٦-١ التحليل الكيفي والكمي Qualitative & Quantitative Analysis

ماهو التحليل الكيميائي ؟

إن معرفة أنواع المواد (عناصر أو مرك

عمليات كيميائية تسمي التحليل الك

الكمي

ما الفرق بين التحليل الكيفي والكمي ؟

التحليل الكيفي	التحليل الكمي
يكشف عن وجود مادة أو عنصر أو أيونات عنصر في عينة ما، كأن Cu^{+2} نجري تحليلا للبحث عن وجود أيونات في النحاس.	فيجرى لتحديد كمية مادة ما (مركب أو عنصر أو أيون) في العينة، كأن نقول مثلا إن خام الفضة يحتوي على 42% من وزن فضة، وهذه العمليات تتطلب الجميع بين المفاهيم العلمية والخبرة العملية والأدوات الدقيقة

ماالفرق بين limiting reagent و excess reagents؟

هنالك استراتيجيات مختلفة تستخدم في التحليل الكمي فإذا كانت المادة المراد تحليلها موجودة في حالة المحلول فيمكن قياس كميتها عن طريق ترسيبها بتفاعلها مع مادة أخرى، وفي هذه الحالة يجب التأكد أن المادة المراد تحليلها قد تفاعلت كليا ولم يبق منها أي شيء في المحلول، ولكي يتم ذلك يجب إضافة كميات كافية من المواد المتفاعلة الأخرى إلى المحلول الذي يحتوي على الماد المراد قياس كميتها، وفي هذه الحالة فإن التفاعل سوف يستمر حتى يتم تفاعل (استهلاك) المادة المراد قياسها كليا، وتكون كمية المادة المستهلكة كليا قبل انتهاء المواد الأخرى هي العامل المحدد للتفاعل،

٦-٢ حسابات المادة المحددة Limiting reagent calculations

كيف يمكن تحديد المادة المحددة للتفاعل وحساب كميتها وكميات المواد الفائضة بوحدات المول أو الوحدات الكتلية؟

لعلك لاحظت أن الحسابات السابقة قد اعتمدت على وجود كتلة معلومة من المواد المتفاعلة أو الناتجة، مع وجود كتلة وافرة من المواد الأخرى تكفي لاستهلاك جميع المواد المعلومة.

ولكن عند إجراء التفاعلات الكيميائية بين مادتين أو أكثر فإنه يتم خلط هذه المواد بنسب قد تختلف عن النسب التي تحددها المعادلة الموزونة. فقد توجد مواد بمقدار أكثر مما يلزم للتفاعل، فيكيف يمكن حساب كميات المواد اللازمة للتفاعل ؟ وكيف يمكن حساب كميات المواد الناتجة ؟ لمعرفة ذلك دعنا ندرس المثال التالي:

مثال:

يتفاعل حمض الساليسيليك مع أندريد حمض الأسيتيك لإنتاج الأسبرين كما في المعادلة التالية:

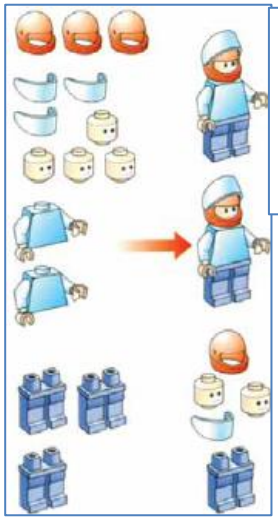
$$2C_7H_6O_{3(aq)} + C_4H_6O_{3(aq)} \longrightarrow 2C_9H_8O_{4(s)} + H_2O_{(l)}$$

حمض ساليسيليك — أندريد حمض الأسيتيك — أسبرين — ماء

فإذا تم مزج 40 غرام من كل من المواد المتفاعلة فأي منها سيكون المادة المحددة للتفاعل ؟ وما كتلة الأسبرين الناتج ؟

الحل:

