



وزارة التعليم العام

جمهورية السودان

وزارة التعليم العام

المركز القومي للمناهج والبحث التربوي

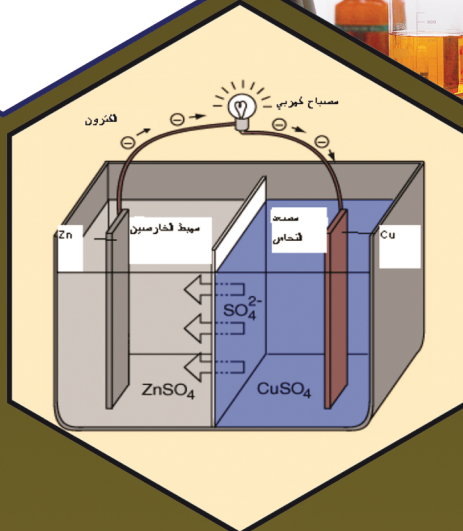
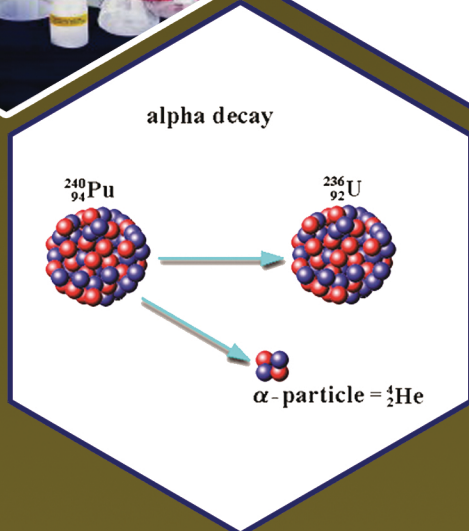
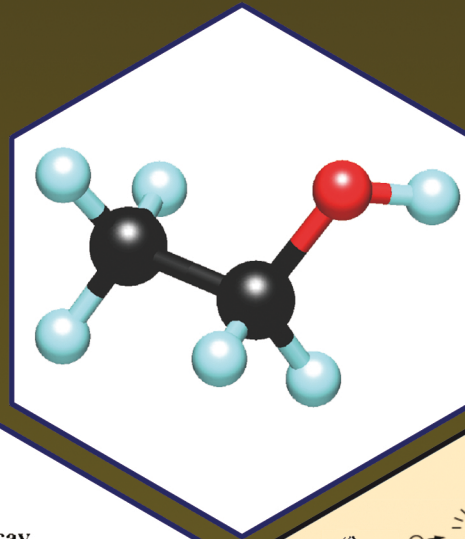


بخت الرضا

التعليم الثانوي

الكيمياء

الصف الثالث



بسم الله الرحمن الرحيم
جمهورية السودان
وزارة التعليم العام
المركز القومي للمناهج والبحث التربوي
- بخت الرضا -

الكيمياء

الصف الثالث الثانوي

إعداد : لجنة بتكليف من المركز القومي للمناهج والبحث التربوي من :

د. علي حمود علي
د. إبراهيم مختار أحمد
جامعة الخرطوم / كلية التربية
جامعة الخرطوم / كلية التربية

تطوير :

د. علي حمود علي
د. إبراهيم مختار أحمد
أ. علي محمد فضل المولى
د. عوض الخليفة عثمان
أ. اسماعيل عثمان علي
أ. وداد محمد إبراهيم
جامعة الخرطوم / كلية التربية
جامعة الخرطوم / كلية التربية
المركز القومي للمناهج والبحث التربوي
المركز القومي للمناهج والبحث التربوي
معلم بالمرحلة الثانوية ولاية الخرطوم
معلمة بالمرحلة الثانوية ولاية الخرطوم

التصميم التعليمي :

أ. علي محمد فضل المولى
أ. إقبال يوسف أحمد
المركز القومي للمناهج والبحث التربوي
المركز القومي للمناهج والبحث التربوي

الإخراج الفني والتصميم :

أ. الرفاعي عبدالله عبد المهيل
حافظ محمد إبراهيم
المركز القومي للمناهج والبحث التربوي
المركز القومي للمناهج والبحث التربوي

الجمع بالحاسوب :

الهام عبد الرحيم
حافظ محمد إبراهيم
المركز القومي للمناهج والبحث التربوي
المركز القومي للمناهج والبحث التربوي

ISBN 978-99942-53-10-4 ردمك

المحتويات

رقم الوحدة	عنوان الوحدة	رقم الصفحة
	المقدمة	أ
الوحدة الأولى	الكيمياء العضوية المشتقات الهيدروكربونية وتطبيقاتها	1
الوحدة الثانية	الأحماض والقواعد	88
الوحدة الثالثة	التحليل الكيميائي الكيفي	108
الوحدة الرابعة	التحليل الكيميائي الحجمي	152
الوحدة الخامسة	الطاقة في التفاعلات الكيميائية	221
الوحدة السادسة	سرعة وآلية التفاعلات الكيميائية	250
الوحدة السابعة	مبادئ الاتزان الكيميائي	277
الوحدة الثامنة	الكيمياء الكهربائية	308
الوحدة التاسعة	الكيمياء النووية	367

بسم الله الرحمن الرحيم

إلى الأخوة الزملاء والزميلات معلمي الكيمياء بالمرحلة الثانوية ، وأبنائنا
طالبات وطلاب الصف الثالث بالمرحلة الثانوية.
السلام عليكم ورحمة الله وبركاته.

أما بعد

تقوياً لمقررات الكيمياء القائمة وأساليب تدريسها ووسائلها ، وتسديداً
لمفاهيمها ، ولما لهذا العمل من أهمية وحاجة إلى دعم وتعميق ، وبعد مرور عدة
سنوات على هذه المقررات ، فإنه قد استقرت وتجمعت لدينا بعض المعلومات
والنتائج التي حدث بنا أن نقوم بعملية تطوير تلخص الأفكار والنتائج التي توصلنا
إليها ، لتكون في إطار منسجم يلخص الفوائد ويوسع دائرة الانتفاع ويفتح الباب أمام
الطلاب للتوسع في دراسة الكيمياء في مستقبل أيامهم.

إنّ تدريس الكيمياء ، يجب أن يعكس طبيعة الكيمياء ، وما يؤمل أن يكتسبه
الطالب ويمارسه عملياً من تسلسل في التفكير والتطبيق العملي الصحيح . ويشتمل
هذا الكتاب في ثوبه الجديد على مواقف تعليمية ونشاطات علمية تقود إلى ممارسة
الطريقة العلمية في البحث والتفكير وحل المشكلات. ويسرنا أن نقدم لكم الكتاب في
صورته المطورة ، والذي يشتمل على تسع وحدات ، قسمت كل وحدة إلى عدة
دروس ، ولكل وحدة أهداف تعليمية محددة. وتتسم أهداف هذه الوحدات بأنها :

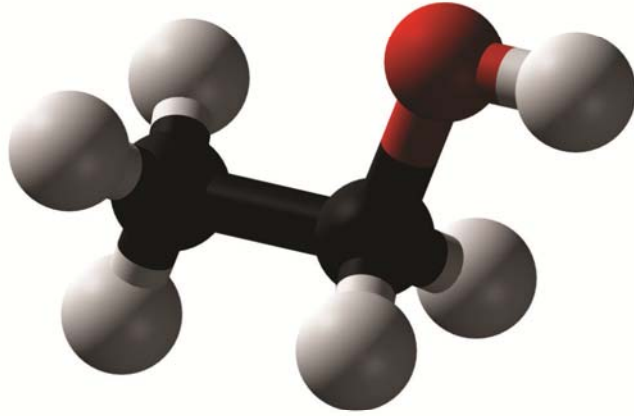
- تستخدم أفعالاً سلوكية مناسبة ، حيثما كان ذلك ممكناً.
- ترتبط ارتباطاً مباشراً بمحتوى الوحدة وأجزائها ، وتكون بمثابة مرشد
للطالب عبر المادة.

- تحدد نشاطات عملية يجب أن يحققها الطالب.
 - تمثل ناتجاً تعليمياً قابلاً للملاحظة والقياس والتقويم كلما أمكن ذلك.
- كذلك تمت إعادة ترتيب الوحدات بطريقة تختلف عن الترتيب السابق.
- إننا نأمل أن نكون متقدمين إلى الاتجاه الصحيح في عصر التدفق المعرفي والتكنولوجي ، وأن نكون قد حققنا الغرض المنشود من تطوير هذا الكتاب ؛ شاكرين للأخوة الزملاء والزميلات لملاحظاتهم القيمة ، التي من شأنها إثراء هذا العمل وتطويره. ونشكر الإخوة الزملاء الذين تم تكليفهم من جانب المركز القومي للمناهج والبحث التربوي وهم :
١. عبد الرحيم إبراهيم فضل الله محمد ٢. عواطف حمد عبد الرحمن جار الله
 ٣. يوسف بشير الحاج أحمد ٤. مبارك إبراهيم محمد الزين . لملاحظاتهم التي أبدوها حول التطوير الذي تم إجراؤه في هذا الكتاب.
- ونسأل الله أن يكون هذا العمل خالصاً لوجهه الكريم.

وآخر دعوانا أن الحمد لله رب العالمين

مجنة التطوير

الوحدة الأولى



الكيمياء العضوية

محتويات الوحدة الأولى

الصفحة	الموضوع	رقم الدرس
3		أهداف الوحدة
4		المقدمة
6	هاليدات الالكيل	الأول
15	الكحولات والإثيرات	الثاني
23	الالهيدات والكيتونات والأحماض الكربوكسيلية والاسترات	الثالث
36	الخواص الفيزيائية والكيميائية للكحولات وطرق تحضيرها	الرابع
47	الخواص الفيزيائية والكيميائية للاثرات وطرق تحضيرها	الخامس
51	الخواص الفيزيائية والكيميائية للأدهيدات والكيتونات وطرق تحضيرها	السادس
61	الخواص الفيزيائية والكيميائية للاحماض الكربوكسيلية وطرق تحضيرها	السابع
68	الخواص الفيزيائية والكيميائية للإسترات وطرق تحضيرها	الثامن
72	الصابون	التاسع
77	البلمرة العضوية والتماكب	العاشر
83		تمرين عام على الوحدة الأولى

الوحدة الأولى : الكيمياء العضوية المشتقات الهيدروكربونية وتطبيقاتها

الأهداف :

- بعد نهاية هذه الوحدة ، يجب أن يكون الطالب قادراً على أن :
1. يرسم الصيغ الكيميائية العامة لبعض المجموعات الوظيفية الأساسية في المركبات العضوية.
 2. يكتب الأسماء الكيميائية لبعض المركبات العضوية الممثلة للمجموعات الوظيفية المختلفة.
 3. يفسر سبب اختلاف الخواص الفيزيائية بين المجموعات الوظيفية في المركبات العضوية.
 4. يجري عمليات المقارنة المختلفة حول الخواص والصيغ والأسماء بين المجموعات الوظيفية في المركبات العضوية.
 5. يكتب الخواص الفيزيائية والكيميائية للمشتقات الهيدروكربونية التالية : هاليدات الألكيل - الكحولات - الإثيرات - الألدهيدات - الكيتونات - الأحماض الكربوكسيلية - الاسترات.
 6. يذكر الأمثلة الدالة على أهمية المواد العضوية المختلفة التي تسهل حياتنا اليومية.
 7. يحضر بعض المركبات العضوية في المعمل.
 8. يصف بعض تفاعلات الهيدروكربونات ومشتقاتها.
 9. يميز التفاعلات بين المركبات العضوية المختلفة.
 10. يتعرف على بعض تطبيقات الكيمياء العضوية.
 11. يفرق بين أنواع البلمرة.
 12. يبين صور التماكب في حالاته المختلفة.

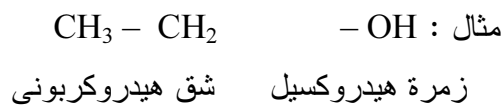
المقدمة :

عزيزي الطالب :

درست في وحدة الكيمياء العضوية في كتاب الصف الثاني أن المركبات الهيدروكربونية تحتوي على عنصري الكربون والهيدروجين فقط ؛ وهي قد تكون مركبات أليفاتية مثل (الألكانات والألكينات والألكاينات) أو مركبات أروماتية كالبنزين ومشتقاته . وتُعتبر المركبات الهيدروكربونية هي الأساس في الحصول على جميع المشتقات العضوية تقريباً ؛ فإذا حلت ذرة أو أكثر محل ذرة هيدروجين أو أكثر في المركب الهيدروكربوني ، فإن الذرة أو (الذرات) أو (المجموعات الذرية) التي حلت محل الهيدروجين في المركب الهيدروكربوني ، تسمى بالزمرة أو المجموعة الوظيفية (Functional group) ، كما علمت من قبل بحسب التعريف التالي :

تعريف الزمرة الوظيفية :

الزمرة أو المجموعة الوظيفية (الفعّالة) هي ذرة أو مجموعة من الذرات المتصلة بالشق الهيدروكربوني ، وتضفي على المركب معظم الخواص الفيزيائية والكيميائية المميزة له. وقد تكون الزمرة رابطة ثنائية أو ثلاثية بين ذرتي كربون متجاورتين .



جدول رقم (1 - 1) الزمر (المجموعات) الوظيفية الرئيسية

الصيغة البنائية العامة للسلسلة	صيغة الزمرة	إسم الزمرة	السلسلة
R-CH = CH ₂	C=C	الرابعة الثنائية	الألكينات
R- C ≡ CH	C≡C	الرابعة الثلاثية	الألكاينات
R- OH	- OH	الهيدروكسيل	الكحولات
R-CHO	- CHO	ألدهيد (فورميل)	الألدهيدات
R- CO – R		الكربونيل	الكيتونات
R-COOH	-COOH	الكربوكسيل	الأحماض الكربوكسيلية
R-O-R	-O-	إيثر	الإيثرات
R-COO-R	-COO-	إستر	الإسترات
R-X	-X	هاليد	هاليدات الألكيل

الدرس الأول

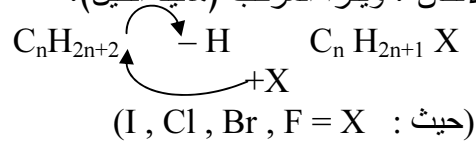
هاليدات الألكيل

Alkyl Halides

(1-1) هاليدات الألكيل :

هاليدات الألكيل هي المركبات التي تتميز بالمجموعة الوظيفية (X-) وتنتج عن إحلال ذرة هالوجين واحدة أو أكثر محل ذرة هيدروجين أو أكثر في

الألكان . ويقرأ المركب (هاليد ألكيل).



تذكر أن :

الصيغة الجزيئية العامة لهاليدات الألكيل هي : $C_n H_{2n+1} X$

الصيغة البنائية العامة لهاليدات الألكيل هي $R - X$.

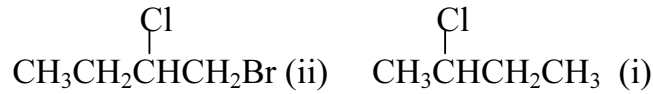
جدول (1 - 2) تسمية هاليدات الألكيل :

مثال	الطريقة النظامية (المنهجية) للتسمية " IUPAC "	مثال	الطريقة العامة الشائعة للتسمية	الصيغة العامة
$\begin{array}{c} \text{Br} \\ \\ \text{CH}_3 - \text{C} - \text{CH}_3 \\ \\ \text{Br} \end{array}$ <p>(2 ، 2 - ثنائي برومو البروبان)</p>	<p>1. نختار أطول سلسلة تحوي التفرعات ثم نرقمها من الطرف الأقرب إلى التفرعات.</p> <p>2. نحدد موقع كل تفرع بكتابة رقم ذرة الكربون المرتبطة بالفرع ثم علامة (-)، ثم اسم التفرع حيث يُضاف له حرف واو بآخر الاسم ، ثم علامة (-) ؛ مع مراعاة الترتيب الهجائي عند ذلك كتابة التفرعات.</p> <p>3. بعد ذلك يُكتب اسم الألكان حسب السلسلة التي تم ترقيمها.</p>	$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{Br}$ (بروميدي الإيثيل) $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{I}$ (يوديدي البروبيل)	<p>يُكتب اسم الهاليد " X " ثم اسم الجذر الألكيلي " R " ويقرأ هاليد الألكيل</p>	$\text{R} - \text{X}$ " R " تعنى جذر ألكيل
$\begin{array}{c} \text{Cl} \quad \text{Br} \\ \quad \\ \text{CH}_3 - \text{C} - \text{C} - \text{CH}_3 \\ \quad \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array}$ <p>(2 برومو - 3 كلورو بيبوتان)</p>				

جدول (1 - 3) يوضح بعض مركبات هاليدات الألكيل :

الصيغة الجزيئية	الصيغة البنائية	الاسم المنهجي	الاسم العام
CH ₃ Cl	CH ₃ - Cl	كلورو ميثان	كلوريد الميثيل
C ₃ H ₇ I	CH ₃ - CH ₂ - CH ₂ - I	يودو بروبان	يوديد البروبيل
C ₃ H ₇ Cl	CH ₃ - CH - CH ₃ Cl	2- كلورو بروبان	كلوريد آيزو بروبييل
C ₄ H ₉ Cl	CH ₃ - CH ₂ - CH - CH ₃ Cl	2- كلورو بيوتان	كلوريد آيزو بيوتيل
C ₃ H ₆ Br ₂	CH ₃ - C - CH ₃ Br Br	2 ، 2- ثنائي برومو بروبان	ثنائي بروميد البروبيل
C ₄ H ₈ BrCl	CH ₃ - C - C - CH ₃ Cl Br H H	2- برومو - 3- كلورو بيوتان	بروميد كلوريد البيوتيل

تدريب : اكتب كلاً من الاسم العام والاسم المنهجي للمركبات الآتية :



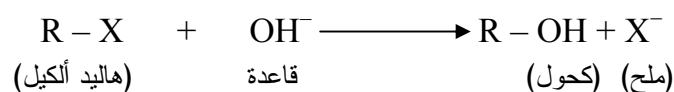
(1-1-1) الخواص الفيزيائية لهاليدات الألكيل :

1. الإرتفاع النسبي في نقاط الغليان مقارنة بالألكانات التي تشتق منها.
2. معظمها شحيحة الذوبان في الماء ، لكنها قابلة للذوبان في المذيبات العضوية.
3. هاليدات الألكيل المحتوية على ذرات (اليود والبروم والكلور) أعلى كثافة من الماء.

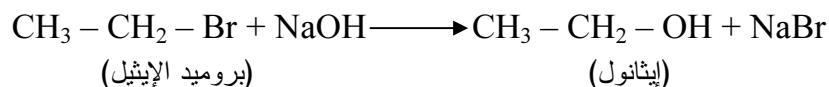
4. الرابطة بين ذرة الهلوجين وذرة الكربون اسهامية قطبية ، وتتدرج شدة قطبية الرابطة تصاعدياً من اسفل عناصر المجموعة السابعة إلى أعلاها (الرابطة R - I هي الأضعف بينما الرابطة R - F هي الأقوى). علل.

(2-1-1) الخواص الكيميائية لهاليدات الألكيل :

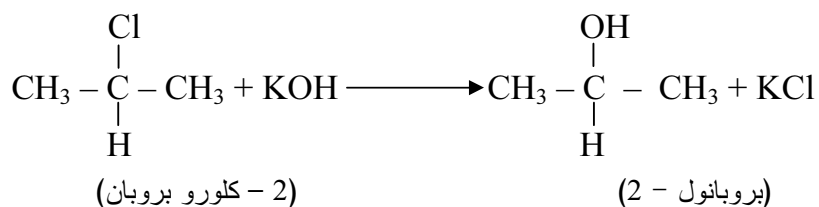
من أهم الخواص الكيميائية المميزة لهاليدات الألكيل تفاعلها مع هيدروكسيدات الفلزات القلوية ، مثل NaOH ، KOH ، عن طريق الإحلال لتعطي مشتقات هيدروكربونية كما هو موضح بالمعادلة العامة الآتية :



مثال (1-1) : تفاعل بروميد الإيثيل (برومو إيثان) مع محلول هيدروكسيد الصوديوم :



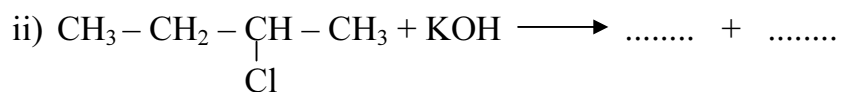
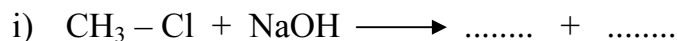
مثال (2-1) : تفاعل 2-كلورو بروبان (كلوريد أيزو بروبييل) مع محلول هيدروكسيد البوتاسيوم :



تدريب :

1. ما هي الخواص الفيزيائية العامة لهاليدات الألكيل ؟

2. أكمل المعادلات الآتية :



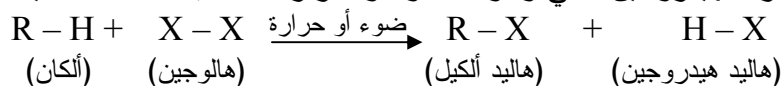
(3-1-1) تحضير هاليدات الألكيل :

هنالك طريقتان من أهم طرق تحضير هاليدات الألكيل وهما :

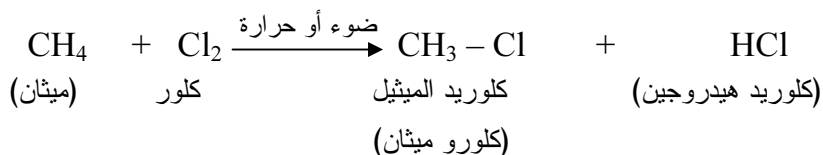
أ/ طريقة الإحلال :

وهي تتم بتفاعل الألكان (R-H) أو الألكان الحلقي أو حلقة البنزين مع الهالوجين (X_2) المطلوب تحضيره منه ، وذلك عن طريق إحلال ذرة الهالوجين

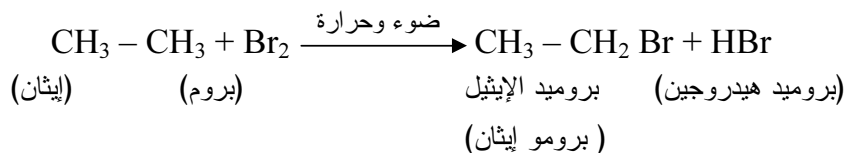
محل ذرة الهيدروجين ، في وجود الضوء والحرارة ، حسب المعادلة التالية :



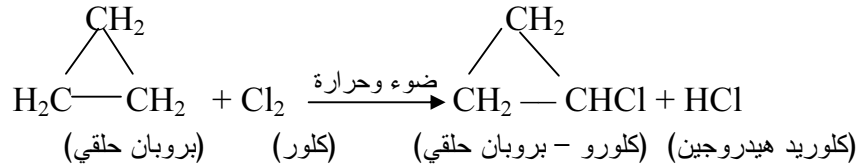
مثال (3-1) : تحضير كلوريد الميثيل (كلورو ميثان) :



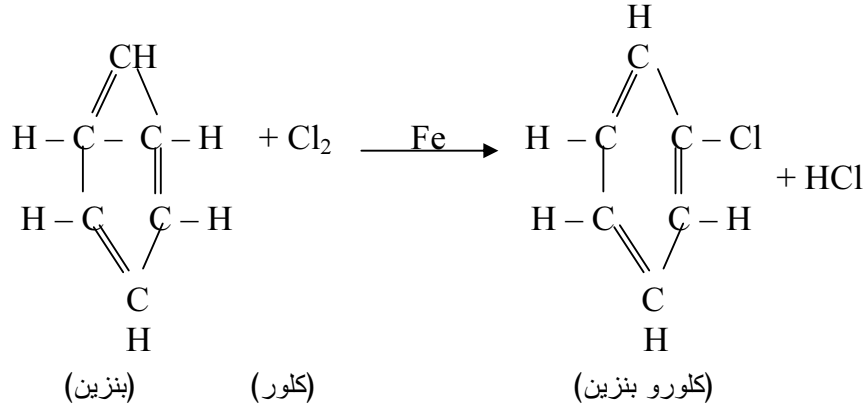
مثال (4-1) : تحضير بروميد الإيثيل (برومو إيثان) :



مثال (5-1) : تحضير مركب كلورو - بروبان حلقي (مثال على الهيدروكربونات الحلقية).



مثال (6-1) : تحضير مركب كلورو بنزين (مثال على المركب الأروماتية - العطرية)

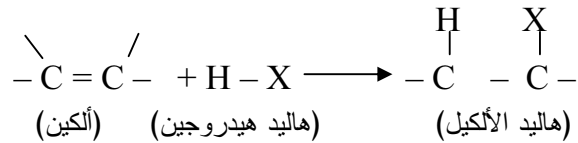


ملاحظة : مركب البنزين (Benzene) في هذا التفاعل هو البنزين العطري (الأروماتي) ، وليس بنزين السيارات (Benzene) ، إذ أن الأخير هو خليط من عدة مركبات هيدروكربونية مشبعة أهمها الأوكتان (C₈H₁₈).

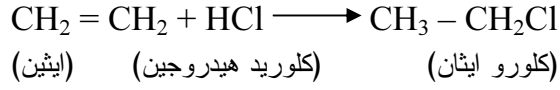
ب/ طريقة الإضافة :

وهي تتم بإضافة هاليد هيدروجين إلى الألكين أو الألكاين المناسب ، حسب

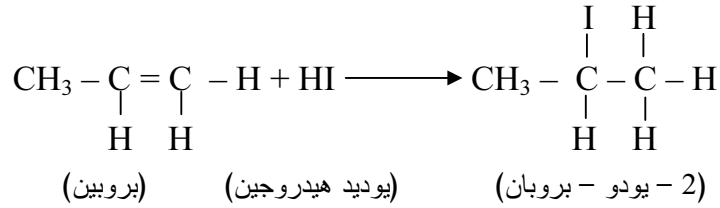
المعادلة العامة التالية :



مثال (7-1) : تحضير كلورو إيثان من الإيثيلين (الإيثين) :



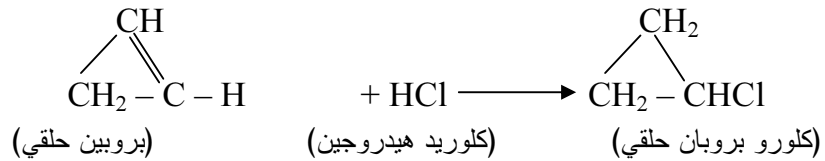
مثال (8-1) : تحضير 2- يودو - بروبان من البروبين :



ملاحظة : يُلاحظ أن ذرة الهيدروجين في جزئ HI ترتبط بذرة الكربون التي يرتبط بها أكبر عدد من ذرات الهيدروجين حسب (قاعدة ماركوفنيكوف) التي تنص على الآتي :

(عند تفاعلات الإضافة إلى الرابطة الثنائية $\text{C} = \text{C}$ أو الثلاثية ، يُلاحظ أن ذرة الهيدروجين تضاف إلى ذرة الكربون التي يرتبط بها أكبر عدد من ذرات الهيدروجين).

مثال (9-1) : تحضير مركب كلورو بروبان حلقي (مثال على الهيدروكربونات الحلقية غير المشبعة) :



تدريب :

- ب. باستخدام الألكان المناسب ، أكتب معادلة تحضير كلٍ من المركبات التالية :
- بروميد البروبيل.
 - 2-كلورو بروبان.
- ج. باستخدام الألكين المناسب ، إكتب المعادلة الكيميائية لتحضير مركب 2-برومو بيوتان.

(1-1-4) تطبيقات هاليدات الألكيل :

- يستخدم رابع كلوريد الكربون (CCl_4) في إطفاء الحرائق نظراً لارتفاع كثافته ، ولكن قلّ استخدامه الآن لأنه قد يتسبب في حدوث بعض الأمراض ؛ كما يستخدم رابع كلوريد الكربون في إذابة المواد العضوية وفي مغاسل الملابس (الغسيل الجاف).
- يُستخدم الكلوروفورم (CH_3Cl) كمادة مخدرة وفي إذابة المواد العضوية.
- يُستخدم الكلوروفلورو كربون في صناعة الفريون المستخدم للتبريد في المكيفات والثلاجات وفي علب السوائل العطرية ومبيدات الحشرات (هنالك تحفظات على هذا الاستخدام).
- يُستخدم ثلاثي كلورو إيثيلين في مغاسل الملابس.
- تُستخدم مادة مبلمر كلوريد الفينيل (PVC) في صناعة المواد البلاستيكية ، كما تُستخدم مادة مبلمر رباعي فلورو إيثيلين (التيفال أو النفلون) في تغطية السطوح الداخلية لأواني الطبخ لمنع التصاق الطعام بها.
- يستخدم هالو ايثنان في عمليات التخدير في طب الاسنان واسمه النظامي (المنهجي) هو : 2 - برومو - 2 كلورو - 1 ، 1 ، 1 - ثلاثي فلورو ايثنان.

تمارين :

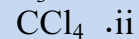
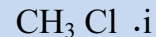
- ارسم البنية التركيبية لكل من :
1. التفلون (رباعي فلورو ايثين).
 2. هالو ايثان.

(5-1-1) تقويم الدرس الأول :

1/ ارسم الصيغة البنائية لكل من المركبات الآتية :

- i. 1 ، 1- ثنائي كلورو ايثان.
- ii. 2- برومو 2- يودو هكسان.
- iii. 1- برومو - 2- كلورو بروبان.
- iv. 3 ، 3- ثنائي برومو بيوتان.
- v. برومو بيوتان حلقي.

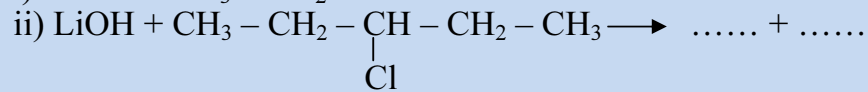
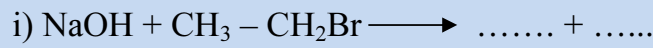
2/ اكتب كلاً من الاسم المنهجي والاسم العام للمركبات الآتية :



3/ اكتب معادلة لتحضير (بروميد الإيثيل) من الألكين المناسب.

4/ اكتب معادلة لتحضير المركب (2- برومو بيوتان) من الألكان المناسب :

5/ اكمل المعادلات الآتية :



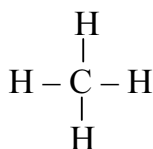
الدرس الثاني

الكحولات Alcohols والإثيرات Ethers

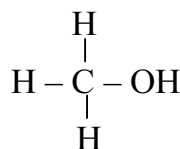
(2-1) الكحولات :

الكحولات هي مشتقات هيدروكربونية تنتج عندما تحل مجموعة هيدروكسيل (-OH) أو أكثر محل ذرة هيدروجين أو أكثر في المركب الهيدروكربوني . وتكون تسمية الكحولات بإضافة المقطع (ول) إلى الألكان ويقراً (ألكانول).

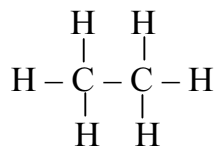
أمثلة :



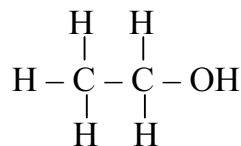
(ميثان)



(ميثانول)



(إيثان)



(إيثانول)

الصيغة الجزيئية العامة للكحولات هي : $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{OH}$

الصيغة البنائية العامة للكحولات هي : $\text{R}-\text{OH}$

(1-2-1) أنواع الكحولات :

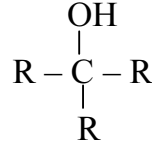
أ / تنقسم الكحولات حسب نوع ذرة الكربون الحاملة للزمرة الوظيفية (مجموعة الهيدروكسيل) إلى ثلاثة أقسام هي :

i. الكحولات الأولية : وفيها ترتبط مجموعة الهيدروكسل (-OH) بذرة كربون أولية ، حيث ترتبط هذه الذرة بذرتي هيدروجين على الأقل ، وتكون طرفية الموضع والصيغة البنائية العامة للكحولات الأولية هي : $R - CH_2OH$.

ii. الكحولات الثانوية : وفيها ترتبط مجموعة الهيدروكسيل (-OH) بذرة كربون ثانوية (أي ترتبط بذرتي كربون حيث ترتبط هذه الذرة بذرة هيدروجين وسيطة الموضع والصيغة البنائية العامة للكحولات الثانوية هي :



iii. الكحولات الثالثية : وفيها ترتبط مجموعة (زمرة) الهيدروكسيل (-OH) بذرة كربون ثالثية أي ترتبط بذرة كربون مرتبطة بثلاث ذرات كربون أخرى. والصيغة البنائية العامة للكحولات الثالثية هي :



ب / تنقسم الكحولات حسب عدد مجموعات الهيدروكسيل (-OH) في جزيء الكحول الواحد إلى ثلاثة أقسام هي :

i. كحولات أحادية الهيدروكسيل : وهي تحتوي على مجموعة هيدوكسيل (-OH) واحدة مثل :



ii. كحولات ثنائية الهيدروكسيل: وهي تحتوي على مجموعتي هيدروكسيل (-OH) وتعرف بالجليكول.

مثال (10-1) :



.iii كحولات عديدة الهيدروكسيل : ويحتوى الجزيء الواحد منها على

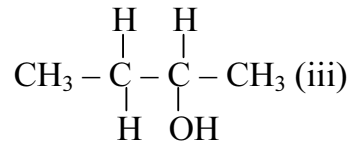
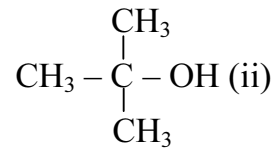
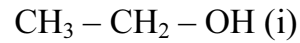
ثلاث مجموعات هيدروكسيل $(\text{OH})^-$ أو أكثر . مثل الجليسرول

(الجلسرين) :



تدريب :

بين نوع كل من الكحولات الآتية (مع ذكر السبب) :



جدول رقم (1 - 4) تسمية الكحولات :

الصيغة العامة	الطريقة العامة (الشائعة) للتسمية	مثال	الطريقة المنهجية (النظامية) للتسمية	مثال
R - OH "R" تعني جذر ألكيلي	تكتب كلمة كحول (OH) ثم كلمة ألكيلي (R) حسب نوع الجذر المرتبط بمجموعة الهيدروكسيل (-OH) ويقرأ كحول ألكيلي.	مثال CH ₃ - CH ₂ - CH ₂ - OH (كحول بروبيلي أولى)	1. إختيار أطول سلسلة تحوي مجموعة (-OH) وترقم من الطرف الأقرب لها. 2. تسمى التفرعات إن وجدت بنفس الطريقة السابقة. 3. يكتب رقم مجموعة (-OH) ، أي رقم ذرة الكربون المتصلة بها ، ثم علامة (-) ثم اسم الألكان + المقطع (ول) ، بعد كتابة أسماء التفرعات ملاحظة من الأفضل كتابة المركب بالصورة البنائية عند تسميته.	مثال $\begin{array}{c} \text{OH} \quad \text{CH}_3 \\ \quad \\ \text{CH}_3 - \text{CH} - \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3 \\ \text{(3 - ميثيل - بنتانول -2)} \end{array}$ $\begin{array}{c} \text{OH} \\ \\ \text{CH}_3 - \text{CH} - \text{CH}_3 \\ \text{(بروبانول-2)} \end{array}$

أمثلة على أنواع الكحولات :

(i) جدول رقم (1 - 5) كحولات أولية :

الاسم	الصيغة البنائية	الصيغة الجزيئية
ميثانول (كحول ميثيلي)	CH ₃ OH	CH ₄ O
إيثانول (كحول إيثيلي)	CH ₃ - CH ₂ - OH	C ₂ H ₅ OH
بيوتانول (1-كحول بيوتيلي)	CH ₃ - CH ₂ - CH ₂ - CH ₂ OH	C ₄ H ₉ OH
بنتانول (1-كحول بنتيلي)	CH ₃ - CH ₂ - CH ₂ - CH ₂ - CH ₂ OH	C ₅ H ₁₁ OH
هكسانول (1-كحول هكسيلي)	CH ₃ (CH ₂) ₄ - CH ₂ OH	C ₆ H ₁₃ OH

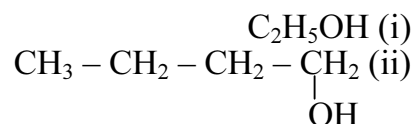
(ii) جدول رقم (1 - 6) كحولات ثانوية :

الاسم	الصيغة البنائية	الصيغة الجزيئية
(بروبانول-2)	CH ₃ - CHOH - CH ₃	C ₃ H ₇ OH
(بيوتانول-2)	CH ₃ - CH ₂ - CHOH - CH ₃	C ₄ H ₉ OH
(بنتانول-2)	CH ₃ - CH ₂ - CH ₂ - CHOH - CH ₃	C ₅ H ₁₁ OH
(بنتانول-3)	CH ₃ - CH ₂ - CHOH - CH ₂ - CH ₃	C ₅ H ₁₁ OH
(هكسانول-2)	CH ₃ (CH ₂) ₃ - CHOH - CH ₃	C ₆ H ₁₃ OH
(هكسانول-3)	CH ₃ - (CH ₂) ₂ - CHOH - CH ₂ - CH ₃	C ₆ H ₁₃ OH

(iii) جدول رقم (1 - 7) كحولات ثالثة :

الاسم	الصيغة البنائية	الصيغة الجزيئية
(2-ميثيل-بيوتانول-2)	CH ₃ - CH ₂ - C OH - CH ₃ CH ₃	C ₅ H ₁₁ OH
(2-ميثيل-بنتانول-2)	CH ₃ - CH ₂ - CH ₂ - C OH - CH ₃ CH ₃	C ₆ H ₁₃ OH
(3-ميثيل-بنتانول-3)	CH ₃ - CH ₂ - C OH - CH ₂ - CH ₃ CH ₃	C ₆ H ₁₃ OH

تدريب : (1) اكتب كلاً من الاسم المنهجي والاسم العام للمركبات (الكحولات) الآتية :



(2) ارسم الصيغة البنائية للمركب :

(i) بروبانول-2 (ii) 2-ميثيل-بيوتانول-2

(2-1 - 2) الإيثرات Ethers:

الايثرات مركبات لها صيغة بنائية عامة من النوع (ROR') ويقراً الكيل

الكيل إيثر ، حيث :

i. إذا كان $R = R'$ ، فإن الإيثر يسمى متماثلاً (ROR).

ii. إذا كان $R \neq R'$ ، فإن الإيثر يسمى إيثرأ غير متماثلاً (ROR').

- الصيغة الجزيئية العامة للإيثرات هي $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}\text{O}$: (حيث n أكبر من

الواحد الصحيح)

- الصيغة البنائية العامة للإيثرات هي $\text{R} - \text{O} - \text{R}'$: إذا كان الإيثر

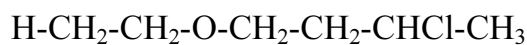
متماثلاً أو R-O-R إذا كان الإيثر غير متماثلاً.

جدول (1 - 8) تسمية الإيثرات :

الصيغة الجزيئية	الطريقة العامة (الشائعة) للتسمية	مثال	الطريقة (النظامية) للتسمية	مثال
$\text{R} - \text{O} - \text{R}'$ / "R" ، "R" جذران متشابهان أو مختلفان	تكتب اسم كل من الجزيرين ثم كلمة إيثر ؛ ويقراً ألكيل أليكل إيثر (حسب نوع الجذر)	$\text{CH}_3 - \text{O} - \text{C}_2\text{H}_5$ (ميثيل إيثر) $\text{CH}_3 - \text{O} - \text{CH}_3$ (ثنائي ميثيل إيثر)	1. اختيار أطول سلسلة من الجزيرين واعتبارها السلسلة الرئيسية لاسم المركب. 2. ترقيم السلسلة	$\begin{array}{c} \text{Cl} \\ \\ \text{CH}_3 - \text{O} - \text{C} - \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$ (2-كلورو ميثوكسي بروبان) $\begin{array}{c} \text{OCH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 - \text{CH} - \text{CH}_3 \end{array}$

(2- ميثوكسي بروبان)	الرئيسة من الطرف الأقرب إلى ذرة الأكسجين. 3. كتابة موقع واسم التفرعات بنفس الطريقة السابقة. 4. اعتبار الفرع "RO" المتصل بالسلسلة الرئيسة تقرأ يأخذ الاسم ألكوكسي. (يفضل كتابة الصيغة البنائية للمركب عند تسميته)			
---------------------	---	--	--	--

مثال (1-11) :



جدول (1 - 9) يوضح بعض الأمثلة على الاثيرات :

الصيغة الجزيئية	الصيغة البنائية	الاسم المنهجي	الاسم العام
$\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$	$\text{CH}_3 - \text{O} - \text{CH}_3$	ميثوكسي ميثان	ثنائي ميثيل إيثر
$\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$	$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{O} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$	إيثوكسي إيثان	ثنائي إيثيل إيثر
$\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$	$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{O} - \text{CH}_3$	ميثوكسي إيثان	ميثيل إيثيل إيثر
$\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$	$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{O} - \text{CH}_3$	ميثوكسي بروبان	ميثيل بروبيل إيثر

تدريب :

1. ما هي الصيغة البنائية للمركب : (بروبيل بيوتيل إيثر) ؟
2. اكتب الاسم المنهجي للمركب : $\text{CH}_3\text{OC}_2\text{H}_5$.
3. ارسم الصيغة البنائية مع ذكر الإسم العام والإسم المنهجي للمركب :
 $\text{CH}_3\text{OC}(\text{CH}_3)_3$.

(3-2-1) تقويم الدرس الثاني:

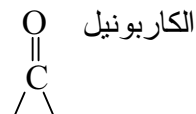
1. عرف الزمرة الوظيفية.
2. أكتب الصيغة الجزيئية العامة للكحولات.
3. ما هو الأساس الذي تم به تصنيف الكحولات إلى أولية وثانوية وثالثية ؟
4. صنف الكحولات التالية إلى أولية وثانوية وثالثية:
 1. $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$
 2. $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_3\text{CHCH}_3\text{CH}_2\text{OH}$
 3. $\text{CH}_3\text{CHOHCH}_2\text{CH}_3$
 4. $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COHCH}_3\text{CH}_3$
5. أكتب الصيغة البنائية لكل من المركبين التاليين:
 - (1) 2,2 - ثنائي ميثيل ميثوكسي هكسان.
 - (2) 2 - كلورو -2-ميثيل بروبيكسي بنتان.
6. أكتب الإسم العام والإسم المنهجي لكل من الإيثرات الآتية:
 - (1) $\text{CH}_3\text{-O-CH}_3$
 - (2) $\text{CH}_3\text{OC}_2\text{H}_5$
 - (3) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OCH}_2\text{CH}_3$
 - (4) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OCH}_3$
7. أكتب الصيغة البنائية لكحول وإيثر لهما الصيغة الجزيئية $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$

الدرس الثالث

الألدهيدات والكيونات والأحماض الكربوكسيلية والإسترات Aldehydes , Ketones, Carboxylic Acids & Esters

(3-1) الألدهيدات والكيونات :

تتميز الالدهيدات والكيونات بوجود زمرة (مجموعة وظيفية) تسمى



(1-3-1) الألدهيد :

الألدهيد : هو مركب عضوي ترتبط فيه زمرة الكاربونيل بمجموعة ألكيل R من ناحية وبذرة هيدروجين H من الناحية الأخرى :



(الاستثناء الوحيد في مجموعة الألدهيدات هو المركب الأول حيث ترتبط

زمرة الكاربونيل بذرتي هيدروجين من الناحيتين $\text{H} - \overset{\text{O}}{\parallel} \text{C} - \text{H}$ وهو الفورمالدهيد).

ويسمى الألدهيد بإضافة المقطع (ال) إلى الألكان ليصبح (ألكنال).

الصيغة الجزيئية العامة للالدهيدات هي : $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}$.

الصيغة البنائية العامة للالدهيدات هي : RCHO أو $\text{R} - \overset{\text{O}}{\parallel} \text{C} - \text{H}$.

