المعادلة . لذا فالمعادلة هي :

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

وما يزال بالإمكان استنتاج ستوكيومترية هذا التفاعل حتى وان كنا نجهل كتلة الأكسجين المتفاعلة . إن نسبة الهدروجين إلى الماء هي 1 : 1 ولكن هناك ذرة أكسجين وحيدة في جزيء الماء - أي نصف الكمية الموجودة في جزيء الأكسجين . لذا فإن النسبة المولية للأكسجين إلى الماء في المعادلة يجب أن تكون واحد إلى اثنين 2 : 1

3-4-2 التركيب بالنسبة المئوية

نستطيع استعمال صيغة مركب والكتل الذرية النسبية لحساب النسبة المئوية الكتلية لعنصر معين في المركب .

النسبة المئوية الكتلية لعنصر في مركب % =

$$\frac{\text{الكتلة الذرية} \times \text{عدد مولات عنصر محدد في المركب}}{\text{الكتلة المولية للمركب}} \times 100$$

مثال محلول : (5)

احسب النسب المئوية لكل عنصر في الأيتر $C_4H_{10}O$.

يحتوي الأيتر 4 مول من ذرات C و10مول من ذرات H و 1 مول من ذرات الأكسجين.

نحسب وزن كل من العناصر في المركب .

وزن C = $4mol \times 12g/mol = 48\ g$

وزن H = $10\ mol \times 1.01\ g/mol = 10.1\ g$

وزن O = $1mol \times 16g/mol = 16\ g$

وزن 1مول من $C_4H_{10}O$ = $74.1\ g$

وتكون النسب المئوية للعناصر الثلاثة كما يلي :

النسبة المئوية الوزنية للكربون C = $\frac{48\ g}{74.1\ g} \times 100 = 64.8\ \%$

$$\text{النسبة المئوية الوزنية ل H} = \frac{10.1\text{g}}{74.1\text{g}} \times 100 = 13.5\ \%$$

$$\text{النسبة المئوية الوزنية ل O} = \frac{16\ \text{g}}{74.1\ \text{g}} \times 100 = 21.6\ \%$$

ويكون المجموع = 100 % .

2- 5 الصيغ الكيميائية والمعادلات الكيميائية

في لغة الكيمياء يلاحظ أن أي مادة نقية سواء عنصر أم مركب فإن لها اسمها وصيغتها الفريدة، والطريق المختصر لشرح التفاعل الكيميائي هو كتابة صيغ كل مادة في شكل معادلة كيميائية، والهدف من هذا الفصل هو وضع الأساس الذي سيمكننا من كتابة وتفسير المعادلات الكيميائية .

تلخص المعادلة الكيميائية معلومات كثيرة عن المواد الداخلة في التفاعل والمواد الناتجة من تلك التفاعلات . ولا يقتصر هدف المعادلة على ذلك فقط بل يتعداه إلى دراسة كمية المواد المتفاعلة والمواد الناتجة منها .

وتعرف طريقة اجراء الحسابات المعتمدة على الصيغ والمعادلات الموزونة بالحساب الكيميائي (من اليونانية ستويكيون تعني عنصر ، متريا تعني علم القياس) . وكخطوة أولى في تطوير مهاراتنا في الحسابات الكيميائية سنناقش كتابة الصيغ للمواد ، ثم سنعمل على وزن المعادلات لبعض أنواع التفاعلات العامة .

وبعد التدرب على كتابة المعادلات الموزونة سنتجه للحساب الكيميائي . وستكرس حساباتنا الكيميائية مبدئيا لتحديد الأوزان النسبية للمواد المتفاعلة والمواد الناتجة وسنشرح في استنتاج هذا طرقا لتعيين صيغ المركبات من نتائج مخبرية .

2- 5-1 صيغ العناصر

تعبر صيغة المادة عن نوع وعدد الذرات المتحدة كيميائيا في وحدة من وحدات الماء ، وهناك أنواع متعددة من الصيغ ، بعضها صيغ جزيئية (1) أما البعض الآخر فهي صيغ تجريبية (2) . فالصيغة الجزيئية تذكر العدد الحقيقي للذرات في جزيء أو في أصغر وحدة من وحدات المركب . أما الصيغة التجريبية فتوضح نسبة الذرات الى بعضها في أدنى قيمة لها . ولكي نوضح الفرق بين الصيغتين الجزيئية والتجريبية نذكر مركب فوق أكسيد الهيدروجين الذي يستخدم في ازالة الألوان فتكتب صيغته الجزيئية (H_2O_2) التي تظهر أن كل جزيء يحتوي أربع ذرات بينما تبين صيغته التجريبية وجود ذرتين HO لأن أصغر رقم نسبي للذرات هو 1:1 .