1- نحول الكتلة بالغرامات إلى عدد مولات	2- نقارن نسبة عدد المولات الموجودة في التفاعل	3- نحسب عدد مولات الأسبرين الناتج بالاستفادة
الكتلة المولية لكل من: حمض الساليسيليك $= 16\times3+1\times6+12\times7=138\ g/mol$ أندريد حمض الأسيتيك $= 16\times3+1\times6+12\times4=102\ g/mol$ وعدد مولات كل من: حمض الساليسيليك $= 40\div138=0.29\ mol.$ أندريد حمض الأسيتيك $= 40\div102=0.39\ mol.$	حمض الساليسيليك : أندريد حمض الأسيتيك 0.29 mole : 0.39 mole ثم نجعل نسبة أندريد حمض الأسيتيك تساوي (1) كما في معادلة التفاعل وذلك بقسمة النسبتين على 0.39 فتصبح النسبة بين الحمضين: 1 mole : 0.744 mole ولكن نسبة عدد المولات بين الحمضين في المعادلة هي: 1 mole : 2 mole ملحوظة : وبما أن نسبة عدد مولات حمض الساليسيليك أقل مما هو موجود في المعادلة فإن حمض الساليسيليك سيكون هو المادة المحددة بينما سيكون أندريد حمض الأسيتيك هو المادة الفائضة	من المعادلة الموزونة وعدد مولات المادة المحددة أسبرين : حمض ساليسيليك 2 mole : 2 mole 0.29 mole : ? عدد مولات الأسبرين الناتج $= 0.29$ mole الكتلة المولية للأسبرين $= 4\times16+1\times8+12\times9=180\ g/mol.$ كتلة الأسبرين الناتج $= 180\times0.29=52.2\ g$



إن معرفة المادة المحددة مهمة جدا حيث إن حساب كميات نواتج التفاعل يعتمد على كمية المادة المحددة ، وهذا يشبه تركيب جسم ما من عدة قطع .

اختبر فهمك (١)

أضيف 50 g من الماء إلى 50 g من كربيد الكالسيوم لإنتاج الأسيتيلين حسب المعادلة التالية :

$$CaC_{2(s)} + 2H_2O_{(l)} \longrightarrow Ca(OH)_{2(aq)} + C_2H_{2(g)}$$

١- ما المادة المحددة للتفاعل ؟ وما المادة الفائضة؟

٢- احسب كتلة الأسيتيلين الناتج .

٣- احسب كتلة المادة الفائضة.

إجابة اختبر فهمك (١)

١-

الكتلة المولية للماء = $2\times1+16 = 18$ g/mol.

عدد مولات الماء = $50 \div 18 = 2.78$ mol.

الكتلة المولية لكربيد الكالسيوم = $40+2\times12 = 64$ g/mol

عدد مولات كربيد الكالسيوم = $50 \div 64 = 0.78$ mol.

النسبة المولية في معادلة التفاعل :

CaC_2	:	H_2O
1 mole	:	2 mole

ولكي نجعل نسبة عدد مولات كربيد الكالسيوم (1) كما في المعادلة نقسم عدد مولات المواد المتفاعلة على (0.78) لتصبح النسبة بينهما كما يأتي:

CaC_2	:	H_2O
1 mole	:	3.56 mole

وبما أن هذه النسبة لعدد مولات الماء أكبر من نسبتها في المعادلة فإن المادة المحددة هي كربيد الكالسيوم CaC_2 والمادة الفائضة هي الماء H_2O

٢- النسبة المولية :

C_2H_2	:	CaC_2
1 mole	:	1 mole
?	:	0.78 mole

عدد مولات C_2H_2 الناتجة = 0.78 mole

الكتلة المولية لـ C_2H_2 = $2\times12+2\times1 = 26$ g/mol.

كتلة الأسيتيلين الناتج = $26\times0.78 = 20.28$ g

٣- المادة الفائضة هي الماء :

النسبة المولية : CaC_2 : H_2O

1 mole	:	2 mole
0.78 mole	:	?

عدد مولات الماء المتفاعلة = $2\times0.78 = 1.56$ mole

كتلة الماء المتفاعل = $1.56\times18 = 28.08$ g

كتلة الماء الفائض = $50 - 28.08 = 21.92$ g

٦-٣ المردود النظري والفعلي والمئوي للتفاعل

Theoritical , Actual and percent yields of reaction

كيف نفهم ما يحدث في تفاعل كيميائي؟

نكتب معادلة هذا التفاعل ثم نقوم بوزن هذه المعادلة تحقيقا لقانون حفظ الكتلة، حيث نعرف من وزن المعادلة ماذا نحتاج من المواد المتفاعلة وماذا يتكون من المواد الناتجة. وكلمة المردود في الكيمياء تحمل المعنى ذاته الذي تحمله في حقول المعرفة الأخرى، وهو الكمية الناتجة من التفاعل.