جدول (1 - 10) تسمية الألدهيدات :

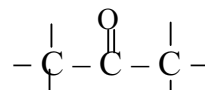
مثال	الطريقة (النظامية) للتسمية	مثال	الطريقة العامة (الشائعة) للتسمية	الصيغة العامة
$\begin{array}{c} \text{Br} \quad \text{O} \\ \quad \\ \text{CH}_3 - \text{CH} - \text{C} - \text{H} \end{array}$ <p>(2 - برومو بروبانال)</p>	<p>1/ تأخذ ذرة كربون مجموعة الكربونيل الألدهيد الرقم "1" ويستمر الترقيم في اتجاه أطول سلسلة.</p>	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{CH}_3 - \text{C} - \text{H} \end{array}$ <p>أسيتالدهيد أو ألدهيد الخل</p>	<p>تنسب الاسماء العامة للالدهيدات إلى المصدر الذي أشتقت منه أو بكتابة الاسم الألكاني + كلمة ألدهيد. ويقراً (ألكالدهيد)</p>	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{R} - \text{C} - \text{H} \end{array}$ <p>" R " تعني جذر ألكيل أو ذرة " H "</p>
$\begin{array}{c} \text{Cl} \quad \text{O} \\ \quad \\ \text{CH}_3 - \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{C} - \text{H} \end{array}$ <p>(3 - كلورو بيوتانال)</p>	<p>2/ تسمى التفرعات بنفس الطريقة السابقة.</p> <p>3/ ينسب اسم الألدهيد إلى اسم الألكان في السلسلة الأطول في المركب + المقطع (ال).</p>	<p>أو أيتالدهيد</p> $\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{CH}_3\text{CH}_2\text{C} - \text{H} \end{array}$ <p>(بروبالدهيد)</p>		

جدول (1 - 11) أمثلة على الألدهيدات :

الاسم العام	الاسم المنهجي	الصيغة البنائية (التركيبية)	الصيغة الجزيئية
ميثان أدهيد أو فورمالدهيد أو فورمالين .	ميثانال	HCHO أو $\text{H}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{H}$	CH_2O
إيثان أدهيد أو أسيت الأدهيد أو أدهيد الخل	إيثانال	$\text{CH}_3-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{H}$	$\text{C}_2\text{H}_4\text{O}$
بروبالدهيد	بروبانال	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{H}$	$\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$
بيوتالدهيد	بيوتانال	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{H}$	$\text{C}_4\text{H}_8\text{O}$
ميثيل بروبالدهيد	2-ميثيل بروبانال	$\text{CH}_3-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{H}$	$\text{C}_4\text{H}_8\text{O}$
بنثالدهيد	بنتانال	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{H}$	$\text{C}_5\text{H}_{10}\text{O}$
ميثيل بيوتالدهيد	2-ميثيل بيوتانال	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{H}$	$\text{C}_5\text{H}_{10}\text{O}$

(2-3-1) الكيتون :

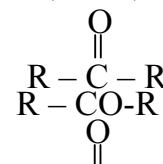
الكيتون : هو مركب عضوي ترتبط فيه زمرة الكاربونيل بذرتي كربون :



أبسط الكيتونات توجد به ثلاث ذرات كربون وهو البروبانون (الاسيتون) ويسمي الكيتون بإضافة المقطع (ون) إلى الألكان ليصبح (ألكانون) .

الصيغة الجزيئية العامة للكيتونات هي : $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}$

الصيغة البنائية العامة هي :



(حيث $\text{R}' \neq \text{R}$ أو $\text{R}' = \text{R}$)

جدول (1 - 12) تسمية الكيتونات :

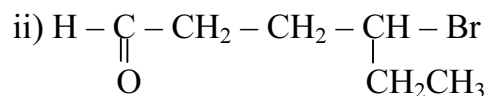
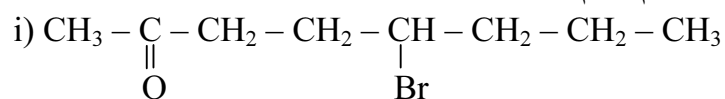
مثال	الإسم المنهجي	مثال	الطريقة العامة (الشائعة) للتسمية	الصيغة العامة
$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \quad \text{O} \\ \quad \\ \text{CH}_3 - \text{CH} - \text{C} - \text{CH}_3 \\ \text{(3-ميثيل بيوتانون)} \\ \text{CH}_3 - \text{C} - \text{CH} - \text{CH}_3 \\ \quad \\ \text{O} \quad \text{CH}_2 \\ \quad \\ \quad \text{CH}_3 \end{array}$	<p>1/ نبدأ الترقيم من الطرف الأقرب إلى ذرة الكربون الكيتونية ، وتستمر في اتجاه أطول سلسلة.</p> <p>2/ تسمى التفرغات بنفس الطريقة السابقة.</p> <p>3/ ننسب الكيتون للسلسلة الأطول مع إضافة المقطع (ون) إلى اسم الألكان.</p>	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{C}_2\text{H}_5 - \text{C} - \text{CH}_3 \\ \text{(إيثيل ميثيل كيتون)} \\ \text{O} \\ \\ \text{CH}_3 - \text{C} - \text{CH}_3 \\ \text{(ثنائي ميثيل كيتون) أو:} \\ \text{(ميثيل ميثيل كيتون)} \end{array}$	<p>كتابة اسم كل من الجذرين R/ ، R ، ثم كلمة كيتون ويقرأ ألكيل ألكيل كيتون (حسب نوع الجذر)</p>	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{R} - \text{C} - \text{R}' \\ \text{R}', \text{R} \end{array}$ <p>جذران متشابهان أو مختلفان.</p>

جدول (1 - 13) أمثلة على الكيتونات :

الاسم العام	الاسم المنهجي	الصيغة البنائية	الصيغة الجزيئية
ثنائي ميثيل كيتون أو أسيتون	بروبانون	$\text{CH}_3 - \overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}} - \text{CH}_3$	$\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$
ميثيل إيثيل كيتون	بيوتانون	$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}} - \text{CH}_3$	$\text{C}_4\text{H}_8\text{O}$
ميثيل بروبييل كيتون	بنتانون-2	$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}} - \text{CH}_3$	$\text{C}_5\text{H}_{10}\text{O}$
بروبييل إيثيل كيتون	بنتانون-3	$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$	$\text{C}_5\text{H}_{10}\text{O}$
إيثيل بروبييل كيتون	هكسانون-3	$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$	$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}$
ميثيل بيوتيل كيتون	هكسانون-2	$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}} - \text{CH}_3$	$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}$

تدريب :

باستخدام نظام IUPAC اكتب أسماء الألكهيدات والكيتونات الآتية :



(3-1-3) الحموض الكربوكسيلية :

تعرف الحموض العضوية بالحموض الكربوكسيلية نسبة لوجود مجموعتي الكربونيل والهيدروكسيل (-OH) ، حيث سميت المجموعة الناتجة

عنهما مجموعة الكربوكسيل (-C(=O)-OH) وتوجد الحموض الكربوكسيلية في البرتقال والليمون والخل وغيرها.

(3-1-3-1) تعريف :

الحموض الكربوكسيلية هي المركبات التي تحتوي على زمرة الكربوكسيل أو -COOH

ويسمى الحمض الكربوكسيلي بإضافة المقطع (ويك) إلى اسم الألكان ليصبح (ألكانويك) مع إضافة كلمة (حمض) ؛ ويقراً (حمض الألكانويك).

الصيغة الجزيئية العامة للحموض العضوية هي : $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}_2$

الصيغة العامة للحموض العضوية : R-C(=O)-OH أو $\text{R-CO}_2\text{H}$

جدول (1 - 14) تسمية الحموض الكربوكسيلية (العضوية) :

مثال	الطريقة العامة (النظامية) للتسمية	مثال	الطريقة العامة (الشائعة) للتسمية	الصيغة الجزيئية
$\begin{array}{c} \text{Br} \quad \text{O} \\ \quad \\ \text{CH}_3 - \text{C} - \text{C} - \text{OH} \\ \\ \text{H} \end{array}$ <p>(2 - برومو بربانويك)</p>	<p>ترقيم أطول سلسلة ابتداء من ذرة الكربون لكربوكسيلية. تسمى التفرعات بنفس الطريقة السابقة.</p> <p>كتابة اسم / الألكان المتكون من السلسلة الأطول.</p>	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{H} - \text{C} - \text{OH} \end{array}$ <p>(حمض الفمّل)</p> $\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{CH}_3 - \text{C} - \text{OH} \end{array}$ <p>(حمض الخل)</p>	<p>تسمي الحموض العضوية حسب مصدرها الطبيعي.</p>	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{R} - \text{C} - \text{OH} \end{array}$ <p>R تعني جذر ألكيل أو ذرة H (في الحمض الأول فقط).</p>
$\begin{array}{c} \text{Cl} \quad \text{O} \\ \quad \\ \text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{C} - \text{C} - \text{OH} \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$ <p>2 - ميثيل - 2 - كلورو - بيوتانويك</p>				

جدول (1 - 15) يبين بعض الأمثلة على الحموض الكربوكسيلية :

الاسم العام	الاسم المنهجي	الصيغة البنائية	الصيغة الجزيئية
حمض الفورميك (النمليك)	حمض الميثانويك	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{H} - \text{C} - \text{O} - \text{H} \end{array}$	CH_2O_2
حمض الخليك (الأسيتيك)	حمض الإيثانويك	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{CH}_3 - \text{C} - \text{O} - \text{H} \end{array}$	$\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$
حمض الزبدة	حمض البروبانويك	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{C} - \text{O} - \text{H} \end{array}$	$\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_2$
	حمض البيوتانويك	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{C} - \text{OH} \end{array}$	$\text{C}_4\text{H}_8\text{O}_2$
	حمض البنتانويك	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{CH}_3 - (\text{CH}_2)_3 - \text{C} - \text{OH} \end{array}$	$\text{C}_5\text{H}_{10}\text{O}_2$
	حمض الهكسانويك	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{CH}_3 - (\text{CH}_2)_4 - \text{C} - \text{OH} \end{array}$	$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_2$
	حمض الهبتانويك	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{CH}_3 - (\text{CH}_2)_5 - \text{C} - \text{OH} \end{array}$	$\text{C}_7\text{H}_{14}\text{O}_2$
	حمض الأوكتانويك	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{CH}_3 - (\text{CH}_2)_6 - \text{C} - \text{OH} \end{array}$	$\text{C}_8\text{H}_{16}\text{O}_2$

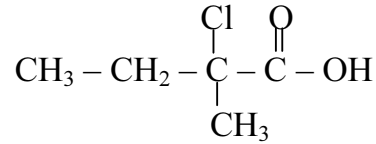
تدريب :

1/ ارسم الصيغة البنائية لكل من المركبات التالية :

i. بروبانويك

ii. 2- ميثيل بيونانويك

2/ اكتب الاسم المنهجي للمركب :



ملاحظة :

في حالة حمض الميثانويك (H – COOH) ، تستبدل مجموعة الألكيل (R) بذرة هيدروجين (H) ؛ كما أنت هناك أحماض ثنائية الكربوكسيل (أي تحتوي على مجموعتي كربوكسيل) مثل حمض الأكساليك ، وتكون هذه الأحماض ثنائية الكربوكسيل مواد بلورية (متبلرة) ، كما أنها أقوى من الأحماض أحادية الكربوكسيل المناظرة ، نسبة لأنها تكون شديدة التأين.

ومن أمثلة الحموض ثنائية الكربوكسيل :



هذا بالإضافة إلى أن هنالك حموض تحتوي على زمرة الهيدروكسيل علاوة على زمرة الكربوكسيل ، مثل حمض اللاكتيك CH₃CHOHCOOH.

(1-3 - 4) الاسترات :

الاسترات مواد عضوية مشتقة من الحموض الكربوكسيلية حيث تشترك

معها في وجود الجزء $\text{O} \parallel \text{C} - \text{O} -$ يسمى الاستر باستبدال المقطع (ويك) من الحمض (ألكانويك) بالمقطع (وات) ليصبح الاسم (ألكانات).

- الصيغة الجزيئية العامة للاسترات هي C_nH_{2n}O₂

- الصيغة البنائية العامة للاسترات هي $\text{R} - \text{C} \begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \end{array} - \text{O} - \text{R}'$

(حيث R = R أو R ≠ R حيث (R) تكون ذرة هيدروجين H).

وتنتشر الاسترات بكثرة في الطبيعة ، وتعزي الروائح العطرية المميزة للأزهار والمميزة للنكهات في الفواكه إلى وجود هذه الاسترات ، ويلاحظ أن

الاسترات ذات الكتل الجزيئية المنخفضة لها روائح زكية تتميز بها الأزهار والفواكه والزيوت العطرية ، بينما تقل الرائحة في الاسترات ذات الكتل الجزيئية الضخمة مثل الشحوم والزيوت.

والجدول (1 - 16) يوضح أنواع الروائح التي تتميز بها بعض الاسترات :

نوع الرائحة	الاستر
له رائحة المشمش	$\text{CH}_3 - \overset{\text{O}}{\parallel} \text{C} - \text{O} - \text{C}_5\text{H}_{11}$
له رائحة الموز	$\text{C}_3\text{H}_7 - \overset{\text{O}}{\parallel} \text{C} - \text{O} - \text{C}_5\text{H}_{11}$
له رائحة البرتقال	$\text{CH}_3 - \overset{\text{O}}{\parallel} \text{C} - \text{O} - \text{C}_8\text{H}_{17}$

جدول (1 - 17) يوضح تسمية الاسترات :

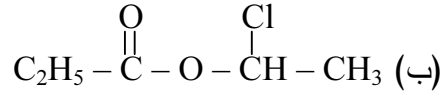
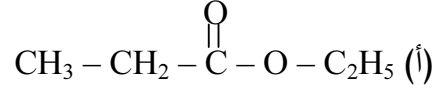
مثال	الطريقة المنهجية (النظامية) للتسمية	مثال	الطريقة العامة (الشائعة) للتسمية	الصيغة الجزيئية
$\begin{array}{c} \text{Cl} \quad \text{O} \\ \quad \\ \text{CH}_3 - \text{CH} - \text{C} - \text{O} - \text{C}_2\text{H}_5 \\ \text{(إيثيل - 2 - كلورو بروبانوات)} \end{array}$ $\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{CH}_3 - \text{C} - \text{O} - \text{CH}_3 \\ \text{(ميثيل إيثانوات)} \end{array}$	<p>ترقيم السلسلة الأطول ابتداءً من ذرة الكربون الاسترية. كتابة اسم الألكيل R- المتصل بمجموعة الأستر. كتابة اسم الألكان حسب السلسلة الأطول + المقطع (وات).</p>	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{CH}_3 - \text{C} - \text{O} - \text{CH}_3 \\ \text{(خلات الميثيل)} \end{array}$ $\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{H} - \text{C} - \text{O} - \text{CH}_3 \\ \text{(فورمات الميثيل)} \end{array}$	<p>التسمية جزء مشتق من الحمض العضوي + المقطع (ات) ، وجذر هيدروكربوني هو الجذر الإلكيلي. المثال الأول :</p> $\begin{array}{c} \text{Cl} \quad \text{O} \\ \quad \\ \text{CH}_3 - \text{CH} - \text{C} - \text{O} - \text{C}_2\text{H}_5 \end{array}$	<p>الصيغة الجزيئية : $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}_2$ الصيغة البنائية : $\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{R} - \text{C} - \text{OR}' \end{array}$ جذران متشابهان أو مختلفان.</p>

جدول (1 - 18) يوضح صيغ وأسماء بعض الاسترات :

الصيغة الجزيئية	الصيغة البنائية	الاسم المنهجي	الاسم العام
$C_2H_4O_2$	$HCOO - CH_3$	ميثوات الميثيل	فورمات الميثيل
$C_3H_6O_2$	$CH_3COO - CH_3$	إيثانوات الميثيل	خلات الميثيل
$C_4H_8O_2$	$CH_3COO - CH_2 - CH_3$	إيثانوات الإيثيل	خلات الإيثيل
$C_4H_8O_2$	$CH_3 - CH_2COO - CH_3$	بروبانوات الميثيل	
$C_7H_{14}O_2$	$CH_3COO - (CH_2)_4 - CH_3$	إيثانوات البنثيل	
$C_{10}H_{20}O_2$	$CH_3COO - (CH_2)_7 - CH_3$	إيثانوات الأوكثيل	
$C_5H_{10}O_2$	$CH_3 - (CH_2)_2COO - CH_3$	بيوتانات الميثيل	
$C_6H_{12}O_2$	$CH_3 - (CH_2)_2COO - CH_2 - CH_3$	بيوتانات الإيثيل	

تدريب :

(1) اكتب الاسم المنهجي (النظامي) لكل مما يلي :



(2) ارسم الصيغة البنائية للمركب :

2 ، 3- ثنائي ميثيل هكسانوات البروبيل

(1-3-4) تقويم الدرس الثالث:

1. صنف المركبات التالية حسب الصيغة الجزيئية:

1. $C_2H_4O_2$ 2. C_3H_8O 3. $C_5H_{10}O$ 4. $C_6H_{12}O_2$

2. أرسم الزمرة الوظيفية لـ: أدهيد - إستر - حمض كربوكسيلي.

3. وضح الصيغة البنائية لكل من المركبات الآتية:

(1) 2- ميثيل نتانال. (2) 2- ميثيل هكسانون-3

(3) استر ميثانوات البنثيل (4) 3- إيثيل هكسانويك.

4. صنف وسم:

1. $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOCH}_2\text{CH}_3$
2. $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CO}(\text{CH}_2)_3\text{CH}_3$
3. $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CHCH}_3\text{CH}_2\text{CHO}$
4. $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_2\text{CHO}$
5. $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CHCH}_3\text{OOH}$
6. $(\text{CH}_3)_2\text{CO}$

5. أكتب الصيغة البنائية لمركب به 7 ذرات كربون والذي هو:

- (1) ألدهيد (2) حمض كربوكسيلي (3) كيتون (4) ألدهيد أروماتي (عطري)
- (5) إستر.

الدرس الرابع

(4-1) الخواص الفيزيائية والكيميائية للكحولات وطرق تحضيرها

(1-4-1) الخواص الفيزيائية للكحولات:

1. لها قابلية الذوبان في الماء (تقل هذه الخاصية بزيادة الكتلة الجزيئية).
2. ارتفاع نقاط الغليان (تزداد نقاط الغليان بزيادة الكتلة الجزيئية).
3. سوائل في درجات الحرارة العادية خاصة الكحولات الأحادية الهيدروكسيل.

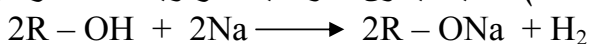
(2-4-1) الخواص الكيميائية للكحولات :

ليس للكحولات خواص حمضية أو قاعدية واضحة تماماً ، كما أن الكحولات أو محاليلها لا توصل التيار الكهربائي بدرجة ملحوظة ؛ وروابط الذرات فيها تساهمية اقل قطبية من درجة قطبية الماء . وتؤدي كبيراً في مختلف التفاعلات نظراً لسهولة الحصول عليها وقدرتها على الدخول في العديد من التفاعلات الكيميائية ، ومن أهم تفاعلات الكحولات ما يلي :

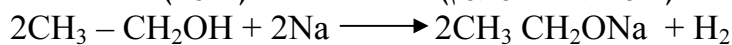
(1) مع فلز الصوديوم الساخن أو أي فلز نشط :

تستبدل ذرة هيدروجين مجموعة الهيدروكسيل بفلز الصوديوم الساخن (أو

أي فلز نشط) ، حيث يتكون ألكوكسيد الفلز ويتصاعد غاز الهيدروجين :



(كحول) (ألكوكسيد الصوديوم)



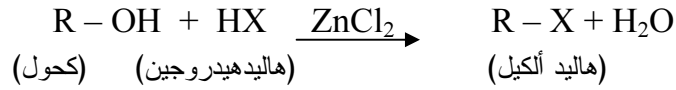
(إيثانول) (إيثوكسيد الصوديوم)

الالكوكسيدات مواد صلبة بيضاء تذوب بسهولة في الكحولات وهي غير

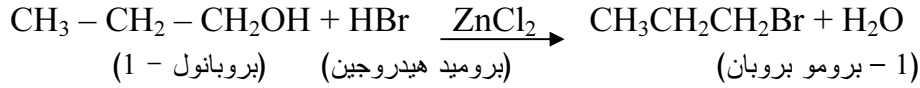
ثابتة، كما يعتم لونها في الهواء بسهولة.

(2) مع هاليد الهيدروجين :

تستبدل مجموعة بالهيدروكسيل بالهاليد كما يلي :



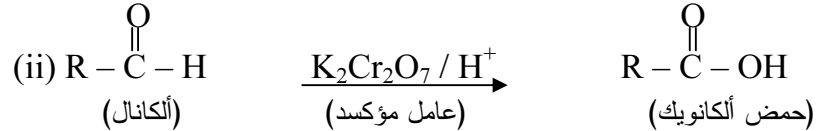
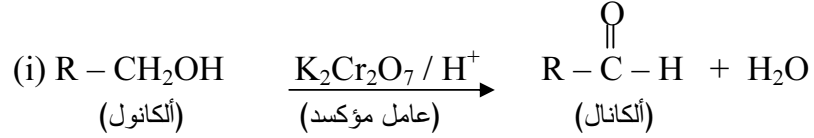
مثال (12-1) :



(3) مع العوامل المؤكسدة (أكسدة الكحولات) :

تتم أكسدة الكحولات عادة بواسطة العوامل المؤكسدة القوية ، مثل ثاني كرومات البوتاسيوم المحمضة ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 / \text{H}_2\text{SO}_4$) أو برمنجنات البوتاسيوم المحمضة ($\text{KMnO}_4 / \text{H}_2\text{SO}_4$) ويمكن توضيح أكسدة الكحولات كما يلي :

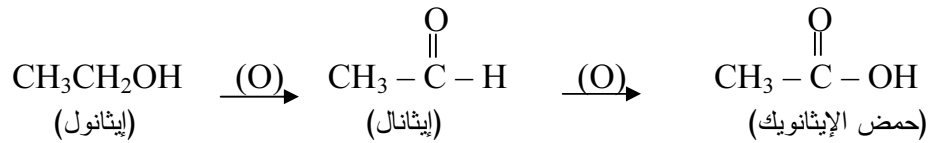
أ) الكحولات الأولية تتأكسد إلى الدهيدات ، حيث تتأكسد هذه الألدهيدات بذات العامل المؤكسد إلى أحماض كربوكسيلية فور تكونها ، كما هو موضح أدناه :



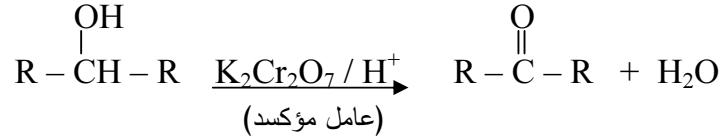
i. في التفاعل الأول ، يتم انتزاع ذرتي هيدروجين من زمرة الهيدروكسيل

وذرة الكربون الحامل للزمرة مع ذرة أكسجين في العامل المؤكسد.

ii. في التفاعل الثاني يمكن إضافة أكسجين.

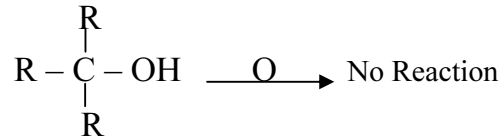


ب) الكحولات الثانوية تتأكسد إلى كيتونات كما يلي :



(تصعب أكسدة الكيتون بالعوامل المؤكسدة المستخدمة أعلاه)

ج) الكحولات الثالثية لا تتأكسد بهذه الطريقة ، لأن الكربون الحامل لزمرة الهيدروكسيل لا يرتبط بذرة هيدروجين.



4) مع حمض الكبريتيك المركز (انتزاع الماء) :

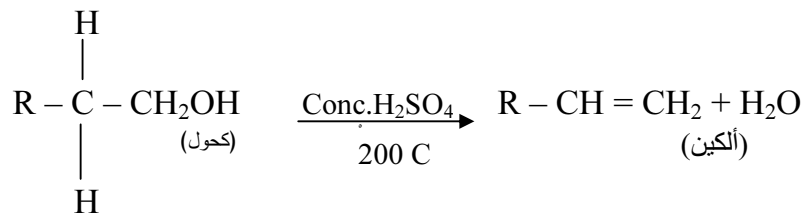
حمض الكبريتيك المركز حمض مجفف ، ينتزع عنصري الماء من الكحول ويعتمد الناتج على درجة الحرارة :

(i) عند درجة حرارة مرتفعة (200 م°) ، ينتزع حمض الكبريتيك المركز

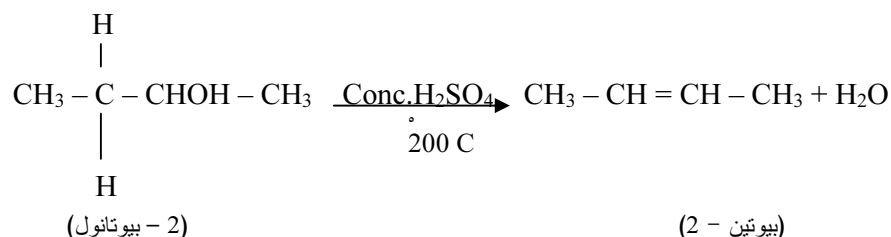
جزئي الماء من جزئ واحد من الكحول ويتكون الألكين المقابل ، وذلك

بانتزاع مجموعة الهيدروكسيل (-OH) وذرة هيدروجين من ذرة الكربون

المجاورة ، كما هو موضح أدناه :

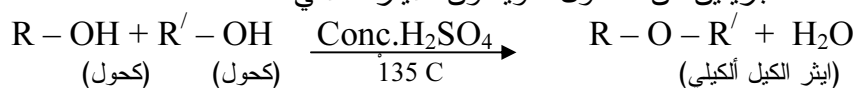


مثال (13-1) :



انتزع الحمض مجموعة الهيدروكسيل وذرة هيدروجين من الكربون المجاور الذي يحمل الأقل من ذرات الهيدروجين.

(ii) عند درجة حرارة منخفضة (135 م) ، ينتزع الحمض جزئ الماء من جزيئين من الكحول ، ويتكون الأيثر كآتي :

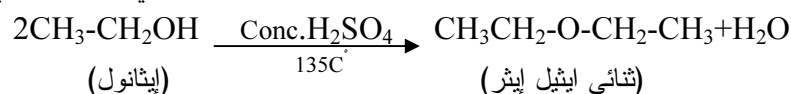


ملاحظة : (R و R' جذرا الكيل متشابهين أو مختلفين)

i. يسمى الأيثر الناتج عن التفاعل الأول أيثر متماثل ، لأنه ينتج من نوع

واحد من الكحول وتكون مجموعتا الألكيل على جانبي ذرة الأكسجين

متساويين من حيث عدد ذرات الكربون ، كما في المثال التالي :

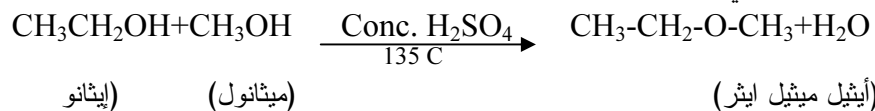


ii. كما يسمى الأيثر الناتج عن التفاعل الثاني أيثر غير متماثل ، لأنه ينتج

من نوعين مختلفين من الكحول ، حيث تكون مجموعتا الألكيل على

جانبي ذرة الأكسجين غير متساويين من حيث عدد ذرات الكربون ،

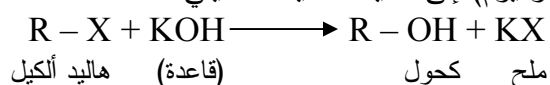
كما في هذا المثال :



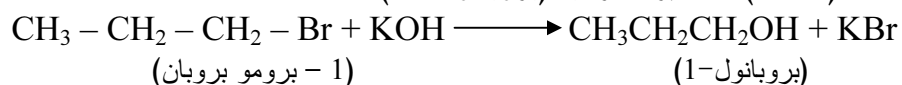
تحضير الكحولات في المعمل :

(أ) طريقة الإحلال : وهي تتم بإضافة محلول هيدروكسيد البوتاسيوم (أو

الصوديوم) إلى هاليد الألكيل كما يلي :

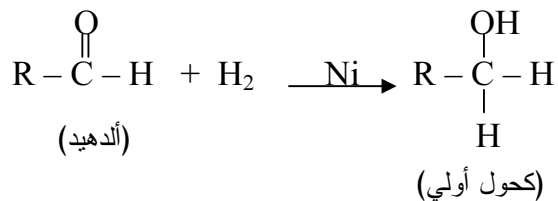


مثال (14-1) تحضير المركب (بروبانول-1) :

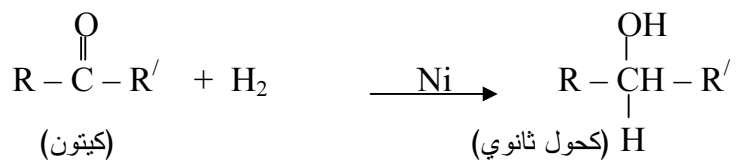
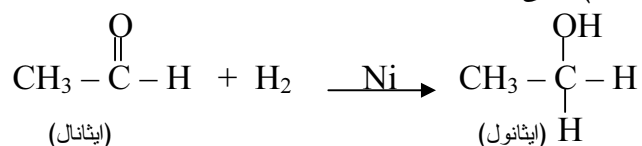


(ب) طريقة الاختزال : وهي تتم باختزال المركبات الكربونيلية (ألدهيد أو كيتون) ،

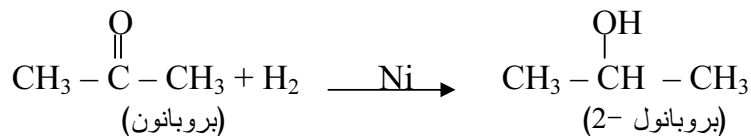
كما يلي :



مثال (15-1) على اختزال الألدهيد :

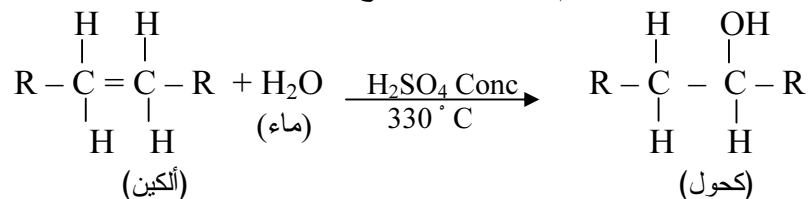


مثال (16-1) اختزال الكيتون :

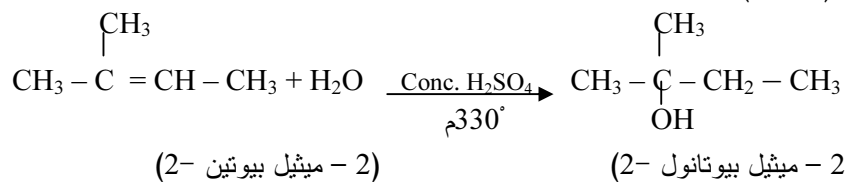


ملحوظة : اختزال الالدهيدات ينتج عنه كحولات أولية بينما اختزال الكيتونات ينتج عنه كحولات ثانوية.

(ج) طريقة الاضافة : يتم تحضير الكحولات في الصناعة بإماهة الألكين (أي بإضافة الماء إلى الألكين) في وجود حمض الكبريتيك أو الفسفوريك وتحت الضغط ودرجة الحرارة 330 م ، كما هو موضح بالمعادلة العامة التالية :



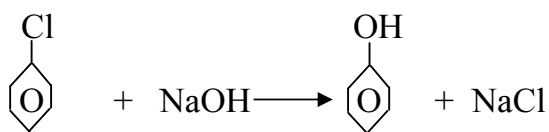
مثال (17-1) :



(هذه الطريقة ، تحضر بها الكحولات الثانوية والثالثية حسب قاعدة ماركونيكوف)

ملاحظة : يمكن تحضير الكحولات الأروماتية بتسخين هيدروكسيد الصوديوم

المركز مع كلورو بنزين :



كلورو بنزين \longrightarrow فينول
(كلوريد الفينيل) \longrightarrow (كحول أروماتي)

تدريب :

2. كيف يمكن الحصول على الايثانول من الالاسيتيلين ؟ (اكتب المعادلات فقط).
3. اكتب معادلة لتحضير الكحول (2- بيوتانول) من هاليد الألكيل المناسب).

(1-4-3) اثر الكحول على صحة الإنسان :

للإيثانول تأثير سام على خلايا الكائنات الحية ، فهو إما أن يؤدي إلى موت هذه الخلايا أو شلها عن الحركة . ويؤدي تناول الخمور (12% إيثانول) إلى أضرار بالغة بصحة الإنسان ، حيث يذهب العقل وتحدث تصرفات لا تليق بآدمية الإنسان أو خلقه . وقد اثبت العلم الحديث إن للكحول تأثيراً على خلايا المخ وإتلافاً لخلايا الكبد ، ولهذا جاء تحريم الخمر في قوله تعالى :

﴿ يَتَأْتِيهَا الَّذِينَ ءَامَنُوا إِنَّمَا الْخَمْرُ وَالْمَيْسِرُ وَالْأَنْصَابُ وَالْأَزْلَمُ رِجْسٌ مِّنْ عَمَلِ الشَّيْطَانِ فَاجْتَنِبُوهُ لَعَلَّكُمْ تُرْحَمُونَ ﴾ [١١٠] إِنَّمَا يُرِيدُ الشَّيْطَانُ أَنْ يُوقِعَ بَيْنَكُمُ الْعَدَاوَةَ وَالْبَغْضَاءَ فِي الْخَمْرِ وَالْمَيْسِرِ وَيَصُدَّكُمْ عَن ذِكْرِ اللَّهِ وَعَنِ الصَّلَاةِ فَهَلْ أَنْتُمْ مُنْتَهُونَ ﴾ [١١١] صدق الله العظيم [المائدة : 90 - 91]

تدريب : اكتب معادلة كيميائية توضح كلاً من التفاعلات الآتية :

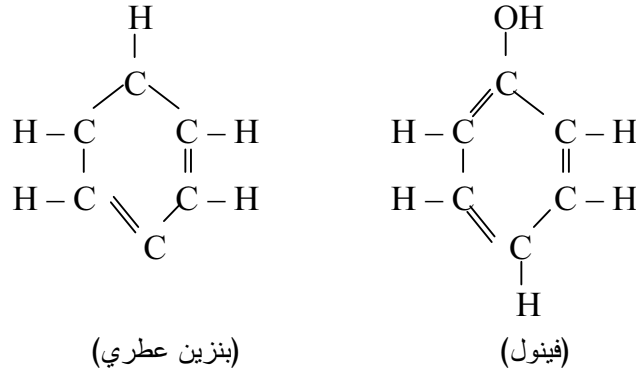
1. تفاعل الإيثانول مع البوتاسيوم.
2. تفاعل الإيثانول مع كلوريد الهيدروجين.
3. تفاعل انتزاع جزيء ماء من الكحول البروبيلي العادي عند درجة 135 م°.

(1-4-4) الفينول :

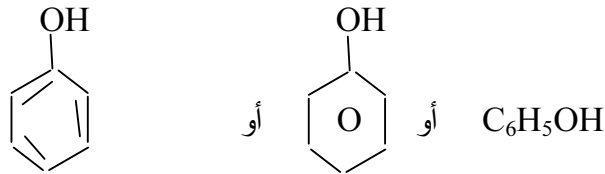
وجد الكيميائيون أن هنالك عدداً كبيراً من المواد العضوية الأروماتية (العطرية) ، ترتبط فيها حلقة البنزين بمجموعة هيدروكسيل وأبسط مثال على ذلك ، المركب المسمى (الفينول).

يتكون الفينول من حلقة بنزين حلت مجموعة الهيدروكسيل فيها محل إحدى

ذرات الهيدروجين في البنزين :

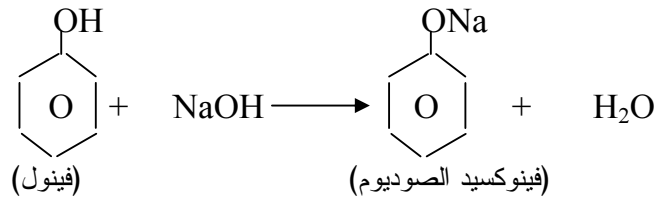


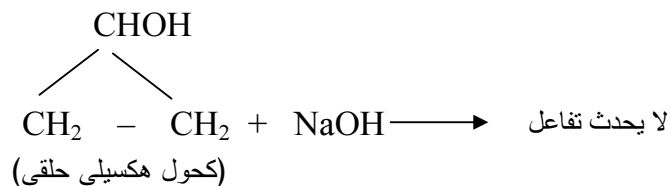
ويمكن اختصار صيغة الفينول بإحدى الصور الآتية :



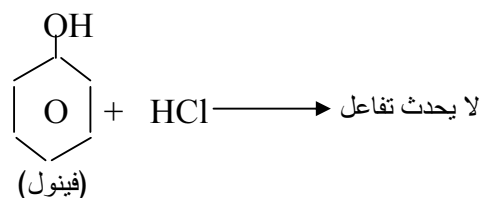
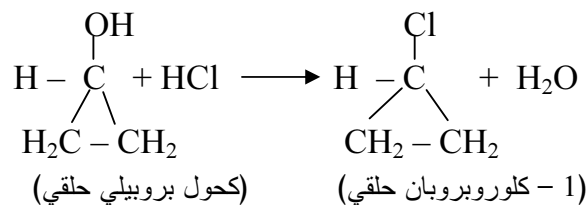
ومن خواص الفينول :

1. يتفاعل الفينول مع القواعد القلوية بعكس الكحولات التي لا تتفاعل إلا مع المواد القاعدية الأقوي ، حيث وجد أن الصيغة الحمضية في الفينول أقوى من الصيغة الحمضية للكحولات بسبب زيادة قطبية الرابطة $O - H$ في الفينول لأنها ترتبط بحلقة البنزين فتصبح أطول وأضعف من نظيرتها في الكحولات ، مما يؤدي إلى سهولة فكها كما يتضح في المثال التالي :





2. لا يتفاعل الفينول مع أحماض بعكس الكحولات التي تتفاعل مع الأحماض ، حيث وجد أن الرابطة بين ذرة الكربون وذرة الأكسجين في الفينول أقصر من تلك الرابطة بين ذرتي الكربون والأكسجين في الكحولات ، مما يؤدي إلى صعوبة فكها في حالة الفينول ، كما هو موضح أدناه :



تدريب : يتفاعل الفينول كحمض وليس كقاعدة علل.

(5-4-1) تطبيقات الكحولات :

1. استخدم الميثانول (CH_3OH) في صناعة المنتجات الجلدية وكمصدر للطاقة ؛ ولكن قل استخدامه الآن نظراً لأن بخار الميثانول يؤثر على البعد وقد يؤدي إلى العمى.

2. يستخدم الايثانول (C_2H_5OH) كوقود للسيارات وفي انتاج بعض الأدوية . وقد تم مؤخراً إنشاء مصنع للايثانول في السودان في منطقة كنانة. فيتامين (A) يوجد في معظم النباتات ويحضر صناعياً أيضاً ، وهو من المواد الضرورية للإنسان والحيوان أيضاً ، هات الصيغة الكيميائية لفاتمين (A).
3. يستخدم الفينول في صناعة المحاليل المعقمة التي تستخدم في نظافة الأرضيات لقتل الميكروبات ، كما يستخدم أيضاً في المواد الطبية والكريمات المضادة لتشقق الجلد.

تدريب :

إبحث عن تطبيقات أخرى ، تستخدم فيها الكحولات.

(6-4-1) تقويم الدرس الرابع :

1. عرف الزمرة (المجموعة الوظيفية).
2. اكتب الصيغة الجزيئية العامة للكحولات.
3. ماهو الأساس الذي تم به تصنيف الكحولات إلى أولية وثانوية وثالثية.
4. صنف الكحولات التالية إلى أولية وثانوية وثالثية.

- i. $CH_3 - CH_2 - CH_2OH$
- ii. $CH_3 - (CH_2)_3 - CH_2 - CH_2OH$
- iii. $CH_3 - CHOH - CH_2 - CH_3$
- iv. $CH_3 - CHOHCH_2 - CH_2 - CH_3$
- v. CH_3OH

5. اكتب الصيغة البنائية لكل مما يأتي :

- i. كحول ثنائي الهيدروكسيل.
- ii. كحول ثالثي به ست ذرات كربون.
- iii. كحول أروماتي.
- iv. كحول ثانوي.

6. أكمل التفاعلات التالية وذلك بكتابة الناتج (النواتج) :

- i. $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2\text{OH} + \text{K} \longrightarrow \dots + \dots$
- ii. $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2\text{OH} + \text{HBr} \xrightarrow{\text{ZnCl}_2} \dots + \dots$
- iii. $\text{CH}_3 - \underset{\text{H}}{\text{C}}\text{OH} - \text{CH}_3 + \text{HCl} \xrightarrow{\text{ZnCl}_2} \dots + \dots$
- iv. $\text{CH}_3 - (\text{CH}_2)_3 - \text{CH}_2\text{OH} \xrightarrow{\text{O}} \dots + \dots$
- v. $\text{CH}_3 - \text{CHOHCH}_2\text{CH}_3 \xrightarrow{\text{O}} \dots + \dots$
- vi. $\text{CH}_3\text{OH} + \text{Mg} \longrightarrow \dots + \dots$
- vii. $\text{CH}_3\text{CH}_2 - \text{CHOHCH}_3 \xrightarrow{\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 / \text{H}^+} \dots + \dots$

الدرس الخامس

(5-1) الخواص الفيزيائية والكيميائية للايثرات Ethers

وطرق تحضيرها

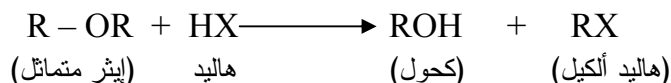
(1-5-1) الخواص الفيزيائية العامة للايثرات :

1. يقل الذوبان في الماء بازدياد الكتلة الجزيئية .
2. نقاط غليان الايثرات أقل من نقاط غليان الكحولات المناظرة لها في الكتلة الجزيئية. لماذا ؟

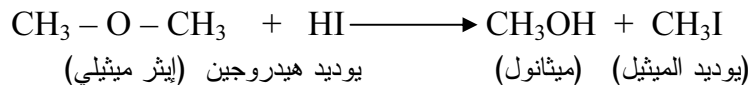
(2-5-1) الخواص الكيميائية للايثرات :

تعتبر الايثرات غير نشطة كيميائياً بسبب قوة الروابط بين ذرات الجزئي مقارنة بالكحولات ومن أبرز تفاعلات الايثرات هو تفاعلها مع هاليدات الهيدروجين كما يلي :

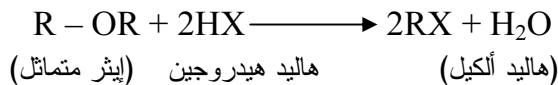
أ/ تفاعل الايثرات المتماثلة مع كمية محددة (مول واحد) من هاليد الهيدروجين (HX) :



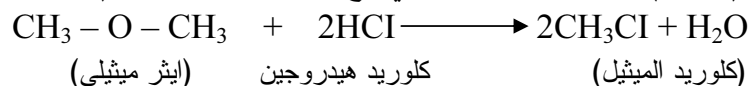
مثال (18-1) : تفاعل الايثر الميثيلي مع يوديد الهيدروجين (كمية محدودة) :



ب/ في وفرة من (HX) (2مول) :



مثال (19-1) : تفاعل الايثر الميثيلي مع كلوريد الهيدروجين (كمية كبيرة) :

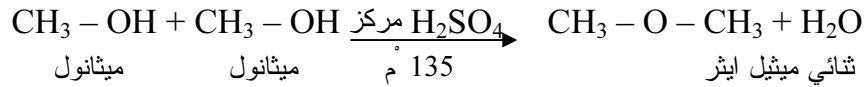
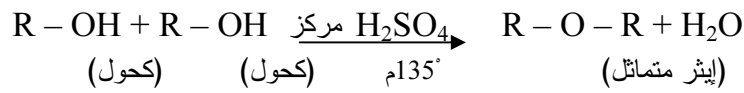


كما أن الايثرات تحترق في الهواء مكونة CO_2 و H_2O .