لقد تعرف الطالب قبل المرحلة الجامعية على كثير من المعلومات الكيميائية ومنها الصيغ الكيميائية للعناصر وبعض المركبات .وبما أن هذا الكتاب لطلاب السنة الأولى اختصاص كيمياء وجدنا من المناسب التذكير فقط ببعض منها كبداية لهذا الموضوع.

تعتبر الصيغة هي الرمز لغالبية العناصر مثل الصوديوم Na والحديد Fe والفضة Ag والقصدير Sn وتوجد سبعة عناصر شائعة توجد عادة على هيئة جزيئات ثنائية الذرية وهي على التوالي :

هيدروجين ونتروجين وأكسجين وفلور وكلور وبرم ويود وصيغها كما يلي :

$$I_2 , \quad Br_2, \quad Cl_2 , \quad F_2, \quad O_2 , \quad N_2 , \quad H_2$$

ولأنه من الضروري عند كتابة المعادلات فإن الأنواع الثنائية الذرية مثل H_2 لابد أن تحدد لأي من هذه العناصر السبعة عند ذكر الشكل العادي للعنصر . ونذكر هنا كمثال المعادلة الموزونة للتفاعل بين الهيدروجين والأكسجين للإنتاج الماء .

$$2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O \text{ (صيغة صحيحة)}$$

$$2H + O \rightarrow H_2O \text{ (صيغة غير صحيحة)}$$

وفي بعض الأحوال يمكن لكل من العناصر السبعة السابقة أن توجد كذرات منفردة. وبالإضافة إلى ذلك نجد للأكسجين شكلا خاصا ثلاثي الذرية O_3 (أوزون) وسيناقش بشيء من التفصيل فيما بعد.

واذا انتقلنا الآن الى عناصر أخرى غير الناصر السبعة السابقة فسنجد أن بعضها مكون من ذرتين واحيانا أكثر من ذلك وحينئذ يطلق عليها جزيئات متعددة الذرات مثل جزيء الكبريت S_8 والفسفور P_4 . ومع ذلك فإنه لم تبين بعض النقاط الخاصة فإن هذه العناصر تظهر عادة في المعادلات برموزها البسيطة ومثل S, P على التوالي .

2-5-2 صيغ المركبات

سنوضح في الفصول القادمة الضرورة لكتابة صيغة فوق أكسيد الهيدروجين كجزيء (H_2O_2) بدلا من صيغته التجريبية (HO) والجلوكوز كجزيء $C_6H_{12}O_6$ وذلك بدلا من الصيغة التجريبية CH_2O ، ففي حالات كثيرة تعتبر صيغة المادة هي الصيغة لجزيء واحد من تلك المادة . فجزيء الماء H_2O يحتوي على ثلاث ذرات . وجزيء فوق أكسيد الهيدروجين H_2O_2 يحتوي أربع ذرات . وجزيء الجلوكوز $C_6H_{12}O_6$ يحتوي على 24 ذرة . وفي حالات أخرى لا تشير الصيغة الى جزيء محدد بل إلى نسبة الذرات المتحدة في أبسط قيمها من المادة ، مثل ما نجده في أكسيد المغنيزيوم MgO الذي يحتوي على ذرة Mg وذرة O . وأكسيد الصوديوم Na_2O وبه ذرتي صوديوم لكل ذرة أكسجين .

2- 6 الصيغ التجريبية (المخبرية)

الصيغة التجريبية لمركب هي نسبة الأعداد الصحيحة الأبسط للعناصر الموجودة في الجزيء أو واحدة الصيغة، في حين تظهر الصيغة الجزيئية لمركب العدد الكلي لذرات كل عنصر موجود في الجزيء .

يظهر الجدول 3.2 الصيغ الجزيئية والتجريبية لعدد من المركبات :

المركب	الصيغة التجريبية	الصيغة الجزيئية
ماء	H_2O	H_2O
بيروكسيد الهدروجين	HO	H_2O_2
ثنائي أكسيد الكبريت	SO_2	SO_2
البوتان	C_2H_5	C_4H_{10}
حلقي الهكسان	CH_2	C_6H_{12}

ان صيغة مركب أيوني هي دوما صيغته التجريبية .