ملحوظة : ويستخدم الكيميائيون المولات أو الذرات أو الجزيئات للتعبير عن كميات المواد في التفاعل، فمثلا عند تفاعل النحاس مع حمض النيتريك المخفف لإنتاج نترات النحاسوثاني أكسيد النيتروجين والماء، كما في المعادلة التالية:

$$Cu_{(s)} + 4HNO_{3(aq)} \longrightarrow Cu(NO_3)_{2(aq)} + 2NO_{2(g)} + 2H_2O_{(l)}$$

إذا بدأ التفاعل بكمية من النحاس مقدارها 1.27 غرام مع كمية وافرة من محلول حمض النيتريك المخفف فإنه يمكن (حساب كتلة نترات النحاس) التي يتوقع الحصول عليها كما يلي:

عدد مولات النحاس = $1.27 \div 63.5 = 0.02$ mol.

وحسب وزن المعادلة فإن نسبة عدد المولات هي:

نترات النحاس (II)	:	النحاس
1	:	1

وعليه فإن عدد مولات نترات النحاس التي يتوقع الحصول عليها يساوي 0.02

كتلة نترات النحاس التي يتوقع الحصول عليها = $0.02 \times 187.5 = 3.75$ g

ماهو المردود النظري ؟

هو أكبر كمية يمكن الحصول عليها من التفاعل، وذلك إذا تفاعلت جميع كتلة النحاس المستخدمة في التفاعل فإن كمية المادة الناتجة تسمى.

ملحوظة : ولكن ما حدث في التفاعل هو أن كتلة نترات النحاس المتكونة كانت 1.5 غرام وتسمى هذه الكمية بالمردود الفعلي

ولكن لماذا يختلف المردود الفعلي للتفاعل عن المردود النظري ؟

- إن كثيرا من التفاعلات الكيميائية لا يصل إلى نهايته بالرغم من استمرار التفاعل، وذلك لعدة أسباب منها احتمال وجود شوائب في المواد المتفاعلة كلها أو بعضها (غير نقية)،
- وقد تنتج بعض التفاعلات نواتج جانبية (مصاحبة) وبعض هذه التفاعلات تسير في اتجاهين متعاكسين (تصل إلى حالة اتزان)،
-إضافة إلى بعض الأخطاء التجريبية كنقل المواد والترشيح أو عدم تنفيذ إجراءات التجربة بدقة.

ولأن المردود الفعلي أقل من المردود النظري فقد اعتاد الكيميائيون على التعبير عن التفاعل المردود المئوي كما يلي:

$$\text{المردود المئوي} = \frac{\text{المردود الفعلي}}{\text{المردود النظري}} \times 100\ \%$$

وعليه فإن المردود المئوي لنترات النحاس (II) في التفاعل السابق هو :

$$\text{المردود المئوي} = (1.5 \div 3.75) \times 100\ \% = 40\ \%$$

ويعتبر مردود التفاعل مقبولا إذا زاد عن 70 % وممتازا إذا وصل إلى 90 %

اختبر فهمك (٢)

١- يتفاعل الهيدروجين مع غاز أول أكسيد الكربون لإنتاج الميثانول صناعيا حسب المعادلة:

$$CO_{(g)} + 2H_{2(g)} \longrightarrow CH_3OH_{(g)}$$

فإذا تفاعل (200 g) من الهيدروجين مع كمية وافرة من أول أكسيد الكربون وتنتج (1000 g) من الميثانول فاحسب كلا من المردود النظري والمئوي للميثانول؟

٢- عند تسخين مسحوق الخارصين يتفاعل بشدة مع الكبريت مكونا كبريتيد الخارصين كما في المعادلة

$$8Zn_{(s)} + S_{8(s)} \longrightarrow 8ZnS_{(s)}$$

أ) احسب كمية الكبريت اللازمة للتفاعل مع (25 g) من الخارصين.