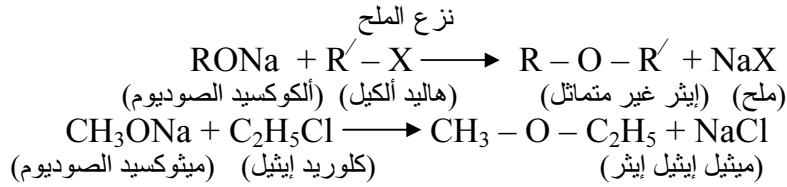
(1-5-3) تحضير الايثرات :

i. تحضير الايثرات المتماثلة :

يتم تحضير الايثرات المتماثلة (أي من النوع (R - OR) بانتزاع جزئ ماء من جزيئين من الكحول عند درجة حرارة (135م) وفي وجود حمض الكبريتيك المركز :



ii. تحضير الايثرات غير المتماثلة : يتم تحضير الايثرات غير المتماثلة بطريقة (وليمسون) التي تنص على أنه : عند تفاعل هاليد ألكيل أولي مع أيون الكوكسيد (RO) مشتق من كحول أولي أو ثانوي أو ثالثي فإن أيون الكوكسيد يحل محل الهاليد :



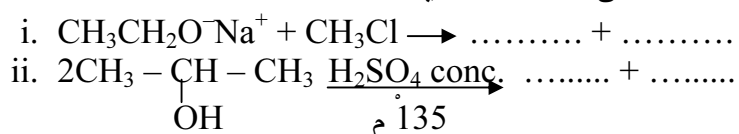
(1-5-4) إستخدامات بعض الإيثرات:

1. إيثيل إيثر له إستخدامات عديدة فهو مخدر ومذيب مثالي للعديد من المركبات العضوية ويستخدم كذلك لاستخلاص المركبات العضوية من محاليلها في الماء ونسبة لفاعليته الضعيفة فيستخدم كوسط لمعظم التفاعلات العضوية.

2. إيزوبروبيل إيثر $[(CH_3)_2CH]_2O$ يستخدم في استخلاص الدهون الحيوانية والنباتية والزيوت المعدنية والشمع والمواد الصمغية.
3. بيوتيل إيثر $(C_4H_9)_2O$ يستخدم في مخاليط التنظيف واللماع وكمذيب.

تدريب :

اكمل كلاً من المعادلات الآتية :



(5-5-1) تطبيقات الايثرات :

تستخدم مادة (ميثيل ثلاثي بيوتيل إيثر) كمادة تساعد على زيادة درجة احتراق بنزين السيارات بدلاً عن مادة (رابع كلوريد الرصاص) ، التي ثبت أنها تؤثر على الكبد والكلبي والعظام . هات الاسم المنهجي للمركب.

تدريب :

(1) ماهي القاعدة العامة لتفاعل الايثر مع :

أ) مول واحد من هاليد الهيدروجين (HX).

ب) مولين من هاليد الهيدروجين.

(2) ما هو ناتج تفاعل ثنائي إيثيل إيثر مع بروميد الهيدروجين في كل من الحالتين

(أ) ، (ب) أعلاه ؟

(6-5-1) تقويم الدرس الخامس :

1) اكتب الاسم العام والاسم المنهجي لكل من الايثرات الآتية :

- i. $CH_3 - O - CH_3$
- ii. $CH_3 - O - C_2H_5$
- iii. $CH_3CH_2OCH_2CH_3$
- iv. $CH_3 - CH_2 - CH_2 - O - CH_3$

(2) اكتب الصيغة الكيميائية للمركب : إيثيل بروبييل إيثر .

(3) ارسم الصيغة البنائية لكل من المركبات التالية :

i. 2 ، 2 - ثنائي إيثيل ميثوكسي هكسان .

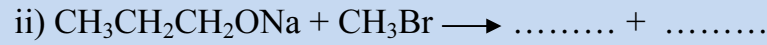
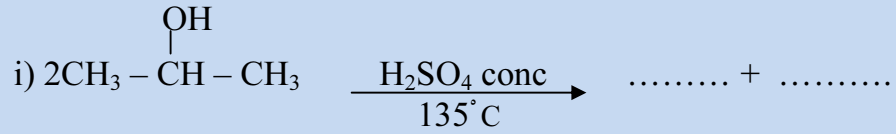
ii. 2 - كلورو - 2 - ميثيل بروبوكسي بنتان .

(4) اكتب معادلة لتحضير كل من :

1. الايثر الايثيلي .

2. الايثر الايثيلي البيوتيلي .

(5) اكمل المعادلة الآتية :



(6) ارسم صيغتين بنائيتين مختلفتين للصيغة الجزيئية $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$ واكتب اسم المركب الناتج في كل حالة .

الدرس السادس

(6-1) الخواص الفيزيائية والكيميائية للألدهيدات والكي-tonات

وطرق تحضيرها

(1-6-1) الخواص الفيزيائية للألدهيدات والكي-tonات :

1. نقاط الغليان عند الألدهيدات والكي-tonات أعلى من نقاط غليان الإيثرات والهيدروكربونات المساوية لها في الكتل الجزيئية ، بسبب ارتفاع درجة القطبية عند الألدهيدات والكي-tonات عن نظائرها من الإيثرات والهيدروكربونات ؛ بينما نجد أن الألدهيدات والكي-tonات تقل في نقاط غليانها عن الكحولات المساوية لها في الكتل الجزيئية ، نظراً لعدم مقدرة الألدهيدات والكي-tonات على تكوين روابط هيدروجينية بين جزيئاتها.
2. بسبب قدرة الألدهيدات والكي-tonات على تكوين روابط هيدروجينية بينها وبين جزيئات الماء ، فإن الألدهيدات والكي-tonات التي تحتوي على خمس ذرات كربون أو أقل ، تذوب نسبياً في الماء ، وتقل خاصية الذوبان في الماء كلما زادت الكتل الجزيئية للألدهيدات والكي-tonات ، حيث تكون أكثر ذوباناً في المذيبات العضوية غير القطبية.

(2-6-1) الخواص الكيميائية للألدهيدات والكي-tonات :

من أهم الخواص الكيميائية للألدهيدات والكي-tonات ما يلي :

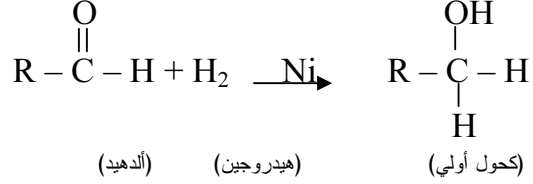
1/ تفاعلات الإضافة :

هي تفاعلات تشترك فيها كل من الألدهيدات والكي-tonات ، بسبب وجود الرابطة المزدوجة بين الكربون والأكسجين في كل منهما (في زمرة الكربونيل)، حيث تعتبر هذه الرابطة رابطة إسهامية قطبية ، ويرجع ذلك للفرق في الكهروسالبية بين الكربون والأكسجين ، مما ينتج عنه شحنة سالبة جزئياً في ذرة الأكسجين وشحنة موجبة جزئياً في ذرة الكربون.

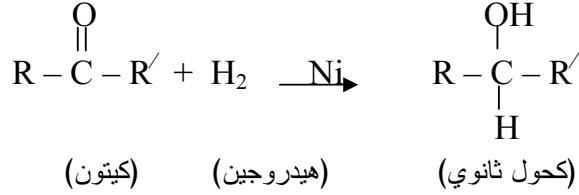
وتتم تفاعلات الإضافة لكل من الألدهيدات والكي-tonات ، بارتباط الجزء السالب من المادة المتفاعلة مع ذرة كربون مجموعة الكربونيل في كل من الألدهيدات والكي-tonات . (لماذا؟) بينما يرتبط الجزء الموجب من المادة المتفاعلة

مع ذرة أكسجين مجموعة الكربونيل في كل من الألدهيدات والكي-tonات ، كما هو موضح بالمعادلة التالية :

(i) إضافة الهيدروجين إلى الأدهيد تعطي كحولاً أولياً :



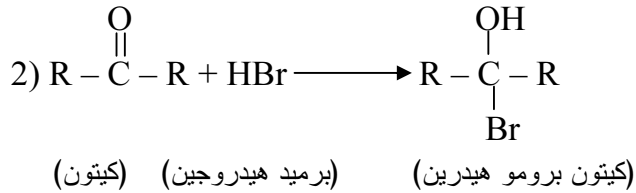
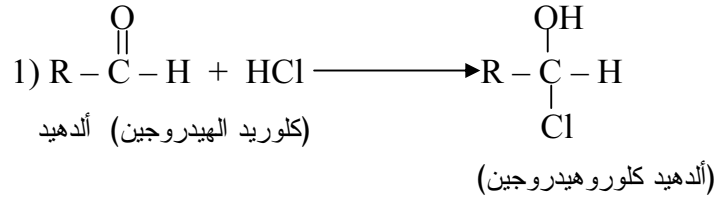
كما أن إضافة الهيدروجين إلى الكيتون تعطي كحولاً ثانوياً :

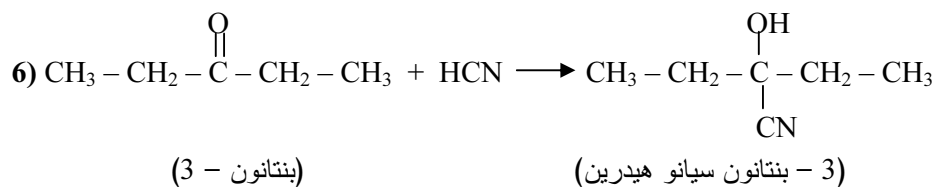
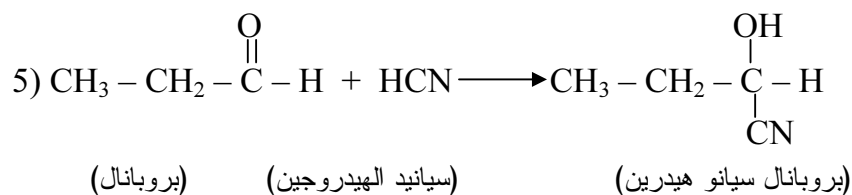
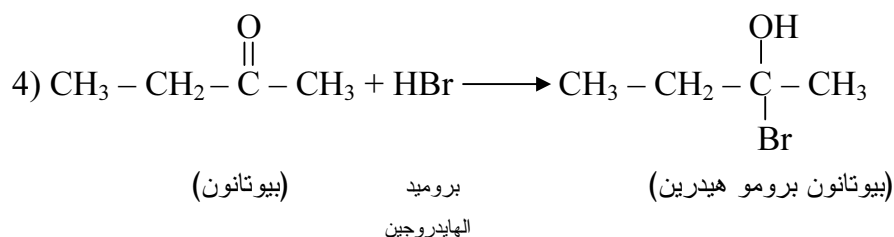
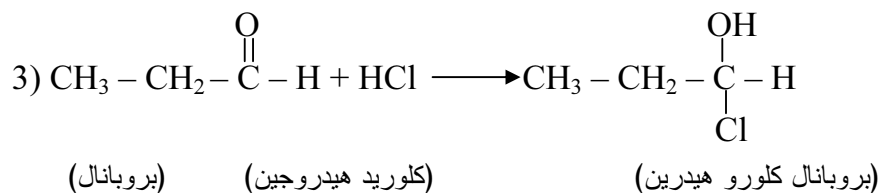


ملاحظة : تعتبر إضافة الهيدروجين للألدهيدات والكي-tonات إحدى الطرق لتحضير الكحولات الأولية والثانوية.

(ii) إضافة HCN , HBr , HCl :

تتفاعل الألدهيدات والكي-tonات مع هاليدات الهيدروجين (HBr , HCl) لتعطي مركبات هاليدوهيدرين ، كما تتفاعل الألدهيدات والكي-tonات مع سيانيد الهيدروجين (HCN) لتعطي مركبات (سيانوهيدرين) ، كما يلي :

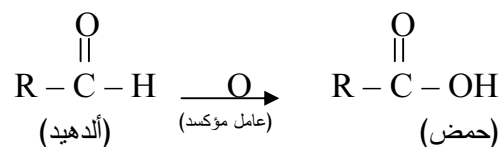


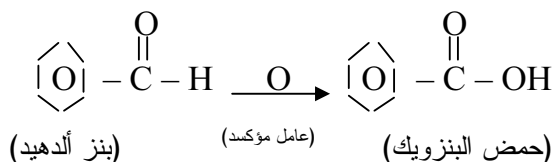
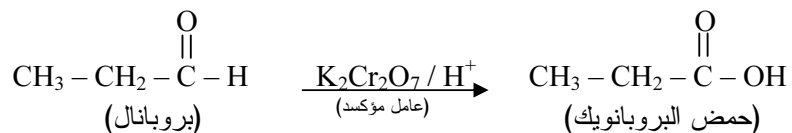


2/ تفاعلات الأكسدة :

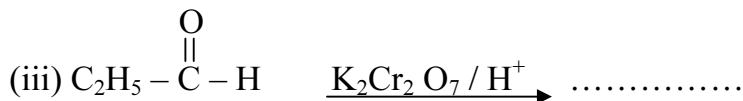
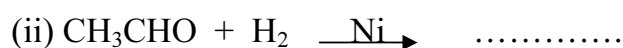
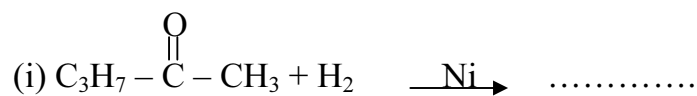
تتأكسد الألدهيدات بواسطة العوامل المؤكسدة إلى الأحماض الكربوكسيلية

المقابلة بينما يصعب أكسدة الكيتونات عند الظروف العادية :



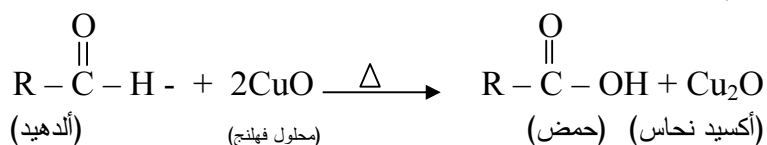


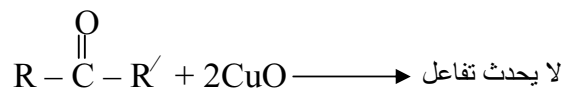
تدريب : أكمل المعادلات الآتية :



(3-6-1) التمييز بين الأدهيدات والكيونات :

يستفاد من خاصية أكسدة الأدهيد وصعوبة أكسدة الكيونات في التمييز بين الأدهيد والكيون في المعمل ؛ ويستخدم لذلك محلول فهلنج الأزرق المحضر حديثاً من تسخين كبريتات النحاس (II) وهيدروكسيد الصوديوم وقليل من ترترات الصوديوم القاعدية (المادة الفعالة في محلول فهلنج هي أكسيد النحاس (II) CuO)، التي تتفاعل بدورها مع الأدهيد لتنتج أكسيد النحاس (I) ذا اللون الأحمر الطوبي ؛ بينما لا يتأثر الكيون بهذا المحلول الذي يظل لونه أزرق كما هو :



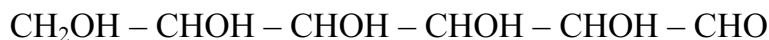


ملاحظة :

تستخدم خاصية أكسدة الألدهيدات في الكشف عن السكر في بول الإنسان باستخدام محلول فهلنج الأزرق . إذا كان هذا الشخص مصاباً ، فإن البول سيحتوي على سكر جلوكوز الذي يحتوي على زمرة ألدهيد تتأكسد إلى حمض على حين يختزل أكسيد النحاس (II) CuO في محلول فهلنج إلى أكسيد النحاس (I) Cu₂O الذي يتميز باللون الأحمر الطوبي.



صيغة محلول سكر الجلوكوز هي :



تدريب : وضح بمعادلات كيف تميز بين مركبين ، أحدهما (بروبانال) والآخر (بروبانول) مستخدماً محلول فهلنج ؟

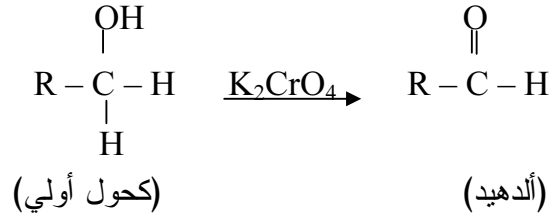
(4-6-1) تحضير الألدهيدات والكيثونات :

من أهم الطرق لتحضير الألدهيدات والكيثونات ما يلي :

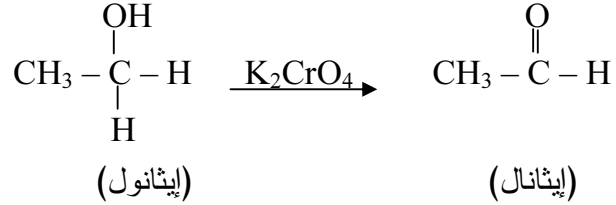
أولاً : طريقة الأكسدة المباشرة للكحولات :

تنبيه : الناتج المذكور هو الناتج العضوي فقط مع وجود نواتج غير عضوية لم تذكر .

أ) تحضير الألدهيدات بأكسدة الكحولات الأولية بعامل مؤكسد ضعيف مثل كرومات البوتاسيوم K_2CrO_4 ، كما في المعادلة العامة الآتية :

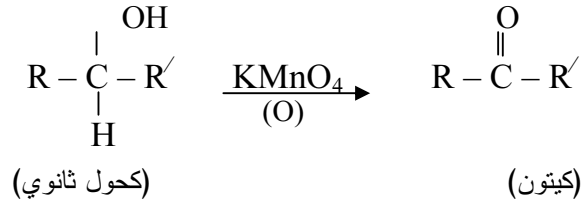


مثال (1- 20) : تحضير الإيثانال (الأستلدهيد) من الإيثانول :



أ. تحضر الكيثونات بأكسدة الكحولات الثانوية بأي عامل مؤكسد مثل :

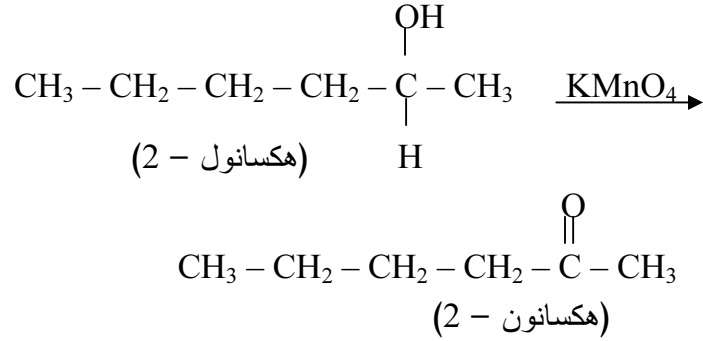
$KMnO_4$, $K_2Cr_2O_7$ كما في المعادلة العامة الآتية :



(حيث $R' = R$ أو $R' \neq R$)

الرمز [O] يعني أكسدة)

مثال (1- 21) : تحضير (2- هكسانون) من (2- هكسانول) :

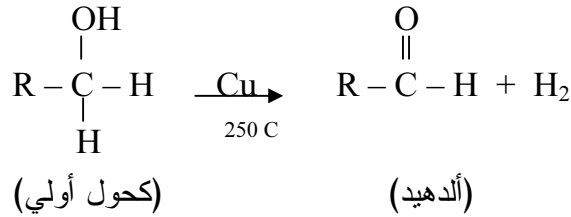


تذكر أن :

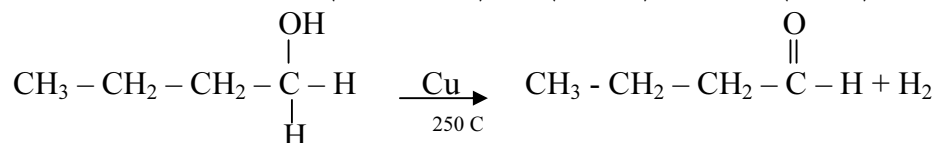
1. أكسدة الكحول الأولى بمؤكسد ضعيف ، تعطي ألدهيداً مناظراً.
2. أكسدة الكحول الثانوي بأي مؤكسد ، تعطي كيتوناً مناظراً.
3. الكحول الثالثي لا يتأكسد في الظروف العادية.

ثانياً : طريقة إزالة الهيدروجين من الكحولات بالعوامل المساعدة :

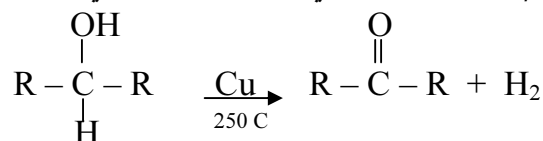
عند إمرار بخار الكحول الأولى على معدن ساخن مثل النحاس أو الفضة وبه درجة حرارة عالية (250 م) ، فإن ذلك يعمل على إزالة الهيدروجين وتكوين الأدهيد المقابل ؛ بينما نجد أن إزالة الهيدروجين تحت نفس الظروف مع الكحول الثانوي ، يؤدي إلى تكوين الكيتون المقابل ، كما هو موضح بالمعادلات الآتية :



مثال (1-22) : تحضير (بيوتانال) من (بيوتانول -1) :



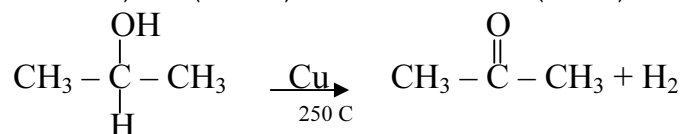
ب/ المعادلة العامة في حالة الكيتونات هي :



(كحول ثانوي)

(كيتون)

مثال (1-23) : تحضير بروبانون (أسيتون) من (بروبانول - 2) :

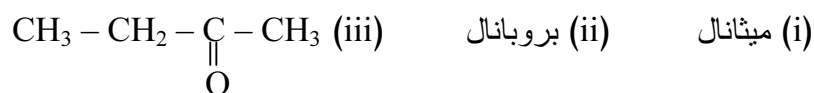


(بروبانول - 2)

(بروبانون)

(أسيتون)

تدريب : اكتب معادلة كيميائية توضح تحضير كل من المركبات التالية :



(1-6-5) تطبيقات الألدهيدات والكيتونات :

1. يستخدم الفورمالدهيد ($\text{H} - \overset{\text{O}}{\parallel} \text{C} - \text{H}$) في صناعة الملامين كما يستخدم محلول الفورمالدهيد (الفورمالين) في حفظ الأنسجة الحية من التلف.
2. يستخدم الأسيتون ($\text{CH}_3 - \overset{\text{O}}{\parallel} \text{C} - \text{CH}_3$) في عملية إزالة طلاء الأظافر ، ولكن وجد أنه قد يتسبب في الإصابة ببعض الأمراض كما أنه سريع الاشتعال ، ولذلك يبحث الآن عن بعض البدائل.

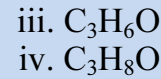
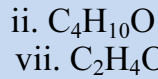
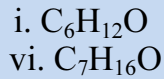
3. تستخدم الأدهيدات في صناعة المرايا.
4. يمتاز مركب (الفنيلين) - وهو مركب ألدهيدي - بالرائحة الزكية ، ولهذا فهو يستخدم كنعكهة مضافة إلى العطور ومستحضرات التجميل والصابون ، وكذلك في صناعة الأيسكريم والكعك والبسكويت والحلويات وغيرها.

تدريب :

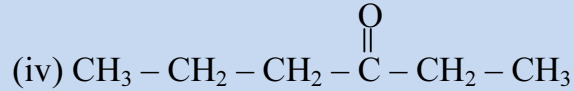
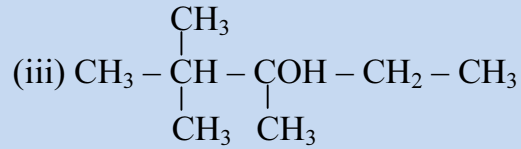
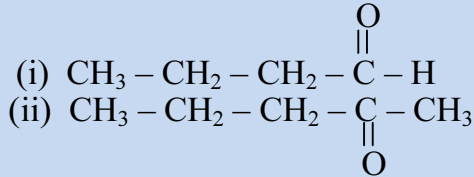
- إذا علمت أن الاسم المنهجي لمركب الفنيلين هو : (4- هيدروكسي 3-ميثوكسي بنز ألدهيد) . أرسم الصيغة البنائية لمادة الفنيلين.

(1-6-6) تقويم الدرس السادس :

- 1/ صنف كلاً من المركبات التالية حسب الصيغ الجزيئية الموضحة أدناه (قد يكون للصيغة الواحدة أكثر من تصنيف) :



- 2/ سم كلاً من المركبات الموضحة بالصيغ البنائية الآتية :



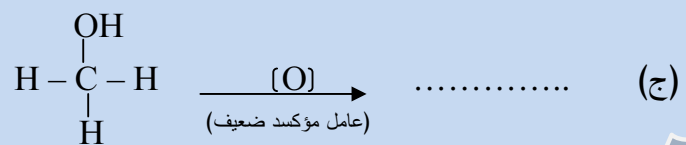
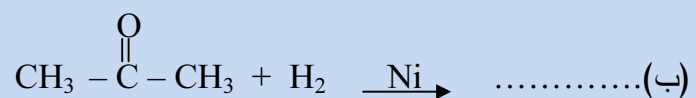
- 3/ وضح الصيغة البنائية لكل من المركبات الآتية :

(أ) 2- ميثيل البننتانال.

(ب) 2- ميثيل هكسانون - 3.

(ج) بنتانون - 3.

4/ اكمل المعادلات التالية ، واذكر نوع التفاعل في كل حالة :



الدرس السابع

(7-1) الخواص الفيزيائية والكيميائية للأحماض الكربوكسيلية وطرق تحضيرها

Carboxylic Acids

(1-7-1) الخواص الفيزيائية للحموض الكربوكسيلية :

نلاحظ أن المجموعة المميزة للأحماض العضوية ، تحتوي على مجموعتين قطبيتين هما مجموعة الهيدروكسيل (-OH) ومجموعة الكربونيل $\left(\begin{array}{c} \text{O} \\ || \\ \text{C} \\ | \\ \text{O} \end{array} \right)$.

ومن أهم الخواص الفيزيائية للحموض العضوية ما يلي :

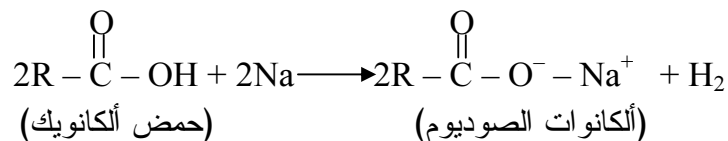
1. جيدة الذوبان في الماء ، بسبب قطبيتها العالية . وترجع الصفة القطبية العالية لجزئي الحمض العضوي لوجود مجموعتين قطبيتين هما (الهيدروكسيل والكربونيل).
2. للأحماض الكربوكسيلية نقاط غليان عالية ، وذلك لأن جزئي الحمض الكربوكسيلي يمكنه أن يكون رابطتين من الروابط الهيدروجينية بجزئي حمض كربوكسيلي آخر.

(2-7-1) الخواص الكيميائية للحموض العضوية :

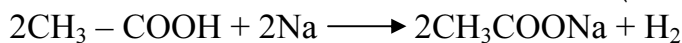
من أهم الخواص الكيميائية للحموض العضوية ، تفاعلاتها مع الفلزات والقواعد والأملاح القاعدية كما يلي :

(أ) التفاعلات مع الفلزات :

تتفاعل الحموض العضوية مع الفلزات لتعطي ملح الفلز ويتصاعد غاز الهيدروجين (هذا التفاعل يتم بين الحموض والفلزات التي تعلو الهيدروجين في السلسلة الكهروكيميائية) :



مثال (1-24) :



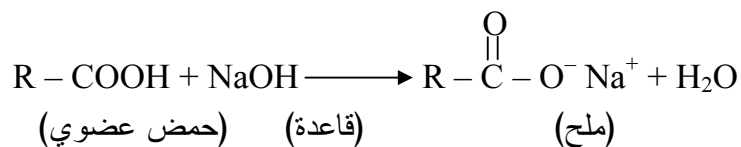
(إيثانوات الصوديوم) (حمض إيثانويك)

يلاحظ أنه عند تسمية الملح الناتج، يستبدل المقطع (ويك) بالمقطع (وات)،

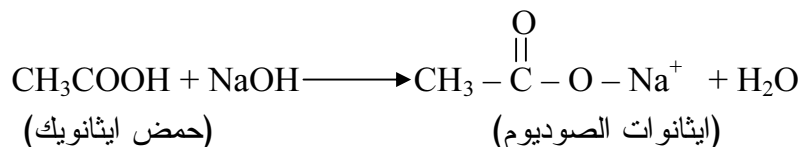
حيث يسمى الملح ألكانوات الفلز)

ب/ مع القواعد :

تتفاعل الحموض العضوية مع القواعد لتنتج أملاحاً وماء :



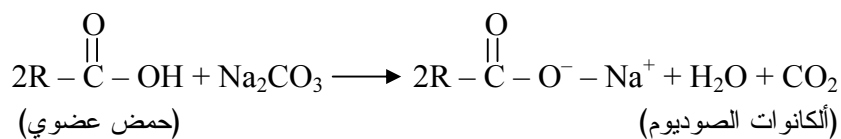
مثال (1-25) :



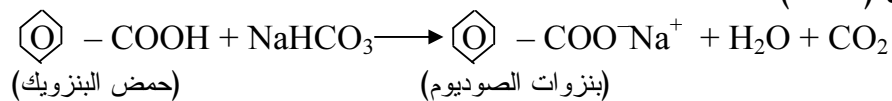
ج/ مع الكربونات والبيكربونات :

تتفاعل الحموض العضوية مع الكربونات والبيكربونات لتعطي ملحاً وماء

وثاني أكسيد الكربون :



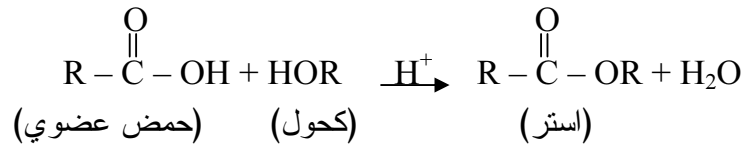
مثال (1-26) :



ملاحظات :

i. يستخدم تفاعل الحموض العضوية مع الكربونات والبيكربونات للكشف عن الحموض العضوية ، حيث ينطلق غاز ثاني أكسيد الكربون المعروف بتعكيره لماء الجير .

ii. يلاحظ أن كل التفاعلات السابقة هي تفاعلات مشتركة بين الحموض العضوية والحموض غير العضوية ؛ ولكن هنالك تفاعلات خاصة بالأحماض العضوية فقط ، حيث تتفاعل الحموض العضوية مع الكحولات مكونة الاسترات والماء وتسمى هذه التفاعلات بالاسترة ، وفق المعادلة العامة الآتية :



ألكانات الألكيل

(سيرد الحديث عن تفاعلات الاسترة عند دراسة الاسترات خلال الدرس القادم

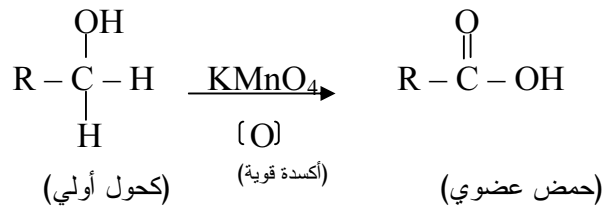
إن شاء الله)

(1-7-3) تحضير الحموض العضوية في المعمل : تحضر الحموض العضوية

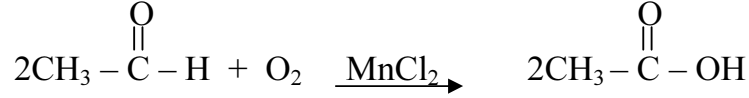
بإحدى الطريقتين الآتيتين :

أ) الأكسدة القوية للكحولات الأولية (ويستخدم في ذلك أحد عوامل الأكسدة القوية

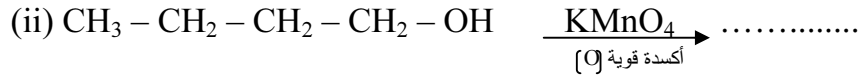
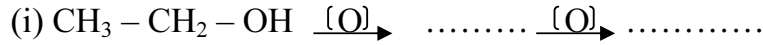
مثل KMnO_4) ، كما هو موضح بالمعادلة العامة التالية :



مثال (1-29) : تحضير الإيثانويك في الصناعة :

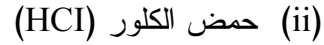
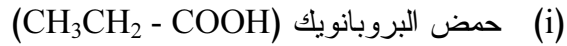


تدريب : اكمل المعادلات الآتية :



تدريب :

اكتب معادلة كيميائية موزونة تبين تفاعل البوتاسيوم مع كل من :



(1-7-4) تطبيقات الحموض العضوية :

1) تدخل كثير من الحموض العضوية في الأغذية التي نتناولها مثل :

i. حمض اللبن (حمض اللاكتيك) وهو يكسب اللبن طعمه الخاص.

ii. حمض الليمون (حمض الستريك) ويوجد في الليمون والبرتقال والقريب فروت.

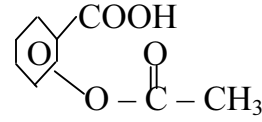
iii. حمض الخل (حمض الإيثانويك CH_3COOH) وقد جاء في الحديث

الشريف (نعم الإدام الخل ...) رواه مسلم - وينتج حمض الخل عن تخمر

السكريات الأحادية مثل الجلوكوز والفركتوز بفعل الانزيمات أو البكتيريا.

iv. فيتامين (C) ويوجد في معظم الفواكه الحمضية ، كما يمكن تحضيره صناعياً ويستخدم فيتامين (C) لزيادة مقاومة الجسم وتنشيط الأجهزة المناعية والدماغية.

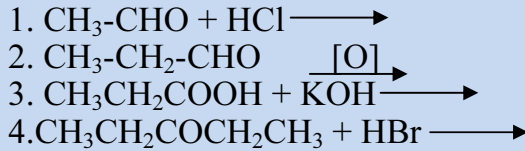
(2) تدخل الحموض العضوية في صناعة الأدوية أيضاً مثل صناعة الأسبرين



الذي يعتبر مسكناً للألام ويساعد على منع تجلط الدم ، خاصة لدي الأشخاص الذين يعانون من أمراض القلب وضيق الشرايين . يعتبر الاسبرين مادة حمضية. لماذا ؟

(5-7-1) تقويم الدرس السابع :

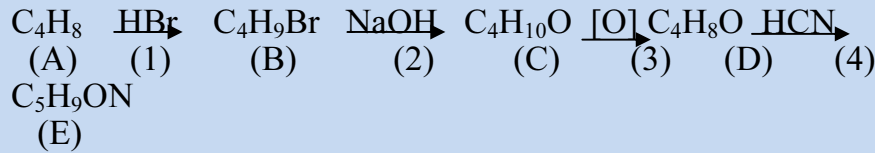
1. أكمل المعادلات الكيميائية التالية:



2. أكتب معادلة كيميائية لتحضير:

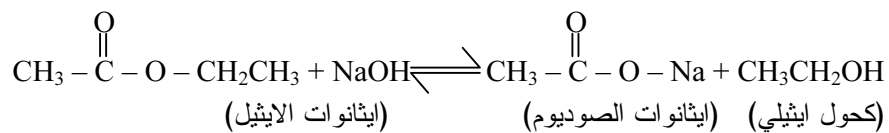
- (1) البروبانول من كحول مناسب.
- (2) الإيثانال.
- (3) 2-ميثيل البيوتانال.
- (4) البننتانول-3 .

3. أدرس الهيكل (التسلسل) التالي جيداً ثم أجب علي الأسئلة أدناه:



- (1) أكتب الصيغة التركيبية (البنائية) للمركبات: E – A
- (2) أكتب أسماء المركبات: E – A
- (3) حدد نوع التفاعل: (1) , (3).
- (4) أكتب معادلة كيميائية للتفاعل (4).
- (5) وضح بالمعادلات الكيميائية كيف يمكنك تحويل المركب (D) إلي المركب (A) مرة أخرى.

مثال (1- 31) :



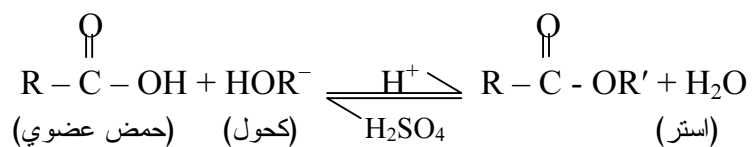
هذا التفاعل يستخدم في تحويل الدهون إلى صابون.

تدريب :

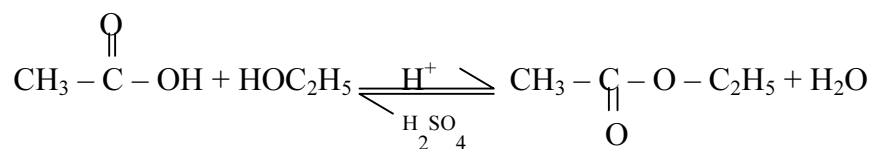
1. وضح تميؤ خلات البروبيل في الوسط الحمضي H_2SO_4 بمعادلة كيميائية.
2. اكتب معادلة توضح أثر إضافة محلول مائي من حمض الكبريتيك إلى خلات الميثيل.

(1-8-3) تحضير الاسترات :

يتم تحضير الاسترات بتفاعل حمض عضوي مع الكحول في وجود حمض الكبريتيك لانتراع جزئ الماء كما في المعادلة العامة التالية :

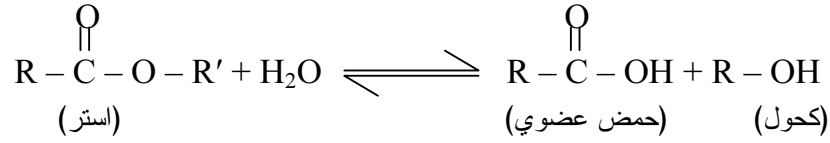


مثال (1- 32) : تحضير خلات الايثيل :



(خلات الايثيل) (كحول ايثيلي) (حمض الايتانويك) (الخليك)

نلاحظ في هذا التفاعل ، أنه تنفصل ذرة هيدروجين من الكحول وتنفصل مجموعة هيدروكسيل من الحمض ليكونا جزئ الماء ؛ كما نلاحظ أن التفاعل يكون عكسياً ، إذا يتحلل الاستر الناتج مائياً إلى الحمض والكحول كما يلي :



ولجعل التفاعل يسير في اتجاه تكوين الاستر فقط ، يمكن زيادة تركيز الحمض أو الكحول أو الأثنين معاً أو إضافة حمض الكبريتيك المركز أو غاز كلوريد الهيدروجين الجاف لامتناس الماء من وسط التفاعل.

تدريب :

1/ من الحمض العضوي والكحول المناسبين ، حضر كلا من الاسترات :

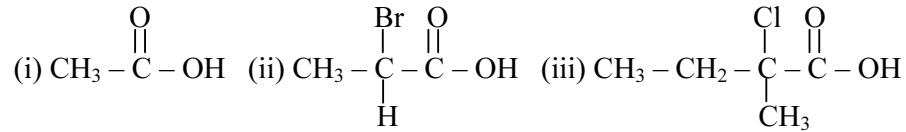
(i) بيوتانوات الإيثيل (ii) فورمات الميثيل

2/ اكتب تفاعلاً كيميائياً بسيطاً يمكن بواسطته التمييز بين :

أ. هكسانال وهكسانون - 2.

3/ علل : من الصعب تحضير الأدهيدات عن طريق أكسدة الكحولات.

4/ اكتب الاسم المنهجي لكل من الحموض التالية :



5/ ارسم الصيغة البنائية لكل من الحموض الآتية :

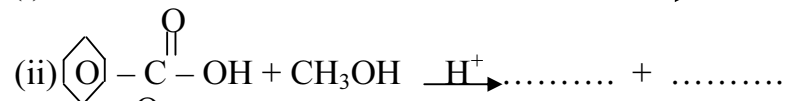
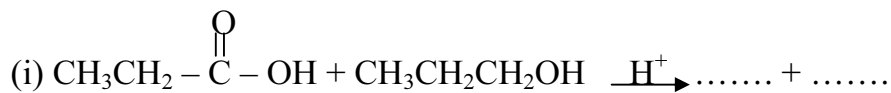
أ) 2-ميثيل بيوتانويك.

ب) 3-كلورو بروبونويك.

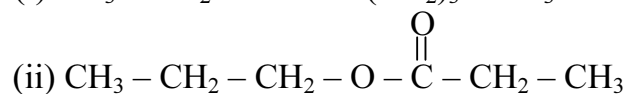
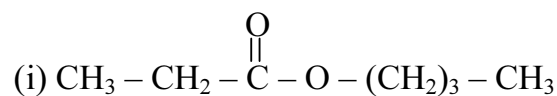
6/ اكتب معادلة لتحضير حمض الايثانويك من :

(i) الكحول المناسب. (ii) الأدهيد المناسب.

7/ أكمل التفاعلات الآتية : وسم الناتج في كل حالة :



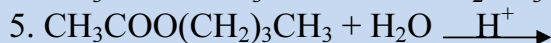
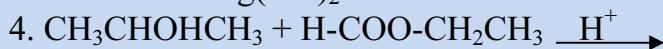
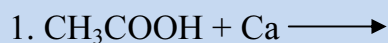
8/ بين الصيغ البنائية لكل من الحمض والكحول الذين ينتج عن اتحادهما كل من الاسترات التالية :



9/ اكتب معادلة توضح تفاعل حمض الليمون مع مسحوق صودا الخبز (NaHCO₃).

(1-8-4) **تقويم الدرس الثامن :**

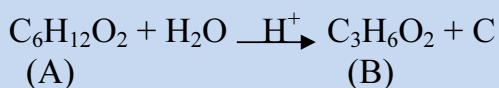
1. أكمل التفاعلات التالية:



2. هات صيغة الكحول والحمض اللذين ينتج من اتحادهما كل من الإسترين:



3. في التفاعل أدناه:



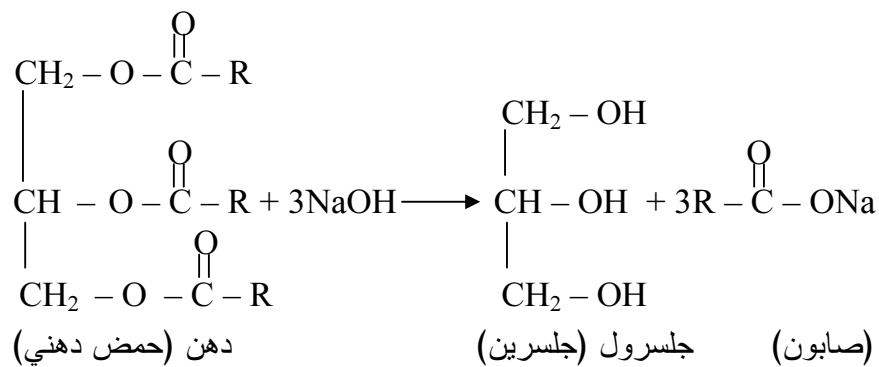
أكتب الإسم والبنية التركيبية لكل من: C , B , A

الدرس التاسع

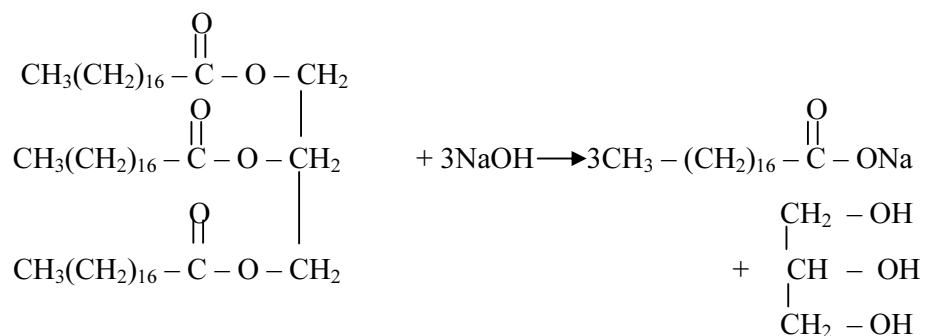
(9-1) الصابون Soap

(1-9-1) تحضير الصابون :

الصابون هو أملاح الصوديوم أو البوتاسيوم من الأحماض العضوية ذات السلسلة الكربونية الطويلة مثل الدهون والتي تسمى بالأحماض الدهنية والتفاعل العام لتحضير الصابون هو :

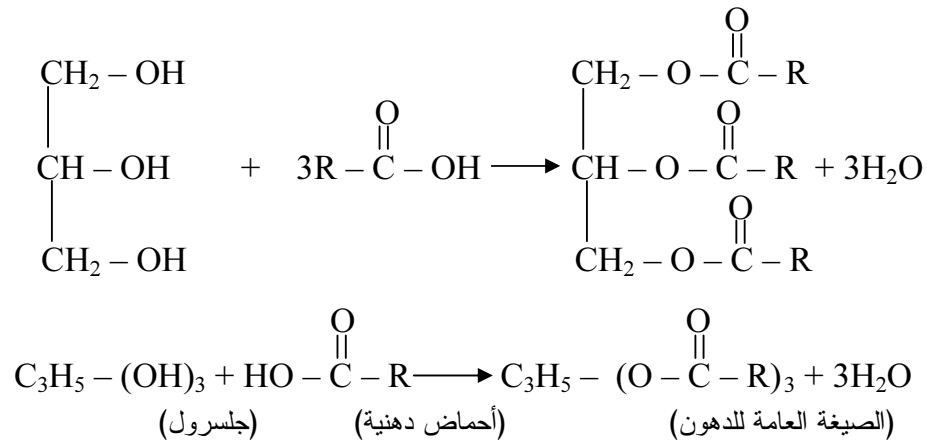


مثال (1-33) :



(1-9-2) الدهون :

هي استرات الجلسرول (الجلسرين) وتسمى بالجلسرايدات الجلسرول (وهو كحول ثلاثي الهيدروكسيل) يتفاعل مع الأحماض الدهنية ، كما هو موضح بالمعادلة العامة التالية :



وتنقسم الدهون إلى قسمين هما :

(أ) الشحوم : وتنتجها الأنسجة الحيوانية وتتميز بأنها صلبة (جامدة) في درجة الحرارة العادية ، وهي تنتج عن أحماض روابطها مشبعة.