إن الصيغ التجريبية والصيغ الجزيئية للجزيئات اللاعضوية البسيطة هي على الغالب ذاتها .

للجزيئات العضوية على الغالب صيغ تجريبية وجزيئية مختلفة .

أمثلة محلولة :

مثال(6)

استنتج صيغة أكسيد المغنزيوم:

نصل الى هذه الصيغة كما يلي :

احرق كمية معروفة من المغنزيوم 0.486g في زيادة من الأكسجين .

سجل كتلة أكسيد المغنزيوم المتشكل 0.806 g

احسب كتلة الأكسجين المتحدة مع المغنزيوم 0.320 g = (0.806g – 0.486)

احسب النسبة المولية للمغنزيوم إلى الأكسجين

عدد مولات Mg = $\frac{0.486g}{24.3g.mol^{-1}}$ = 0.0200 mol

عدد مولات الأكسجين O = $\frac{0.320g}{16.0g.mol^{-1}}$ = 0.0200 mol

إن النسبة الأبسط للمغنزيوم إلى الأكسجين هي 1:1

لذلك فإن الصيغة التجريبية لأكسيد المغنزيوم هي MgO .

مثال (7):

عندما يحترق 1.55g من الفسفور احتراقا كاملا نحصل على 3.55g من أكسيد الفسفور، استنتج الصيغة التجريبية لهذا الأكسيد .

(قيم A_r : P = 31.0 ، O = 16.0)

	P	O
الخطوة (1) نسجل كتلة كل عنصر	1.55g	3.55- 1.55
	1.55g	2.00g
الخطوة(2) نقسم على الكتل الذرية .	31 g	16 g
	= 0.05 mol	= 0.125mol

الخطوة (3) نقسم على الرقم الأصغر $\frac{0.05}{0.05}$ = 1 ، $\frac{0.125}{0.05}$ = 2.5

الخطوة (4) اذا لزم الأمر أوجد النسبة الأصغرية من الأعداد الصحيحة للوصول الى الصيغة التجريبية P2O5

يمكن أيضا استنتاج الصيغة التجريبية ابتداء من المعطيات التي تعطي النسب المئوية الكتلية للعناصر في مركب كيميائي .

مثال (8):

يضم مركب من الكربون والهيدروجين % 85.7 من الكربون و% 14.3من الهيدروجين كتلياً، استنتج الصيغة التجريبية للمركب الهيدروكربوني .

قيم A_r : C = 12 ، H = 1

خطوة (1) نسجل النسبة المئوية للعناصر

C	H
14.3	85.7

خطوة (2) نقسم على Ar فنحصل على :

$$\frac{14.3}{12} = 14,3 \quad ، \quad \frac{85.7}{1} = 7.14$$

خطوة (3) نقسم على العدد الأصغر فنحصل على

$$\frac{14.3}{7.14} = 2 \quad ، \quad \frac{7.14}{7.14} = 1$$

وتكون الصيغة التجريبية هي : CH_2

2 - 7 الصيغ الجزيئية

تظهر الصيغة الجزيئية العدد الفعلي للذرات الموجودة في الجزيء . والصيغة الجزيئية أكثر فائدة من الصيغة التجريبية . نستعمل الصيغة الجزيئية لكتابة المعادلات الموزونة ولحساب الكتل المولية . إن الصيغة الجزيئية هي دوما من مضاعفات الصيغة التجريبية . مثلا الصيغة الجزيئية للايتان C_2H_6 هي ضعفا الصيغة التجريبية CH_3 و نحتاج لإيجاد الصيغة الجزيئية معرفة : الكتلة المولية النسبية للمركب و الصيغة التجريبية .

مثال محلول (9):

لمركب الصيغة التجريبية CH_2Br كتلته المولية النسبية هي 187.8 استنتج الصيغة الجزيئية لهذا المركب .

(قيم A_r : C = 12.0 ، H= 1.0 ، Br =79.9)

الخطوة (1) أوجد كتلة الصيغة التجريبية :

$$12.0 + (2\times 1.0) + 79.0 = 93.9$$

الخطوة (2) قسم الكتلة المولية النسبية على كتلة الصيغة التجريبية :

$$\frac{187.8}{93.9} = 2$$

الخطوة (3) اضرب عدد الذرات في الصيغة التجريبية بالعدد من الخطوة 2 :

$CH_2Br \times 2$ وبهذا تكون الصيغة الجزيئية: $C_2H_4Br_2$.