ب) احسب المردود الفعلي للتفاعل إذا كان المردود المئوي له 80 % .

إجابة اختبر فهمك (٢)

١- الكتلة المولية للهيدروجين = 1×2 = 2g/mol.

عدد مولات الهيدروجين = 200 ÷ 2 = 100 mol.

معادلة التفاعل: $CO_{(g)} + 2H_{2(g)} \longrightarrow CH_3OH_{(g)}$

النسبة المولية : H_2 : CH_3OH

2 mole : 1 mole

100 mole : ?

عدد مولات الميثانول الناتج = 100 ÷ 2 = 50 mol.

الكتلة المولية للميثانول = 1×12+4 ×1+1× 16 =32 g/mol.

كتلة الميثانول (الناتج نظريا) = 32×50 =1600 g

المردود المئوي = (1000 ÷ 1600)× 100% = 62.5 %

٢-أ- عدد مولات الخارصين = 25 ÷ 65.38 = 0.382 mol.

النسبة المولية : Zn : S_8

8 mole : 1 mole

0.382 mole : ?

عدد مولات الكبريت اللازم للتفاعل = 0.382 ÷ 8 = 0.04775 mol.

الكتلة المولية للكبريت = 32 ×8 = 256 g/mol.

كتلة الكبريت اللازم للتفاعل = 256×0.04775 =12.224 g

ب- النسبة المولية : Zn : ZnS

8 mole : 8 mole

0.382 mole : ?

عدد مولات ZnS الناتج = 0.382 mol.

الكتلة المولية لـ ZnS = 65.38+32 = 97.38 g/mol.

كتلة ZnS (الناتج نظريا) = 0.382×97.38 =37.2 g

المردود المئوي = (المردود الفعلي ÷ المردود النظري) × 100%

المردود الفعلي = (المردود المئوي × المردود النظري) ÷ 100%

المردود الفعلي = (37.2 × 80 %) ÷ 100% = 29.76 g

٦-٤ منحنيات وحسابات المعايرة للأحماض والقواعد

Acid-Base Titration Curves & Calculations

- عرفت أن الأحماض تتميز بأنها تطلق أيونات الهيدروجين الموجبة $(H)^+$

- وأن القواعد تطلق أيونات الهيدروكسيل (OH^-) في محاليلها المائية

ووجود هذه الأيونات هو المسؤول عن اكتساب كل من الحمض والقاعدة الصفات التي يتصف بها. وتعرف تفاعلات الأحماض والقواعد بتفاعلات حيث يتكون الماء كما يلي:

$$H_{(aq)} + OH_{(aq)} \longrightarrow H_2O_{(l)}$$

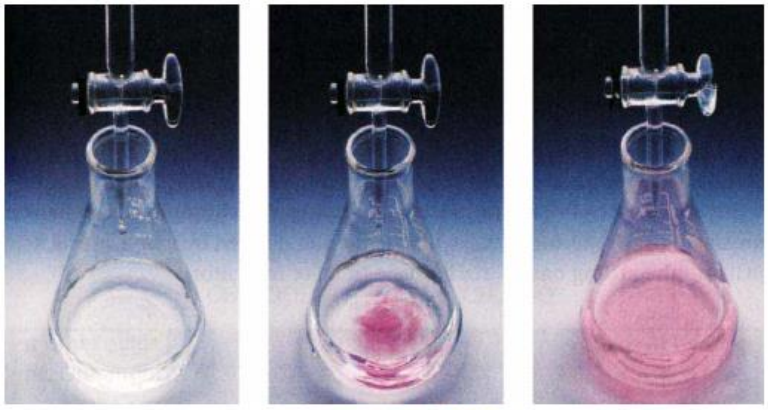
ماهو مصطلح المعايرة في الكيمياء ؟

يعني تعيين التركيز الجزيئي (المولاري) لحمض أو لقاعدة، وذلك بإجراء تفاعل بين حجم معلوم من محلول مجهول التركيز (حمض مثلا) وحجم معلوم من محلول آخر معلوم التركيز (قاعدة مثلا) إلى النقطة التي يتساوى فيها عدد مولات الحمض بعدد مولات القاعدة (الكميات متكافئة) فإننا نصل إلى ما يسمى التكافؤ، وتسمى هذه النقطة بنقطة التكافؤ وذلك عند مفاعلة حمض أحادي البروتون مع قاعدة أحادية الهيدروكسيل،