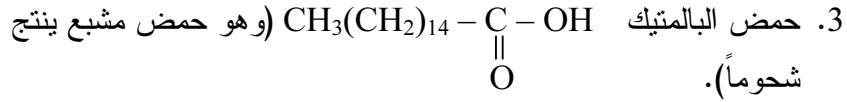
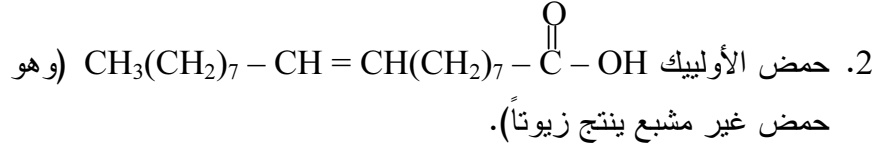
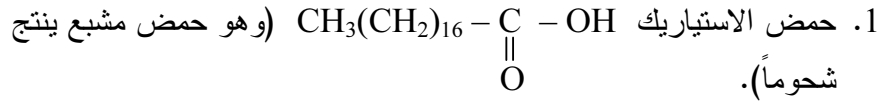
(ب) الزيوت : وهي تنتجها أنسجة النبات ، وتكون سائلة في درجة الحرارة العادية ، وتنتج عن أحماض تحتوى على روابط غير مشبعة.

ملحوظة :

الاختلاف الفيزيائي الأساسي بين الشحوم والزيوت هو : الشحوم جامدة(صلبة) والزيوت سائلة في درجات الحرارة العادية.

الاختلاف الكيميائي الأساسي بين الشحوم والزيوت هو: الشحوم مشبعة (روابط أحادية بين ذرات الكربون) والزيوت غير مشبعة (لوجود رابطة أو روابط ثنائية بين بعض ذرات الكربون).

ومن أمثلة الأحماض الدهنية ما يلي :

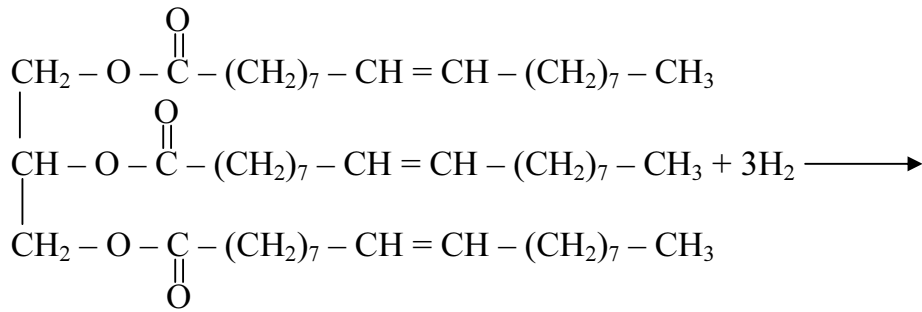


تفاعلات الدهون :

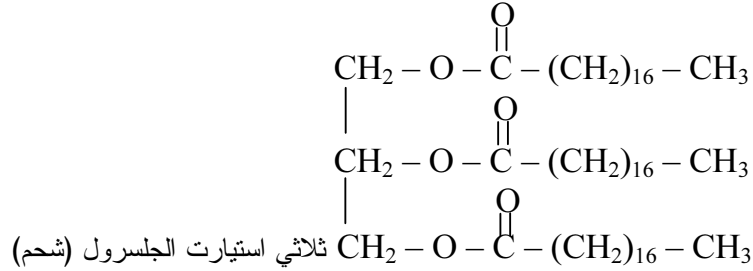
(أ) إضافة الهيدروجين (الهدرجة) :

هذا التفاعل خاص بالزيوت لاحتوائها على روابط غير مشبعة ، وفيه تتحول الزيوت إلى شحوم أو ما يعرف بالسمن النباتي.

مثال (1- 34) :

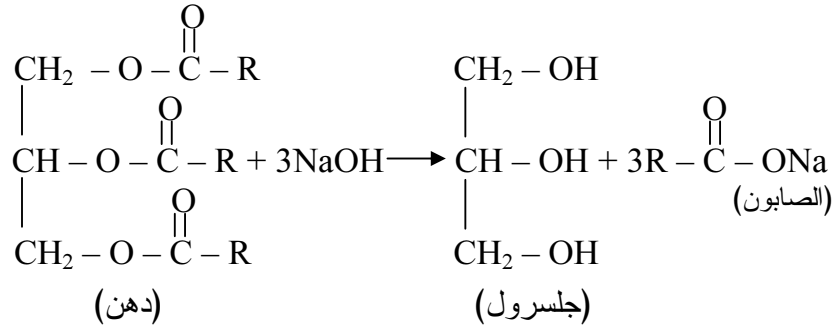


ثلاثي اولويات الجلسرين (زيت)



(ب) التصبن :

وهو التحلل المائي للدهون في الوسط القاعدي ، وينتج هذا التفاعل ملح الحامض الدهني وهو الصابون ، بالإضافة إلى الجلسرول (الجليسرول) كما تقدم .



ملحوظة : التصبن Saponification هو المرحلة الكيميائية في عملية تحضير الصابون. وتتبع مراحل فيزيائية تتمثل في : فصل الصابون عن الجلسرين بواسطة ملح الطعام ، إزالة آثار الجلسرين والملح والدهن عن الصابون بواسطة الماء ، إضافة المواد الملونة والمعطرة والمالئة (مثل سليكات الصوديوم Na_2SiO_3) للصابون.

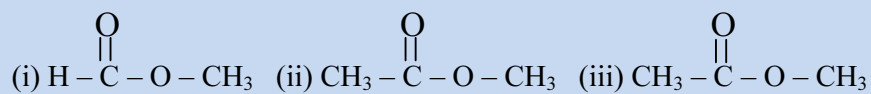
(1-9-3) تقويم الدرس التاسع :

1/ (أ) ارسم الصيغة البنائية لجزئي الدهون الناتج عن تفاعل الجلسرول مع حمض الاستياريك.

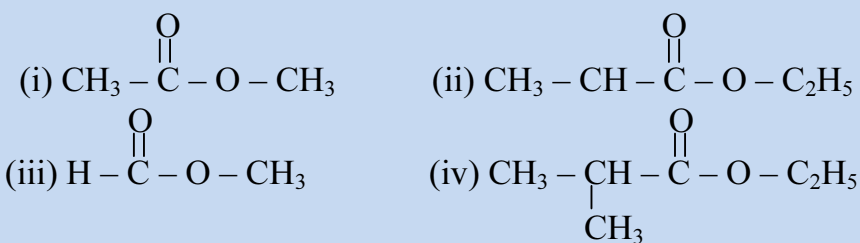
ب/ سم هذا الدهن وبين نوعه.

2/ اكتب معادلة كيميائية تبين تصبن ثلاثي بالميتات الجلسرول.

3/ اكتب الاسم العام لكل من الاسترات التالية :



4/ اكتب الاسم المنهجي لكل من الاسترات التالية :



5/ ارسم الصيغة البنائية للمركب : (بروبيل -2 ، 3-ثنائي ميثيل هكسانوات).

6/ من الحمض العضوي والكحول المناسبين ، اكتب معادلة لتحضير الاستر : (بروبانوات الإيثيل).

7/ أ - عرف الصابون.

ب- ما هي السمات الأساسية المشتركة بين الصابون وكلوريد الصوديوم ؟

ج- الدهون نوعان : 1. اذكرهما.

2. ما هو الإختلاف الكيميائي الأساسي بين النوعين ؟

3. ما هو الإختلاف الفيزيائي الأساسي بين النوعين ؟

د. عرف الاسترة.

الدرس العاشر

البلمرة العضوية Polimerization (10-1)

والتماكب Isomerism

(10-1 - 1) البلمرة العضوية :

1. البوليمر Polymer عبارة عن جزيء ضخم ، يتكون من عدد من الجزيئات (الوحدات) الصغيرة المتماثلة ، (يسمى الواحد منها مونومر Monimer) وتتم عملية البلمرة بارتباط عدد كبير من المونومرات مع بعضها لتكوين جزيء واحد كبير يسمى البوليمر .

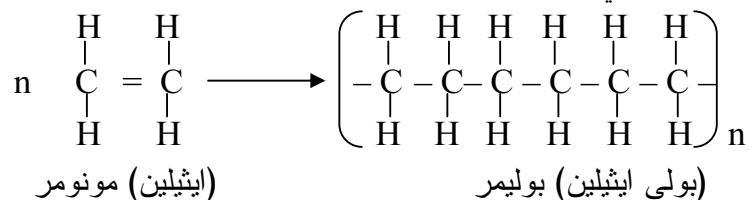
2. البلمرة هي العملية التي تتحد فيها مكونات البوليمر .

(10-1-1) أقسام البوليمرات :

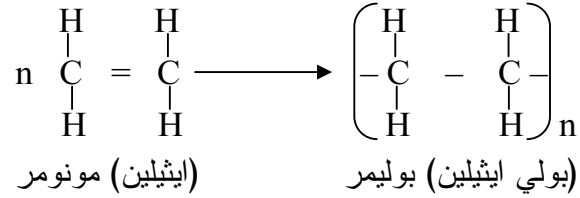
تنقسم البوليمرات إلى قسمين هما :

(أ) بوليمرات الإضافة Addition Polymers :

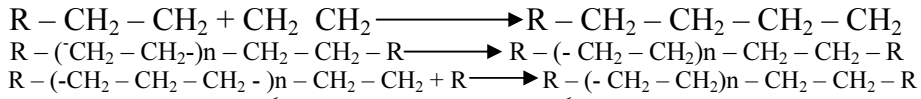
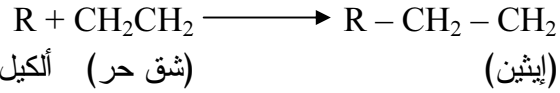
وهذه البوليمرات تنتج بإضافة وحدات المونومر إلى بعضها ، ومن أمثلتها (البولي إيثيلين) الذي ينتج عن إضافة عدد كبير جداً من جزيئات الأيثلين (C_2H_4) ولذلك فإن إلكترونات الرابطة الثنائية في الإيثيلين ($CH_2 = CH_2$) يمكنها ربط جزيئات الإيثيلين المجاورة ، لتنتج سلسلة طويلة من ذرات الكربون ، حيث ترتبط كل منها بذرتي هيدروجين :



أو



عند بدء عملية البلمرة (أي كسر الرابطة التثمانية في جزئ الإيثيلين) ، لابد من وجود مادة تسمى البادئة (Initiator) وهي عبارة عن شق حر مثل (CH₃) يرتبط هذا الشق باحدى ذرتي الكربون ، وترتبط الذرة الأخرى باحدى ذرتي الكربون من جزئ C₂H₄ المجاور ، وهكذا تستمر العملية إلى أن يتم إيقافها بشق حر آخر.

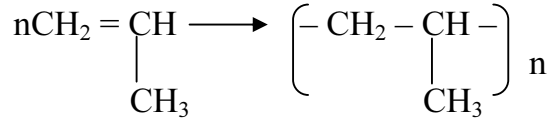


ولأن السلسلة طويلة جداً فإن البادئة لا تعتبر جزءاً من الجزئ ، ولذا تختصر الصيغة الجزيئية للجزئ الناتج كالاتي (C₂H₄)_n يعتر البولمي إيثيلين نوعاً من البلاستيك الذي يستخدم كعازل كهربائي وفي صناعة الأواني والأكياس البلاستيكية.

وهناك أمثلة أخرى لبوليمرات الإضافة ، مثل :

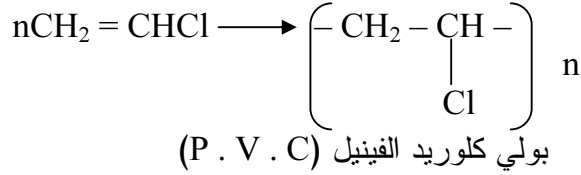
i. البولمي بروبيلين : وهو نوع من البلاستيك أكثر متانة من البولمي إيثيلين ،

ويحضر ببلمرة البروبيلين (البروبين) كما يلي :

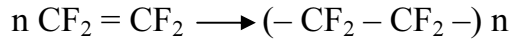


ii. بولي كلوريد الفينيل (P . V . C) : وهو نوع من البلاستيك أكثر صلابة وقوة ، وتصنع منه كثير من الأشياء المعروفة مثل الأجزاء البلاستيكية في

السيارات وهياكل أجهزة الراديو والتلفاز وغيرها



iii. التفلون (التيفال) : ويصنع ببلمرة رباعي فلورو إيثين :



ويستخدم التفلون (التيفال) كطبقة لتغطية السطوح الداخلية لأواني الطبخ

وذلك لمنع التصاق الطعام بالإثناء.

(ب) بوليمرات التكاثف **Condensation Polymers** : تنتج عن تفاعل جزيئين

مختلفين بكل منهما زمرتين وظيفيتين.

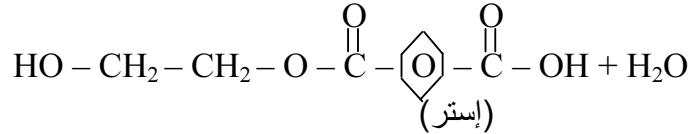
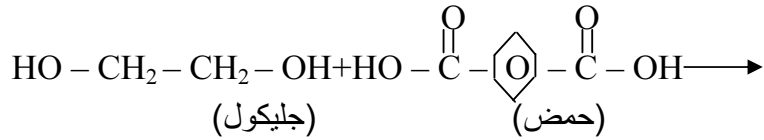
في بلمرة التكاثف ، ينفصل جزيء صغير من المجموعات الوظيفية

للوحدتين عند ارتباطهما ومن أمثلة هذه البوليمرات :

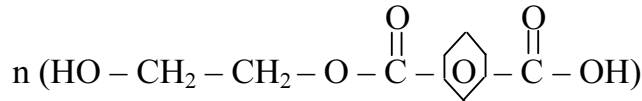
(الترلين) وهو نوع من البولي إستر يتكون من بلمرة جزئ استر يحتوى

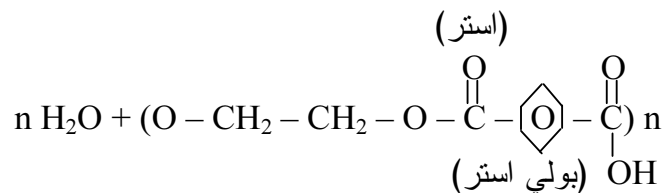
على زمرتين مختلفتين ؛ وينتج استر الترلين عن تفاعل حمض ثنائي الكربوكسيل

وكحول ثنائي الهيدروكسيل :



تستمر هذه العملية بارتباط جزيئات الاستر مع بعضها كالاتي :





تدريب :

1. عرف البلمرة - المونومر - البوليمر .
2. اذكر مثلاً يوضح البلمرة بالإضافة.
3. اكتب معادلة توضح مثلاً لبلمرة التكاثر.

(2-10-1) التماكب Isomerism :

عند بداية دراستك للكيمياء العضوية ، تعرفت على معنى التماكب أو (التشكل) كآتي :

التماكب هو وجود مركبين عضويين أو أكثر لهما نفس الصيغة الجزيئية ، ولكنهما يختلفان في الصيغة البنائية.

(1-2-10-1) أنواع التماكب :

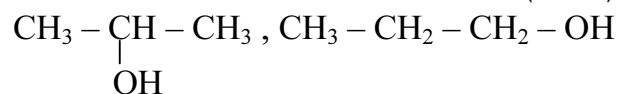
i. تماكب السلسلة Chain Isomerim :

وقد تعرفت على هذا النوع من التماكب من خلال دراستك السابقة.

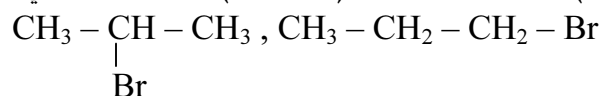
ii. التماكب الموضعي Position Isomerism :

يحدث هذا النوع من التماكب في حالة المركبات العضوية التي تحتوى على زمر وظيفية ، فقد يختلف موضع ارتباط الزمرة بالسلسلة الكربونية ، مما يؤدي إلى ظهور عدد من الصيغ البنائية الممكنة للصيغة الجزيئية الواحدة ، مما ينتج عنه مركبات تختلف في خواصها الفيزيائية والكيميائية ، على الرغم من اتفاقها في الصيغة الجزيئية وفيما يلي بعض الأمثلة على هذا النوع من التماكب.

مثال (1-35) : الصيغة الجزيئية : C₃H₇OH. ايزوميراتها هي :



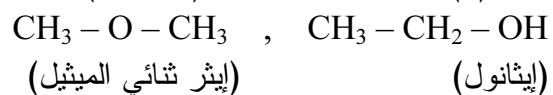
مثال (1-36) : الصيغة الجزيئية (C₃H₇Br). ايزوميراتها هي :



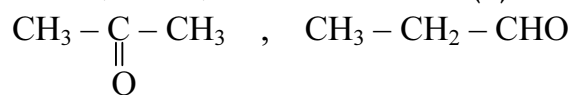
iii. تماكب الزمرة الوظيفية Functional Group Isomerism:

يحدث هذا النوع من التماكب عندما تكون هنالك صيغة جزيئية يمكن أن تنشأ عنها صيغ بنائية لمركبات تختلف في الزمرة الوظيفية وإليك بعض الأمثلة عن تماكب الزمرة الوظيفية.

مثال (1) : الصيغة الجزيئية : (C₂H₆O). ايزوميراتها هي :



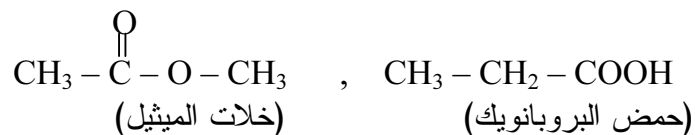
مثال (2) : الصيغة الجزيئية : (C₃H₆O). ايزوميراتها هي :



(بروبانال) (بروبانون)

[زمرة ألدهيد -CHO] [زمرة كيتون]

مثال (3) : الصيغة الجزيئية (C₃H₆O₂) ايزوميراتها هي :



ملاحظة : من الأمثلة السابقة ، نلاحظ أن :

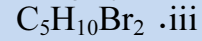
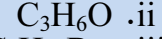
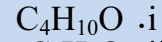
1. الكحولات يمكن أن تتماكب وظيفياً مع الإثيرات.
2. الكيتونات يمكن أن تتماكب وظيفياً مع الألدهيدات.
3. الأحماض العضوية يمكن أن تتماكب وظيفياً مع الاسترات.

(3-10-1) تقويم الدرس العاشر:

عدد بعضاً من أنواع التماكب المختلفة أعط مثالاً لكل نوع.

1. سم وبين بالرسم الصيغ البنائية للصور المتماكبة لكل من الصيغ الجزيئية

الآتية ، مع ذكر نوع التماكب في كل حالة :



تمرين عام على الوحدة الأولى

السؤال الأول : اختر أكثر الاجابات صحة فيما يلي :

1/ الإسم المنهجي للمركب $\text{CH}_3\text{-C}(\text{CH}_3)_2\text{-CHO}$ هو :

(أ) 2،2-ثنائي ميثيل بروبانون.

(ب) 2،2-ثنائي ميثيل بروبانال.

(ج) 2،2-ثنائي ميثيل بروبان الدهيد.

(د) 2-ميثيل -2-أدهيد - بروبان.

2/ الصيغة البنائية التي لا تمثل المركب (2- يودوبيوتانول) هي :

أ. $\text{CH}_3\text{H}_2\text{CHICH}_2\text{OH}$

ب. $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-ClOH-CH}_3$

ج. $\text{CH}_3\text{-CHOH-CHI-CH}_3$

د. $\text{CH}_3\text{-CHI-CHOH-CH}_3$

السؤال الثاني :

ضع علامة (√) أمام العبارة الصحيحة وعلامة (×) أمام العبارة الخطأ مع

تصحيح الخطأ إن وجد :

1. يتم تحضير هاليدات الألكيل من الألكانات المقابلة ()
2. تتميز معظم الاسترات بروائحها الزكية ()
3. أكسدة الكحول الثالثي تنتج الكيتون المماثل في عدد ذرات الكربون ()
4. من الدلائل على حمضية الكحولات تفاعلها مع فلز الليثيوم ()

السؤال الثالث :

أملأ الفراغات التالية بالكلمات المناسبة :

1. الأكسدة الضعيفة للكحولات الأولية تنتج المقابل ، بينما ينتج من أكسدتها بمؤكسد قوي المقابل.

2. عند إضافة الماء إلى ينتج الأيثانول الذي يمكن تحويله إلى
عند تسخينه مع حمض الكبريتيك المركز إلى درجة حرارة 135 م°.

السؤال الرابع :

اكمل المعادلات الآتية إن أمكن :

1. $\text{CH}_3 - \overset{\text{Cl}}{\underset{|}{\text{CH}}} - \text{CH}_3 + \text{LiOH} \longrightarrow \dots\dots\dots + \dots\dots\dots$
2. $\text{CH}_3\text{OH} + \text{Na} \longrightarrow \dots\dots\dots + \dots\dots\dots$
3. $\text{CH}_3 - \text{O} - \text{CH}_3 + \text{K} \longrightarrow \dots\dots\dots + \dots\dots\dots$ هل يحدث هذا التفاعل ؟
4. $\text{CH}_3 - \text{CHO} + \text{CuO} \longrightarrow \dots\dots\dots + \dots\dots\dots$
5. $(\text{CH}_3)_2 - \text{CO} + \text{HCN} \longrightarrow \dots\dots\dots + \dots\dots\dots$
6. $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \overset{\text{O}}{\underset{||}{\text{C}}} - \text{OH} + \text{NaHCO}_3 \longrightarrow \dots\dots\dots$
7. $\text{CH}_3\text{H}_2\text{OH} + \text{HBr} \longrightarrow \dots\dots\dots$
8. $2\text{CH}_3 - \text{OH} \xrightarrow[135^\circ\text{C}]{\text{H}_2\text{SO}_4 \text{ conc}} \dots\dots\dots + \dots\dots\dots$
9. $\text{CH}_3\text{ONa} + \text{C}_2\text{H}_5\text{Br} \longrightarrow \dots\dots\dots + \dots\dots\dots$

السؤال الخامس :

اجر التحويلات الآتية بكتابة المعادلات الكيميائية المتسلسلة :

1. الإيثان ← الكحول الإيثيلي.
2. كلوريد الميثيل ← الايثر الميثيلي.
3. فورمالدهيد ← فورمات الميثيل.
4. برومو إيثان ← ثنائي إينيل أمين.
5. البروبان إلي البروبانول-2
6. حمض الاستياريك إلي ثلاثي استيرات الصوديوم.

السؤال السادس :

(أ) عرف :

(i) البلمرة (ii) البوليمر

(iii) المونومر (iv) التماكب

(ب) عدد أنواع البلمرة.

(ج) عدد أنواع التماكب.

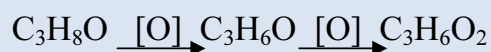
دعم إجابتك بالأمثلة في كل من (ب) ، (ج) ، (د) بين بالرسم صور

التماكب للصيغة الجزيئية $C_5H_{10}O_2$.

(د) بين الصيغ البنائية لمتماكبات (أيزوميرات) الصيغة الجزيئية $C_5H_{10}O_2$

السؤال السابع:

من دراستك للمخطط التالي :



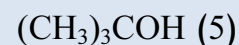
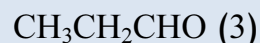
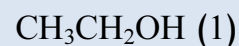
السؤال الثامن :

1. البنية لتركيبية للألدهيدات هي $R-C(=O)-H$ و للكتونات هي $R-C(=O)-R$

في أي البنيتين يمكن إستبدال (R) بذرة هيدروجين وتحقق المعني المطلوب ؟

2. ما هو ناتج الأكسدة - إن وجد - لكل من المركبات التالية بالتفاعل مع محلول

محمض لثاني كرومات البواسيوم :



السؤال التاسع :

كيف تفرق نوعياً (المعادلات المطلوبة) بين كل زوج من الآتي:

- (1) ألكين وألكان حلقي.
- (2) ألدهيد وكيون.
- (3) كحول أولي وكحول ثانوي.
- (4) حمض عضوي وآخر غير عضوي.
- (5) حمض كربوكسيلي وإستر.
- (6) كحول وإستر.

السؤال العاشر:

أجب بـ (لا) أو (نعم):

1. المركبات العضوية ذات درجات حرارة انصهار منخفضة. ()
2. تذوب معظم المركبات العضوية في الماء بسهولة. ()
3. تتميز تفاعلات المركبات العضوية بالسرعة. ()
4. معظم المركبات العضوية سائلة أو غازية في درجات الحرارة العادية. ()
5. مصهورات المركبات العضوية موصلة جيدة للكهرباء. ()

السؤال الحادي عشر:

1. هات البنية التركيبية لكل من المركبات التالية:

- (1) هكسانون - 3 . (2) بيوتانال . (3) بنتانول - 2
- (3) هيدروكربون به ست ذرات هيدروجين ويحوي ذرات كربون أولية وثانوية فقط.
- (4) 2- كلورو بيوتانول - 1
- (5) 2,2,3,3 - رباعي برومو بروبان.

2. أكتب الصيغة البنائية والاسم المنهجي لكل من الآتي:

(1) كحول ثالثي يحتوي علي أربع ذرات كربون.

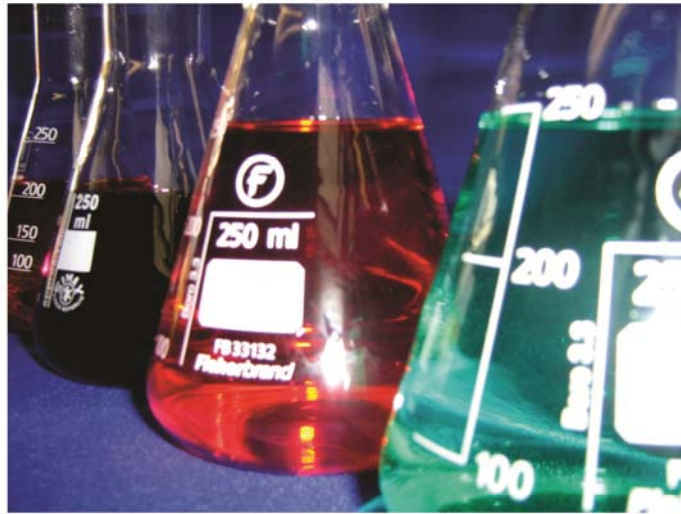
(2) كيتون يحتوي علي ثلاث ذرات كربون.

(3) إستر بنتج من تفاعل حمض بروبانويك وميثانول.

(4) إيثر يتماكب مع الكحول ذي الصيغة $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$

(5) كيتون يتماكب مع الأدهيد ذي الصيغة $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CHO}$

الوحدة الثانية



الأحماض والقواعد

محتويات الوحدة الثانية

الصفحة	الموضوع	رقم الدرس
90	الأهداف	
91	نظرية ارهينيوس	الدرس الأول
95	نظرية برونستد - لوري	الدرس الثاني
99	نظرية لويس	الدرس الثالث
105	تمرين عام على الوحدة الثانية	

الوحدة الثانية

الأحماض والقواعد

الأهداف العامة :

بعد نهاية هذه الوحدة يكون الطالب قادراً على أن :

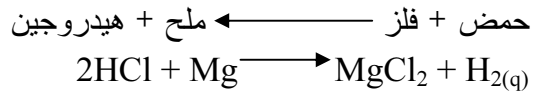
1. يتعرف الصفات الفيزيائية والكيميائية المميزة لكل من الحمض والقاعدة.
2. يكتب تعريفاً لمفهوم الحمض والقاعدة والتعادل وفقاً لـ :
 1. نظرية ارهينيوس.
 2. نظرية برونستد - لوري.
 3. نظرية لويس.
3. يكتب معادلات رمزية لتفاعلات الحمض والقاعدة وفقاً لنظريات :
 - (أ) ارهينيوس.
 - (ب) لوري برونستد.
 - (ج) لويس.
4. يوضح الأزواج (حمض - قاعدة) المترافقة وفقاً لمفهوم برونستد - لوري.
5. يكتب معادلات توضح سلوك المادة المذبذبة.

الدرس الأول نظرية ارهينيوس

(1-2) مُتَكَمِّتًا :

لم تكن لدي الكيميائيين الأوائل فكرة واضحة عن بنية (تركيب) المادة لذا كان تصنيفهم لها وفقاً لصفاتها الفيزيائية والكيميائية . وأوضح الأمثلة لذلك تعريفهم للحمض والقاعدة . فقد عرفوا الحمض بأنه هو :

1. المادة ذات الطعم الحامض.
2. تغير لون بعض الصبغات الطبيعية ، فمثلاً يغير عصير الليمون اللون المعهود للشاي إلى الأصفر وكذلك يفعل الخل.
3. تتفاعل مع بعض الفلزات ويتصاعد غاز الهيدروجين كما يلي :

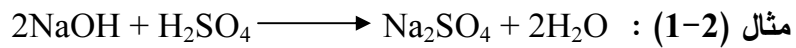
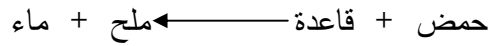


4. محاليلها المائية توصل الكهرباء بدرجات متفاوتة.
5. أما القاعدة فقد عرفوها بأنها المادة التي :

أ. تتميز بالطعم المر.

ب. تغير لون بعض الصبغات مثل تباع الشمس من الأحمر إلى الأزرق.

ج. تتفاعل مع الأحماض لتعطي ملح + ماء كما يلي :



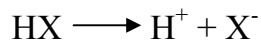
1. محاليلها المائية توصل الكهرباء بدرجات متفاوتة.
2. ملمس المحاليل المائية لهذه المواد صابوني.

وبتطور علم الكيمياء وضع العلماء عدة نظريات لتفسير السلوك الحمضي والقاعدي بناءً على تركيب هذه المواد . فقد ذهب بعضهم ومنهم العالم لافورزييه إلى تعريف الحمض بأنه المادة التي يدخل في تركيبها الأوكسجين ، ومن هنا جاءت تسمية الأوكسجين (Oxy - gen). ومن هؤلاء العالم أرهينيوس والذي سنتناول نظريته في هذا الدرس.

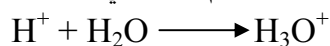
(1-1-2) نظرية ارهينيوس (النظرية الأيونية) :

أرهينيوس هو عالم سويدي عاش في الفترة ما بين عامي 1859م - 1927م لاحظ آرهينيوس أن محاليل الأحماض والقواعد توصل التيار الكهربائي . لذلك فقد افترض أن هذه المحاليل تكون في شكل أيونات وعليه فقد عرف الحمض كالآتي :

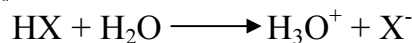
هو مادة صيغتها العامة HX تتأين في الماء معطية أيونات الهيدروجين الموجبة H^+ ، كما يلي :



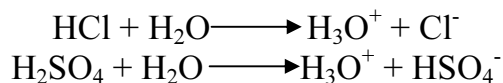
أيونات الهيدروجين الموجبة الناتجة من تأين الحمض ترتبط بجزيئات الماء المحيطة بها مكونة أيونات الهيدرونيوم كما يلي :



وبجمع المعادلتين يمكن كتابة معادلة تأين الحمض في الماء كما يلي :

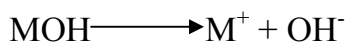


مثال(2-2):



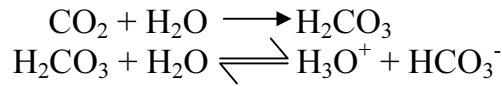
أما القاعدة فقد عرفها أرهينيوس كما يلي :

هي مادة صيغتها العامة MOH تتأين في الماء لتعطي أيونات الهيدروكسيد السالبة OH^- .

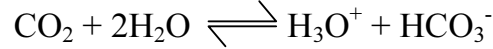


مثال (2-3):

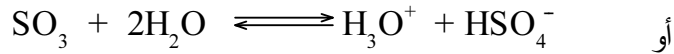
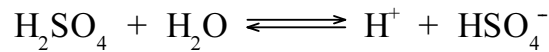
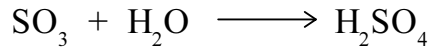
تجدر الإشارة هنا إلى أن بعض المواد لا يدخل في تركيبها أيون الهيدروجين ولكنها تسلك في الماء سلوك أحماض أرهينبيوس وهذه المواد هي أكاسيد اللافلزات مثل CO_2 و SO_3 فهي تذوب في الماء مكونة الأحماض التي بدورها تتأين منتجة أيونات الهيدرونيوم كما يلي :



بجمع المعادلتين من معادلة واحدة تحصل على :

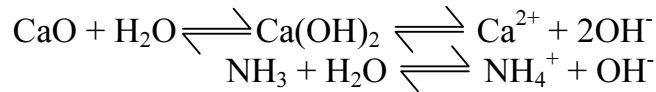


وكذلك بالنسبة لـ SO_3 :

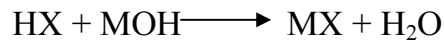


وبالمثل توجد مواد لا يدخل في تركيبها أيون الهيدروكسيد ولكنها تسلك في

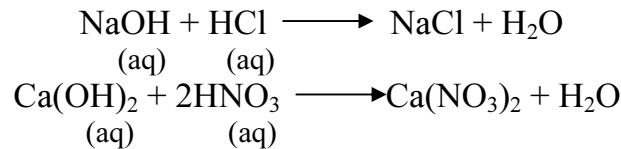
الماء سلوك القواعد مثل :



التعادل عند أرهينبيوس هو تفاعل الحمض مع القاعدة ليعطي الملح والماء



مثال (2-4):



- لاقت نظرية أرهينيوس الكثير من الاعتراضات يمكن تلخيصها فيما يلي :
1. عرفت النظرية كلاً من الحمض والقاعدة على أساس المحلول المائي للمادة وليس على أساس المادة نفسها فمثلاً غاز كلوريد الهيدروجين HCl وبالرغم من احتوائه على الهيدروجين في تركيبه لا يعتبر حمضاً إلا إذا كان ذائباً في الماء.
 2. لم تفسر النظرية الخواص القاعدية للأمونيا فحسب هذه النظرية لا بد أن تنوب الأمونيا في الماء لتعطي هيدروكسيد الأمونيوم الذي يتأين بدوره في الماء ليعطي أيونات الهيدروكسيد السالبة وذلك كالاتي :

$$\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{OH} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$$
 ولكن في الواقع لا وجود للمادة NH_4OH
 3. حسب هذه النظرية لا بد من وجود أيونات الهيدروجين لتفسير السلوك الحمضي للمادة وهذا يتطلب أن تكون المادة ذائبة في الماء وليس في أي مذيب آخر فمحلول HCl في البنزين أو أي مذيب آخر لا يعتبر حمضاً.
- على الرغم من هذه الاعتراضات والتي يتضح منها أن مفهوم أرهينيوس لا يتسع لكل الحموض والقواعد المعروفة إلا أن هذه النظرية قد أدت ، ولا تزال دوراً أساسياً في تفسير السلوك الحمضي لأهم الحموض المعروفة وذلك نظراً لسهولةتها ، ولأن الماء هو الوسط الذي تتم فيه معظم التفاعلات المعروفة.

(2-1-2) تقويم الدرس الأول :

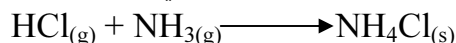
1. اذكر خاصيتين فيزيائيتين لكل من الحمض والقاعدة.
2. لماذا توصل المحاليل المائية لكل من الأحماض والقواعد الكهرباء ؟
3. عرف التعادل عند أرهينيوس ومثل له بمعادلة كيميائية.
4. وضح بالمعادلات الكيميائية ما يأتي :
 - أ) SO_2 لا يحتوي في تركيبه على الهيدروجين ولكنه يسلك في الماء سلوك حموض أرهينيوس.
 - ب) Na_2O لا يحتوي في تركيبه على الهيدروكسيد ولكنه يسلك في الماء سلوك قواعد أرهينيوس.

الدرس الثاني

نظرية برونستد - لوري

(2-2) مقدمة :

ذكرنا في الدرس السابق أن تعريف آرهينيوس لكل من الأحماض والقواعد لا يشمل كل الأحماض والقواعد المعروفة . فمثلاً إذا وضعنا زجاجتين تحتوي أحدهما على محلول حمض الهيدروكلوريك المركز وتحتوي الزجاجاة الأخرى على محلول الأمونيا المركز بالقرب من بعضهما وفتحنا الزجاجتين فإننا سنشاهد سحباً بيضاء في الهواء أعلى الزجاجتين . عند الفحص لهذه السحب البيضاء يتبين أنها بلورات دقيقة جداً من كلوريد الأمونيوم NH_4Cl والذي تكون من تفاعل غاز كلوريد الهيدروجين المتسرب من إحدى الزجاجتين مع غاز الأمونيا المتسرب من الزجاجاة الأخرى معادلة التفاعل هي :



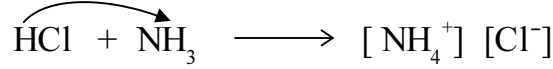
بما أن ناتج هذا التفاعل NH_4Cl هو نفس الملح الذي ينتج إذا تفاعل المحلولان بالزجاجتين ، فإنه يمكن اعتبار تفاعل HCl مع NH_2 هو تفاعل حمض وقاعدة سواء أتم هذا التفاعل في وجود الماء أو لا . لهذا فإن مفهوم آرهينيوس لا يتسع ليشمل مثل هذا التفاعل ولا بد من وجود مفهوم آخر أكثر شمولاً لتفسير السلوك الحمضي والقاعدي.

في عام 1923م وضع العالمان برونستد الدنماركي ولوري الإنجليزي منفصلين عن بعضها تعريفاً لكل من الحمض والقاعدة في نظرية سميت باسميهما معاً :

(1-2-2) نظرية برونستد - لوري :

(أ) الحمض : هو أي مادة تستطيع أن تمنح بروتوناً أو أكثر (أيون هيدروجين موجب H^+) إلى مادة أخرى.

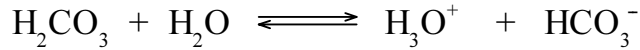
(ب) القاعدة : هي أي مادة تقبل بروتوناً أو أكثر من حمض بناءً على هذا التعريف يمكننا تفسير التفاعل بين غاز HCl وغاز NH₃ كما يلي :



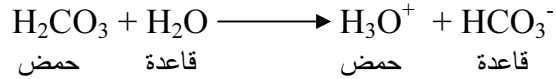
بما أن البروتون قد انتقل من HCl إلى NH₃ فهذا التفاعل هو تفاعل حمض وقاعدة حسب مفهوم برونستد - لورى . فالحمض هو HCl لأنه منح البروتون ، والقاعدة هي NH₃ لأنها تقبلت البروتون . عليه فإن HCl حمض و NH₃ قاعدة في كل من نظريتي آرهينيوس وبرونستد - لورى . وعليه فإن تفاعلات الأحماض مع القواعد لا يشترط أن تتم في المحاليل المائية.

(ج) الأحماض والقواعد المترافقة :

دعنا نعتبر التفاعل التالي الذي يبين تأين حمض H₂CO₃ في الماء :



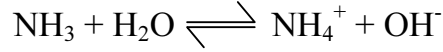
حمض H₂CO₃ من الأحماض الضعيفة لذلك فتأينه في الماء انعكاسي ويصل إلى حالة إتزان كما مبين بالمعادلة أعلاه . إذا نظرنا إلى هذه المعادلة على ضوء مفهوم برونستد - لورى فإن حمض الكربونيك حمض لأنه منح بروتوناً للماء والذي يمثل القاعدة التي تقبلت البروتون ، وإذا نظرنا إلى التفاعل العكسي نجد أن أيون الهيدرونيوم يمنح بروتوناً لأيون البيكربونات لذلك فأيون الهيدرونيوم حمض وأيون البيكربونات قاعدة ، وفقاً لمفهوم برونستد - لورى أيضاً . إذن فعند الاتزان هنالك حمضان وقاعدتان ، كل حمض وقاعدة على أحد جانبي المعادلة.



عند تفاعل الحمض H₂CO₃ تنتج القاعدة HCO₃⁻ وعند تفاعل القاعدة HCO₃⁻ ينتج عنها الحمض H₂CO₃ . العلاقة التي تربط بين هذين المادتين هي منح أو أخذ بروتون واحد . وأي مادتين تربط بينهما هذه العلاقة - أي يكون الفرق بينهما في التركيب بروتوناً واحداً - تعرفان بالزوج المترافق (حمض - قاعدة) . فإننا نقول إن HCO₃⁻ هو القاعدة المترافقة للحمض H₂CO₃ وإن H₃O⁺ هو الحمض المترافق للقاعدة H₂O.

مثال آخر : للتفاعل الحمضي - قاعدي وفقاً لمفهوم برونستد - لوري نجده

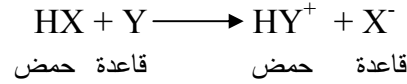
في المحلول المائي للأمونيا



في هذه الحالة يمثل الماء دور الحمض الذي يمنح بروتوناً للأمونيا التي تمثل القاعدة . أيضاً نجد في هذا المثال زوجان مترافقان (حمض - قاعدة) أحدهما : NH_3 و NH_4^+ والزوج الآخر هو H_2O و OH^- .

عموماً يمكننا تمثيل التفاعل الحمض - قاعدي حسب مفهوم برونستد -

لوري كالآتي:



يمثل HX و X^- زوجاً مترافقاً بينما يمثل Y و HY^+ الزوج المترافق

الآخر.

مما سبق يمكننا تعريف التعادل بمفهوم برونستد - لوري بأنه :

عملية انتقال بروتون من حمض إلى قاعدة لينتج حمض وقاعدة آخران.

ملحوظة : الحمض المرافق = القاعدة + H^+

القاعدة المرافقة = الحمض - H^+

مثال (2-5) :

ما هي صيغة القاعدة المرافقة لكل من :

(أ) HF (ب) H_2SO_4 (ج) H_2PO_4^- ؟

الحل :

بما أن الفرق في التركيب بين الحمض والقاعدة المرافقة له هو بروتون

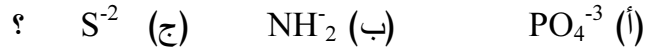
واحد فإننا نحصل على صيغة القاعدة المرافقة بعد حذف بروتون واحد من صيغة

الحمض إذن فالقاعدة المرافقة في :

(أ) F^- (ب) HSO_4^- (ج) HPO_4^{2-}

مثال (2-6) :

ما هي صيغة الحمض المرافق لكل من القواعد التالية :

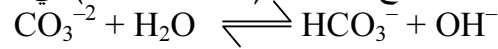


الحل :

نحصل على صيغة الحمض المرافق بإضافة بروتون واحد إلى صيغة القاعدة إذن الحمض المرافق في (أ) HPO_4^{-2} وفي (ب) NH_3 وفي (ج) HS^- .