2- 8 المعادلات الكيميائية

توصف المادة المتفاعلة بأنها توجد في بداية التفاعل وتتغير أثناء التفاعل الكيميائي أما الناتج فهو أية مادة ناتجة خلال تفاعل كيميائي . وتظهر المعادلة الكيميائية (أو المعادلة الكيميائية الموزونة) صيغ المواد المتفاعلة ثم سهم يليه صيغ المواد الناتجة مع تساوي عدد ذرات كل عنصر على يسار ويمين السهم . وتوضع المعادلة التالية تفاعل الهيدروجين مع الأكسجين لإنتاج الماء وتكتب :

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

وهي تعبير عن ثنائية الذرية لجزيئات الهيدروجين H_2 والأكسجين O_2 بينما يكون جزيء الماء ثلاثي الذرية H_2O حيث تتحد ذرتا هيدروجين بذرة أكسجين. ويظهر من المعادلة تفاعل جزيئين من الهيدروجين مع جزيء من الأكسجين لإعطاء جزيئين من الماء .

2-8-1 كتابة المعادلات الموزونة

هناك ثلاث خطوات لكتابة معادلة موزونة :

(1) تكتب أسماء المواد المتفاعلة ثم يرسم سهم ويعقبه كتابة أسماء المواد الناتجة

(2) يعاد كتابة التعبير باستخدام صيغة لكل مادة .

(3) توزن المعادلة باختيار أرقام صحيحة لكل صيغة .

وتتضح كل الخطوات عند كتابة معادلة احتراق الميثان وهو المكون الرئيسي للغاز الطبيعي :

خطوة (1)

ميثان + أكسجين ← ثاني أكسيد كربون + ماء

خطوة (2)

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

خطوة (3)

$$(a)\ CH_4 + ?O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O$$

$$(b)\ CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O$$

(معادلة موزونة)

ويظهر في خطوة رقم 3 (a) جزيئتا ماء على يمين المعادلة دالة على أربع ذرات للهيدروجين موجودة في جزيء الميثان (CH_4) . كما تظهر في الناحية اليمنى أيضا أربع ذرات أكسجين (O 4) .

وفي الخطوة رقم 3 (b) يوضع المعامل المناسب لجزيء الأكسجين (O_2) وهو في هذه الحالة (2) ليتساوى عدد ذرات الأكسجين على جانبي المعادلة.

وتحت أي ظروف فإن الأرقام التي وضعت في الخطوة الثانية لا يسمح بتغييرها عند ضبط المعادلة في الخطوة الثالثة.

وعند ما تبدأ الدراسة لكتابة معادلة تفاعل فإن الأمر يختلط على الدارس لاضطراره معرفة الأسماء والصيغ وفي نفس الوقت وزن المعادلات. وينطبق ذلك أيضا على ذوي الخبرة والتجربة في علم الكيمياء لأنهم يلجؤون في غالب الأحوال الى معرفة صيغ المواد المتفاعلة والناتجة . ويكون الأمر كذلك لذوي الخبرة الطويلة إذ أن محاولاتهم التنبؤ بنواتج تفاعلات معينة لا يصيبها النجاح. وعلى المبتدئ في هذه الدراسة أن يتعلم كتابة صيغ المركبات المختلفة عند دراسة التفاعلات الكيميائية .

2-8 -2 كتابة معادلات موزونة لبعض التفاعلات العامة

توجد ثلاثة أنواع من التفاعلات العامة التي تستخدم كأمثلة لمعادلات مفيدة.

1- تفاعل للاتحاد المباشر وهو تفاعل يحدث بين عنصرين لإنتاج مركب جديد.

2- تفاعل للإحلال المنفرد وهو تفاعل يحدث بين عنصر ومركب لإعطاء عنصر آخر ومركب مختلف.

3- تفاعل إحلال مزدوج وهو تفاعل يحدث بين مركبين لإعطاء مركبين مختلفين بتبادل المكونات فيما بينهما.

وسوف توضح الأنواع الثلاثة من التفاعلات بالأمثلة التالية :

مثال (10)

يتفاعل عنصر الألمنيوم Al والبروم Br_2 وذلك لإعطاء مركب بروميد الألمنيوم . اكتب معادلة موزونة لتفاعل عنصري الألمنيوم Al والبروم Br_2 لإنتاج بروميد الألمنيوم $AlBr_3$.