ماذا يحدث إذا كان كل من الحمض والقاعدة قويا ؟

فإن نقطة التكافؤ تحدث عند درجة حموضة

pH7=



الشكل (٦-١) : تعادل حمض وقاعدة

ماهي الكواشف ؟

الكاشف (الدليل) هو عبارة عن حمض أو قاعدة ضعيفة أي أنها تتفكك جزيئا في المحلول (يتأين جزء ضئيل من جزيئاتها)، ويختلف لون الجزء المتأين عن الجزء غير المتأين من الدليل، وقد عرفت عند دراستك للعلوم في الصفوف السابقة بعض هذه الأدلة مثل تباع الشمس والفينول الأحمر.

،إن الفينول الأحمر حمض ضعيف وهو عبارة عن مركب كيميائي معقد التركيب ولكن يرمز له برمز بسيك هو HIn

حيث H هو الشق الحمضي فيه

In هو بقية الجزيء، ويمكن التعبير عن معادلة تأينه في الماء بالمعادلة:

$$\underset{\text{أصفر}}{HIn_{(s)}} + H^+_{(aq)} \rightleftharpoons \underset{\text{أحمر}}{In^-_{(aq)}}$$

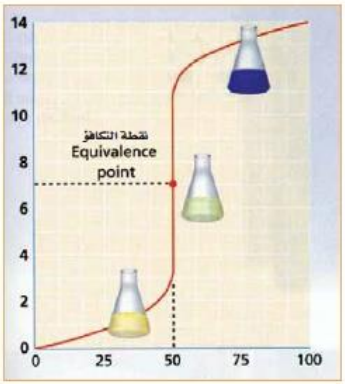
ماذا يحدث إذا وضع هذا الدليل في محلول فيه زيادة من أيونات الهيدروجين ؟

إن لون الجزء المتأين من الدليل في محلوله المائي أحمر بينما لون الجزء غير المتأين من الدليل أصفر، فإن وجود هذه الزيادة من أيونات الهيدروجين سوف يجعل تركيز الجزء غير المتأين من الدليل يزداد وبذلك يظهر الدليل باللون الأصفر، وعند وضعه في محلول قاعدي (فيه زيادة من أيونات الهيدروكسيل) يدفع التفاعل نحو زيادة تركيز الجزء المتأين من الدليل فيظهر باللون الأحمر.

فيما يستخدم الدليل ؟

وتستخدم الأدلة لمعرفة النقطة التي ينتهي عندها التفاعل بين الحمض والقاعدة، وتعرف هذه النقطة بنقطة النهاية للكاشف وهي النقطة التي يتغير عندها لون الدليل وهي قريبة جداً من نقطة التكافؤ.

الشكل (٦-٣) : تغير لون الدليل



ولكن هل يصلح استخدام أي دليل في أي عملية معايرة ؟

إن لكل دليل مدى من الرقم الهيدروجيني pH يتغير عنده لون الدليل،

ويعرف هذا المدى بقيم الرقم الهيدروجيني التي تحدث عندها التغير التدريجي في لون الدليل، وإليك بعض الأدلة المستخدمة في تفاعلات المعايرة ومدى كل منها بينة فى الجدول:

الدليل	طبيعته	لون الدليل عند pH أقل من مداه	مدى pH للدليل	لون الدليل عند pH أكبر من مداه
البروموثايمول الأزرق Bromothymol blue	حمض ضعيف	أصفر	6 - 7.6	أزرق
الميثيل البرتقالي Methyle orange	قاعدة ضعيفة	أحمر	3.1 - 4.4	أصفر
فينولفثالين Phenolphthalein	حمض ضعيف	عديم اللون	8 - 9.8	زهري (وردي)
الفينول الأحمر Phenol red	حمض ضعيف	أصفر	6.4 - 8.2	أحمر

معلومات تهمك

يستخدم دليل تباع الشمس في معرفة على حموضة وقاعدية المحاليل فقط ، ولكنه لا يستخدم في عمليات المعايرة وذلك لصعوبة تحديد نقطة التكافؤ بدقة بوجوده .