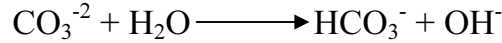
مثال (2-7) :

عين الأزواج المترافقة (حمض - قاعدة) في التفاعل التالي :



الحل :

بما أن الفرق بين الحمض والقاعدة المترافقان هو بروتون واحد إذن (HCO_3^- , CO_3^{2+}) يمثلان زوجاً مترافقاً قاعدة وحمض كذلك (OH^- و H_2O) يمثل زوجاً مترافقاً فيه حمض وقاعدة .



مما سبق يتضح لنا أن مفهوم برونستد - لوري ، لكل من الحمض والقاعدة أكثر شمولاً من مفهوم آرهينيوس لأنه عرف كلاً من الحمض والقاعدة على أساس المادة نفسها وليس على أساس محلولها المائي . بالرغم من ذلك فإن هذه النظرية تعاني من عقدة البروتون (منحه وأخذه) ولذلك فهي أيضاً لا تشمل كل الحموض والقواعد المعروفة.

(2-2-2) تقويم الدرس الثاني :

1. عرف كلاً من الحمض والقاعدة وفقاً لمفهوم برونستد - لوري.
2. مستخدماً المعادلة الكيميائية مثل للتعاقد وفقاً لمفهوم برونستد - لوري.
3. ما هي صيغة الحمض المرافق وصيغة القاعدة المرافقة للماء H_2O ؟
4. إذا كان $CH_3NH_3^+$ و CH_3NH_2 زوجاً مترافقاً فإن $CH_3NH_3^+$ يمثل بينما CH_3NH_2 يمثل
5. بين الأزواج المترافقة في المعادلة التالية وفي كل زوج عين الحمض والقاعدة.

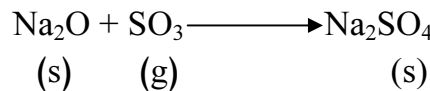


الدرس الثالث

نظرية لويس

(3-2) مقدمة :

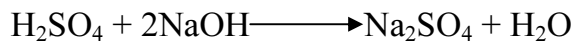
لقد أشرنا في الدرس السابق إلى أن نظرية برونستد - لوري لا تفسر السلوك الحمض - قاعدي بصورة عامة . فإذا اعتبرنا مثلاً التفاعل بين أكسيد الصوديوم وغاز ثالث أكسيد الكبريت والذي تمثله المعادلة التالية :



الملح Na_2SO_4 الناتج هو نفس الملح الذي ينتج من تفاعل هيدروكسيد الصوديوم NaOH مع H_2SO_4 وهو المحلول الناتج من إذابة غاز SO_3 في الماء

كما في المعادلة التالية : $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$

ويتفاعل H_2SO_4 مع NaOH حسب المعادلة :



لذلك يمكننا اعتبار تفاعل Na_2O مع SO_3 هو تفاعل حمض مع قاعدة ، ولكن لا يوجد تفسير لهذا التفاعل في أي من النظريتين السابقتين . فالتفاعل لا يتم في محلول مائي كما اشترط أرهينيوس ، كما أنه لا يحتوى على انتقال بروتون كما في نظرية برونستد - لوري . لذلك فلا بد من تفسير آخر أكثر شمولاً للسلوك الحمض - قاعدي . وهذا التفسير نجده في نظرية الكيميائي الأمريكي لويس .

(1-3-2) نظرية لويس :

عرّف لويس كلاً من الحمض والقاعدة كما يلي :

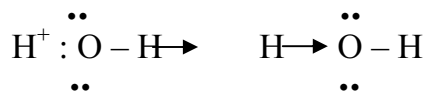
(أ) القاعدة : هي أي مادة تستطيع أن تمنح زوجاً من الإلكترونات لتكون به رابطة تساندية .

(ب) الحمض : هو أي مادة تتقبل زوجاً من الإلكترونات عند تكوين الرابطة التساندية .

وفقاً لمفهوم لويس فإن التعادل هو :
 العملية التي تتكون فيها رابطة تساندية بين الدقائق المانحة للإلكترونات
 والدقائق المستقبلة للإلكترونات.
 أمثلة توضح التعادل وفقاً لمفهوم لويس :

مثال (8-2) :

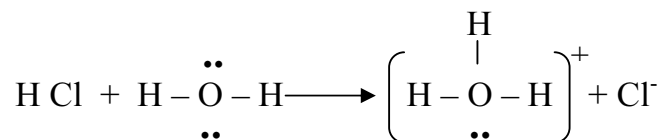
تفاعل أيون الهيدروجين مع أيون الهيدروكسيد لتكوين الماء يتم كما يلي :



في هذا التفاعل يعتبر أيون الهيدروكسيد قاعدة لأنه يمنح زوجاً من
 الإلكترونات ليكون به رابطة تساندية مع أيون الهيدروجين . أما أيون الهيدروجين
 فيمثل الحمض لأنه يتقبل المشاركة في زوج الإلكترونات لتكوين الرابطة $\text{O} \rightarrow \text{H}^+$

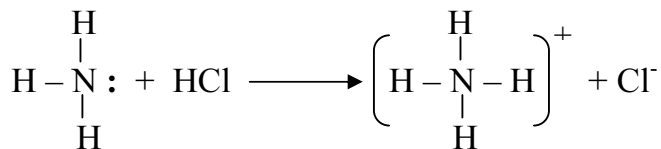
مثال (9-2) :

تفاعل كلوريد الهيدروجين مع الماء : في هذا التفاعل يمنح الماء (القاعدة)
 زوجاً من الإلكترونات إلى الأيون H^+ (الحمض) لتكوين رابطة تساندية



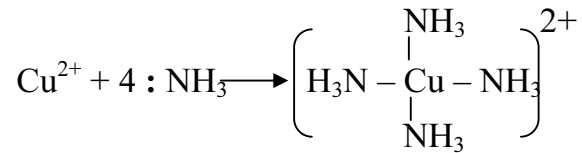
مثال (10-2) :

تفاعل الأمونيا مع كلوريد الهيدروجين :



ملحوظة :

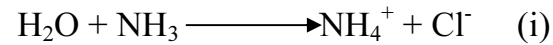
تجدر الإشارة هنا إلى أن معظم ايونات العناصر الانتقالية توجد بها أفلاك غير ممتلئة بالالكترونات ويمكن تصنيفها حسب نظرية لويس بأنها أحماض ومن أمثلة ذلك تفاعل ايون النحاس (II) Cu^{2+} مع الامونيا عند إذابته فيها مكوناً الايون المعقد $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$ وذلك كما يلي :



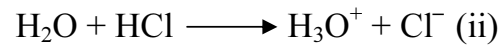
يتضح من الأمثلة السابقة أن نظرية لويس أكثر شمولاً في تعريف الحمض والقاعدة والتعادل من نظريتي كل من آر هينيوس وبرونستد - لوري فهي لم تشترط المحاليل المائية كما في نظرية آر هينيوس وكذلك لم تشترط وجود البروتون كما في نظرية برونستد - لوري. وهي بذلك تشمل كل حموض وقواعد آر هينيوس وبرونستد - لوري وأكثر.

(2-3-2) المواد المترددة :

لعلك قد لاحظت أن الماء في مفهوم برونستد - لوري يمثل القاعدة في بعض التفاعلات ويمثل الحمض في تفاعلات أخرى :



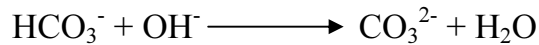
قاعدة حمض



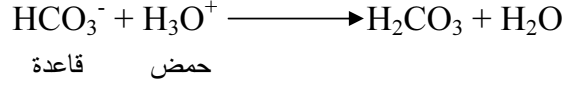
حمض قاعدة

المواد التي تتفاعل كأحماض أو قواعد اعتماداً على نوع الوسط تسمى بالمواد المترددة (Amphoteric).

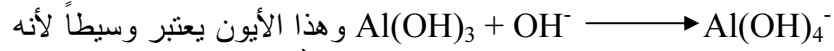
وكذلك يعتبر أيون البيكربونات HCO_3^- متردداً :



حمض قاعدة

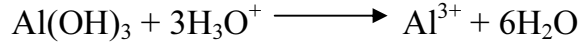


ومن المواد المترددة المعروفة هيدروكسيد الألمونيوم الذي يتفاعل كحمض مع القواعد القوية مثل NaOH كالآتي :

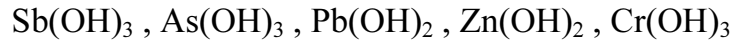


يتفكك إلى أيون الألمونيات والماء $\text{Al(OH)}_4^- \rightleftharpoons \text{AlO}_2^- + \text{H}_2\text{O}$ وهذا الأيون يعتبر بسيطاً لأنه

كما يتفاعل كقاعدة في الوسط الحمضي كما يلي :



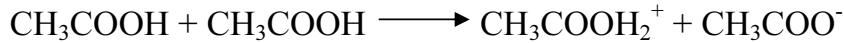
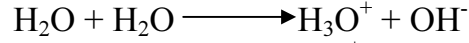
ملحوظة : كل هيدروكسيدات الفلزات متوسطة النشاط الفلزي تعتبر مترددة مثل :



(3-3-2) التآين الذاتي :

كثير من المواد مثل : الماء ، الأمونيا وحمض الخليك تتفاعل مع نفسها

لتنتج أيونات كما يلي :



حمض

قاعدة

حمض

قاعدة

عندما تتفاعل المادة مع نفسها لتنتج أيونات فإن هذا التفاعل يسمى بالتآين

الذاتي.

(2-3-4) تقويم الدرس الثالث :

1. عرف كلا من الحمض ، القاعدة والتعادل وفقاً لمفهوم لويس.
2. ما المقصود بالرابطة التساندية ؟
3. فسر تفاعل التعادل التالي وفقاً لمفهوم لويس : $\text{NH}_3 + \text{H}^+ \longrightarrow \text{NH}_4^+$
4. لماذا يعتبر الماء H_2O قاعدة حسب مفهوم لويس ؟
5. يتفاعل أيون الفضة Ag^+ مع الأمونيا لتكوين أيون معقد صيغته $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$. وضح بناء على نظرية لويس أن هذا التفاعل هو تفاعل حمض وقاعدة.
6. أ) عرف : المادة المترددة.
ب) بين بالمعادلات أن الايون HSO_4^- متردد.
7. أ) عرف التأين الذاتي.
ب) اكتب معادلات التأين الذاتي لكل من : NH_3 , HCN .

تمرين عام على الوحدة الثانية

السؤال الأول :

عين الإجابة الصحيحة لكل مما يلي :

1. الايون الموجب الذي لا يعتبر حمضاً حسب مفهوم لويس هو :

a) Cu^{2+} b) Na^+ c) Ag^+ d) Fe^{2+}

2. القاعدة حسب مفهوم لويس هي المادة التي :

أ. تفقد زوجاً من الالكترونات.

ب. ترتبط مع بروتون (H^+) برابطة تساندية.

ج. تمثل المادة المانحة للالكترونات في الرابطة التساندية مع أي مادة أخرى.

د. كل الإجابات خطأ.

3. حسب مفهوم ارهينيوس يعتبر HCl حمضاً لأنه :

أ. محلوله المائي يحتوي على ايونات الهيدروجين الموجبة.

ب. يستطيع منح بروتون للماء الذي يمثل القاعدة ليكون الايون H_3O^+ .

ج. يتفاعل محلوله المائي مع المحلول القاعدي ليعطي الملح والماء.

د. الإجابتان (أ) و (ج) صحيحتان.

السؤال الثاني :

أكمل العبارات التالية وذلك بوضع الكلمة (أو الكلمات) المناسبة :

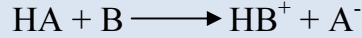
1. تعتمد نظرية لويس في تعريف الحمض أو القاعدة على أساس تكوين الرابطة

ال.....

2. المادة المترددة هي المادة التي تؤدي دور

ودور في الوسط القاعدي.

3. في المعادلة :



الحمض هو :

القاعدة هي :

الحمض المرافق هو :

القاعدة المرافقة هي :

4. حسب مفهوم برونستد - لوري تعتبر الايونات السالبة

السؤال الثالث :

○ صنف المواد التالية إلى : أحماض - قواعد - مواد مترددة وذلك حسب مفهوم برونستد - لوري (, HS^- , NO_3^- , H_2S , HPO_4^{2-} , HNO_2 , CO_3^{2-} , Cl^-) , $(\text{H}_2\text{O}, \text{NH}_4^+)$.

السؤال الرابع :

1. يتفاعل هيدروكسيد الخارصين Zn(OH)_2 كقاعدة لينتج الملح ZnCl_2 كما يتفاعل كحمض لينتج الملح Na_2ZnO_2 .
أ. اكتب معادلة كيميائية موزونة لكل من التفاعلين أعلاه.

ب. من التفاعلين أعلاه ما هي الصفة التي يتميز بها هيدروكسيد الخارصين ؟

السؤال الخامس :

أكمل الجدول التالي والذي يوضح النظريات الثلاث لتعريف الحمض

والقاعدة والتعادل :

الرقم	النظرية	تعريف الحمض	تعريف القاعدة	تعريف التعادل
1	آرهينيوس			
2	برونستد - لوري			
3	لويس			

السؤال السادس :

أ. أكمل الجدول التالي :

	HCO_3^-		NH_3		H_3PO_4		الحمض المرافق
OH^-		NH_3		HSO_4^-		F^-	القاعدة المرافقة

ب. بين بالمعادلات أن الايون HPO_4^- متردد.

السؤال السابع :

يعتبر التفاعل بين ثالث كلوريد البورون BCl_3 وثنائي إيثيل إيثر $(\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{O}$ ، تفاعل حمض وقاعدة حسب مفهوم لويس وينتج عنه مركب يمكن كتابة صيغته كالاتي $\text{BCl}_3 \longrightarrow (\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{O}$ مستخدماً الكترونات المدار الخارجي وضح هذا التفاعل.

السؤال الثامن :

مستخدماً المعادلات المناسبة فسر الخواص القاعدية للامونيا وذلك حسب

مفهوم :

(أ) ارهينيوس.

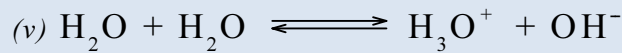
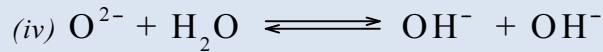
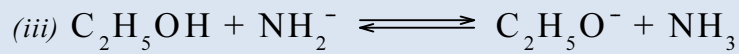
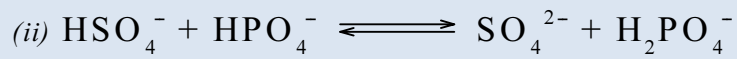
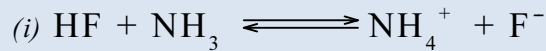
(ب) برونستد - لوري.

(ج) لويس.

السؤال التاسع :

عين الأزواج (حمض - قاعدة) المترافقة في كل من المعادلات التالية وفي

كل زوج عين الحمض والقاعدة :



الوحدة الثالثة



التحليل الكيميائي الكيفي

محتويات الوحدة الثالثة

رقم الدرس	الموضوع	الصفحة
	الأهداف	110
الأول	التحليل الكيميائي الكيفي	111
الثاني	التعرف على الشقوق الحمضية للأملاح غير العضوية	119
	الكشف عن الشقوق الحمضية للمجموعة الأولى (مجموعة حمض الهيدروكلوريك المخفف)	120
الثالث	الكشف عن الشقوق الحمضية للمجموعة الثانية (مجموعة حمض الكبريتيك المركز)	126
الرابع	الكشف عن الشقوق الحمضية للمجموعة الثالثة (المجموعة العامة)	133
الخامس	الكشف عن بعض الشقوق القاعدية للأملاح غير العضوية	140
	تمرين عام على الوحدة الثالثة	148

الوحدة الثالثة

التحليل الكيميائي الكيفي Qualitative Chemical Analysis

أهداف الوحدة :

- بعد دراسة هذه الوحدة يكون الطالب قادراً على :
1. معرفة أقسام التحليل الكيميائي (كمي وكيفي) ومعنى كل منهما.
 2. معرفة دور التحليل الكيميائي في الحياة اليومية وفي الصناعة.
 3. معرفة طرق التمييز بين الشقوق الحمضية المختلفة.
 4. معرفة طرق التمييز بين الشقوق القاعدية المختلفة.
 5. معرفة طرق بسيطة للكشف عن المواد والتمييز بينها.
 6. أن يعرف كلاً من : الملح - الشق القاعدي - الشق الحمضي مع الأمثلة.
 7. أن يكتب معادلات توضح الطرق المختلفة للحصول على الأملاح.
 8. أن يعف تميؤ الأملاح مع كتابة معادلات توضح ذلك.
 9. أن يفسر الصفة الحمضية أو القاعدية أو المتعادلة المحلول المائي لملاح بعد إجراء التجربة.
 10. أن يعرف المجموعة التحليلية.
 11. أن يجري تجاريف معملية للتعرف على بعض الشقوق الحمضية والقاعدية.
 12. أن يصف تجاريف معملية مع كتابة معادلات التفاعلات التي تحدث.
 13. أن يكون حذراً عند استخدام بعض المحاليل المركزة مثل حمض H_2SO_4 المركز.

الدرس الأول

التحليل الكيميائي الكيفي

Qualitative Chemical Analysis

مقدمة :

- ما نسبة السكر في الدم أو البول ؟
 - هل تتفق مواصفات حمض الكبريت (VI) الذي استوردته احدي الشركات مع المواصفات المتفق عليها في العقد أم أنه جرى تخفيفه عمداً بالماء ؟
 - ما تركيب الصخور التي أتى بها رواد من على سطح القمر ؟
 - كم يوجد من مركبات الزئبق السامة في أحد كريمات التجميل الذي تستخدمه الفتيات ؟
 - ما محتوى الهواء الذي تستنشقه من غاز SO_2 السام المنطلق من أحد المصانع ؟
- يتبين من هذه التساؤلات وغيرها أهمية التحليل الكيميائي واتساع مجالاته . وقد انعكست هذه الأهمية في وضع طرق تحليل حديثة ظهرت بعد نهاية الحرب العالمية الثانية في القرن الماضي . وبفضل هذه الطرق يمكن الآن تحليل عينات صغيرة جداً من المواد . ورغم أن أغلب التحاليل الحديثة تجرى آلياً بواسطة الأجهزة ، إلا أن طرق التحليل الكلاسيكية ، تلك الطرق التي لا تحتاج إلى أجهزة خاصة ومعقدة للقيام بالتحليل . وتعتمد هذه الطرق على الميزان في التحليل الوزني وعلى السحاحة والماصة في التحليل الحجمي وعلى ظهور لون مميز أو اختفائه أو تكون راسب أو ذوبانه أو تصاعد غاز في طرق التحليل الكيفي . وكثير من هذه الطرق لا يزال معتمداً وموثوقاً به في المختبرات الصناعية والتطبيقية بسبب سهولة الإجراء ورخس التكاليف والدقة الجيدة في النتائج . أما في المجال الأكاديمي فلا تزال هذه الطرق تعلم لطلاب الكيمياء ؛ لأنها تكسب الطالب معرفة أساسية في الكيمياء كما تنمي فيه طريقة التفكير العلمي الموضوعي وبدون هذه المهارات المكتسبة والتفكير العلمي لا يمكن للطالب أن ينتقل إلى مرحلة أكثر تقدماً في التحليل خاصة وفي كل مجالات الكيمياء الأخرى عامة.

أقسام التحليل الكيميائي :

ينقسم التحليل الكيميائي إلى قسمين أساسيين :

أولاً : التحليل الكيفي أو الوصفي (النوعي) **Qualitative Anlysis** :

وهو التحليل الذي يعني ويهتم بالتعرف على مكونات المادة دون التعرض لتعيين كميتها ؛ وقد أطلق العلماء المسلمون الكيميائيون على عملية التحليل الكيفي التحليل الوصفي أو النوعي . والغرض من هذا النوع من التحليل الكيميائي هو الكشف عن أي مادة مجهولة سواء كانت ملحاً بسيطاً أو مخلوطاً من عدة مواد أو مركباً للتعرف على مكوناتها . وهناك نوعان من الاختبارات المستخدمة في التحليل الكيفي هما :

1. الاختبارات الجافة Dry-tests ، وتجرى على المادة الصلبة مثل كشف اللهب .

2. الاختبارات الرطبة Wet-tests ، وتجرى على محاليل المواد . ويعتمد التحليل الكيفي أساساً على الاختبارات الرطبة ، وإن كان للاختبارات الجافة أهميتها أحياناً في إعطاء فكرة مبدئية عن المادة المختبرة ، كما أن كشف اللهب يستخدم لتأكيد وجود أيون فلز ما في المادة المختبرة .

ثانياً : التحليل الكمي (Quantitative Anlysis) :

وهو التحليل الذي يعني أو يهتم بتعيين كمية المادة المعروفة نوعاً . وهذا يعني أن عملية التحليل الكمي تكون لاحقة لعملية التحليل الكيفي . وسنتعرض بالتفصيل لهذا النوع من التحليل في الوحدة الرابعة من هذا الكتاب .

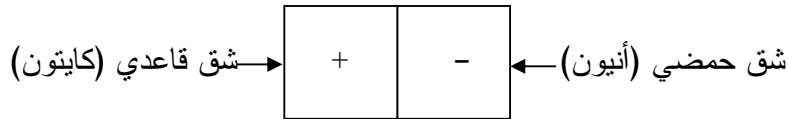
(1-3) التحليل الكيفي للأملاح غير العضوية :

قبل التعرض لمفهوم التحليل الكيفي للأملاح غير العضوية لابد أولاً من البدء بتعريف الملح Salt . وفي محاولة للتعرف على مفهوم الملح انظر إلى الأمثلة التالية :

1. كلوريد الصوديوم .NaCl
2. كربونات الكالسيوم .CaCO₃
3. نترات الفضة .AgNO₃
4. كبريتات الألمنيوم .AL₂(SO₄)₃
5. بروميد الامونيوم .NH₄Br
6. كبريتيد الصوديوم .Na₂S

جميع الأمثلة المذكورة هي أملاح غير عضوية . ولعلك تلاحظ أن كل ملح يتكون من شقين ، شق موجب الشحنة وتمثله أيونات الفلزات : Al^{3+} , Ag^{+} , Ca^{2+} ، Na^{+} أو مجموعة الأمونيوم الموجبة NH_4^{+} وهذا ما يسمى بالشق القاعدي للملح.

أما الشق الآخر فهو الشق الذي يحمل شحنة سالبة وتمثله أيونات اللافلزات مثل : Cl^{-} , Br^{-} , S^{2-} أو مجموعة أيونية سالبة وتمثل مجموعة الكربونات CO_3^{2-} ، النترات NO_3^{-} ، الكبريتات SO_4^{2-} وهذا ما يعرف بالشق الحمضي للملح. وعليه يمكن تمثيل الملح بالشكل التالي :



عليه يمكننا أن نستنتج مما سبق أن الملح هو :

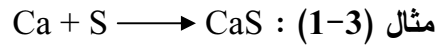
مركب كيميائي يتكون من شقين أحدهما موجب الشحنة (أيون فلز أو امونيوم) يسمى الشق القاعدي والآخر سالب الشحنة ويسمى الشق الحمضي.

الشق القاعدي عادة أيون فلز أو مجموعة الأمونيوم الموجبة . أما الشق الحمضي فيكون إما أيون لا فلز أو مجموعة أيونية سالبة (عدا OH⁻).

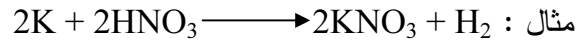
تعريف الشق الحمضي : هو الشق السالب الناتج من تفكك حمض في الماء.

طرق تحضير الأملاح : هنالك عدة طرق لتحضير الأملاح أهمها :

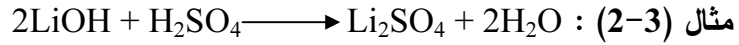
1. اتحاد فلز مع لا فلز .



2. تفاعل فلز مع حامض



3. تفاعل حمض مع قاعدة.



4. تفاعل حمض قوي مع ملح حمض ضعيف.



(1-1-3) تميؤ الملح (التحلل المائي) (Hydrolysis of salts) :

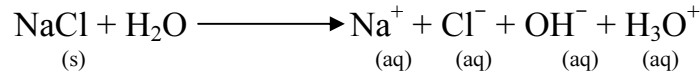
هو تفاعل ايونات الملح مع الماء لتوليد إما ايونات OH⁻ أو H₃O⁺.

الايونات الموجبة والسالبة الناتجة من القواعد والأحماض القوية لا تنتمي -

أي لا تتفاعل مع الماء لأنها ثابتة ولذا فإن محلولها في الماء متعادل فتكون بذلك

ايونات H₃O⁺ موجودة بتركيز متساوٍ مع أيونات OH⁻.

1/مثال لملاح ناتج من تفاعل حمض قوي مع قاعدة قوية مثل NaCl :



أجر التجربة (1-3) :

(أ) أذب قليلاً من كلوريد الصوديوم في الماء.

(ب) أضف إلى جزء من محلول الملح قطرة من دليل (مشعر) الفينولفثالين.

(ج) أضف إلى جزء آخر من محلول الملح دليل الميثيل البرتقالي.

لاحظ التغيير في اللون في اللون في ب ، ج .

يمكنك أن تستنتج من مشاهدتك في التجربة السابقة أن محلول كلوريد الصوديوم في الماء متعادل إذ لا يتغير لون الدليل ويمكن تفسير هذه النتيجة على النحو الآتي :

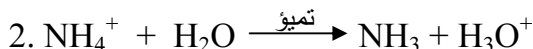
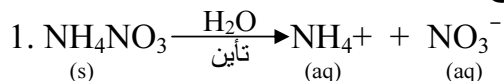
NaOH

HCl

قاعدة قوية تامة التأيّن حمض قوي تام التأيّن

وعليه فإنّ هذا النوع من الاملاح يعرف بأنه متعادل ويمكن تعريفه كالاتي :
الملح المائي ذو المحلول المتعادل هو الذي ينتج من تفاعل حمض قوي وقاعدة قوية ويكون محلوله في الماء متعادلاً.

(2) ملح ناتج من تفاعل حمض قوي مع قاعدة ضعيفة . مثال NH_4NO_3 .



تصبح أيونات H_3O^+ موجودة في المحلول بتركيز أكبر فيصبح المحلول حمضياً.

أجر التجربة (2-3) :

(أ) أذب قليلاً من ملح نترات الأمونيوم في الماء.

(ب) أضف قطرة من دليل الفينونفثالين إلى جزء من محلول الملح في الماء ،

هل يتغير اللون ؟

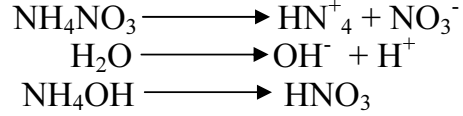
(ج) أضف قطرة من دليل الميثيل البرتقالي إلى جزء آخر من المحلول ، هل

تلاحظ تغيراً في لون الدليل ؟

تنبيه :

يمكنك أن تستنتج من مشاهداتك في هذه التجربة أن محلول نترات

الأمونيوم في الماء ذو صفة حمضية ، ويمكن تفسير هذه النتيجة على النحو الآتي :



حمض قوي تام التأيين قاعدة ضعيفة غير تامة التأيين

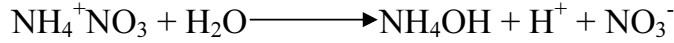
في محلول هذا الملح تزيد البروتونات (H^+) الناتجة من تأين HNO_3 عن أيونات الهيدروكسيد (OH^-) الناتجة من تفكك القاعدة الضعيفة NH_4OH ، وبالتالي يصبح المحلول حمضياً.

وعليه فإن هذا النوع من الاملاح يعرف بأنه محلوله المائي حمضي ويمكن تعريفه

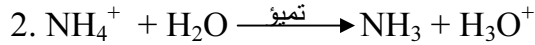
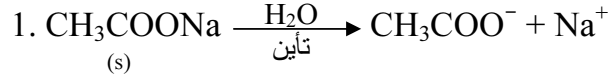
كالآتي :

الملح ذو المحلول الحمضي هو الذي ينتج من تفاعل حمض قوي مع قاعدة ضعيفة.

ويمكن كتابة معادلة التميؤ كالآتي :



(3) ملح ناتج من تفاعل حمض ضعيف مع قاعدة قوية . مثال CH_3COONa



تصبح أيونات OH^- موجودة في المحلول بتركيز أكبر فيصبح المحلول

قاعدياً.

أجر التجربة (3-3) :

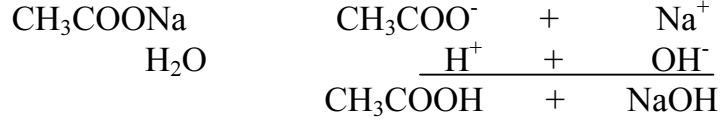
أ. أذب جزء من ملح خلات الصوديوم الصلب في الماء.

ب. أضف قطرة من دليل الفينونفتالين إلى جزء من محلول الملح.

ج. أضف قطرة من دليل الميثيل البرتقالي إلى جزء آخر من المحلول.

يمكنك أن تستنتج من مشاهدتك أن محلول خلات الصوديوم في الماء ذو

صفة قاعدية ويمكن تفسير ذلك على النحو الآتي :



قاعدة قوية تامة التآين حمض ضعيف غير تام التآين

في محلول هذا الملح تزيد أيونات الهيدروكسيد (OH⁻) الناتجة من تآين القاعدة القوية (NaOH) عن البروتونات (H⁺) الناتجة عن تآين الحمض الضعيف (CH₃COOH) وبالتالي يصبح المحلول قاعدياً.

على ذلك يمكننا أن نصل إلى تعريف الملح ذي المحلول القاعدي :

هو الذي ينتج من تفاعل قاعدة قوية مع حمض ضعيف ويكون محلوله في الماء قاعدياً.

ملحوظة : يتطابق ما ورد سابقاً مع نظرية برونستد / لوري للحموض والقواعد.

(4) ملح ناتج من تفاعل حمض ضعيف وقاعدة ضعيفة :

لا يمكن الحكم بسهولة على الصفة القاعدية أو الحمضية لمثل هذه الأملاح، إذ أن مثل هذه الأملاح تكون ذات درجة تآين صغيرة وتحتاج إلى إمكانات معملية - غير متاحة في المعامل الدراسية - عادة لدراسة تآينها وبالتالي تحديد صفاتها القاعدية أو الحمضية.

(2-1-3) تقويم الدرس الأول :

1. عرف التحليل الكيفي للأملاح.
2. صنف الاملاح الآتية وفقاً لطبيعتها محاليلها المائية (حمضي - قاعدي - متعادل - يصعب تحديد نوعه) :
 KNO_3 , MgS , $(NH_4)_2CO_3$, $Na_2C_2O_4$, NH_4Cl
3. عرف الملح ذا المحلول المائي القاعدي.
4. بتجربة معملية كيف تثبت أن المحلول المائي لملاح (Na_2CO_3) ذو طبيعة قاعدية.
5. مستخدماً معادلة كيميائية موزونة أعط مثلاً لملاح يتم تحضيره بواسطة :
(أ) تفاعل فلز مع لا فلز . (ب) تفاعل حمض مع قاعدة.
(ج) تفاعل حمض مع فلز.
6. أكمل كتابة المعادلات التالية وذلك بتوضيح النواتج في كل حالة :
a) $Mg + 2HCl \longrightarrow$
b) $2NaHCO_3 + H_2SO_4 \longrightarrow$
c) $Na_2S + 2HCl \longrightarrow$

الدرس الثاني

التعرف على الشقوق الحمضية للأملاح غير العضوية

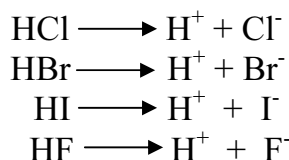
سنبدأ دراسة التحليل الكيفي للأملاح غير العضوية بالتعرف على الشقوق الحمضية لتلك الأملاح.

(2-3) الشق الحمضي :

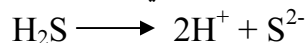
الشق الحمضي هو الأيون السالب الذي ينتج عن تأين الحمض. عند تأين الحمض يتفكك إلى أيون الهيدروجين (H^+) والأيون السالب (الشق الحمضي) وهذا الأيون السالب أو الأنيون هو الذي يميز الأحماض عن بعضها البعض إذ تتفق في وجود أيون الهيدروجين . الشق الحمضي قد يكون :

(i) أيون أحادي الذرة وهذا ينتج من :

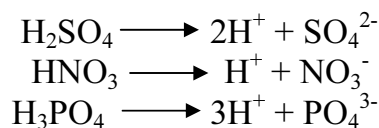
(أ) الشقوق الحمضية للأحماض الهالوجينية (HCl , HBr , HI , HF).



(ب) الشق الحمضي لحمض الهيدروكبريتيك (كبريتيد الهيدروجين H_2S).

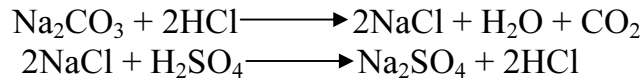


(ii) مجموعة أيونية عديدة الذرات مثل الشقوق الحمضية للحموض الأكسجينية :



يمكن معرفة صيغة الشق الحمضي لأي حمض بنزع أيونات الهيدروجين من صيغة الحمض ووضع شحنات سالبة مساوية لعدد ذرات الهيدروجين المنزوعة على الجزء الباقي من الحمض.

مثلاً الشق الحمضي لحمض الكبريتيك (H_2SO_4) صيغته (SO_4^{2-}) والشق الحمضي لحمض الفسفوريك (H_3PO_4) صيغته (PO_4^{3-}) وهكذا. تم تقسيم الشقوق الحمضية إلى ثلاث مجموعات تحليلية على أساس ثبات الحموض المشتقة منها (والمجموعة التحليلية هي مجموعة من الشقوق يمكن التعرف عليها بكاشف مشترك).



نلاحظ من المثالين أعلاه أن حمض الهيدروكلوريك أكثر ثباتاً من حمض الكربونيك إذ تمكن HCl من إحلال شق الحمض (Cl^-) محل (CO_3^{2-}) وكذلك حمض الكبريتيك (H_2SO_4) أكثر ثباتاً من (HCl) إذا أمكن لحمض الكبريتيك إحلال شقه الحمضي (SO_4^{2-}) محل (Cl^-) وفي كلتا الحالتين تنتج املاح جديدة كلوريد Cl^- وكبريتات SO_4^{2-} .
والمجموعات التحليلية الثلاثة هي :

- المجموعة الأولى : مجموعة حمض الهيدروكلوريك المخفف.
- والمجموعة الثانية : مجموعة حمض الكبريتيك المركز.
- المجموعة الثالثة : المجموعة العامة.

الكشف عن الشقوق الحمضية للمجموعة الأولى (مجموعة حمض الهيدروكلوريك المخفف) :
سميت هذه المجموعة بمجموعة حمض الهيدروكلوريك لأن هذا الحمض يستطيع طرد الحموض الأقل منه ثباتاً من املاحها . وهذه الحموض هي المبينة في الجدول (3-1).

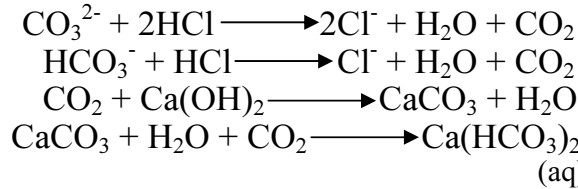
الجدول (1-3)

الرقم	الحمض	الصيغة الجزيئية	الشق الحمضي	صيغة الشق الحمضي
1	حمض الكربونيك	H ₂ CO ₃	كربونات بيكربونات	HCO ₃ ⁻ CO ₃ ²⁻
2	حمض الهيدروكبريتيك	H ₂ S	كبريتيد	S ²⁻
3	حمض الكيريتوز	H ₂ SO ₃	كبريتيت	SO ₃ ²⁻
4	حمض النتروز	HNO ₂	نتريت	NO ₂ ⁻

يتم التعرف على شقوق هذه المجموعة أولاً بإجراء التجربة الأولية (الكشفية) التي تجري بتفاعل الملح الصلب مع حمض الهيدروكلوريك المخفف وبالتعرف على الغاز المتصاعد في كل حالة يمكن التعرف على الشق الحمضي . وبإجراء تجارب تأكيدية باستخدام محلول الملح يتم التأكد من الشق الحمضي.

فيما يلي شرح تفصيلي للتجارب الأولية والتأكيدية للتعرف على الشقوق الحمضية لمجموعة حمض الهيدروكلوريك المخفف في هذه المجموعة.

(1-2-3) الكشف عن الكربونات والكربونات الهيدروجينية (CO₃²⁻, HCO₃⁻):
التجربة (3-4) الأولية : يضاف إلى قليل من الملح الصلب حمض الهيدروكلوريك المخفف حيث يتصاعد بفوران غاز ثاني أوكسيد الكربون عديم اللون والرائحة والذي يعكر ماء الجير [محلول هيدروكسيد الكالسيوم Ca(OH)₂] اذا مرر فيه لمدة قصيرة ، ويتعكر المحلول نتيجة لتكون مركب كربونات الكالسيوم CaCO₃ غير الذائبة في الماء ويزول التعكير بإمرار مزيد من غاز CO₂ نتيجة لتكون كربونات الكالسيوم الهيدروجينية الذائبة في الماء.



∴ الشق الحمضي للملح كربونات أو بيكربونات (كربونات هيدروجينية).

(3-2-1) التمييز بين الكربونات والكربونات الهيدروجينية :

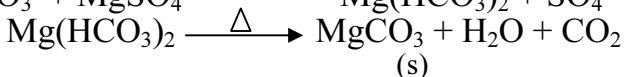
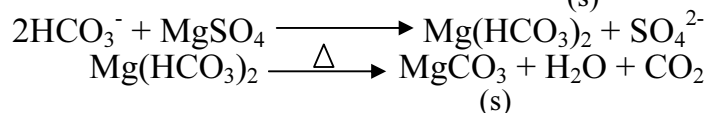
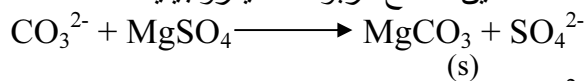
لعلك لاحظت أن كلاً من الكربونات والكربونات الهيدروجينية تطلق غاز CO_2 عند تفاعلها مع HCl لذا لا بد من إجراء تجارب تأكيدية للتمييز بين الكربونات والكربونات الهيدروجينية مع ملاحظة أن :

1. كل الكربونات لا تذوب في الماء عدا كربونات الأمونيوم والبوتاسيوم والصوديوم.

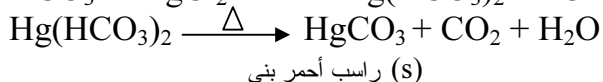
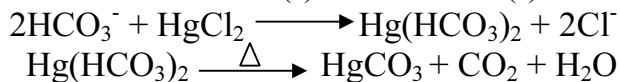
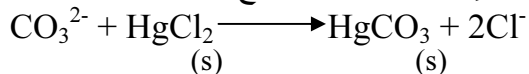
2. كل البيكربونات تذوب في الماء.

وعليه تذوب الملح في الماء المقطر ، فإذا لم يذوب الملح فهو كربونات أما إذا ذاب فهو كربونات هيدروجينية أو أحد الكربونات التي تذوب وهي الصوديوم أو البوتاسيوم أو الأمونيوم . وفي هذه الحالة للتمييز بين الكربونات والكربونات الهيدروجينية تجرى التجارب التأكيدية التالية :

التجربة (3-5) : يضاف إلى محلول الملح محلول كبريتات المغنيزيوم ، فإذا تكون راسب أبيض في الحال فالمحلول كربونات ، أما إذا لم يتكون الراسب الأبيض إلا بعد التسخين فالمحلول كربونات هيدروجينية.



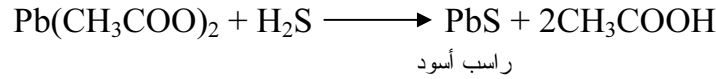
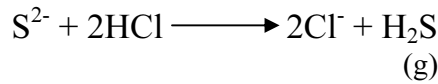
التجربة (3-6) : يضاف إلى محلول الملح محلول كلوريد الزئبق ، فإذا تكون راسب بني محمر في الحال فالمحلول كربونات . أما إذا لم يتكون الراسب البني المحمر إلا بعد التسخين فالمحلول كربونات هيدروجينية :



(s) راسب أحمر بني

(2-2-3) الكشف عن الكبريتيد (S^{2-}):

التجربة (7-3) الأولية: عند إضافة حمض الهيدروكلوريك المخفف إلى ملح الكبريتيد الصلب يتصاعد غاز كبريتيد الهيدروجين ذو الرائحة الكريهة (تشبه رائحة البيض الفاسد) والذي يغير لون ورقة ترشيح مبللة بخلات الرصاص إلى اللون الأسود.

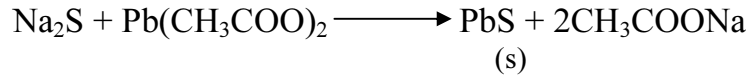


التجارب التأكيدية: يحضر محلول مائي لملاح كبريتيد الصوديوم:

التجربة (8-3): محلول الملح مع محلول خلات الرصاص:

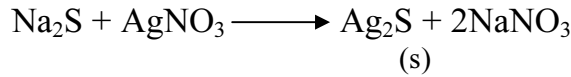
يتكون راسب أسود من كبريتيد الرصاص يذوب في حمض النتريك

المخفف:



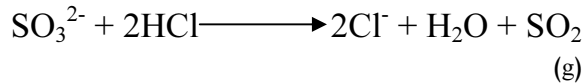
التجربة (9-3): محلول الملح مع محلول نترات الفضة:

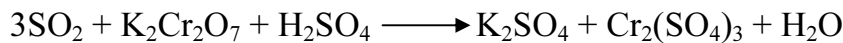
يتكون راسب أسود من كبريتيد الفضة يذوب في حمض النتريك المخفف:



(3-2-3) الكشف عن الكبريتيت (SO_3^{2-}):

عند إضافة حمض الهيدروكلوريك المخفف إلى ملح الكبريتيت الصلب يتصاعد غاز ثاني أكسيد الكبريت ذو الرائحة النفاذة والخانقة والذي يغير لون ورقة ترشيح مبللة بمحلول ثاني كرومات البوتاسيوم البرتقالية اللون المحمضة بـ حمض الكبريتيك المخفف إلى اللون الأخضر (لون كبريتات الكروم).

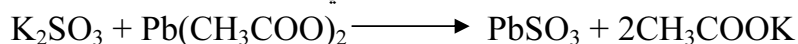




محلول أخضر

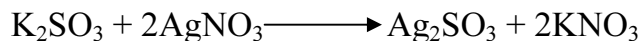
التجارب التأكيدية : لاجراء التجارب التأكيدية يتم تحضير محلول مائي لملح الكبريتيت.

التجربة (3-10) : يضاف إلى محلول الملح محلول خلات الرصاص يتكون راسب أبيض من كبريتيت الرصاص يذوب في حمض النتريك المخفف.



(s) راسب أبيض

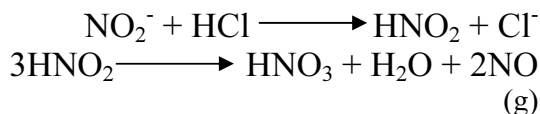
التجربة (3-11) : يضاف إلى محلول الملح محلول نترات الفضة يتكون راسب أبيض من كبريتيت الفضة يذوب في الزيادة من محلول النترات.



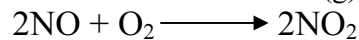
(s) راسب أبيض

(3-2-4) الكشف عن النتريت (NO_2^-) :

التجربة (3-12) الأولية : عند إضافة حمض الهيدروكلوريك المخفف إلى ملح النتريت الصلب يلاحظ تكون غاز بني عند فوهة أنبوبة الاختبار التي يجرى فيها التفاعل وذلك نتيجة لتصادم غاز أوكسيد النتريك (NO) عديم اللون الذي يتحول إلى ثاني أوكسيد النتروجين (NO_2) ذي اللون البني عند اتحاد (NO) مع أوكسجين الهواء الجوي عند فوهة الأنبوبة :



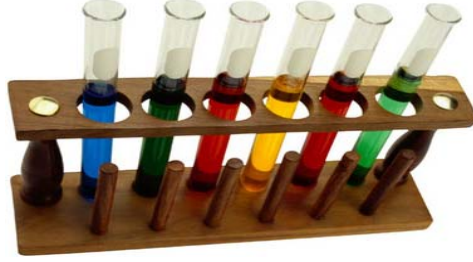
(g)



(g) غاز بني

التجربة (3-13) التأكيدية : يتم تحضير محلول مائي لملح النتريت (تذوب جميع النتريئات في الماء عدا نتريت الفضة فإنه شحيح الذوبان).