الحل :

خطوة (1)

الألمنيوم + بروم ← بروميد الألمنيوم

خطوة (2)

$$Al + Br_2 \rightarrow Al\ Br_3$$

خطوة (3)

توجد ذرتان من البروم في كل وحدة على جانب واحد من السهم وثلاث ذرات بروم في كل وحدة على الجانب الآخر . ولكي نوزن ذرات البروم المطلوبة لعمل وحدتي $AlBr_3$:

$$Al + 3Br_2 \rightarrow 2AlBr_3$$

(غير موزونة)

ولابد أن تظهر الآن ذرتي Al على الجانب الأيسر لإمداد ذرات الألمنيوم المطلوبة لعمل وحدتي $AlBr_3$:

$$2Al + 3Br_2 \rightarrow 2AlBr_3$$

(وبذلك تصبح المعادلة موزونة)

مثال (11)

اكتب المعادلة الموزونة لتفاعل المغنزيوم Mg مع كلوريد الحديد $FeCl_3$ لإنتاج كلوريد المغنزيوم $MgCl_2$ وحديد Fe .

الحل :

خطوة (1)

مغنيزيوم + كلوريد حديد (III) ← كلوريد مغنيزيوم + حديد

خطوة (2)

$$Mg + Fe\ Cl_3 \rightarrow Mg\ Cl_2 + Fe$$

خطوة (3)

ويعتبر التدريب جيدا اذا بدأنا بمحاولة لاستنتاج المعاملات التي تكتب للصيغ الكثر تعقيدا. فنترك الذرات مثل Fe , Mg الى الخطوة الأخيرة في ضبط المعادلة لأن اختيار

المعاملات حينئذ يكون يسيرا في الخطوة الأخيرة للذرات المنفردة . فلكي نوزن عدد ذرات الكلور نحتاج الى وجود (6) ذرات على كل جانب من المعادلة ونكرر الخطوة التي قمنا بها في المثال (1) فنستخدم المعاملين 2 و 3 :

$$Mg + 2Fe\ Cl_3 \rightarrow 3Mg\ Cl_2 + Fe$$

(غير موزونة)

وفي حالتي Fe و Mg نحتاج إلى (3) ذرات Mg و (2) ذرة Fe وذلك لإتمام وزن المعادلة .

$$3Mg + 2Fe\ Cl \rightarrow 3Mg\ Cl_2 + 2Fe$$

(موزونة)

مثال (12)

اكتب معادلة موزونة لإنتاج كلوريد الفضة Ag Cl ونترات الكلسيوم $Ca\ (NO3)_2$ من تفاعل نترات الفضة $Ag\ NO_3$ وكلوريد الكلسيوم $Ca\ Cl_2$.

الحل :

خطوة (1)

نترات فضة + كلوريد كلسيوم ← كلوريد فضة + نترات كلسيوم

خطوة (2)

$$Ag\ NO_3 + Ca\ Cl_2 \rightarrow Ag\ Cl + Ca\ (NO_3)_2$$

تبين الصيغتان $Ag\ NO_3$, $Ca\ (NO_3)$ وحدة متعددة الذرية هي NO_3 .

وتعالج هذه الوحدة مثل الوحدة الأحادية الذرية (ذرة واحد) من كتابة الصيغ ووزن المعادلات . أي بمعنى أن كل وحدة من $AgNO_3$ أو $Ag\ Cl$ يمكن اعتبارها مكونة من وحدتين ، وحدة منهما Ag والأخرى إما NO_3 أو Cl .وتعتبر كل وحدة من $Ca\ (NO_3)_2$ أو $CaCl_2$: مكونة من ثلاث وحدات منها وحدة Ca ووحدتين إما NO_3 أو Cl .