اختبر فهمك (٣)

عند معايرة حمض قوي بقاعدة قوية فإن نقطة التكافؤ تكون عندما يصبح الرقم الهيدروجيني للمحلول (pH) يساوي (7) فأي الأدلة الموجودة في الجدول السابق يصلح للتعرف على نقطة التكافؤ ؟ فسر إجابتك .

إجابة اختبر فهمك (٣)

إن أفضل الأدلة التي تستخدم في حالة معايرة حمض قوي مع قاعدة قوية هو دليل البروموثايمول الأزرق، وذلك لأن مداه 6-7.6 ، وهو المدى الذي تقع فيه نقطة التكافؤ (7)، ويمكن أيضا استخدام دليل الفينول الأحمر للسبب نفسه.

كيف تحسب تركيز محلول مجهول التركيز في عملية المعايرة ؟

اتبع الخطوات التالية:

1- اكتب معادلة التفاعل الكيميائي.

2- استخرج البيانات اللازمة من السؤال.

3- احسب عدد مولات المادة معلومة الحجم والتركيز من العلاقة:

حجم المحلول باللتر × التركيز المولاري = عدد المولات

4- من معادلة التفاعل الموزونة استخرج النسبة بين عدد مولات المادة معلومة التركيز والمادة مجهولة التركيز؟

5- احسب عدد مولات المادة مجهولة التركيز.

مثال :

تعادل 30 mL من محلول KOH تركيزه 0.1 M مع 25 mL من محلول HCl مجهول التركيز، فاحسب تركيز هذا المحلول .

الحل :

١- معادلة التفاعل :

$$KOH_{(aq)} + HCl_{(aq)} \longrightarrow KCl_{(aq)} + H_2O_{(aq)}$$

٢- البيانات :

حجم محلول KOH = 30 mL ، تركيزه = 0.1 M

حجم محلول HCl = 25 mL ، تركيزه = ?

٣- عدد مولات KOH = $10^{-3} \times 30 \times 0.1 = 3 \times 10^{-3}$ mol.

٤- عدد مولات KOH : عدد مولات HCl

1 mole : 1 mole

٥- عدد مولات HCl = 3×10^{-3} mol.

٦- عدد مولات HCl = حجم محلول HCl باللتر × تركيزه

تركيز محلول HCl = $3 \times 10^{-3} \div 25 \times 10^{-3} = 0.12$ M

اختبر فهمك (٤)

١- احسب تركيز محلول حمض الكبريتيك (H_4SO_4) إذا تعادل 20 mL منه مع 50 mL من محلول هيدروكسيد الصوديوم (NaOH) الذي تركيزه 0.2 M .

٢- تعادل 25 mL من محلول $Ba(OH)_2$ تركيزه 0.05 M مع 40 mL من محلول HNO_3 . احسب تركيز حمض النيتريك .

إجابة اختبر فهمك (٤)

١- معادلة التفاعل:

$$H_2SO_{4(aq)} + 2NaOH_{(aq)} \longrightarrow NaSO_{4(s)} + 2H_2O_{(l)}$$

عدد مولات هيدروكسيد الصوديوم:

عدد مولات NaOH $= (50 \div 1000) \times 0.2 = 0.01$ mol.

النسبة المولية : H_2SO_4 : NaOH

2 mole : 1 mole

0.01 mole : ?

عدد مولات $H_2SO_4 = (0.01 \div 2) = 0.005$ mol.

تركيز محلول $H_2SO_4 = 0.005 \div (20 \div 1000) = 0.25$M

٢- معادلة التفاعل:

$$Ba(OH)_{2(aq)} + 2HNO_{3(aq)} \longrightarrow Ba(NO_3)_{2(aq)} + 2H_2O_{(l)}$$

عدد مولات هيدروكسيد الصوديوم:

عدد مولات $Ba(OH)_2 = (25 \div 1000) \times 0.05 = 0.00125$ mol.

النسبة المولية : $Ba(OH)_2$: NaOH

1 mole : 2 mole

0.00125 mole : ?

عدد مولات $HNO_3 = (0.00125 \times 2) = 0.0025$ mol.

تركيز محلول $HNO_3 = 0.0025 \div (40 \div 1000) = 0.0625$ M