التجربة (3-14) : عند إضافة محلول ملح النتريت إلى محلول بيرمنجنات البوتاسيوم المحمض بحمض الكبريتيك المخفف يلاحظ اختفاء لون محلول البيرمنجنات البنفسجي وذلك نتيجة لاختزال الأيون (Mn^{7+}) في البرمنجنات إلى الأيون (Mn^{2+}) عديم اللون :

$$2KMnO_4 + 3H_2SO_4 + 5NaNO_2 \longrightarrow K_2SO_4 + 2MnSO_4 + 5NaNO_3 + 3H_2O$$


شكل (3 - 1) أنابيب اختبار

(3-2-5) تقويم الدرس الثاني :

- يتفاعل مركب البوتاسيوم اللاعضوي (A) مع حمض الهيدروكلوريك المخفف ليطلق غازاً يعطي راسباً أبيض يتفاعل مع محلول هيدروكسيد الكالسيوم - إضافة محلول كلوريد الزئبق إلى محلول الملح A يعطي راسباً بنيّاً محمر.
 - سم واكتب الصيغ الكيميائية للملح A .
 - اكتب معادلات كيميائية لكل التحولات أعلاه.
- عندما يسخن حمض الهيدروكلوريك المخفف مع أي من :
 - Na_2S
 - Na_2SO_3
 - $NaNO_2$
 يتصاعد غاز ما :
 - سم في كل حالة الغاز واكتب معادلة كيميائية لتفاعل يصلح للتعرف على هذا الغاز.

(ب) اذكر تجربة في كل حالة لتتأكد من صحة ما ذكر في (أ).

3. أكمل المعادلات التالية وذلك بكتابة النواتج في كل حالة :

- $Na_2CO_3 + 2HCl \longrightarrow \dots + \dots + \dots$
- $NaHCO_3 \xrightarrow{\Delta} \dots + \dots + \dots$
- $Ca(OH)_2 + CO_2 \longrightarrow \dots + \dots$
- $K_2S + 2AgNO_3 \longrightarrow \dots + \dots$

الدرس الثالث

الكشف عن الشقوق الحمضية للمجموعة الثانية

(مجموعة حمض الكبريتيك المركز)

(3-3) مجموعة حمض الكبريتيك المركز :

الكاشف المستخدم لهذه المجموعة من الشقوق الحمضية هو حمض الكبريتيك المركز الذي يمكنه طرد الحموض الهالوجينية وكذلك حمض النتروجين (V) (النتريك) من أملاحها والتي تشكل الشقوق الحمضية لأفراد هذه المجموعة .
وهذه الحموض هي :

(1) حمض الهيدروكلوريك HCl وشقه الحمضي هو الكلوريد Cl^- .

(2) حمض الهيدروبروميك HBr وشقه الحمضي هو البروميد Br^- .

(3) حمض الهيدرويوديكي HI وشقه الحمضي هو اليوديد I^- .

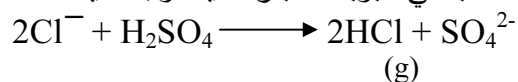
(4) حمض النتريك HNO_3 وشقه الحمضي هو النترات NO_3^- .

تجرى التجارب الأولية للتعرف على هذه الشقوق باستخدام الملح الصلب ، أما التجارب التأكيديّة فتجرى على المحلول المائي للملح :

(1-3-3) الكلوريد (Cl^-) :

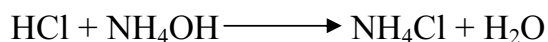
التجربة (3-15) الأولية :

عند إضافة بضع نقاط من حمض H_2SO_4 المركز إلى ملح الكلوريد الصلب في أنبوبة اختبار نظيفة وجافة يتصاعد غاز كلوريد الهيدروجين .



يمكن التعرف على غاز HCl بتكوينه سحباً بيضاء عند تعريضه لساق

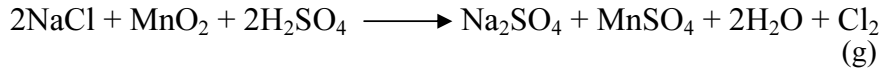
مبللة بمحلول الأمونيا NH_4OH حيث يحدث التفاعل الآتي :



ملحوظة : ينبغي التعامل بحذر شديد مع حمض الكبريتيك خاصة عندما يكون مركزاً لأنه مادة حارقة للجلد.

التجارب التأكيدية :

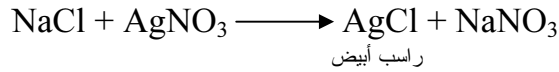
التجربة (3-16) : عند إضافة قليل من حمض (H_2SO_4) المركز إلى قليل من ملح الكلوريد الصلب ومسحوق ثاني أكسيد المنجنيز (MnO_2) في أنبوبة اختبار يلاحظ تصاعد غاز الكلور الأخضر الذي يزيل لون ورقة عباد الشمس المبللة بالماء :



كما سبق تعرفت على غاز الكلور عند دراستك للهالوجينات في الصف الثاني فإن غاز الكلور يزيل الألوان الطبيعية ، لذا فهو يزيل لون ورقة عباد الشمس المبللة بالماء.

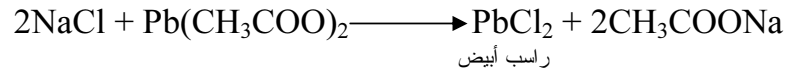
التجربة (3-17) مع محلول نترات الفضة :

عند إضافة قطرات من محلول نترات الفضة إلى محلول ملح الكلوريد يلاحظ تكون راسب أبيض من كلوريد الفضة الذي يذوب في هيدروكسيد الأمونيوم ولا يذوب في حمض HNO_3 المخفف . يلاحظ أن لون الراسب يتحول إلى لون قاتم عند تعرضه للضوء لفترة. لماذا ؟



التجربة (3-18) مع محلول خلات الرصاص :

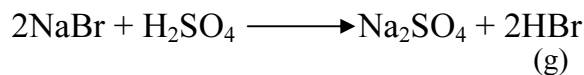
عند إضافة محلول خلات الرصاص إلى محلول ملح الكلوريد يتكون راسب أبيض من كلوريد الرصاص يذوب بالتسخين ويعود مرة أخرى بالتبريد :



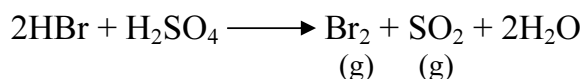
(2-3-3) البروميد (Br^-) :

التجربة (3-19) الأولية :

عند إضافة بضع نقاط من حمض H_2SO_4 المركز إلى ملح البروميد الصلب في أنبوبة اختبار نظيفة وجافة تتصاعد أبخرة بنية محمرة وهي خليط من غاز بروميد الهيدروجين HBr وبخار البروم Br_2 وغاز ثاني أكسيد الكبريت SO_2 .

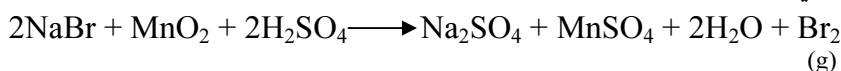


يتكون بخار Br_2 نتيجة لأكسدة حمض H_2SO_4 المركز لجزء من HBr المتكون في بداية التفاعل ويُختزل H_2SO_4 إلى SO_2 كما نشير إلى ذلك بالمعادلة التالية :



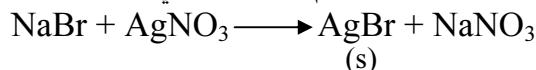
يمكن الكشف عن خليط HBr و Br_2 بتعريض ورقة ترشيح مبللة بمحلول النشا إذ تتحول إلى اللون الأصفر ، كذلك يلاحظ أن محتويات أنبوبة الاختبار قد تلوّنت بلون بني محمر ، وهو لون البروم .
التجارب التأكيدية :

التجربة (3-20) عند إضافة بضع نقاط من حمض H_2SO_4 المركز إلى خليط من ملح البروميد الصلب ومسحوق ثاني أكسيد المنغنيز في أنبوبة اختبار يلاحظ تصاعد أبخرة البروم ذات اللون الأحمر الداكن الذي يمكن الكشف عنه بمحلول النشا كما سبق في التجربة الأولى :



التجربة (3-21) مع محلول نترات الفضة :

عند إضافة قطرات من محلول نترات الفضة إلى محلول ملح البروميد يلاحظ تكون راسب أبيض مصفر من بروميد الفضة الذي يذوب قليلاً في محلول هيدروكسيد الأمونيوم ولا يذوب في حمض HNO_3 المخفف.



التجربة (3-22) مع محلول خلات الرصاص :

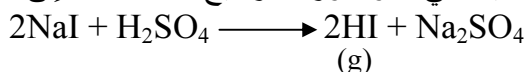
عند إضافة محلول خلات الرصاص إلى محلول ملح البروميد يتكون راسب أبيض من بروميد الرصاص الذي يذوب في الماء الساخن ويترسب بالتبريد.



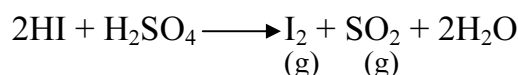
(3-3-3) اليوديد (I⁻) :

التجربة (23-3) الكشفية الأولية :

عند إضافة حمض H₂SO₄ المركز إلى ملح اليوديد الصلب تتصاعد أبخرة اليود البنفسجية التي تحول ورقة ترشيح مبللة بالنشأ إلى اللون الأزرق.

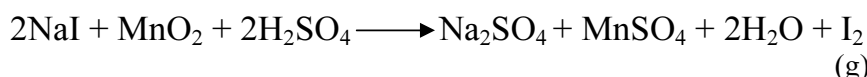


يتكون بخار اليود (I₂) نتيجة لأكسدة حمض H₂SO₄ المركز لجزء من HI المتكون في التفاعل اعلاه بينما يتم اختزال H₂SO₄ إلى SO₂ كما توضح المعادلة التالية :



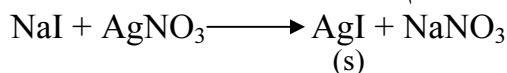
التجارب التأكيدية :

التجربة (24-3) عند إضافة قليل من حمض H₂SO₄ المركز إلى خليط من ملح اليوديد الصلب ومسحوق ثاني أكسيد المنغنيز في أنبوبة اختبار يلاحظ تصاعد أبخرة اليود البنفسجية والذي يمكن الكشف عنه بمحلول النشا كما سبق في التجربة الأولية :



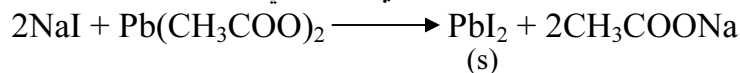
التجربة (25-3) مع محلول نترات الفضة :

عند إضافة قطرات من محلول نترات الفضة إلى محلول ملح اليوديد يلاحظ تكون راسب أصفر من يوديد الفضة لا يذوب في كل من هيدروكسيد الأمونيوم وحمض HNO₃ المخفف.



التجربة (26-3) مع محلول خلات الرصاص :

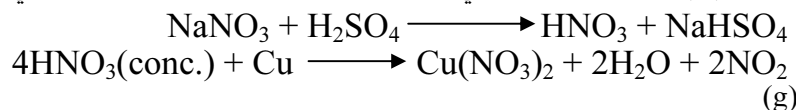
عند إضافة محلول خلات الرصاص إلى محلول ملح اليوديد يتكون راسب أصفر من يوديد الرصاص الذي يذوب في الماء الساخن ويطرسب بالتبريد.



(3-3-4) النترات (NO₃⁻) :

التجربة (3-27) الكشفية الأولية :

عند تسخين ملح النترات الصلب مع بضع قطرات من حمض H₂SO₄ المركز في أنبوبة اختبار تتصاعد أبخرة حمض HNO₃ وغازات بنية قاتمة . وتظهر هذه الغازات البنية بوضوح عند إضافة قطعة صغيرة من خرطة النحاس إلى الأنبوبة . في هذه الحالة يتفاعل حمض HNO₃ الناتج مع النحاس معطياً نترات النحاس (II) ويتصاعد غاز ثاني أوكسيد النيتروجين NO₂ ذو اللون البني .



(g)

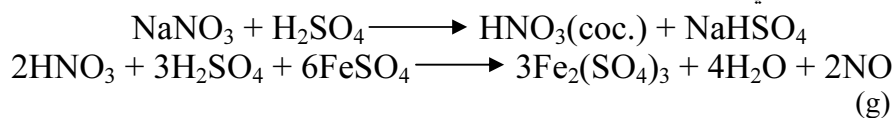
التجربة (3-28) الكشفية التأكيدية : (تجربة الحلقة السمراء)

بوضع حوالي 1 سم³ من محلول ملح النترات في أنبوبة اختبار ثم يضاف إليه حوالي 2 إلى 3 سم³ من محلول مركز من كبريتات الحديد (II) (FeSO₄) حديثة التحضير . يضاف إلى هذا الخليط وباحتراس شديد بحيث يسيل على جدار الأنبوبة الداخلي حوالي 2 إلى 3 سم³ من حمض H₂SO₄ المركز بحيث يكون طبقة تحت خليط الملحنيين .

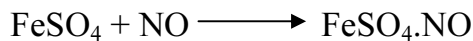
يلاحظ ظهور حلقة سمراء عند السطح الفاصل بين محلولي الملحنيين

والحمض .

التفاعلات التي تفسر تكوين الحلقة السمراء :



(g)



مركب الحلقة السمراء

الجدول (3 - 2) يلخص التجارب الكشفية لشقوق محلول حمض مركز :

التجربة الشق	حمض H_2SO_4 المركز + الملح الصلب	محلول الملح + محلول $Pb(CH_3COO)_2$	تجارب تأكيدية خاصة
الكوريد Cl^-	يتصاعد HCl مكوناً سحباً بيضاء عند التعرض لـ NH_4OH	راسب أبيض من $AgCl$ يذوب في NH_4OH	المحلول المصفر + محلول $AgNO_3$
البروميد Br^-	HBr و Br_2 و SO_2 يحول محلول النشا إلى اللون الأصفر	راسب أبيض من $PbCl_2$ يذوب بالتسخين ويعود بالتبريد.	المحلول المصفر + محلول $Pb(CH_3COO)_2$
اليوديد I^-	تتصاعد أبخرة من خليط HI و I_2 ، و SO_2 البنفسجية تحول النشا إلى اللون الأزرق.	راسب أبيض من $PbBr_2$ يذوب بالتسخين ويعود بالتبريد.	المحلول المصفر + محلول $Pb(CH_3COO)_2$
النترات NO_3^-	تتصاعد أبخرة بنية عند فوهة أنبوبة التفاعل في وجود برادة النحاس.	راسب أصفر من PbI_2 يذوب بالتسخين ويعود بالتبريد.	المحلول المصفر + محلول $Pb(CH_3COO)_2$
			تجربة الحلقة السمراء

(3-3-5) تقويم الدرس الثالث :

1. عند إضافة حمض الكبريتيك المركز إلى كل من NaCl و NaBr و NaI يتحرر غاز HCl و HBr و HI على الترتيب وفي حالة كل من NaBr و NaI ويتحرر غاز البروم Br_2 واليود I_2 نتيجة لأكسدة جزء من HBr و HI بواسطة H_2SO_4 المركز . لا يتحرر غاز الكلور Cl_2 في حالة NaCl. مستعيناً بالمعادلات الكيميائية وضح أسباب ذلك.
ملحوظة: حمض الكبريتيك المركز هو المفاعل (الكاشف) الذي يؤكسد البروميد Br^- إلى البروم Br_2 واليوديد I^- إلى اليود I_2 ولا يؤكسد الكلوريد Cl^- .
2. مستعيناً بالمعادلات الكيميائية اعط اختياراً واحداً للتمييز بين كل من :
 - أ. نترات الخارصين ، ونترت الخارصين.
 - ب. كلوريد الصوديوم ، ويوديد الصوديوم.
3. مخصب لا عضوي يعطي كشف الحلقة السمراء ويطلق غاز الأمونيا عندما يسخن مع محلول هيدروكسيد الصوديوم أكتب الصيغة الكيميائية لهذا المخصب.
4. بالمعادلات فقط وضح كيف تتكون الحلقة السمراء في الكشف عن النترات $(NO_3)^-$.

الدرس الرابع

الكشف عن الشقوق الحمضية للمجموعة الثالثة (المجموعة العامة)

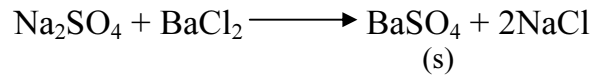
(3-4) المجموعة العامة : SO_4^{2-} , HPO_4^{2-} , $\text{H}_2\text{PO}_4^{1-}$

أملاح هذه المجموعة لا تتأثر بحمض الهيدروكلوريك المخفف أو الكبريتيك المركز ، لذا يتم الكشف عنها في محاليلها . تحتوي هذه المجموعة على الشقوق الحمضية الأكثر ثباتاً مثل الكبريتات SO_4^{2-} والفوسفات PO_4^{3-} و H_2PO_4^- و HPO_4^{2-} والبيورات $\text{B}_4\text{O}_7^{2-}$. ولا يوجد لهذه المجموعة كاشف معين ، ويتم التعرف على كل شق بإجراء تجارب خاصة على محلوله المائي . وسوف نتعرض في هذه المجموعة لتجارب الكشف عن شقي الكبريتات والفوسفات فقط.

(3-4-1) الكبريتات (Sulphate) (SO_4^{2-}) :

تذوب معظم أملاح الكبريتات في الماء فيما عدا كبريتات الرصاص والباريوم والسترانشيوم والكالسيوم والزنابق (I).
التجربة (3-29) مع محلول كلوريد الباريوم :

عند إضافة قطرات من محلول كلوريد الباريوم إلى محلول ملح الكبريتات في أنبوبة اختبار يتكون راسب أبيض من كبريتات الباريوم لا يذوب في الحموض المعدنية .



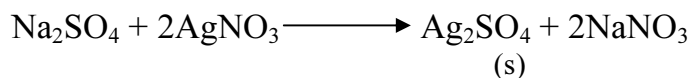
تجربة (3-30) مع محلول خلات الرصاص :

عند إضافة قليل من محلول خلات الرصاص إلى محلول ملح الكبريتات في أنبوبة اختبار يتكون راسب أبيض من كبريتات الرصاص لا يذوب في الحموض المعدنية .



تجربة (31-3) مع محلول نترات الفضة :

عند إضافة قطرات من محلول نترات الفضة إلى محلول ملح الكبريتات في أنبوبة اختبار يتكون راسب أبيض من كبريتات الفضة .

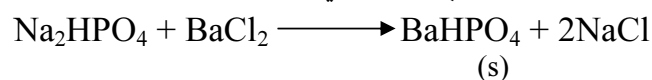


(2-4-3) الفوسفات أحادية الهيدروجين (HPO_4^{2-}) :

أملاح الفوسفات هي أملاح حمض الفسفوريك ثلاثي القاعدية H_3PO_4 لذا فهو يكون ثلاثة شقوق حمضية هي H_2PO_4^- و HPO_4^{2-} و PO_4^{3-} .
أغلب أملاح الفوسفات شحيحة الذوبان في الماء فيما عدا فوسفات الأمونيوم $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$ وفوسفات فلزات الألقلاء مثل (K ، Na) فهي تذوب في الماء.

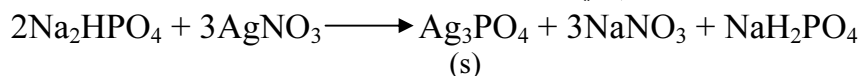
تجربة (32-3) مع محلول كلوريد الباريوم :

عند إضافة محلول كلوريد الباريوم إلى محلول ملح الفوسفات الهيدروجينية (في المحاليل المتعادلة) يتكون راسب أبيض من فوسفات الباريوم الهيدروجينية الذي يذوب في الحموض المعدنية المخففة.



تجربة (33-3) مع محلول نترات الفضة :

عند إضافة كمية مناسبة من محلول نترات الفضة إلى محلول ملح الفوسفات يتكون راسب أصفر من فوسفات الفضة Ag_3PO_4 يذوب في محلول هيدروكسيد الأمونيوم في حمض النتريك المخفف.



(3-4-3) ملاحظات مهمة حول الكشف عن الشقوق الحمضية :

1) تعتمد فكرة التجربة الأولية (الكشفية) للكشف عن الشقوق الحمضية على أن الحمض الأقل ثباتاً يتفكك ويتصاعد غاز أو بخار يمكن التعرف عليه كما يلي :

أ. غاز CO₂ (أنهيدريد حمض H₂CO₃) يتم التعرف عليه بتعكيره ماء الجير
Ca(OH)₂ وفقاً للمعادلة : CO₂ + Ca(OH)₂ → CaCO₃ + H₂O
(s)

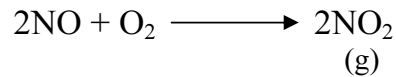
لعلك تلاحظ أنه إذا استمر إمرار غاز CO₂ لفترة طويلة في ماء الجير فإن الراسب الأبيض يختفي . ما هو تفسيرك لهذا ؟
هل يمكنك كتابة معادلات كيميائية لتفسير ذلك ؟

ب. غاز SO₂ (أنهيدريد حمض H₂SO₃) يتم التعرف عليه باختزاله محلول ثنائي كرومات البوتاسيوم المحمضة مكوناً كبريتات الكروم ذات اللون الأخضر وفقاً للمعادلة :

3SO₂ + K₂Cr₂O₇ + H₂SO₄ → K₂SO₄ + Cr₂(SO₄)₃ + H₂O
ج. غاز H₂S يتم التعرف عليه بترسيبه كبريتيد الرصاص الأسود على ورقة مبللة بخلات الرصاص حيث يحدث التفاعل الآتي :



د. غاز NO يتم التعرف عليه بتكوينه سحباً بنية عند فوهة أنبوبة التفاعل لدى ملامسته أو كسجين الهواء الجوي وفقاً للتفاعل :



هـ. غاز HCl يتم التعرف عليه بتكوين سحب بيضاء مع محلول NH₄OH



و. بخار البروم Br_2 يتم التعرف عليه بتحويله محلول النشا إلى اللون الأصفر.

ز. بخار اليود I_2 يتم التعرف عليه بتحويله محلول النشا إلى اللون الأزرق.
(2) يجب تجهيز الكاشف عن الغاز قبل البدء في التجربة ، لأن تجهيزه بعد البدء فيها يعطي فرصة لهروب الغازات المتصاعدة من التفاعل ، وبالتالي لا تحدث التفاعلات المشار إليها سابقاً.

(3) في حالة الكشف عن غاز SO_2 يمكن إضافة قطرات من الكاشف (محلول ثنائي كرومات البوتاسيوم المحمضة بقليل من حمض مخفف) إلى وسط التفاعل فيظهر اللون الأخضر داخل أنبوبة التفاعل ، وذلك لأن الكشف عن الغاز بتعريض الورقة المبللة بالكاشف قد لا تعطي نتائج مرضية.

(4) يصاحب تصاعد غاز CO_2 دائماً فوران.

(5) يجب التسخين إذا لزم الأمر ، وذلك لأن التسخين يزيد من سرعة التفاعل بصفة عامة.

ملحوظة :

وردت كلمة " أنهيدريد " أعلاه فماذا يعني هذا المصطلح ؟ إذا كان CO_2 هو أنهيدريد حمض H_2CO_3 ، فهل يمكنك كتابة معادلة لتوضيح العلاقة بين الحمض وأنهيدريده ؟

ملحوظة :

أنهيدريد الحمض هو الاكسيد اللافلزي الذي يذوب في الماء مكوناً الحمض.



الهيدريد

الحمض

(3-4-4) المخطط العام للكشف عن شق حمضي مجهول :

إذا أعطيت ملحا مجهولاً وطلب منك التعرف على الشق الحمضي لهذا الملح . وبعد أن تعرفت فيما سبق التجارب الكشفية للشقوق الحمضية للأملاح غير العضوية يمكنك استخدام خطوات الكشف عن الشق الحمضي كالاتي :

ملحوظة مهمة : لا بد من إتباع الخطوات من (1) إلى (3) بنفس الترتيب الوارد.

الخطوة الأولى :

في أنبوبة اختبار أضف إلى جزء من الملح الصلب المجهول نقاط قليلة من HCl المخفف ولاحظ حدوث التفاعل وتصاعد غاز .

أ. إذا تصاعد غاز يعكر ماء الجير فالغاز هو CO_2 والشق الحمضي للملح يحتمل أن يكون HCO_3^- أو CO_3^{2-} . هنا يجب إجراء التجارب التأكيدية والمميزة الخاصة بهذين الشقين . ويمكن التمييز بينهما من الوهلة الأولى باعتبار أنه إذا لم يذوب الملح الصلب في الماء وأعطى التجربة الأولية وهي تصاعد غاز CO_2 مع حمض HCl فالشق هو CO_3^{2-} دون الحاجة لإجراء تجارب تأكيدية . أما إذا ذاب الملح الصلب في الماء فقد يكون أحد أملاح الكربونات التي تذوب في الماء (كربونات الصوديوم والبوتاسيوم والأمونيوم) ، وقد يكون أحد أملاح البيكربونات والتي تذوب جميعاً في الماء - لذا يجب في حالة ذوبان الملح الصلب في الماء إجراء التجارب التأكيدية على محلوله المائي للتمييز بين الكربونات والبيكربونات .

ب. إذا تصاعد غاز يسود ورقة مبللة بمحلول خلات الرصاص ، وله رائحة كريهة فالغاز هو H_2S والشق هو S^{2-} ، وتجرى التجارب التأكيدية اللازمة .

ج. إذا تصاعدت أبخرة بنية عند فوهة أنبوبة التفاعل فالشق هو NO_2^- وتجرى التجارب الخاصة بذلك .

د. إذا تصاعد غاز ذو رائحة خانقة نفاذة فالغاز هو SO_2 والشق هو الكبريتيت SO_3^{2-}

إذا كانت التجربة في الخطوة الأولى سالبة بمعنى أنه لم يحدث تفاعل ولم يتصاعد غاز انتقل مباشرة إلى الخطوة الثانية إذ أن الشق الحمضي في هذه الحالة ليس من المجموعة الأولى .

الخطوة الثانية :

أضف إلى جزء من الملح الصلب المجهول نقاطاً قليلة من حمض H_2SO_4 المركز ولاحظ ما يلي :

- أ. إذا تصاعدت أبخرة تكون سحباً بيضاء مع محلول NH_4OH فالأبخرة هي أبخرة غاز كلوريد الهيدروجين HCl والشق هو الكلوريد Cl^- ، وتجري التجارب التأكيدية الخاصة بذلك.
- ب. إذا تصاعدت أبخرة تحول محلول النشا إلى اللون الأصفر ، ويتلون المحلول بلون برتقالي محمر، فالأبخرة حمراء داكنة هي HBr و Br_2 والشق هو البروميد Br^- ، وتجري التجارب التأكيدية الخاصة بذلك .
- ج. إذا تصاعدت أبخرة بنفسجية تحول ورقة النشا المبللة بالماء إلى اللون الأزرق فالأبخرة هي أبخرة I_2 و HI والشق هو اليويد I^- ، وتجري التجارب التأكيدية الخاصة بذلك.
- د. إذا تصاعدت أبخرة بنية عند فوهة الأنبوبة فالأبخرة هي أبخرة غاز NO_2 الناتج عن تلامس NO مع أوكسجين الهواء الجوي ، والشق هو NO_3^- وتجري التجربة التأكيدية الخاصة بذلك (كشف الحلقة السمرراء).
- إذا كانت التجربة في الخطوة الثانية سالبة ، إذن فالشق الحمضي من المجموعة الثالثة.

الخطوة الثالثة :

- أضف إلى جزء من محلول الملح محلول $AgNO_3$ ولاحظ ما يأتي :
- أ. إذا ظهر راسب أبيض يذوب في الحموض المعدنية المخففة فالشق هو SO_4^{2-} وتجري التجارب التأكيدية الخاصة بذلك.
- ب. إذا ظهر راسب أصفر يذوب في محلول الأمونيا ، فالشق هو HPO_4^{2-} .

(3-4-5) تقويم الدرس الرابع :

1. ما هو الأساس الذي تم على ضوئه وضع شق الكبريتات وشق الفوسفات في مجموعة واحدة سميت المجموعة العامة ؟
2. أكتب الصيغة الجزيئية لأنثين من أملاح الصوديوم بذوبان في الماء ويكون أحدهما مع محلول كلوريد الباريوم راسباً أبيض لا يذوب في الأحماض المعدنية بينما يكون الآخر معه راسب أبيض يذوب في الحموض المعدنية.
3. اكتب معادلتين كيميائيتين لتوضيح تفاعل ملحي الصوديوم اللذين ذكرتهما أعلاه مع كلوريد الباريوم.
4. يكون حمض الفسفوريك ثلاثة أملاح مع البوتاسيوم اكتب الصيغ الجزيئية لأملاح البوتاسيوم الثلاثة مع حمض الفسفوريك.
5. ملح لا عضوي من املاح الصوديوم يذوب في الماء ليعطي محلولاً حمضياً وجد أنه يعطي التفاعلات الآتية :
 - (أ) يتحرر غاز الهيدروجين باضافة برادة الخارصين الى محلول الملح الناتج.
 - (ب) كل مول من الملح تتعادل تماماً مع مول واحد من NaOH.
 - (ج) عند اضافة محلول كلوريد الباريوم إلى ناتج الاختبار (ب) يتكون راسب ابيض لا يذوب في الاحماض.
 - (د) اكتب معادلات التفاعلات اعلاه.
6. سم أو اكتب الصيغة الكيميائية للمركب الذي يتكون عند اضافة محلول كلوريد الباريوم الى محلول :
 - i. فوسفات البوتاسيوم أحادية الهيدروجين.
 - ii. كبريتات الالمونيوم.
7. على أي أساس قسمت الشقوق الحمضية إلى ثلاث مجموعات تحليلية.

الدرس الخامس

الكشف عن بعض الشقوق القاعدية للأملاح غير العضوية

(3-5) الكشف عن بعض الشقوق القاعدية للأملاح غير العضوية :

الكشف عن الشق القاعدي أكثر تعقيداً من الكشف عن الشق الحمضي وذلك لتزايد عدد الشقوق القاعدية وللتداخل فيما بينها هذا إضافة لإمكانية وجود الشق القاعدي الواحد في صور متعددة كحالات التأكسد المختلفة للفلز الواحد. إلا أن طرق الكشف عن الشق القاعدي أكثر انتظاماً (دورية) من طرق الكشف عن الشق الحمضي هذا بالإضافة إلى أن التجارب التأكيدية في حالة الشق القاعدي محددة وهادفة.

فيما عدا شق الأمونيوم $(\text{NH}_4)^+$ فإن الشقوق القاعدية هي أيونات للفلزات المختلفة وتسمى كاتيونات (Cations) ، وقد قسمت الشقوق القاعدية إلى مجموعات تحليلية مختلفة ويعتمد هذا التقسيم على الهيئة التي تترسب عليها كأملح.

(3-5-1) أساس تقسيم الشقوق القاعدية إلى مجموعات تحليلية :

قسمت الشقوق القاعدية إلى مجموعات تحليلية وفقاً للهيئة التي تترسب عليها كأملح ، فمثلاً أيونات الرصاص Pb^{2+} ، الزئبق Hg^{2+} والفضة Ag^+ ، على اختلاف مواقعها في الجدول الدوري ، تترسب على هيئة كلوريدات في الوسط الحمضي فهي بالتالي تمثل مجموعة تحليلية ويستخدم حمض الهيدروكلوريك المخفف كمرسب لهذه الشقوق القاعدية.

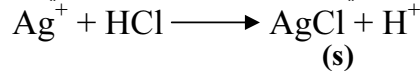
لن نتعرض في هذه المرحلة من دراستنا للكشف عن الشقوق القاعدية لجميع تلك الشقوق تأخذ شقوق أربع مجموعات مختلفة وهي أيونات الفضة Ag^+ ، النحاس Cu^{2+} ، الالمونيوم Al^{3+} والكالسيوم Ca^{2+} . وسوف نتعرف على المزيد من طرق الكشف عن الشقوق القاعدية للأملاح غير العضوية في دراستك اللاحقة لعلم الكيمياء إذا تيسر لك ذلك بأذن الله تعالى.

(3-5-2) الكشف عن أيون الفضة Ag^+ :

يمكن استخدام محلول نترات الفضة لإجراء تجارب الكشف عن أيون الفضة لسهولة ذوبانه في الماء.

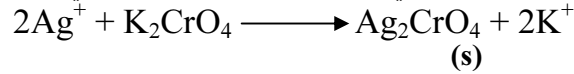
التجربة (3-34) الكشف الأولي :

عند إضافة حمض HCl المخفف إلى محلول ملح الفضة يتكون راسب أبيض من كلوريد الفضة يتلون باللون البنفسجي عند تعريضه للضوء . لا يذوب هذا الراسب في الأحماض ولكنه يذوب في هيدروكسيد الأمونيوم.



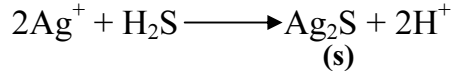
التجربة (3-35) مع محلول كرومات البوتاسيوم K_2CrO_4 :

يعطي محلول نترات الفضة مع محلول كرومات البوتاسيوم راسباً أحمر من كرومات الفضة يذوب في حمض النتريك المخفف وفي هيدروكسيد الأمونيوم.



التجربة (3-36) مع كبريتيد الهيدروجين H_2S :

يعطي محلول ملح الفضة راسباً أسود من كبريتيد الفضة عند امرار غاز كبريتيد الهيدروجين فيه.



يذوب الراسب الأسود في حمض النتريك المخفف ولا يذوب في هيدروكسيد الأمونيوم.

يلاحظ من التفاعلات اعلاه أن أيون الفضة يزيح أيونات البوتاسيوم والهيدروجين. علل ؟

(3-5-3) الكشف عن أيون النحاس Cu^{2+} (II) :

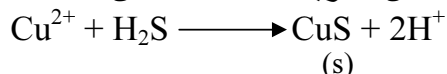
يعتبر أيون النحاس (II) من الشقوق القاعدية التي تنتمي إلى مجموعة تترسب على هيئة كبريتيدات ويتم هذا الترسيب بواسطة غاز كبريتيد الهيدروجين في وجود حمض الهيدروكلوريك المخفف . يمكن استخدام محلول كبريتات النحاس (II) لإجراء التجارب الكشفية عن أيون النحاس (II). هيدروكسيد النحاس II

راسب أزرق جيلاتيني يذوب في مزيد من محلول الأمونيا ويزوب أيضاً في الأحماض المخففة لأنه قاعدي . مثال :



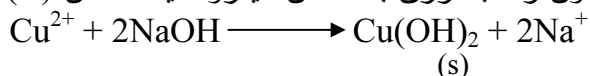
التجربة (37-3) تجربة الكشف الأولي :

عند إمرار غاز كبريتيد الهيدروجين في محلول ملح النحاس (II) يتكون راسب أسود من كبريتيد النحاس (II) (في حالة أن يكون الوسط حمضياً أو متعادلاً). لا يذوب الراسب الأسود في حمض الكبريتيك المخفف لكنه يذوب في حمض النتريك المخفف الساخن.



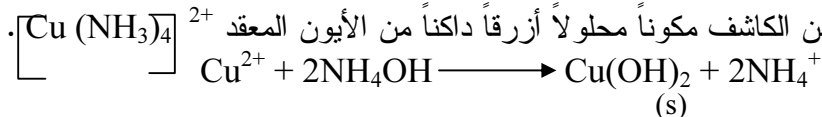
التجربة (38-3) مع محلول هيدروكسيد الصوديوم :

عند إضافة محلول هيدروكسيد الصوديوم إلى محلول ملح النحاس (II) يتكون راسب أزرق باهت من هيدروكسيد النحاس (II).



التجربة (39-3) مع محلول هيدروكسيد الأمونيوم :

عند إضافة قدر ضئيل من محلول هيدروكسيد الأمونيوم إلى محلول ملح النحاس (II) يتكون راسب أزرق من هيدروكسيد النحاس (II) يذوب بإضافة المزيد من الكاشف مكوناً محلولاً أزرقاً داكناً من الأيون المعقد $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$.



ملحوظة : تتميز محاليل أملاح النحاس (II) بأنها ملوثة ولكن اللون وحده ليس دليلاً كافياً للتعرف عليها.

(4-5-3) الكشف عن أيون الألومنيوم Al^{3+} :

يعتبر أيون الألومنيوم Al^{3+} أحد الشقوق القاعدية في مجموعة تترسب على هيئة هيدروكسيدات في وسط قاعدي.

يتكون كاشف هذه المجموعة من NH_4Cl ثم NH_4OH حتى يصبح الوسط قاعدياً . والفكرة من وراء إضافة NH_4Cl ترجع إلى أنه يتحكم في تأين NH_4OH ليكون تركيز أيونات OH^- كافياً فقط لترسيب هيدروكسيدات هذه المجموعة . يمكن استخدام محلول كبريتات الألمونيوم لإجراء التجارب الكشفية عن أيون الألمونيوم .

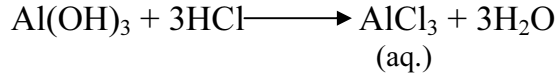
التجربة (3-40) الكشف الأولي :

عند إضافة محلول هيدروكسيد الألمونيوم إلى محلول ملح الألمونيوم في وجود فائض من كلوريد الألمونيوم يتكون راسب أبيض جلاتيني من هيدروكسيد الألمونيوم يذوب في محاليل الحموض والمحاليل القاعدية.

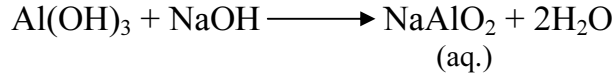


يذوب هيدروكسيد الألمونيوم في كل من الحموض والمحاليل القاعدية لأنه هيدروكسيد متردد الخواص (أمفوتيري) ، والمعادلات التالية توضح ذلك :

i. ذوبان الراسب في الحموض المعدنية.

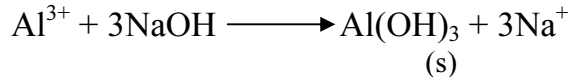


ii. ذوبان الراسب في المحاليل القاعدية.



التجربة (3-41) مع محلول هيدروكسيد الصوديوم :

عند إضافة قطرات من محلول هيدروكسيد الصوديوم إلى محلول ملح الألمونيوم يتكون راسب أبيض من هيدروكسيد الألمونيوم يذوب بإضافة المزيد من القلوي ، كما يذوب الراسب في الحموض .



لاحظ أن أيون الألمونيوم أزاح أيون الصوديوم . علل ؟

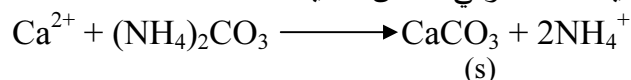
(3-5-5) الكشف عن أيون الكالسيوم Ca^{2+} :

يعتبر أيون الكالسيوم Ca^{2+} أحد الشقوق القاعدية في مجموعة تترسب على هيئة كربونات في الوسط القاعدي.

يتكون كاشف هذه المجموعة من كلوريد الأمونيوم ثم هيدروكسيد الأمونيوم وكربونات الأمونيوم . والفكرة من وراء إضافة كلوريد الأمونيوم كما سبق شرحها ترجع إلى أنه يتحكم في درجة تأين NH_4OH بحيث يكون الوسط قاعدياً فقط إلى الحد الذي تترسب فيه كربونات هذه المجموعة . يمكن استخدام محلول كلوريد الكالسيوم لإجراء التجارب الكشفية عن أيون الكالسيوم .

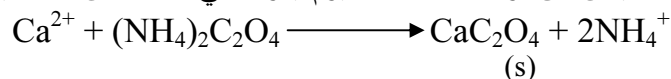
التجربة (3-42) تجربة الكشف الأولي :

عند إضافة محلول كربونات الأمونيوم إلى محلول ملح الكالسيوم (في وسط قاعدي) يتكون راسب أبيض من كربونات الكالسيوم يذوب في الحموض المعدنية المخففة وفي حمض الخليك.



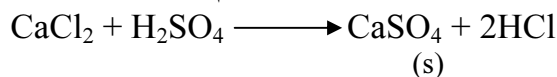
التجربة (3-43) مع محلول أوكسالات الأمونيوم :

عند إضافة محلول أوكسالات الأمونيوم إلى محلول ملح الكالسيوم يتكون راسب أبيض من أوكسالات الكالسيوم يذوب في الأحماض المعدنية المخففة.



التجربة (3-44) مع حمض الكبريتيك المخفف :

عند إضافة حمض الكبريتيك المخفف إلى محلول ملح الكالسيوم يتكون راسب أبيض من كبريتات الكالسيوم .



(3-5-6) كشف اللهب (Flame test) :

تظهر بعض الأيونات ألواناً مميزة عند تعرضها للهب الموقد غير المضئ ، أو ما يعرف باللهب الأزرق ويعرف هذا بالكشف الجاف لأنه لا يعتمد على استخدام المحاليل.

يستعمل في إجراء هذا الكشف سلك بلاتيني طوله حوالي 5 سم مثبت في ساق زجاجية . ولإجراء هذا الكشف تتبع الخطوات التالية :

- 1) ينظف السلك البلاتيني بوضعه في حمض الهيدروكلوريك المركز ثم يسخن في منطقة اللهب غير المضئ للموقد . (انظر شكل رقم 3-2).
- 2) تكرر الخطوة (أ) عدة مرات حتى يصبح سلك البلاتين نظيفاً ومعداً للاستعمال .
- 3) يغمس طرف السلك البلاتيني وهو بارد في حمض الهيدروكلوريك المركز ، ثم يغمس وهو مبتل بالحمض في الملح الصلب المراد تعرف شقه القاعدي.
- 4) يوضع السلك وما عليه من الملح في المنطقة عديمة اللون في لهب الموقد ويلاحظ اللون الذي يكتسبه اللهب.

أ/ تكسب أيونات النحاس Cu^{2+} اللهب لوناً أخضرًا.

ب/ تكسب أيونات الكالسيوم Ca^{2+} اللهب لوناً أحمرًا طويلاً.

ج/ تكسب أيونات الصوديوم Na^{+} اللهب لوناً أصفرًا ذهبيًا .

د/ تكسب أيونات البوتاسيوم K^{+} اللهب لوناً بنفسجياً.



الشكل رقم (2-3)
موقد بنزن وشعلة اللهب المستخدم في الكشف الجاف

(3-5-7) تقويم الدرس الخامس :

1. سم شقاً قاعدياً :

أ) يضيء ضوءاً أحمر طويلاً على اللهب الأزرق.

ب) يضيء ضوءاً أصفر ذهبياً على اللهب الأزرق.

ج) يضيء ضوءاً بنفسجياً على اللهب الأزرق.

2. مستخدماً معادلات كيميائية وضح كيف تفرق نوعياً بين :

i. كبريتات الألمونيوم وكبريتات البوتاسيوم.

ii. أيونات النحاسيك وأيونات الكالسيوم.

(iii) نترات الفضة ونترات الصوديوم.

3. أربع زجاجات تحتوي كل منها على مادة صلبة وقد سقطت الديدجات عن

الزجاجات الأربع وكانت الديدجة الأولى موضعاً عليها أنها تحتوي على

كلوريد النحاسيك والثانية على كلوريد الألمونيوم والثالثة على كلوريد الكالسيوم

والرابعة على كلوريد الفضة بين الخطوات التي نتبعها للتعرف عليها وارجاع

الديدجة الصحيحة لكل زجاجة ، اذا كان لديك بعض أنابيب الاختبار وموقد

بنزين وغاز كبريتيد الهيدروجين وهيدروكسيد الأمونيوم وكلوريد الأمونيوم

وكربونات الامونيوم.

تمرين عام على الوحدة الثالثة

السؤال الأول : من بين الخيارات الأربعة الواردة اختر الاجابة الصحيحة.

1. عند إضافة محلول نترات الفضة إلى محلول ملح ما ، يتكون راسب أبيض يذوب تماماً في هيدروكسيد الامونيوم فإن الملح المجهول .

(i) ملح البروميد (ii) ملح الكلوريد (iii) ملح اليوديد (iv) ملح النترات

2. الغاز الذي يعكر ماء الجير هو :

(i) غاز CO_2 (ii) غاز H_2S (iii) غاز SO_2 (iv) غاز HCl

3. عند استخدام كشاف اللهب فإن اللهب غير المضيء عندما يتلون باللون البنفسجي يدل على وجود أيون.