خطوة (3)

لكي نوزن وحدة النترات (NO_3) نحتاج الى وحدتي NO_3 على كل جانب من جانبي السهم ويتم ذلك بوضع (2) لنترات الفضة ($2\ (Ag\ NO_3)$:

$$2Ag\ NO_3 + CaCl_2 \rightarrow Ag\ Cl + Ca\ (NO_3)_2$$

(غير موزونة)

وتضبط المعادلة بوضع (2) لكلور الفضة ($Ag\ Cl$) وبذلك يتم ضبطها :

$$2Ag\ NO_3 + Ca\ Cl_2 \rightarrow 2Ag\ Cl + Ca\ (NO_3)_2$$

(موزونة)

أسئلة الفصل الثاني

1- ينتج النشادر NH_3 باتحاد عناصر النتروجين و الهيدروجين . هل تعتبر المعادلة التالية تعبير مقبول لهذا التفاعل ؟ فسر اجابتك.

$$3H_2 + 2N \rightarrow 2NH_3$$

2- أوزن المعادلات التالية :

$H_2 + O_2 \rightarrow H_2O$

$Na_3PO_4 + CaCl_2 \rightarrow NaCl + Ca_3(PO_4)_2$

$As_4 + O_2 \rightarrow As_4O_6$

$Zn + AgNO_3 \rightarrow Zn(NO_3)_2 + Ag$

$Ba(NO_3)_2 + (NH_4)_2SO_4 \rightarrow 9BaSO_4 + NH_4NO_3$

$K_2SeO_4 + CaS \rightarrow CaSeO_4 + K_2S$

$Al + O_2 \rightarrow Al_2O_3$

$H_2SO_4 + Ga \rightarrow H_2 + Ga_2(SO_4)_3$

$C_3H_8 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$

$C_2H_6 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$

3- اكتب معادلات موزونة للتفاعلات التالية و ذلك بعد كتابة صيغها علما بأن رموز العناصر كما يلي : Na , Cl_2 , H_2 , O_2 , N_2

يتفاعل الصوديوم مع الكلور لإعطاء كلوريد الصوديوم $NaCl$.

يتفاعل الهيدروجين مع الأكسجين لإعطاء الماء H_2O .

يتفاعل النتروجين مع الهيدروجين لإعطاء النشادر NH_3 .

يتفاعل الهيدروجين مع الكلور لإعطاء كلوريد الهيدروجين HCl .

4- اكتب معادلات موزونة لكل من التفاعلات التالية و التي تتم بالاتجاه المباشر

هيدروجين + بروم ← بروميد الهيدروجين (وحدة ثنائية الذرة)

سيليكون (Si) + اكسجين ← ثنائي لأكسيد السيليكون (وحدة ثلاثية الذرة)

نتروجين + أكسجين ← أكسيد النتروجين (وحدة ثنائية الذرة)

فسفور (P) + أكسجين ← P_4O_{10}

فسفور (P4) + أكسجين ← P_4O_{10}

ليثيوم + فلور ← فلوريد الليثيوم (وحدة ثنائية الذرة)

5- اكتب معادلات موزونة للتفاعلات التالية :

يتفاعل الباريوم مه الهيدروجين لإعطاء هيدريد الباريوم (BaH_2)

يتفاعل المغنيزيوم مع النتروجين لينتج نتريد المغنيزيوم (Mg_3N_2)

يتفاعل كلوريد الأمونيوم (NH_4Cl) مع نترات الرصاص $Pb(NO_3)_2$ لإعطاء نترات الأمونيوم (NH_4NO_3) و كلوريد الرصاص ($PbCl_2$)

يتفاعل ثلاثي بروم الفوسفور (PBr_3) مع الماء لإعطاء بروميد الهيدروجين (HBr) و فسفيت الهيدروجين (H_3PO_3)

يتفاعل كلوريد الهيدروجين (HCl) مع هيدروكسيد الألمنيوم $Al(OH)_3$ لينتج كلوريد الألمنيوم ($AlCl_3$) و ماء

6- عند اكتمال تفاعل الاكسجين مع الهيدروكربون (مركب مكون من C , H) أومشتق أوكسجيني للهيدروكربون (مركب مكون من O , C , H) فان النواتج هي ثنائي أكسيد الكربون و ماء ، من هذه الحقيقة أكتب معادلة موزونة لكل مما يلي :

أوكتان (C_8H_{18}) + اكسجين ←

اثيراثيلي ($C_4H_{10}O$) + اكسجين ←

جلوكوز ($C_6H_{12}O_6$) + اكسجين ←

7- اكتب معادلات موزونة لتفاعلات الاحلال الفردية التالية :