(i) Cu^{2+} (ii) Na^+ (iii) Ca^{2+} (iv) K^+

السؤال الثاني : ضع علامة (✓) أمام العبارة الصحيحة فيما يلي أو علامة (×) أمام العبارة الخاطئة مما يأتي مع تصحيح الخطأ أن وجد :

1. نستخدم سلك من الفضة عند إجراء كشاف اللهب ()

2. يعتمد تقسيم الشقوق القاعدية إلى مجموعات تحليلية على اختلاف الهيئة التي

تترسب عليها كأملاح ()

3. تذوب جميع الكربونات الهيدروجينية في الماء ()

4. الملح الناتج من تفاعل حمض قوي وقاعدة ضعيفة يكون محلوله في الماء

قاعدياً ()

5. تستخدم تجربة الحلقة السمرء للكشف عن أيون النتريت ()

السؤال الثالث : اكتب معادلات كيميائية موزونة للتفاعلات التالية :

(أ) اختزال غاز ثاني اكسيد الكبريت لثنائي كرومات البوتاسيوم المحمضة.

(ب) تكوين سحب بيضاء عند تفاعل غاز كلوريد الهيدروجين مع محلول هيدروكسيد الامونيوم.

(ج) امرار غاز ثاني اكسيد الكربون لفترة طويلة في ماء الجير.

السؤال الرابع : سم المركب الذي يترسب عند خلط المحلولين المذكورين في كل ازواج المحاليل :

(أ) كبريتات الصوديوم + كلوريد الباريوم.

(ب) نترات الفضة + بروميد البوتاسيوم.

(ج) كبريتات النحاس + هيدروكسيد الصوديوم.

(د) فوسفات الامونيوم + نترات الفضة.

السؤال الخامس :

أ. ما المقصود بتميؤ الأملاح ؟

ب. أعط مثلاً واحداً لما يأتي :

i. ملح محلوله المائي متعادل.

ii. ملح محلوله المائي حمضي.

iii. ملح محلوله المائي قاعدي.

ج. مستعينا بالصيغ الكيميائية للأملاح الثلاثة أعلاه وشقوقها القاعدية

والحمضية فسر ما ذكرته في اجابتك عن (ب) في هذا السؤال.

السؤال السادس :

✚ محلول مائي لملح ما أزرق اللون يعطي راسباً أسود عند امرار غاز كبريتيد الهيدروجين فيه أيضاً يتفاعل الملح الصلب هذا مع حمض الهيدروكلوريك المخفف ويحرر غاز عديم اللون يتحول إلى بني عند ملامسته للهواء . الملح هو.....

السؤال السابع :

1) استطاع أحد الطلاب التعرف على الملح اللاعضوي A مع حمض الكبريتيك المركز في أنبوبة اختبار تصاعدت أبخرة بنية عند إضافة برادة نحاس صغيرة إلى الخليط في أنبوبة اختبار ظهر الغاز البني القاتم B بوضوح . تكون الراسب الأبيض الجلاتيني C عند إضافة نقاط من محلول هيدروكسيد الامونيوم في وجود فائض من كلوريد الامونيوم إلى المحلول المائي للملح A . ذاب الراسب C في حمض الهيدروكلوريك المخفف معطياً الملح D ذاب الراسب C أيضاً في محلول هيدروكسيد الصوديوم.

i. اكتب الصيغ الكيميائية للمركبات D , C , B , A .

ii. اكتب معادلات توضح التحولات اعلاه.

2) ما لون المواد التالية :

(i) البروم . (ii) كرومات الفضة . (iii) كبريتيد الرصاص.

السؤال الثامن :

ثلاثة أملاح مختلفة من أملاح الصوديوم رمز لها بالاحرف A , B , C تم الكشف الكيفي عليها في ثلاث خطوات :

1. أضيف محلول كلوريد الباريوم إلى عينة من كل من المحاليل الثلاثة فانفصل راسب أبيض من المحلول A ومن المحلول B . لم يتأثر المحلول C.
2. اضيف حمض الهيدروكلوريك المخفف إلى كل من الراسب الناتج في (1) من A والراسب الناتج من B . لم يتأثر الراسب الناتج من A ولكن الراسب الناتج في B تفاعل مطلقاً للغاز عديم اللون D الذي يعكر ماء الجير .
3. اضيف حمض الهيدروكلوريك المخفف إلى عينة من كل من المحاليل A ، B ، C ، فانطلق الغاز عديم اللون D من المحلول B وتصاعد من المحلول C الغاز E عديم اللون . يتحول الغاز E بتعرضه للهواء إلى الغاز البني F لم يتأثر المحلول A بالحمض.

- i. هات الصيغة الكيميائية للأملاح A , B , C.
- ii. سم الغازات D , E , F.
- iii. مستعيناً بمعادلة كيميائية - اقترح اختباراً آخر للكشف عن الشق الحمضي في الملح C.
- iv. اكتب معادلات موزونة للتفاعلات المشار إليها في الخطوتين 2 ، 3 أعلاه.

السؤال التاسع :

- على أي أساس قسمت الشقوق القاعدية إلى مجموعات تحليلية ؟

ملحوظة :

- ✚ الشق القاعدي الذي يتفاعل مع القلويات ويطلق غاز الامونيا هو شق الامونيوم (NH_4^+) .
- ✚ غاز الامونيا NH_3 هو الغاز الوحيد القاعدي.

الوحدة الرابعة



التحليل الكمي الحجمي

محتويات الوحدة الرابعة

الصفحة	الموضوع	رقم الدرس
154		الأهداف
155	التحليل الكيميائي الحجمي	الأول
160	طرق التعبير عن تركيز المحاليل	الثاني
170	تطبيقات متنوعة لحساب التركيز المولاري	الثالث
175	المحلل القياسي	الرابع
181	المعايرة	الخامس
188	العلاقة بين حجمي ومولاريتي المحلولين المتفاعلين في المعايرة	السادس
197	تجارب على المعايرات	السابع
207	ايجاد درجة النقاء في عينات غير نقية	الثامن
217		تمرين عام على الوحدة

الوحدة الرابعة

التحليل الكيمائي الحجمي

أهداف الوحدة الرابعة :

- بعد نهاية هذه الوحدة من المتوقع أن يكون الطالب قادراً على أن :
- 1) يحدد الكتلة المولية لعنصر أو مركب بدلالة الكتلة الذرية أو الكتلة الجزيئية.
 - 2) يحل مسائل حسابية ترتبط بعدد الدقائق ، المولات والكتلة.
 - 3) يكتب تعريفاً للمذيب والمذاب كمكونات للمحلول.
 - 4) يعبر عن تركيز المحلول بدلالة مول / دسم³ (مول / لتر).
 - 5) يحدد الطرق المختلفة للتعبير عن تركيز المحلول ومميزات كل طريقة.
 - 6) يستنتج تركيز أيونات معينة من محلول بدلالة التركيز المولاري للمحلول.
 - 7) يحسب تركيز المحلول بعد التخفيف إلى حجم محدد.
 - 8) يحسب مولارية المحلول الناتج من خلط محلولين مختلفي التركيز لمادة واحدة.
 - 9) يذكر تعريف المحلول القياسي.
 - 10) يصف الأجهزة والمعدات التي تستخدم عند تحضير محلول قياسي ويقوم بتحضير محلولاً قياسياً.
 - 11) يحدد الشروط الواجب توفرها لإجراء المعايرة.
 - 12) يكتب تعريفاً للأدلة (المشعرات والكواشف).
 - 13) يستطيع ربط عملية التخفيف بالحياة اليومية.
 - 14) يعبر عن التركيز كمياً .
 - 15) يوجد العلاقة بين كثافة محلول وتركيزه المولاري.

الدرس الأول

مدخل التحليل الكيميائي الحجمي

(1-4) التحليل الكيميائي الكمي :

تناولنا في الوحدة الثالثة من هذا الكتاب التحليل الكيميائي الكيفي ، وقد درسنا فيه كيفية التعرف على بعض الأملاح غير العضوية بشقيها الحمضي والقاعدي ، ولم نتعرض للنواحي الكمية في التحليل الكيميائي ، وهو ما سنتعرض لأحد أنواعه في هذه الوحدة ، وهو التحليل الكمي الحجمي .

والهدف من التحليل الكمي عامة هو معرفة كمية المادة المعروفة نوعاً . ولهذا النوع من التحليل الكيميائي عدة طرق منها .

1. التحليل الوزني .
2. التحليل باستخدام الاجهزة الحديثة (التحليل الآلي).
3. التحليل الحجمي .

(1-1-4) التحليل الوزني :

يعتبر من أبسط وأقدم طرق التحليل الكمي المعروفه . وقد ساهم مساهمة فعالة في وضع أسس علم الكيمياء في نهاية القرن الثامن عشر، حيث استخدم الميزان كأداة رئيسة في استنتاج قوانين حفظ الكتلة وقانوني النسب الثابتة والمتضاعفة واستنتاج الكتل الذرية.

يمكن تلخيص خطوات التحليل الكيميائي الوزني في الخطوات الأساسية

التالية :

1. تؤخذ عينة معلومة الكتلة من المادة المراد تحليلها وتحل (تذاب) في الماء إن أمكن أو في أي مذيب مناسب آخر .
2. يتم ترسيب أحد مكونات المادة المراد تحليلها على هيئة مادة لا تذوب .

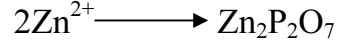
3. يتم فصل الراسب ثم يجفف وتوزن ، وبمعرفة كتلة المادة المترسبة يمكن تحديد نسبة المادة المراد معرفة كميتها والمثال التالي يوضح ذلك.

مثال (4-1) :

وزنت عينة من سبيكة النحاس الأصفر (تتكون سبيكة النحاس الأصفر من النحاس والخرصين) وكانت كتلة العينة 0.9346 جرام وبعد المعالجة الكيميائية أعطت هذه المادة بتفاعلها مع فوسفات الامونيوم راسباً من ZnH_4PO_4 بعد عمليات التجفيف والتسخين للراسب نتج في النهاية المركب $Zn_2P_2O_7$ الذي كانت كتلته 0.3502 جرام أحسب النسبة المئوية (بالوزن) للخرصين في العينة المفحوصة.

الحل :

يمكن أن يمثل التفاعل الكلي الاجمالي غير المتوازن بالمعادلة :



الكتل الذرية : $Zn = 65.4$ ، $P = 31$ ، $O = 16$

$$\text{كتلة Zn في العينة} = \frac{65.4 \times 2 \times 0.3502}{304.8} = 0.1503 \text{ جرام}$$

$$\text{النسبة المئوية لـ Zn في العينة} = \frac{100 \times 0.1503}{0.9346} = 16.08\%$$

تتصف طرق التحليل الوزني عموماً بالدقة لكن هذه الدقة تتناقص كلما نقصت كتلة العينة المفحوصة أو الراسب . بحيث تصبح طريقة غير عملية في التحاليل بالغة الصغر .

(4-1-2) التحليل باستخدام الأجهزة الحديثة (التحليل الآلي) :

يعتمد هذا النوع من التحليل على استخدام الأجهزة كما وتحتاج إلى خلفية علمية غير متاحة في هذا المستوى من دراستنا للكيمياء ولذا لن نتعرض له بالدراسة في هذه المرحلة.

(3-1-4) التحليل الحجمي :

بالمقارنة مع التحليل الوزني يتطلب التحليل الحجمي عمليات أقل ولذلك يتم بسرعة أكبر بالإضافة إلى ذلك فإنه يتميز بالبساطة وسهولة الإجراء والدقة العالية في النتائج. إن المبدأ العام للتحليل الحجمي هو أن يضاف حجم معين تجريبياً من محلول أول يحوى مادة معروفة التركيز إلى حجم معروف من محلول ثاني يحوى المادة المراد تعيين تركيزها بحيث تتفاعلان معاً دون زيادة أو نقصان.

وتعرف العملية الكيميائية التي يتم فيها تفاعل محلول معلوم التركيز (قياسي) مع محلول آخر درجة تركيزه غير معلومة بالمعايرة ومن الواضح أنه في التحليل الحجمي يتم التعامل مع المحاليل لذا من الضروري في البداية اللامام ببعض المصطلحات والمفاهيم الأساسية المستخدمة في هذا المجال.

(3-1-4) المعايرة هي : العملية التي يتم فيها تفاعل محلول معلوم التركيز (قياسي) مع محلول آخر مجهول التركيز.

(2-3-1-4) المحلول : هو خليط متجانس من مادتين أو أكثر ويتكون من المذيب والمذاب.

(3-3-1-4) المذيب : هو المادة ذات الكمية الأكثر من مكونات المحلول ويمكن أن تكون صلبة أو سائلة أو غازية.

(4-3-1-4) المذاب : هو المادة ذات الكمية الأقل من مكونات المحلول ويمكن أن تكون مادة صلبة أو سائلة أو غازية وإذا كان المذيب ماء يسمى المحلول محلولاً مائياً.

عليه لعل محلول ما يجب ان تتوفر الشروط التالية :

1. أن يتكون المحلول من مادتين أو أكثر.
2. أن يكون بين المادتين أو أكثر من المادتين تجانس . والتجانس هو ذوبان جزيئات المذاب داخل جزيئات المذيب وانتشارها بانتظام بحيث يكون المحلول

متساوٍ في جميع النقاط ولا يمكن تمييز المذاب والمذيب داخل المحلول بالعين المجردة.

3. ألا يحدث تفاعل بين المذيب والمذاب داخل المحلول الواحد.

(4-1-4) أنواع المحاليل :

يشمل تعريفنا للمحاليل عدة أشكال ممثلة للأزواج (مذيب - مذاب) فالمحاليل الغازية تنشأ بإذابة غاز في غاز أو سائل في غاز أو صلب في غاز. أما المحاليل السائلة فإنها تنشأ بإذابة غاز أو سائل أو صلب في سائل أما المحاليل الصلبة فتتشكل بإذابة غاز أو سائل أو صلب في صلب . وعليه فإن للمحاليل عدة أنواع.

1. صلبة. 2. سائلة. 3. غازية.

وتحدد الحالة الفيزيائية للمذيب نوع المحلول.

الجدول (1 - 4) أدناه يوضح أنواع المحاليل :

نوع المحلول	المذاب	المذيب	مثال
صلب	صلب	صلب	السبائك المعدنية
	سائل	صلب	الزئبق في الزنك (مملغم)
	غاز	صلب	سبيكة الهيدروجين في البلاتين
سائل	صلب	سائل	السكر في الماء
	سائل	سائل	عصير الليمون في الماء
	غاز	سائل	المشروبات الغازية أو المياه الغازية
غاز	صلب	غاز	حببيبات الغبار العالقة في الهواء
	سائل	غاز	بخار الماء في الهواء (الرطوبة)
	غاز	غاز	الهواء الجوي

(5-1-4) تقويم الدرس الأول :

1. عرف التحليل الكمي.
2. عرف المحلول - المذاب - المذيب . مثل للمحلول بمادة صلبة تذوب في أخرى صلبة واذكر فائدة لهذا المحلول.
3. اكتب باختصار خطوات التحليل الوزني.
4. عرف : المعايرة - المحلول القياسي.
5. ما المقصود بالتحليل الآلي.
6. حدد المذاب والمذيب ونوع المحلول في كل من المحاليل التالية :
 - i. محلول مائي لملح الطعام.
 - ii. سبيكة النحاس الأصفر (70% نحاس 30% خارصين).
 - iii. الرطوبة الجوية.

الدرس الثاني

طرق التعبير عن تركيز المحاليل

(2-4) التركيز ووحداته :

تعتمد خواص المحاليل على تراكيزها فالمحلول المخفف هو الذي يحوي كمية صغيرة من المذاب بالنسبة إلى المذيب والمحلول المركز يحوي كمية كبيرة من المذاب. وخواص المحاليل لا تعتمد على كمية المادة المحددة المذابة ، فمثلاً جرام من السكر يمكن أن يكون مذاباً في 100سم³ من الماء ونفس هذا الجرام من السكر يكون مذاباً في 250سم³ أو في 500سم³ ولكن المحلول في النهاية هو محلول سكر في الماء ولكن الذي يختلف حقيقية هو درجة " حلاوة " المحلول السكري . ويطلق على الكمية النسبية للمذاب عادة في محلول اسم التركيز. ويمكن التعبير عن تركيز المحلول بعدة طرق منها على سبيل المثال لا الحصر.

- i. النسبة المئوية الوزنية.
- ii. النسبة المئوية الحجمية.
- iii. التركيز معبراً عن كتلة المذاب بالكيلوجرام (أو الجرام) في الدسم³.
- iv. التركيز المولى الحجمي (المولارية) Molarity.

(1-2-4) النسبة المئوية الوزنية :

وهي النسبة التي يساهم فيها المذاب في كتلة المحلول الكلية أي :

$$\text{النسبة المئوية الوزنية} = \frac{\text{كتلة المذاب}}{\text{كتلة المحلول}} \times 100$$

مثال (2-4) :

أذبيبت 4 جم من السكر في 46 جم من الماء أوجد النسبة المئوية الوزنية للسكر في المحلول.

الحل :

$$\begin{aligned} \text{كتلة المحلول} &= \text{كتلة المذاب} + \text{كتلة المذيب} \\ &= (\text{كتلة السكر} + \text{كتلة الماء}) \\ &= 46 + 4 = 50 \text{ جم} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{النسبة المئوية الوزنية} &= \frac{\text{كتلة السكر}}{\text{كتلة المحلول}} \times 100 \\ 8\% &= \frac{100 \times 4}{50} = \end{aligned}$$

مثال (3-4) :

يحتوي محلول ملح الطعام المائي على 5% بالكتلة من ملح الطعام. كم جراماً يلزم من هذا المحلول للحصول على 80 جرام من ملح الطعام.

الحل :

نفرض أن كتلة المحلول = س جرام

$$\begin{aligned} \text{النسبة المئوية الوزنية} &= \frac{\text{كتلة ملح الطعام}}{\text{كتلة المحلول}} \times 100 \\ 5 &= \frac{80}{100 \times \frac{س}{100}} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} 1600 \text{ جرام} &= \frac{100 \times 80}{5} = س \\ \therefore \text{كتلة المحلول} &= 1600 \text{ جم} \end{aligned}$$

(2-2-4) النسبة المئوية الحجمية :

قلما تستخدم هذه النسبة في العمل العلمي ولكن لها أهميتها التجارية وتشرط هذه الطريقة أن يكون المذاب والمذيب سائلين للحصول على نتائج دقيقة.

عندما يقال إن محلولاً من الكحول تركيزه 12% حجماً هذا يعني أن كل 100 سم³ من هذا المحلول تحتوي على 12 سم³ من الكحول النقي.

$$\text{النسبة المئوية الحجمية} = \frac{\text{حجم المذاب}}{\text{حجم المحلول}} \times 100$$

(3-2-4) التركيز معبراً عنه بكتلة المذاب بالكيلوجرام (أو الجرام) في الدسم³ :

الدسم³ (الليتر) هو حجم كتلة واحد كيلوجرام من الماء المقطر في درجة حرارة 4 م⁰ وضغط جوى واحد حيث يعبر عن هذا التركيز بكتلة المذاب بالكيلوجرام (أو الجرام) في الدسم³ من المحلول. وعلى سبيل المثال عند القول إن محلولاً تركيزه 10 جم /دسم³ فإن ذلك يعني أن هناك 10 جرام من المادة مذابة في واحد دسم³ من المحلول.

مثال (4-4) :

أذيب 4 جم من هيدروكسيد الصوديوم في قليل من الماء واكمل حجم المحلول إلى 0.4 دسم³ أوجد تركيز هذا المحلول بالجرام / دسم³.

الحل :

4 جم من القاعدة أذيبت في 0.4 دسم³ من المحلول.

∴ س جم من القاعدة يجب إذابتها في 1 دسم³.

$$\therefore \text{س} = \frac{1 \times 4}{0.4} = 10 \text{ جم / دسم}^3$$

$$\therefore \text{التركيز بالجرام / دسم}^3 = \frac{\text{كتلة المذاب بالجرام}}{\text{حجم المحلول بالدسم}^3}$$

مثال (4-5) :

محلول حمض الكبريتيك حجمه 500 سم³ ويحتوى على 24.5 جم من الحمض. أوجد كتلة هذا الحمض في الدسم³ من المحلول.

$$\text{الدسم}^3 = 1000 \text{ سم}^3$$

الحل :

$$\text{التركيز بالجرام / دسم}^3 = \frac{\text{كتلة المذاب بالجرام}}{\text{حجم المحلول بالدسم}^3}$$

$$= \frac{24.5}{500} = \text{التركيز (جم/دسم}^3)$$

$$\frac{24.5}{500}$$

$$\frac{500}{1000}$$

$$\text{التركيز بالجرام / دسم}^3 = \frac{1000 \times 24.5}{500} = 49 \text{ جم/دسم}^3$$

$$\therefore \text{التركيز بالجرام/دسم}^3 = \frac{\text{كتلة المذاب بالجرام} \times 1000}{\text{حجم المحلول بالدسم}^3}$$

(4-2-4) التركيز المولي الحجمي (المولارية , Molarity):

يعبر عن تراكيز المحاليل بالمولارية عندما يعبر عن كمية المادة المذابة في حجم محدد من المحلول (دسم³) بعدد مولات تلك المادة المذابة. فيقال مثلاً إن هذا المحلول تركيزه مولاري عندما يذاب مول واحد من مادة ما في دسم³ من المحلول.

والتعبير عن التركيز بالمولارية هو أكثر وحدات تراكيز المحاليل شيوعاً. ومن السهل استعمال هذا التعبير في الكيمياء العملية خاصة عند استخدام محاليل

المواد الصلبة في السوائل , إذ يكفي أن توزن كمية قليلة من المذاب وتضاف إلي حجم معين من المذيب (وهو غالباً الماء) لنحصل علي محلول معلوم التركيز. فإذا أدبنا مثلاً 0.1 مول من كلوريد الصوديوم NaCl ($0.1 \times$ الكتلة الجزيئية الجرامية لكلوريد الصوديوم $= 58.5 \times 0.1 = 5.85$ جم من NaCl) في كمية من الماء لنحصل علي دسم³ من المحلول , فإن هذا المحلول يكون تركيزه 0.1 مولاري بالنسبة لكلوريد الصوديوم. أما إذا أذيبت كمية من كلوريد الصوديوم تساوي 58.5 جم منه (أي بمقدار مول واحد) في دسم³ من المحلول فإن المحلول يكون تركيزه حينئذٍ مولارياً أي (1 م) [يستخدم الحرف م (M) للتعبير عن المولارية]. عليه يمكن تعريف المحلول المولاري علي النحو التالي:

المحلول المولاري هو الذي يحتوي اللتر (الدسم³) منه على واحد مول من المذاب. إذا كان عدد مولات المادة المذابة 1مول/دسم³ يوصف المحلول بأنه مولاري.

إذا كانت عدد مولات المادة المذابة في الدسم³ هي 0.1مول يوصف المحلول بأنه عشر مولاري أو تركيزه 0.1مول / دسم³ أو 0.1م حيث يرمز الحرف م لكلمة مولاري عليه يمكن التعبير عن التركيز المولي الحجمي (المولارية) رياضياً علي النحو التالي:

$$(1) \quad \text{مولارية المحلول} = \frac{\text{عدد مولات المادة المذابة}}{\text{حجم المحلول بالدسم}^3}$$

وبما أن : عدد مولات المادة امذابة = $\frac{\text{كتلة المادة المذابة بالحجم}}{\text{الكتلة الجزيئية الجرامية للمادة المذابة}}$

فيمكن كتابة العلاقة (1) علي النحو التالي:

$$\text{مولارية المحلول} = \frac{\text{كتلة المادة المذابة بالجـم}}{\text{حجم المحلول بالدم}^3} \times \text{الكتلة الجزيئية الجرامية للمادة المذابة}$$

(2)

ولمعرفة عدد مولات المادة المذابة في حجم معين من محلول ما فإن:

$$\text{عدد مولات المادة المذابة} = \text{مولارية المحلول} \times \text{حجم المحلول بالدم}^3 \quad (3)$$

كذلك يمكن حساب كتلة المادة المذابة بالجرامات في محلول ما علي النحو التالي:

$$\text{كتلة المادة المذابة بالجـم} = \text{مولارية المحلول} \times \text{الكتلة الجزيئية الجرامية للمذاب} \times \text{حجم المحلول بالدم}^3$$

مثال (4-6)

اذيبت 0.02 مول من حمض الفسفور (V) H_3PO_4 في 0.4 دسم³ من الماء. أوجد التركيز المولاري لهذا المحلول.

0.02 مول من الحمض اذيبت في 0.4 دسم³

س مول ← 1 دسم³

$$\text{س} = \frac{0.02 \times 0.1 \text{ دسم}^3}{0.4} = 0.05 \text{ مول / دسم}^3$$

∴ المولارية هي عدد المولات المذابة في الدسم³

$$\text{المولارية} = \frac{\text{عدد المولات}}{\text{الحجم بالدم}^3} = \frac{0.05 \text{ مول}}{1 \text{ دسم}^3} = 0.05 \text{ مول/دم}^3$$

مثال (4-7) :

أحسب مولارية محلول لحمض الكبريت (V1) H_2SO_4 يحوي الدسم³ منه على 49 جراماً من الحمض.

أولاً :

عدد المولات = كتلة المادة المذابة بالجرام ÷ كتلة المول من المذاب
أو عدد المولات = كتلة المادة المذابة بالجرام ÷ الكتلة الجزيئية الجرامية
∴ الكتلة الجزيئية لحمض الكبريتيك = $16 \times 4 + 32 + 1 \times 2 = 98$

عدد مولات الحمض المذابة = $98 \div 49 = 0.5$ مول

المولارية = عدد المولات ÷ حجم المحلول بالدسم³

$$= 0.5 \div 1 = 0.5 \text{ مول / دسم}^3 = 0.5 \text{ م}$$

مثال (4-8) :

محلول لهيدروكسيد الصوديوم NaOH يحوي 8 جرام منه هيدروكسيد الصوديوم النقي في 500 سم³ من المحلول . أوجد مولارية المحلول بالنسبة لهيدروكسيد الصوديوم .

كتلة المول من هيدروكسيد الصوديوم (الكتلة الجزيئية) = 40 جم

عدد مولات القاعدة = كتلة NaOH المذاب ÷ كتلة المول من NaOH

$$= 8 \div 40 = 0.2 \text{ مول}$$

المولارية = عدد المولات ÷ الحجم بالدسم³

∴ الحجم المعطى بالدسم³ لا بد أن نحوله إلى دسم³

$$\therefore \text{الحجم بالدسم}^3 = 500 \div 1000 = 0.5 \text{ دسم}^3$$

$$\text{المولارية} = 0.2 \div 0.5 = 1000 \div (1000 \times 0.2) = 500 \div 0.4 \text{ م}$$

∴ إذا كان الحجم المعطى بالسم³ (المليتر) يمكن استخدام العلاقة التالية :

$$\text{المولارية} = \frac{\text{عدد المولات} \times 1000}{\text{الحجم بالسم}^3}$$

$$\frac{1000 \times 8}{40 \times 500} = \frac{1000 \times (\text{جم}) \text{ ك}^3}{\text{ح (سم}^3\text{) ك}^3 - \text{ج} - \text{ج}} = \text{م} = \text{يمكن التعويض مباشرة في القانون : م} = \frac{1000 \times 8}{40 \times 500} = 0.4 \text{ م}$$

مثال (4-9) :

احسب مولارية محلول لهيدروكسيد البوتاسيوم KOH يحوي 0.2 مول من المذاب في 250 سم³ من المحلول.
الحل :

$$\text{المولارية} = \frac{\text{عدد المولات} \times 1000}{\text{الحجم بالسم}^3} = \frac{1000 \times 0.2}{250} = 0.8 \text{ مول / دسم}^3$$

مثال (4-10) :

أحسب كمية حمض الفوسفور (V) مقطرة بالمولات وبالجرامات الموجودة في 25 سم³ من محلول تركيزه 0.1 م .
(الكتل الذرية : P = 31 ، O = 16 ، H = 1)

$$\text{المولارية} = \frac{\text{عدد المولات} \times 1000}{\text{حجم المحلول بالسم}^3} = \frac{\text{المولارية} \times \text{الحجم بالسم}^3}{1000} = \text{∴ عدد المولات}$$

$$0.0025 \text{ مول} = \frac{25 \times 0.1}{1000} =$$

$$98 = 1 \times 3 + 31 + 16 \times 4 = \text{H}_3\text{PO}_4 \text{ الكتلة الجزيئية لحمض}$$

كتلة الحمض بالجرامات = عدد المولات \times الكتلة الجزيئية

$$0.245 \text{ جم} = 98 \times 0.0025 =$$

(5-2-4) تقويم الدرس الثاني :

1. عرف التركيز.
2. اذكر اثنين من طرق التعبير كميًا عن تركيز المحاليل.
3. ما هي كتلة محلول ملح الطعام المحضر بإذابة 200 جم من الملح في الماء بنسبة مئوية وزنية 10% .
4. أذيبت 5سم³ من الكحول في 45سم³ من الماء المقطر أوجد النسبة المئوية الحجمية لمحلول الكحول في الماء.
5. عرف : المولارية - المحلول المولاري - الدسم³
6. أحسب التركيز بالجرام / دسم³ لمحلول حجمه 400سم³ ويحتوي على 8 جرامات من المذاب.
7. أحسب كتلة كربونات الصوديوم Na₂CO₃ اللازمة لتحضير محلول حجمه 500 سم³ بتركيز 0.1م.
8. أذيبت 9.8 جم من حمض الفسفوريك لتعطي محلولاً تركيزه 0.2م أحسب حجم هذا المحلول بالدسم³.
9. ما هو تركيز محلول لحمض النتروجين (v) HNO₃ المحضر بإذابة 02 مول من الحمض لعمل.

(ii) 400 سم³

(i) 0.2 دسم³

10. ما هو تركيز محلول حمض الكبريتيك H_2SO_4 حجمه 245 سم³ ويحتوي على 0.05 مول من المذاب معبراً عنه بوحدات.
- (i) المول/دسم³ (ii) الجرام/دسم³
11. محلول لحمض الكبريت (vi) H_2SO_4 حجمه 250 سم³ وتركيزه 0.2 م أوجد كمية الحمض المذاب مقدرة بالمولات ومقدرة بالجرامات.
12. أي المحاليل التالية يعتبر محلولاً مولارياً :
- (i) محلول حجمه دسم³ ويحتوي على 0.5 مول من المذاب.
- (ii) محلول حجمه 0.5 دسم³ ويحتوي على 0.5 مول من المذاب.
- (iii) محلول تم تحضيره بإذابة 1 مول من المذاب في قليل من الماء وأكمل الحجم إلى دسم³ واحد من الماء ورج المحلول جيداً.
13. أذيب 2.4 جم في كربونات الصوديوم في قليل من الماء وأكمل حجم المحلول إلى 250 سم³. أوجد التركيز معبراً عنه بالجرام / دسم³.
- الكتل الذرية النسبية : $H = 1$ ، $S = 32$ ، $C = 12$ ، $O = 16$ ، $Na = 23$

الدرس الثالث

تطبيقات متنوعة لحساب التركيز المولاري

(3-4) العلاقة بين المولارية والثقل النوعي (الكثافة) والتركيز بالنسبة المئوية الوزنية :

الكثافة هي : كتلة السم³ الواحد من المادة.

الثقل النوعي (الكثافة النسبية) هو : الكثافة بدون تمييز.

مثال (4-11) :

محلول لحمض النتريك HNO₃ كثافته 1.44 جم/سم³ ويحوى 70% (وزناً)

من الحمض النقي ، أوجد :

(i) كتلة الدسم³ من المحلول .

(ii) كتلة الحمض المذاب في الدسم³ من المحلول .

(iii) عدد مولات الحمض في الدسم³ من المحلول (المولارية) .

(الكتل الذرية النسبية : H = 1 ، N = 14 ، O = 16)

الحل :

كتلة محلول الحمض في السم³ منه = 1.44 جرام (وهي كثافة المحلول)

كتلة محلول الحمض في الدسم³ منه = 1.44 × 1000 = 1440 جم/الدسم³

كتلة الحمض النقي المذاب في الدسم³ من المحلول = كتلة المحلول في الدسم³ × النسبة المئوية الوزنية للمحلول .

$$1008 \text{ جم/الدسم}^3 = \frac{70 \times 1440}{100} =$$

عدد مولات الحمض النقي في الدسم³ من المحلول = كتلة الحمض النقي المذاب في

الدسم³ من المحلول ÷ الكتلة الجزيئية للحمض

$$= 1008 \div 63 = 16 \text{ مول/الدسم}^3$$

∴ التركيز المولاري لمحلول الحمض = 16 م

من هنا يمكن أن نستنتج العلاقة بين التركيز المولاري ، الكثافة والتركيز بالنسبة

$$\frac{\text{كثافة المحلول} \times \text{النسبة المئوية الوزنية} \times 1000}{\text{المولارية}} = \frac{\text{كثافة المحلول} \times \text{النسبة المئوية الوزنية} \times 1000}{100 \times \text{الكتلة الجزيئية للمذاب}}$$

مثال (4-12) :

أحسب التركيز المولاري لحمض الهيدروكلوريك المركز الذي كثافته

1.18 جم/سم³ ويحوى 40% وزناً من الحمض النقي .

الكتل الذرية النسبية : Cl = 35.5 , H = 1

الحل :

الكتلة الجزيئية النسبية لحمض HCl = 36.5

$$\frac{\text{كثافة المحلول} \times \text{النسبة المئوية الوزنية} \times 1000}{\text{المولارية}} = \frac{\text{كثافة المحلول} \times \text{النسبة المئوية الوزنية} \times 1000}{100 \times \text{الوزن الجزيئي للمذاب}}$$

$$\text{مولارية المحلول} = \frac{1000 \times 40 \times 1.18}{36.5 \times 100} = 12.93 \text{ م}$$

(4-3-1) تخفيف المحلول :

تخفيف المحلول يعني تقليل نسبة كمية المذاب إلى كمية المذيب. وتقليل هذه

النسبة قد يحدث بعدة طرق ، فمثلاً عند اضافة المزيد من المذيب إلى محلول ما

يؤدي ذلك إلى تقليل هذه النسبة وبالتالي يكون المحلول قد تم تخفيفه .

مثال : إذا كان لدينا دسم³ من محلول لحمض الهيدروكلوريك المركز ذي المولارية

12 م وتم تخفيف هذا الحمض المركز بإضافة دسم³ من الماء لهذا الحجم من

المحلول ، فكم سيكون التركيز المولاري لمحلول الحمض الذي تم تخفيفه ؟

الحل : يمكننا حساب عدد مولات حمض HCl الموجودة في الدسم³ من المحلول المركز ,

$$\text{عدد المولات} = \text{المولارية} \times \text{الحجم بالدسم}^3 \\ = 1 \times 12 = 12 \text{ مول}$$

عند إضافة دسم³ من الماء لهذا المحلول المركز تضاف حجمه ولكن يظل عدد مولات HCl المذابة فيه ثابتاً , أي أن الـ 12 مول من HCl التي كانت مذابة في دسم³ هي نفسها الموجودة في 2 دسم³ بعد إضافة الماء .
هذا يعني أن:

عدد مولات المادة المذابة قبل التخفيف = عدد مولات المادة المذابة بعد التخفيف
أي أن:

$$1\text{م} \times 1\text{ح} = 2\text{م} \times 2\text{ح}$$

حيث: 1ح = الحجم قبل التخفيف

$$2\text{ح} = \text{الحجم بعد التخفيف}$$

$$1\text{م} = \text{المولارية قبل التخفيف}$$

$$2\text{م} = \text{المولارية بعد التخفيف}$$

$$2\text{ح} = 1\text{ح} + \text{حجم الماء المضاف}$$

عليه يمكن حساب التركيز المولاري لمحلول HCl المركز (12 م) بعد تخفيفه بإضافة دسم³ من الماء إلي دسم³ من الحمض المركز , وذلك علي النحو التالي :

$$1\text{م} \times 1\text{ح} = 2\text{م} \times 2\text{ح}$$

$$1\text{م} = 12 , 1\text{ح} = 1 \text{ دسم}^3 , 2\text{م} = ? , 2\text{ح} = 2 \text{ دسم}^3$$

$$2\text{م} = 1\text{ح} \times 12 = \frac{1\text{م} \times 12}{2\text{ح}} = \frac{1 \times 12}{2} = 6 \text{ مولاري}$$

لعلك تلاحظ أن تركيز المحلول قد انخفض إلى النصف نسبة لأن حجم المحلول قد تضاعف دون زيادة في عدد مولات المذاب.

مثال (4-13) :

احسب التركيز بالمولارية لمحلول هيدروكسيد الصوديوم ذي التركيز 0.1 م إذا اضيفت 100 سم³ من الماء المقطر إلى 250 سم³ من محلول القاعدة.
الحل :

$$\begin{aligned} \therefore \text{ح } 1 &= 250 \text{ سم}^3, \text{ م } 1 = 0.1, \text{ ح } 2 = 100 + 250 = 350 \text{ سم}^3 \\ \therefore 2 \text{ م} \times 350 &= 0.1 \times 250 \\ 2 \text{ م} &= \frac{0.1 \times 250}{350} = 0.07 \text{ م} \end{aligned}$$

مثال (4-14) :

ما هو حجم الماء الذي يجب إضافته إلى 3 دسم³ من محلول حمض الكبريتيك المولاري للحصول على محلول لنفس الحمض تركيزه 0.8 م .
الحل :

$$\begin{aligned} \text{حجم محلول الحمض قبل التخفيف} \times \text{مولاريتته} &= \text{حجم محلول الحمض بعد التخفيف} \times \text{مولاريتته} \\ 1 \text{ م} \times 1 \text{ ح} &= 2 \text{ م} \times 2 \text{ ح} \\ 1000 \text{ سم}^3 \times 1.0 &= 0.8 \times 2 \text{ ح} \\ \text{حجم محلول الحمض بعد التخفيف} &= \frac{1.0 \times 1000}{0.8} = 1250 \text{ سم}^3 \end{aligned}$$

$$\therefore \text{حجم الماء الذي يجب إضافته} = 1000 - 1250 = 250 \text{ سم}^3$$

مثال (4-15) :

أضيفت 70 سم³ من الماء المقطر إلى 30 سم³ من محلول كربونات الصوديوم ذي التركيز 0.2 م . أحسب التركيز المولاري للمحلول الناتج بعد إضافة الماء.

الحل :

حجم محلول الكربونات قبل التخفيف × مولاريتته = حجم محلول الكربونات بعد التخفيف × مولاريتته

$$\begin{aligned} \text{ح} 1 \times \text{م} 1 &= \text{ح} 2 \times \text{م} 2 \\ 0.2 \times 30 &= \text{ح} 2 \times (70 + 30) \end{aligned}$$

$$\text{ح} 2 \times 100 = 0.2 \times 30$$

$$\therefore \text{مولارية محلول الكربونات بعد إضافته الماء} = \frac{0.2 \times 30}{100} = 0.06 \text{ م}$$

(2-3-4) تفويم الدرس الثالث :

1. محلول لكلوريد الأمونيوم NH_4Cl ثقله النوعي (كثافته النسبية) 1.22 ونسبة كلوريد الأمونيوم (بالوزن) فيه 53.5%. أوجد.
أ. كتلة الدسم³ من المحلول.
ب. كتلة ملح كلوريد الأمونيوم في الدسم³ من المحلول.
ج. عدد مولات NH_4Cl في الدسم³ من المحلول .
د. ما هو حجم الماء الذي يجب إضافته لـ 100 سم³ من المحلول أعلاه ليصبح تركيزه 1.22 م.
هـ . ما هو حجم المحلول أعلاه الذي يجب أخذه لتحضير 1000 سم³ من محلول تركيزه 2.44 مول / دسم³.
2. كم سم³ من الماء يجب إضافتها إلى 500 سم³ من محلول تركيزه المولاري 1 م لتغيير تركيزه المولاري إلى 0.1 م ؟
3. أحسب مولارية محلول مائي من حمض الهيدروكلوريك تركيزه 36.5 % وزناً علماً بأن كثافة المحلول تساوي 1.2 جرام/سم³.
4. أحسب حجم الماء الواجب إضافته إلى 200 سم³ في محلول حمض النتريك تركيزه 68% وزناً وكثافته 1.4 جم/سم³ للحصول على محلول تركيزه 10% وزناً وكثافته 1.08 جم/سم³.
5. أضيفت 20 سم³ من الماء إلى 80 سم³ من محلول حمض الأكساليك ذي التركيز المولاري 0.2 م . ما هي مولارية المحلول الناتج ؟

الدرس الرابع المحلول القياسي

(4-4) المحلول القياسي :

عندما يكون لدينا محلول معلوم التركيز (المولارية) فإن هذا المحلول يسمى محلولاً قياسياً . فالمحلول القياسي إذن هو (المحلول المعلوم التركيز) أو هو الذي يحتوي حجم محدد منه على كتلة معلومة من المادة المذابة.

ولتحضير المحلول القياسي لابد من إذابة كتلة معينة من المادة المذابة في حجم معين من المحلول وتستخدم الدوارق الحجمية عادة لتحضير المحاليل القياسية والدوارق الحجمية ذات احجام مختلفة فقد تكون سعتها دسم³ واحداً أو 500سم³ أو 250سم³ أو 100سم³ أو 50سم³ أو أقل من ذلك . انظر الشكل (4 - 1)



شكل (4 - 1) دوارق حجمية

(1-4-4) خطوات تحضير المحلول القياسي :

1. تؤخذ كتلة محددة من المادة المراد تحضير محلول قياسي لها بواسطة ميزان حساس.
2. تذاب المادة في كأس زجاجي بالماء المقطر مع استخدام قضيب زجاجي للتحريك حتى يكتمل الذوبان.

3. يحول المحلول المحضر للدورق الحجمي باستخدام قمع زجاجي وبمساعدة قضيب زجاجي حتى لا يتطاير جزء من المحلول خارج الدورق الحجمي.
4. يغسل الكأس والقضيب الزجاجي جيداً بالماء المقطر ويضاف ماء الغسيل للمحلول بالدورق الحجمي.
5. يملأ الدورق (حتى العلامة على عنقه) بالماء المقطر.
6. يسد الدورق بالسدادة ويرج حتى يتم الامتزاج.

مثال (4- 16) :

في كل من الدوارق الآتية (دسم³ ، 500 سم³ ، 250 سم³) حضر محلولاً قياسيًّا من كربونات الصوديوم اللامائية تركيزه 1م. (كتلة المول من Na₂CO₃ 106جم)

الحل :

$$(1) \text{ في الدورق الأول : عدد المولات} = \frac{\text{م} \times \text{ح سم}^3}{1000} = 1 \text{ مول}$$

الكتلة بالجرام = عدد المولات × كتلة المول الواحد (الكتلة الجزيئية)

$$= 106 \times 1 = 106 \text{ جم.}$$

∴ لتحضير محلول قياسي من كربونات الصوديوم مولاريتها 1م يجب استخدام 106جم من المذاب في الدورق الأول الذي حجمه 1 دسم³.

$$(2) \text{ الدورق الثاني : عدد المولات} = \frac{\text{م} \times \text{ح}}{1000} = \frac{500 \times 1}{1000} = 0.5 \text{ مول}$$

الكتلة بالجرام = عدد المولات × الكتلة الجزيئية

$$= 0.5 \times 106 = 53 \text{ جرام}$$

لتحضير محلول قياسي من كربونات الصوديوم مولاريتها 1م يجب استخدام 53 جم من المذاب في الدورق الثاني الذي حجمه 500 سم³ (0.5 دسم³).

وهكذا نجد أن كتلة كربونات الصوديوم التي يجب اذابتها في الدورق الثالث هي 26.5 جم . لتحضير محلول بنفس التركيزين السابقين ولكن في دورق سعته 250 سم³ .

∴ لمعرفة الكتلة المطلوبة من مادة لتعطي محلولاً بتركيز مولاري معين (أي محلول قياسي) لابد من معرفة :

1. كتلة المول من تلك المادة (الكتلة الجزيئية الجرامية).

2. حجم المحلول الذي سيتم تحضيره.