هيدروجين + أكسيد الفضة (Ag_2O) ← ماء + ؟

مغنيزيوم + كلوريد هيدروجين (HCl) ← كلوريد المغنيزيوم ($MgCl_2$) + ؟

خارصين + نترات الحديد $Fe(NO_3)_3$ ← نترات خارصين $Zn(NO_3)_2$ + ؟

كلور + يود الصوديوم (NaI) ← يود + ؟

8- احسب الوزن الجزيئي لكل مما يلي : جزيئات Br_2 , $C_{12}H_{22}O_{11}$ (سكروز) ، $Ga_3(PO_4)_2$

9- اكتب معادلات موزونة لكل من تفاعلات الاحلال المزدوج التالية :

يتفاعل هيدروكسيد الصوديوم ($NaOH$) مع حمض الكبريت (H_2SO_4) لإعطاء كبريتات الصوديوم (Na_2SO_4) و الماء

تتفاعل نترات الخارصين $Zn(NO_3)_2$ مع كبريتيد الهيدروجين (H_2S) لإعطاء كبريتيد الخارصين (ZnS) و نترات الهيدروجين (HNO_3)

10-احسب عدد المولات في كل من 45.1g كبريتات الامونيوم $(NH_4)_2SO_4$ ، 11.8g كلور Cl_2 ، 11.8g كلور Cl ، 150g نيون Ne .

أ) اوزن المعادلة التالية : $Sc + HBr \rightarrow ScBr_3 + H_2$

ب) احسب كمية الهيدروجين الناتج بالمول و ذلك عندما يتفاعل 0.50 مول من Sc

ج) كم يبلغ عدد ذرات Sc المتفاعلة .

11- تأمل تفاعل الهيدروجين H_2 مع النتروجين N_2 لإعطاء النشادر NH_3
أكتب معادلة موزونة لهذا التفاعل
ماهي كمية النشادر (بالمول) المتكونة من تفاعل 42.0 غرام نيتروجين مع كمية زائدة من الهيدروجين
ماهي كمية النشادر المتكونة (بالغرام)
كم عدد غرامات الهيدروجين التي تتفاعل مع 42.0 غرام نيتروجين.

12- يعتبر التفاعل التالي أحد طرق تحضير الاكسجين في المختبر :

$$2KClO_3 \rightarrow 2KCl + 3O_2$$

فما هي كمية $KClO_3$ اللازمة بالغرام لاعطاء 48.0g من الاكسجين

13 - يتفاعل الالمنيوم Al مع كلوريد الهيدروجين HCl لإعطاء كلوريد الألمنيوم $AlCl_3$ و هيدروجين H_2 فما هي كمية الالمنيوم بالغرام اللازمة لإعطاء 30g هيدروجين .

14- يتفاعل الالمنيوم Al مع الاكسجين O_2 لإعطاء أكسيد الالمنيوم Al_2O_3 ، فما هو وزن أكسيد الالمنيوم الناتج من تفاعل 5.40g المنيوم مع كمية زائدة من الأوكسجين.

15- اذيبت عينة من معدن تحتوي على الباريوم وزنها 0.217g في حمض HNO_3 مخفف ثم اضيف اليها حمض H_2SO_4 ثم فصل راسب أبيض من $BaSO_4$ و جفف فكان وزنه 0.0214g . احسب النسبة المئوية للباريوم في المعدن.

16- اذيبت عينة من معدن تحتوي على فضة وزنها 1.000g في حمض HNO_3 المركز، ثم خفف المحلول بالماء ليصل حجمه الى 400.0mL . وأخذ عينة من المحلول حجمها 50.00 mL وأضيف حمض الهيدروكلوريك فأعطى راسبا من AgCl بلغ وزنه 0.0081g . احسب النسبة المئوية للفضة في المعدن.

17 - اوجد الصيغة التجريبية للمركبات التي يمثلها التركيب التالي :

C_4H_8

عدد ذرات الكربون و الهيدروجين و الأكسجين المتحدة في مول من المركب هي على التوالي :

8.040×10^{23} , 1.608×10^{24} , 2.680×10^{23} على التوالي.

18 - أ) يتكون مركب من 12.50% هيدروجين و 87.50% نتروجين . ماهي صيغته التجريبية.

ب) و اذا كان وزنة الجزيئي $50 \pm 2amu$ ، فما هي صيغة الجزيء.

19 - وجد أن مركب من النتروجين و الأكسجين يحتوي على 30% نتروجين و 70% أوكسجين، ما هي صيفته التجريبية اذا بلغ وزنه الجزيئي $90 \pm 2amu$.