ولكن هل يمكن أن ينطبق هذا علي جميع المواد لتحضير محاليل قياسية ؟ بالطبع الإجابة لا , فهناك مواد معينة هي التي يمكن أن تستخدم لعمل المحاليل القياسية بالطريقة سابقة الذكر , وهي مواد ذات مواصفات خاصة وتوصف بأنها مواد قياسية أولية. وليس من السهل دائماً تحضير محلول قياسي بتركيز موثوق به عند استخدام مادة صلبة أو محلول مركز لتحضير المحلول القياسي. ويعود ذلك في أغلب الأحيان إلي كون المادة التي تُلدأ بها لتحضير المحلول القياسي ذات نقاوة غير مؤكدة , أو أنها تمتص الرطوبة أو ثاني أكسيد الكربون من الهواء الجوي عند تناولها. وفي مثل هذه الحالات يحضر محلول بتركيز مقارب للتركيز المطلوب ثم يتم تحديد التركيز الدقيق بمادة المذابة بعملية مقايسة بواسطة محلول مادة مرجعية تسمى مادة قياسية أولية. ومثل هذه المادة المرجعية يجب أن تتصف بما يلي :

(i) يجب أن تكون المادة القياسية الأولية ذات نقاوة عالية تصل إلى 100 % أو قريبة من ذلك مع وجود طرق عملية معروفة للتأكد من نقائها.

(ii) يجب أن تكون المادة القياسية الأولية ذات كتلة جزيئية نسبية عالية وذلك لتقليل نسبة الخطأ في الوزن. لماذا ؟

iii) يجب أن تكون المادة القياسية الأولية مستقرة ولا تتأثر بالظروف الجوية المحيطة أي أنها غير متميعة وغير متزهرة ، وغير ممتصة لغاز ثاني أكسيد الكربون.

[التميع هو امتصاص بخار الماء من الهواء بما يكفي لذوبان المادة] و[التزهر هو فقدان ماء التبخر] ، و[التميؤ هو امتصاص قدر قليل من الرطوبة الجوية].

iv) أن تكون سهلة التجفيف والوزن ولا يترتب على تناولها صعوبات ومخاطر.

v) يجب أن تكون متوفرة ورخيصة الثمن.

إذا توفرت هذه الشروط أو المواصفات في المادة القياسية توصف بأنها مادة قياسية أولية ، ومن أمثلة المواد القياسية الأولية.

1. كربونات الصوديوم اللامائية Na_2CO_3 .

2. حمض الاكساليك المائي $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$.

3. البوراكس المائي $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ وتسمى أيضاً تترابورات الصوديوم.

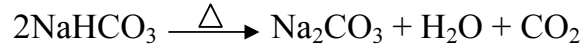
تستخدم كربونات الصوديوم اللامائية Na_2CO_3 والبوراكس المائي $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ لمقايسة المحاليل الحمضية. وتستخدم هاتان المادتان لمقايسة محاليل الأحماض لأنها أملاح لأحماض ضعيفة (Na_2CO_3 ملح لحمض الكربونيك H_2CO_3 الضعيف ، والبوراكس $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$ ملح لحمض البوريك H_3BO_3 الضعيف جداً).

ملحوظة :

عند استخدام كربونات الصوديوم اللامائية لتحضير محلول قياسي يجب تسخينها في فرن لدرجة 285°C م لمدة نصف ساعة وذلك لسببين :

1. التخلص من الرطوبة.

2. تحويل أي آثار من بيكربونات الصوديوم NaHCO_3 إلى كربونات الصوديوم Na_2CO_3 .



مثال (4-17) :

ما هي كتلة كربونات الصوديوم اللامائية المطلوبة لتحضير محلول قياسي تركيزه 0.1 م في دورق حجمي سعة 250 سم³ ؟
الحل :

$$\text{عدد المولات} = \frac{\text{ح م}}{1000} = \frac{0.1 \times 250}{1000} = 0.025 \text{ مول}$$

$$\text{الكتلة بالجرام} = \text{عدد المولات} \times \text{الكتلة الجزيئية الجرامية}$$

$$= 106 \times 0.025 = 2.650 \text{ جم}$$

يمكن التعويض مباشرة في القانون :

$$\text{ك (جم)} = \text{م} \times \text{ح سم}^3 \times \frac{\text{ك} \cdot \text{ج} \cdot \text{ج}}{1000} = \frac{106 \times 250 \times 0.1}{1000} = 2.650 \text{ جم}$$

مثال (4-18) :

ماهي كتلة حمض الأكساليك المائي المطلوبة لتحضير محلول قياسي تركيزه نصف مولاري (0.5م) في دورق حجمي سعة 200 سم³.

$$\text{الكتلة بالجرام} = \frac{\text{م} \times \text{ح سم}^3 \times \text{الكتلة الجزيئية}}{1000}$$

$$= \frac{126 \times 200 \times 0.5}{1000} = 12.6 \text{ جم}$$

مثال (4-19) :

أذيتت 21.2 جم من كربونات الصوديوم النقية في دسم³ من المحلول كم يبلغ التركيز المولاري لهذا المحلول.

$$\text{عدد مولات Na}_2\text{CO}_3 = \frac{\text{الكتلة بالجرام}}{\text{الكتلة الجزيئية}} = \frac{21.2}{106} = 0.2 \text{ مول}$$

$$\text{المولارية} = \frac{\text{عدد المولات}}{\text{حجم المحلول الدسم}} = \frac{0.2}{1} = 0.2 \text{ مول/دسم}^3$$

(4-4-2) استخدام المحلول القياسي :

يستخدم المحلول القياسي لإيجاد تركيز محلول آخر مجهول التركيز وذلك بما يعرف بالمعايرة Titration . والمعايرة Titration هي الطريقة العملية المتبعة لإيجاد تركيز محلول ما بتفاعله مع المحلول القياسي.

(4-4-3) تقويم الدرس الرابع :

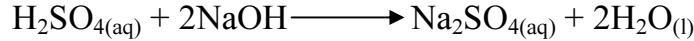
- 1) عرف : أ/ المحلول القياسي . ب/ المادة القياسية الأولية.
- 2) أعط مثلاً لمادة قياسية أولية ذات طبيعة قاعدية.
- 3) ما هو التركيز المولاري لمحلول حمض الأكساليك المائي المحضر بإذابة 12.6 جم من الحمض في دورق حجمي سعة 250 سم³ ؟
- 4) اذكر سبباً يجعل الصودا الكاوية (NaOH) لا تصلح كمادة قياسية أولية .
- 5) بين كيف تحضر محلولاً قياسياً من كربونات الصوديوم اللامائية بتركيز 0.5 م في دورق سعة 500 سم³.
- 6) اذكر صفتين أساسيتين تجعلان حمض الأكساليك المائي H₂C₂O₄ . 2H₂O مادة قياسية أولية.

الدرس الخامس

المعايرة

(5-4) المعايرة :

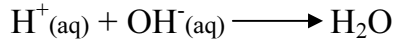
إن الطريقة التي تتم بها عمليات التحليل الحجمي تسمى المعايرة وفي المعايرة يتم إجراء تفاعل كيميائي بين حجم معين من محلول قياسي (معلوم التركيز) وحجم معين من محلول آخر مجهول التركيز وذلك بغرض إيجاد تركيز المحلول المجهول . وهذا يعني أن نسبة مولات المحلول القياسي المضافة مطابقة للنسبة المولية في معادلة التفاعل فمثلاً في معايرة حمض H_2SO_4 مع $NaOH$.



يجب إضافة مولين من $NaOH$ مقابل كل مول H_2SO_4 وعند إضافة أي كمية لا تتفق مع هذه النسبة المولية ستؤدي حتماً إلى نتائج غير دقيقة . ومن ناحية عامة يمكن تقسيم عمليات المعايرة إلى ثلاثة أقسام رئيسية :

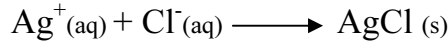
(1-5-4) تفاعلات التعادل :

وفيها تتم معايرة حمض بقاعدة أو العكس والتفاعل الأساسي في هذه الحالة هو اتحاد أيونات الهيدروجين H^+ (النتيجة من تأين الحمض) بأيونات الهيدروكسيد OH^- (النتيجة من تأين القاعدة) لتكوين الماء.



(2-5-4) تفاعلات الترسيب :

هي تعتمد على اتحاد الأيونات الموجودة في المحلولين المتفاعلين لتكوين راسب (عديم أو شحيح الذوبان في الماء) مثل معايرة محلول نترات الفضة مع محلول كلوريد الصوديوم حيث تتحد أيونات الفضة مع أيونات الكلوريد لتكوين كلوريد الفضة الذي يترسب.



ونلاحظ في القسمين السابقين من تفاعلات المعايرة أن التفاعل يحدث دون تغيير في حالات تأكسد المواد المتفاعلة.

(3-5-4) تفاعلات الأكسدة والاختزال :

في هذا النوع من التفاعلات تحدث عملية أكسدة لأحد المواد وعملية اختزال للمادة الأخرى في نفس الوقت ويصحبها تغير في حالات تأكسد المواد المتفاعلة (أي انتقال للإلكترونات). ومن المواد المؤكسدة التي كثيراً ما تستخدم في معايرات الأكسدة والاختزال بيرمنجنات البوتاسيوم $KMnO_4$ وثاني كرومات البوتاسيوم $K_2Cr_2O_7$ ومن المواد المختزلة التي كثيراً ما تستخدم في مثل هذه المعايرات أملاح الحديد (II) Fe^{2+} والاكسالات $C_2O_4^{2-}$.
وهناك تفاعلات من أنواع أخرى يمكن أن تجري فيها المعايرة سنتعرف عليها لاحقاً عند تقدمك في دراسة الكيمياء.

(4-5-4) الأدلة أو المشعرات اللونية (الكواشف) المستخدمة في معايرات التعادل :

الأدلة أو المشعرات اللونية هي عبارة عن مواد كيميائية (عضوية غالباً) تتميز بتغير لونها عند تغير الوسط الذي توجد فيه وتستخدم في معايرات التفاعل بين الحموض والقواعد للاستدلال على نقطة النهاية (التعادل) للتفاعل. ويعتبر الدليل مناسباً إذا كان يحدث له تغيير محدد في لونه في اللحظة التي توجد فيها كميات متكافئة من الحمض والقاعدة عند نقطة التعادل.
الجدول (4 - 2) التالي يبين بعض أنواع الأدلة أو المشعرات اللونية المستخدمة في المختبرات :

مثال	نوع المعايرة	اللون في الوسط			الدليل أو المشعر اللوني
		متعادل	قاعدي	حمض	
$HCl + NaOH$	حمض قوي + قاعدة قوية	بنفسجي	أزرق	أحمر	عباد الشمس
$H_2SO_4 + NH_4OH$	حمض قوي + قاعدة ضعيفة	برتقالي	أصفر	أحمر	الميثيل البرتقالي (أصفر الميثيل)
$H_2C_2O_4 + KOH$	حمض ضعيف + قاعدة قوية	وردي فاتح	أحمر قرمزي	عديم اللون	الفينولفتالين

(4-5-5) الأدوات المستخدمة في المعايرة :

1/ السحاحة :



عبارة عن أنبوب زجاجي ضيق مفتوح الطرفين طرفه السفلي مسحوب وبه صنوبر يسمح بتقطير المحلول قطرة قطرة . يبدأ تدرج السحاحة قرب طرفها العلوي (علامة صفر) وينتهي قبل الصنوبر بقليل . يتم غسل السحاحة مرتين بالماء المقطر ثم بقليل من المحلول . وتطرّد أي فقائيع من الهواء بداخلها وتتم إزالة أي نقاط من المحلول خارج السحاحة بعد قفل الصمام خصوصاً الجزء الأسفل منها.

عند قراءة السحاحة يكون البصر في وضع أفقي مع سطح السائل (المقعر أو المحدب). شكل (4-2)

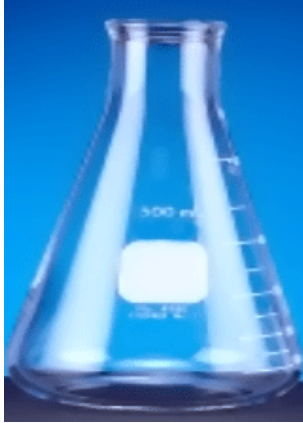
شكل (4-2)

2/ الماصة :



أنبوب زجاجي ضيق منتفخ في الوسط - طرفه السفلي مسحوب ومركب على طرفه العلوي في بعضها ضاغط مطاطي لسحب وتفريغ المحاليل ينقل بالماصة المحلول الآخر المراد معايرته بالمحلول في السحاحة إلى الدورق المخروطي. تختلف الماصات في سعاتها التي تتراوح بين 5سم³ - 50سم³. يجب غسل الماصة جيداً بالماء المقطر مرتين على الأقل ثم بالمحلول المراد امتصاصه بوضع الجزء الأسفل من الماصة داخل دورق المعايرة ويفرغ المحلول. شكل (4-3)

شكل (4-3)



شكل (4-4)

3/ دورق المعايرة :

دورق ذو جدران مائلة لكي لا تعلق به قطرات المحلول ويتحمل التسخين . ويتم غسله جيداً بالماء المقطر ولا يغسل بالمحلول المراد وضعه فيه كما في حالتها السحاحة والماصة (لماذا ؟) . يوضع في دورق المعايرة المحلول ذو الحجم المحدد والذي تم نقله بواسطة الماصة. شكل (4-4)



شكل (4 - 5)

4/ أسطوانة القياس :

أسطوانة زجاجية مدرجة تستخدم لقياس حجم المحاليل. الأحجام المأخوذة بواسطة أسطوانة القياس لا تعتبر أحجاماً مقبولة بدقة لذلك تستخدم عادة لأخذ أحجام تقريبية. شكل (4-5)

بعض التوجيهات التي يجب مراعاتها عند إجراء المعايرة:

1. عند ملء السحاحة بالمحلول المراد وضعه فيها يجب استخدام قمع مناسب تم غسله بالماء المقطر . يتم إبعاد القمع بعد ملء السحاحة وقبل أن يتم ضبط سطح المحلول داخل السحاحة مع الصفر.
2. عند أخذ القراءة من السحاحة يراعى أن يكون مستوى عين الشخص الذي يقرأ محازياً لأسفل سطح المحلول داخل السحاحة.

3. يجب أن تؤخذ القراءة من السحاحة إلى الكسر العشري الثاني من السم³ إلى أقرب 0.05 .
4. عند نقل المحلول بواسطة الماصة يجب ألا ينقل مباشرة من الزجاج التي تستخدم لحفظ المحلول , ولكن يجب استخدام كأس نظيف ذي سعة مناسبة لنقل المحلول.
5. عند نقل المحلول بواسطة الماصة إلى ورق المعايرة يجب ألا ينفخ داخل الماصة ولا ترح بشدة للإسراع في انسياب المحلول من الماصة , بل يترك لينساب تلقائياً. تبقى في العادة نقطة أو نقطتان في الجزء الأسفل من الماصة بعد تفريغ ما تحتويه من محلول في ورق المعايرة . وهاتان النقطتان المتبقيتان لا ينبغي أن نجتهد كثيراً لإنزالهما لأن ما يتبقى من محلول قليل داخل الماصة بعد ملامستها بهدوء للسطح الداخلي لورق المعايرة غير محسوب في سعة الماصة.
6. يضاف الدليل المناسب للمحلول في ورق المعايرة في شكل قطرة واحدة أو قطرتين فقط.
7. يوضع ورق المعايرة أسفل السحاحة بعد ضبط المحلول في السحاحة عند الصفر (أو أي قراءة تم يتم تسجيلها) بحيث يكون جزء من أسفل السحاحة داخل ورق المعايرة ما يضمن أن جميع المحلول الذي يتم سحبه من السحاحة سوف ينساب إلى داخل ورق المعايرة.
8. يضاف المحلول من السحاحة بإتقان مع تحريك ورق المعايرة باستمرار أثناء إضافة المحلول من السحاحة للتأكد من الخلط الجيد للمحولين المتفاعلين.
9. عند الاقتراب من نقطة النهاية يضاف المحلول قطرة قطرة , مع التوقف بعد إضافة كل قطرة وملاحظة التغير في لون الدليل.

10. قبل اعتبار نقطة النهاية يجب غسل جدار دورق المعايرة بقليل من الماء المقطر باستخدام قارورة الغسيل وذلك للتأكد من أن جميع القطرات المضافة من المحلول في السحاحة قد أضيفت فعلاً للمحلول في دورق المعايرة.

11. عند الوصول إلى نقطة النهاية يتم قفل صمام السحاحة جيداً وتؤخذ القراءة النهائية من السحاحة.

12. تجرى المعايرة ثلاث مرات على الأقل وإلى أن يتم الحصول على قراءتين متتاليتين لحجم المحلول المسحوب من السحاحة بحيث لا يزيد الفرق بينهما عن 0.1 سم^3 , ثم يؤخذ المتوسط الحسابي لهاتين القراءتين.

13. يجب أن تسجل نتائج المعايرة فور إجرائها على النحو التالي:

قراءة سطح المحلول في السحاحة :

حجم المحلول المضاف في دورق المعايرة :

سعة الماصة :

الدليل المستخدم :

التغير في لون الدليل عند نقطة النهاية:.....

تسجل قراءات السحاحة في جدول علي النحو التالي:

رقم التجربة	القراءة الإبتدائية	القراءة النهائية	الحجم المسحوب
1			
2			
3			
4			

متوسط حجم المحلول المسحوب من السحاحة :

(4-5-6) الشروط التي يجب توفرها عند إجراء المعايرة :

1. يجب أن يكون التفاعل بين المحلولين بسيطاً (تاماً وسريعاً) ويمكن تمثيله بمعادلة رمزية موزونة.
2. يجب أن يستدل على نقطة النهاية بتغيير مرئي في المحلول بدورق المعايرة (اذكر بعض التغيرات المرئية) .

(4-5-7) تقويم الدرس الخامس :

1. بين أي الأدلة تختار للكشف عن نقطة التعادل في المعايرات الآتية :
 - أ. HCl مع NH_4OH .
 - ب. H_2SO_4 مع NaOH .
 - ج. CH_3COOH مع NaOH .
 - د. HCl مع Na_2CO_3 .
2. ما المقصود بالمعايرة ؟ وما هي الأنواع الرئيسة لتفاعلات المعايرات ؟ اذكر مثلاً لكل نوع من هذه الأنواع.
3. اذكر بعض الشروط التي يجب توفرها في التفاعلات التي تجري فيها المعايرة.
4. ما الفرق بين معايرات التعادل ومعايرات الأكسدة والاختزال ؟

الدرس السادس

العلاقة بين حجمي ومولاريتي المحلولين المتفاعلين في المعايرة

(6-4) مقدمة :

عند إجراء المعايرة يتم قياس حجم أحد المحلولين المتفاعلين من السحاحة وإضافته إلى حجم محدد من المحلول الآخر (مقاساً بالماصة) . عند نهاية التفاعل إذا كان أحد المحلولين قياسياً علينا حساب مولارية المحلول الآخر . لاستنتاج العلاقة بين حجمي ومولاريتي المحلولين المتفاعلين يمكنك النظر إلى نتائج بعض تجارب المعايرة التالية.

التجربة (1-4) :

معايرة محلول هيدروكسيد الصوديوم (في ورق المعايرة) مع محلول حمض الهيدروكلوريك (في السحاحة).



النسبة المولية 1 : 1

الجدول (3 - 4) يلخص نتائج المعايرة :

رقم المعايرة	(ح) = حجم القاعدة بالسم ³	م = مولارية القاعدة	حجم = 2 ح الحمض بالسم ³	م = مولارية الحمض
1	10	1	10	1
2	20	0.25	40	0.125
3	50	0.50	10	2.5

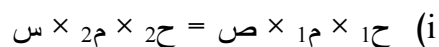
من الجدول أعلاه يمكن حساب عدد مولات كل من القاعدة والحمض المتفاعلين في كل معايرة على النحو الوارد أدناه وفقاً للعلاقة :

$$\text{عدد المولات} = \frac{\text{الحجم سم}^3 \times \text{المولارية}}{1000}$$

يمكننا من واقع حساب عدد مولات كل من الحمض والقاعدة في كل معايرة أن تحسب النسبة المولية بينهما كما في الجدول (4 - 4) :

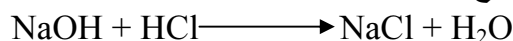
الرقم	عدد مولات القاعدة س = ح 1م 1000	عدد مولات الحمض ص = ح 2م 1000	النسبة المولية س : ص
1	$0.01 = \frac{1 \times 10}{1000}$ مول	$0.01 = \frac{1 \times 10}{1000}$ مول	1 : 1
2	$0.005 = \frac{0.25 \times 20}{1000}$ مول	$0.005 = \frac{0.125 \times 40}{1000}$ مول	1 : 1
3	$0.025 = \frac{0.5 \times 50}{1000}$ مول	$0.025 = \frac{2.5 \times 10}{1000}$ مول	1 : 1

يمكن أن نستنتج من الحسابات الواردة في الجدول أعلاه أن :



(ii) محلولاً $HaOH$ و HCl يتعادلان بنسبة مولية تساوي 1 : 1 وهو ما يتفق

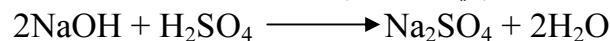
مع معادلة التفاعل بينهما.



التجربة (2-4) :

معايرة محلول هيدروكسيد الصوديوم (في ورق المعايرة) مع محلول حمض

الكبريتيك (في السحاحة) .



النسبة المولية بين المحلولين : 1 : 2 (من المعادلة)

الجدول (4 - 5) يلخص نتائج المعايرات :

محلول حمض الكبريتيك		محلول هيدروكسيد الصوديوم		رقم المعايرة
ح ₂ = 2 م الحمض مولارية	ح ₂ = حجم الحمض (سم ³)	ح ₁ = 1 م القاعدة مولارية	ح ₁ = حجم القاعدة (سم ³)	
1	5	1	10	1
0.8	12.5	1	20	2
0.1	12.5	0.05	50	3

من نتائج المعايرات المسجلة في الجدول أعلاه علينا استنتاج النسبة بين مولات كل من القاعدة والحمض (س : ص) في كل من المعايرات الثلاث.
الجدول (4 - 6) يوضح النسبة المولية بين NaOH و H₂SO₄ :

النسبة بينهما س : ص	عدد مولات الحمض ح ₂ م = ص = 1000	عدد مولات القاعدة ح ₁ م = س = 1000	رقم المعايرة
1 : 2	0.005 = $\frac{1 \times 5}{1000}$	0.01 = $\frac{1 \times 10}{1000}$	1
1 : 2	0.01 = $\frac{0.8 \times 12.5}{1000}$	0.02 = $\frac{1 \times 20}{1000}$	2
1 : 2	0.00125 = $\frac{0.1 \times 12.5}{1000}$	0.0025 = $\frac{0.05 \times 50}{1000}$	3

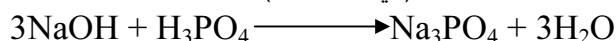
يمكن أن نستنتج من هذه التجربة أيضاً أن :

$$ح_1 \times 1 م \times ص = ح_2 \times 2 م \times س$$

وهذا يعني أن تعادل محلول هيدروكسيد الصوديوم مع محلول حمض الكبريتيك يتم بنسبة مولية تساوي 1 : 2 وهو ما يتفق كذلك مع النسبة المولية من معادلة التفاعل بينهما.

التجربة (3-4) :

معايرة محلول هيدروكسيد الصوديوم (في ورق المعايرة) مع محلول حمض الفوسفوريك (في السحاحة).



النسبة المولية 3 : 1 (من المعادلة)

الجدول (4 - 7) يلخص نتائج المعايرات بين NaOH و H_3PO_4 :

رقم المعايرة	محلول NaOH		محلول H_3PO_4	
	حجم القاعدة	مولاريتها	حجم الحمض	مولاريتها
1	10	1.00	10	0.333
2	20	,5	10	0.333
3	50	,6	100	0.1

من نتائج المعايرات المسجلة في الجدول أعلاه يمكننا استنتاج حساب النسبة

بين مولات كل من القاعدة والحمض (س : ص) كما في الجدول رقم (4 - 8) :

رقم المعايرة	عدد مولات القاعدة ح 1 م 1 = س مول 100	عدد مولات الحمض ح 2 م 2 = ص مول 100	النسبة
1	$1 \times 10 = 0.01$ مول 1000	$0.333 \times 10 = 0.003$ مول 1000	1 : 3
	$0.5 \times 20 = 0.01$ مول 1000	$0.333 \times 10 = 0.003$ مول 1000	1 : 3
	$6 \times 50 = 0.3$ مول 1000	$1 \times 100 = 0.1$ مول 1000	1 : 3

يمكننا أن نستنتج من هذه التجربة أيضاً أن :

1. ح 1 م 1 × ص = ح 2 م 2 × س .

2. محلول NaOH و H_3PO_4 يتعادلان بنسبة مولية تساوي 3 : 1 وهو ما

يتفق مع معادلة التفاعل بينهما.

لقد تأكد من نتائج التجارب الثلاث السابقة أن :

1. نسبة مولات القاعدة لمولات الحمض عند التعادل في أي من المعايير الثلاث المشار إليها تطابق النسبة المولية المأخوذة من معادلة التفاعل الموزونة.

$$2. \text{ح } 1 \text{ م} \times \text{ص} = \text{ح } 2 \text{ م} \times \text{س}.$$

أو حجم القاعدة \times مولاريتها \times عدد مولات الحمض = حجم الحمض \times مولاريتها \times عدد مولات القاعدة.

بقسمة طرفي المعادلة على س ص ينتج:

$$\frac{\text{ح } 1 \text{ م}}{\text{س}} = \frac{\text{ح } 2 \text{ م}}{\text{ص}}$$

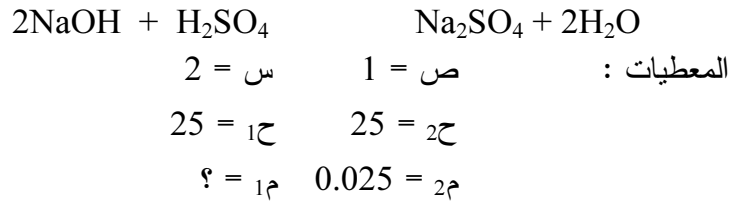
وهذا يعني أنه عند التعادل فإن:

$$\frac{\text{حجم القاعدة} \times \text{مولاريتها}}{\text{نسبة عدد مولاتها (من المعادلة)}} = \frac{\text{حجم الحمض} \times \text{مولاريتها}}{\text{نسبة عدد مولاته (من المعادلة)}}$$

مثال (4-20) :

أحسب التركيز بالمول/دسم³ لمحلول هيدروكسيد الصوديوم إذا كانت 25سم³ من هذا المحلول تعادل 25 من محلول حمض الكبريتيك ذي التركيز 0.025مول/دسم³.

الحل : معادلة التفاعل:



بالتطبيق في العلاقة

$$\frac{\text{ح } 1 \text{ م}}{\text{س}} = \frac{\text{ح } 2 \text{ م}}{\text{ص}}$$

$$\frac{0.025 \times 25}{1} = \frac{1 \times 25}{2}$$

$$0.05 \text{ م} = \frac{2 \times 0.025 \times 25}{25} = 1 \text{ م}$$

مثال (4-21) :

تعاذلت 25 سم³ من محلول هيدروكسيد البوتاسيوم مع 20 سم³ حمض الهيدروكلوريك 0.13 م احسب تركيز محلول هيدروكسيد البوتاسيوم معبر عنه بالآتي :

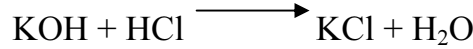
(i) بوحدات المول/دسم³.

(ii) بوحدات الجرام/دسم³.

الحل :

الكتلة الجزيئية لـ KOH = 56

1. معادلة التفاعل بين المحلولين



المعطيات : ح² = 20 سم³ ح¹ = 25 سم³

م² = 13, م¹ = ؟

ص = 1 ص = 1

بالتطبيق في العلاقة : $\frac{\text{ح}^1 \text{ م}^1}{\text{س}} = \frac{\text{ح}^2 \text{ م}^2}{\text{ص}}$

$$\frac{0.13 \times 20}{1} = \frac{1 \times 25}{1}$$

$$11 \text{ م} = \frac{1 \times 0.13 \times 20}{1 \times 25} = 1 \text{ م}$$

2. لحساب التركيز بالجرام/دسم³ لابد من إدراك العلاقة بين التركيز المولاري والتركيز بالجرام/دسم³.

$$\text{الكتلة بالجرام} = \text{عدد المولات} \times \text{الكتلة الجزيئية الجرامية}$$

$$\text{التركيز بالجرام/دسم}^3 = \text{المولارية} \times \text{الكتلة الجزيئية الجرامية}$$

$$\text{التركيز بالجرام/دسم}^3 = 0.11 \times 56 = 6.16 \text{ جم/دسم}^3$$

مثال (4-22) :

اذيبت 10.6 من كربونات الصوديوم Na_2CO_3 النقية في قليل من الماء في دورق حجمي سعة 250 سم³ وأكمل حجم المحلول بالماء حتى العلامة. أخذت 25 سم³ من هذا المحلول لتتعاقد تماماً مع 20 سم³ من محلول حمض الهيدروكلوريك، احسب مولارية الحمض.

$$[\text{الكتلة الجزيئية لـ } \text{Na}_2\text{CO}_3 = 106].$$

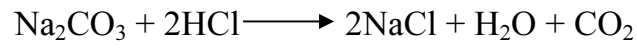
الحل :

في المثال أعلاه تم تحضير محلول من كربونات الصوديوم بإذابة كتلة محددة في حجم معين ومن ثم تم الحصول على المولارية والاستفادة منها في إيجاد تركيز محلول مجهول التركيز بإجراء معايرة بين المحلول القياسي والمحلول مجهول التركيز.

$$\text{عدد مولات } \text{Na}_2\text{CO}_3 = \frac{\text{الكتلة بالجرام}}{\text{الكتلة الجزيئية}} = \frac{10.6}{106} = 0.1 \text{ مول}$$

$$\text{المولارية} = \frac{\text{عدد المولات} \times 1000}{\text{الحجم دسم}^3} = \frac{1000 \times 0.1}{250} = 0.4 \text{ م}$$

معادلة للتفاعل بين المحلولين :



المعطيات : ح₂ = 20 ، ح₁ = 25 ، م₂ = ؟ ، م₁ = 0.4

ص = 2 ، س = 1

وبالتطبيق في العلاقة : $\frac{\text{ح}_2 \text{ م}_2}{\text{ص}} = \frac{\text{ح}_1 \text{ م}_1}{\text{س}}$

$$\frac{2\text{م} \times 20}{2} = \frac{0.4 \times 25}{1}$$

$$\text{م} = \frac{2 \times 0.4 \times 25}{20} =$$

(1-6-4) تقويم الدرس السادس :

1. إذا لزم 30سم³ من محلول هيدروكسيد البوتاسيوم الذي تركيزه 0.6 م لكي تتعادل تماماً مع 18 سم³ من محلول حمض الكبريتيك . ما هو تركيز الحمض بالمول / دسم³ ؟
 2. تعادلت 20سم³ من محلول حمض الفسفوريك تماماً مع 12سم³ من محلول هيدروكسيد الصوديوم المحضر بإذابة 2.4جم من هيدروكسيد الصوديوم في 250 سم³ من الماء ، أحسب التركيز :
 - أ. بالمول/دسم³ لحمض الفسفوريك.
 - ب. بالجرام/دسم³ لحمض الفسفوريك.
- (H = 1 P = 31 O = 16)
3. 3.7 جراماً من الحمض HOX تطلبت لتعادلها 50سم³ من محلول هيدروكسيد الصوديوم ذي التركيز 0.5 م .
 - (i) اكتب معادلة موزونة لتفاعل الحمض HOX مع هيدروكسيد الصوديوم.
 - (ii) احسب عدد مولات هيدروكسيد الصوديوم التي تعادلت مع الحمض.
 - (iii) أحسب عدد مولات الحمض HOX الموجودة في 3.7 جراماً منه.
 - (iv) احسب الكتلة الجزيئية للمحض HOX.
 4. محلول مائي يحتوي الدسم³ منه على 2.80 جراماً في هيدروكسيد البوتاسيوم. تتعادل 25سم³ من هذا المحلول بإضافة 12.5سم³ من حمض النتريك .
 - (i) ما تركيز محلول هيدروكسيد البوتاسيوم في هذا المحلول بالمول/دسم³ .
 - (ii) اكتب معادلة للتفاعل بين هيدروكسيد البوتاسيوم وحمض النتريك.
 - (iii) احسب تركيز حمض النتريك بالمول/دسم³ .

الدرس السابع

تجارب على المعايير

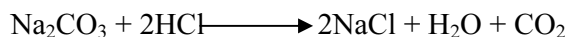
(7-4) تجارب على المعايير

(1 - 7 - 4) معايير التعادل :

التجربة (4-4) معايرة حمض قوي مع قاعدة ضعيفة

الغرض من التجربة (4-4) : إيجاد مولارية وتركيز (جم/دسم3) لمحلول حمض الهيدروكلوريك باستخدام محلول قياسي من كربونات الصوديوم.

التمهيد النظري : تتفاعل كربونات الصوديوم مع حمض الهيدروكلوريك وفقاً للمعادلة النهائية التالية :



الأدوات المستخدمة : ورق مخروطي سعة 250 سم³ ، ماصة سعة 25 سم³ سحاحة سعة 50 سم³ ، كأسان زجاجيان سعة 150 سم³ ، زجاجة غسيل ، قمع.

المواد المستخدمة : محلول حمض الهيدروكلوريك - محلول كربونات الصوديوم القياسي (0.1م) ، ماء مقطر ، دليل الميثيل البرتقالي .
طريقة العمل : (أنظر طريقة العمل الواردة سابقاً).

النتائج :

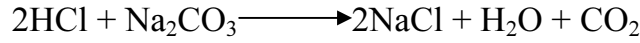
- المحلول في السحاحة HCl.
- المحلول في ورق المعايرة كربونات الصوديوم.
- سعة الماصة 25 سم³.
- الدليل المستخدم الميثيل البرتقالي.

جدول (4 - 9) قراءات السحاحة بالسمل³ :

رقم	القراءة الابتدائية	القراءة النهائية	حجم الحمض المستهلك
1	0.00	25.00	25.00
2	0.00	24.80	24.80
3	0.00	24.70	24.70

$$\text{متوسط حجم الحمض المستخدم} = \frac{24.7 + 24.8}{2} = 24.75 \text{ سم}^3$$

معادلة التفاعل :



$$\frac{\text{ح 1م}}{\text{س}} = \frac{\text{ح 2م}}{\text{ص}}$$

بالتطبيق في العلاقة :

$$\frac{2\text{م} \times 24.75}{2} = \frac{0.1 \times 25}{1}$$

$$0.2 \text{ م} = \frac{2 \times 0.1 \times 25}{1 \times 24.75} = 2\text{م}$$

أحسب تركيز محلول حمض الهيدركلوريك بالجرام/دسم³ مستخدماً العلاقة التالية :

$$\text{التركيز بالجرام/دسم}^3 = \text{المولارية} \times \text{الكتلة الجزيئية}$$

$$7.3 \text{ جم/دسم}^3 = 36.5 \times 0.2 =$$

التجربة (4-5) في معايرات التأكسد والاختزال :

الغرض من التجربة (4-5) : تعيين مولارية وقوة تركيز (جم/دسم³) محلول بيرمنجانات البوتاسيوم باستخدام محلول قياسي من حمض الأكساليك H₂C₂O₄.

تمهيد نظري : تتفاعل بيرمنجنات البوتاسيوم مع حمض الاكساليك في وجود حمض الكبريتيك كما في المعادلة التالية :



الأدوات :

دورق مخروطي سعة 250 سم³ ، ماصة سعة 25 سم³ ، سحاحة سعة 50 سم³ ، كأسان ، زجاجة غسيل وقمع.

المواد المستخدمة :

محلول حمض الكبريتيك (مولاري) ، محلول بيرمنجنات البوتاسيوم ، محلول حمض الاكساليك القياسي (0.05 م) ، ماء مقطر.

خطوات العمل :

1. أغسل السحاحة بالماء المقطر ثم بجزء من محلول البيرمنجنات.
2. امأ السحاحة بمحلول بيرمنجنات البوتاسيوم وأضبط صفر التدريج.
3. أغسل الماصة بجزء من محلول حمض الاكساليك ثم اسحب بالماصة 25 سم³ من محلول حمض الاكساليك (باحتراس) وأنقله إلى دورق المعايرة ثم أضف 10 سم³ من حمض الكبريتيك المولاري باستخدام ماصة مدرجة أو مخبار مدرج.
4. سخن الدورق المخروطي بمحتوياته على سخان كهربائي إلى حوالي 55 - 60 م° ثم أضف محلول البيرمنجنات من السحاحة ببطء والمحلول ساخن مع التحريك المستمر لدورق المعايرة حتى ظهور اللون البنفسجي الفاتح.
5. كرر الخطوة (4) حتى الحصول على قراءتين متتاليتين متطابقتين أو إلى حين الحصول على قراءتين متتاليتين لا يتعدى الفرق بينهما 0.1 سم³ وسجل النتائج أولاً بأول في جدول النتائج ثم خذ متوسط القراءات مستبعداً القراءة التي تختلف كثيراً عن بقية القراءات.

تنبيه : إذا تكون راسب بني أثناء عملية المعايرة فإن ذلك يعود لأي من الأسباب التالية :

1. إن إضافة محلول بيرمنجنات البوتاسيوم تمت بسرعة.
2. إن درجة التسخين كانت أدنى من 60 م°.
3. إن كمية حمض الكبريتيك لم تكن كافية.

النتائج :

- المحلول في السحاحة بيرمنجنات البوتاسيوم.
- المحلول في دورق المعايرة حمض الاكساليك.
- سعة الماصة : 25 سم³.
- الدليل ذاتياً.

جدول (4 - 10) قراءات السحاحة بالسم³ :

رقم	القراءة الابتدائية	القراءة النهائية	الحجم المستهلك من البرمنجنات
1	0.00	22.50	22.50
2	5.00	27.30	22.30
3	7.00	29.30	22.30

الحجم المستهلك أو المستخدم من البرمنجنات = 22.30 سم³

$$\text{وبالتطبيق في العلاقة : } \frac{1\text{م} \times 1\text{م}}{\text{س}} = \frac{2\text{م} \times \text{ح}}{\text{ص}}$$

$$\frac{0.05 \times 25}{5} = \frac{1\text{م} \times 22.30}{2}$$

$$0.022 \text{ م} = \frac{2 \times 0.05 \times 25}{22.30 \times 5} = 1\text{م}$$

تركيز محلول بيرمنجنات البوتاسيوم بالجرام/دسم³ = المولارية × الكتلة الجزيئية

$$= 0.022 \times 158 = 3.476 \text{ جم/دسم}^3$$

أمثلة محلولة وتطبيقات على المعايير والعلاقات الرياضية في التحليل الحجمي :

(4-7-2) المزج :

المقصود بالمزج خلط (مزج) محلولين أو أكثر مع بعضهما ولذا فإن عمليات المزج يمكن أن تشمل على :

1. مزج محلولين أو أكثر من نفس النوع .
 2. مزج محلولين أو أكثر من نوعين (أو أكثر) مختلفين.
- وتؤدي عمليات مزج المحاليل غالباً إلى تغير في تراكيز المحاليل والأمثلة الواردة توضح ذلك :

مثال (4-23) مزج محلولين من نفس النوع :

مزجت 60 سم³ من محلول حمض النتريك 0.4 م مع 40 سم³ من محلول آخر لنفس الحمض بتركيز 0.2 م أوجد تركيز المحلول الناتج.

الحل :

عدد مولات الحمض في المحلول الأول + عدد مولات الحمض في المحلول الثاني = العدد الكلي لمولات الحمض في الخليط.

$$\therefore \frac{3\text{م} \text{ ح}}{1000} = \frac{2\text{م} \text{ ح}}{1000} + \frac{1\text{م} \text{ ح}}{1000}$$

$$\begin{aligned} 3\text{م} \text{ ح} &= 2\text{م} \text{ ح} + 1\text{م} \text{ ح} \\ 3\text{م} \times (40 + 60) &= 0.2 \times 40 + 0.4 \times 60 \\ 3\text{م} \times 100 &= 8 + 24 \\ 0.32 &= \frac{32}{100} = 3\text{م} \end{aligned}$$

إذا كان هناك أكثر من محلولين فإن العلاقة تكون :

$$ح\ 1م + ح\ 2م + ح\ 3م + \dots = ح\ n\ م \times n$$

مثال (4-24) :

مزج محلولين أو أكثر من نوعين مختلفين وإيجاد تركيز المحلول الناتج بعد المزج بعد تحديد نوعه (حمضي - قاعدي ، متعادل).

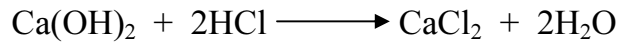
مزجت 50 سم³ من محلول حمض الهيدروكلوريك 0.2 م مع 50 سم³ من محلول Ca(OH)₂ 0.2 م .

i. أياكون المحلول الناتج قاعدياً أم حمضياً أم متعادلاً ؟

ii. أحسب التركيز المولاري للمحلول الناتج.

الحل :

عند مزج HCl وCa(OH)₂ فإنهما يتفاعلان وفق المعادلة الآتية :



النسبة المولية 2 : 1

$$عدد\ مولات\ HCl = \frac{0.2 \times 50}{1000} = \frac{ح\ م}{1000} = 0.010\ مول$$

$$عدد\ مولات\ Ca(OH)_2 = \frac{0.2 \times 50}{1000} = \frac{ح\ م}{1000} = 0.010\ مول$$

من المعادلة :

2 مول من HCl تتعادل مع 1 مول من Ca(OH)₂ .

أي أن عدد مولات HCl يكون دائماً ضعف عدد مولات Ca(OH)₂ عند تمام التعادل.

∴ 0.010 مول HCl يجب أن تتعادل مع 0.005 مول Ca(OH)₂ .

∴ المحلول الناتج قاعدي لأن عدد مولات Ca(OH)_2 هي الفائضة بعد استهلاك

جميع مولات HCl

$$\text{عدد المولات } \text{Ca(OH)}_2 \text{ الفائضة} = 0.010 - 0.005 = 0.005 \text{ مول}$$

$$\text{التركيز بالمول / دسم}^3 \text{ للمحلول القاعدي} = \frac{\text{عدد المولات الفائضة} \times 1000}{\text{حجم المحلول الكلي}}$$

$$= \frac{1000 \times 0.005}{100} = 0.05 \text{ م}$$

(4-7-3) إيجاد عدد مولات جزيئات ماء التبخر :

ماء التبخر هو عدد من جزيئات الماء ترتبط فيزيائياً بالمركب (عضوي أو غير عضوي) وتضفي عليه خواصاً فيزيائية مميزة مثل الشكل واللون والصلابة .
ويختلف عدد هذه الجزيئات من مركب إلى آخر وتسمى مثل هذه المركبات بالمركبات المائية. ويسمى الماء المرتبط بالمركبات المائية ماء التبخر.

مثال (4-25) : إيجاد عدد جزيئات ماء التبخر في ملح مائي :

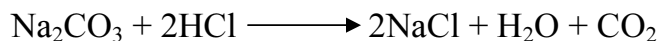
17.16 جم من كربونات الصوديوم المائية $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot X \text{H}_2\text{O}$ اذيببت في قليل من الماء واكمل حجم المحلول إلى 500 سم³ . أخذت 25 سم³ من هذا المحلول لتتعاذل تماماً مع 30 سم³ من محلول حمض الهيدروكلوريك 0.2 م أوجد عدد مولات جزيئات ماء التبخر أو قيمة X في صيغة $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot X \text{H}_2\text{O}$.

إيجاد قيمة X في المثال أعلاه :

1. نوجد عدد مولات حمض الهيدروكلوريك التي تعادلت مع 25 سم³ من محلول كربونات الصوديوم المائية.

$$\text{عدد مولات HCl} = \frac{\text{ح م}}{1000} = \frac{0.2 \times 30}{1000} = 0.006 \text{ مول}$$

2. نكتب معادلة موزونة للتفاعل :



3. نوجد عدد مولات كربونات الصوديوم المائية في 25 سم³ من المحلول الكلي.

2 مول من HCl تتعادل مع 1 مول من $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot X\text{H}_2\text{O}$
∴ 0.006 مول من حمض HCl تتعادل مع س مول من كربونات الصوديوم.

$$\text{س} = \frac{0.006}{2} = 0.003 \text{ مول}$$

4. نوجد عدد مولات $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot X\text{H}_2\text{O}$ في 500 سم³ (المحلول الكلي) 25 سم³ من محلول $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot X\text{H}_2\text{O}$ تحتوي على 0.003 مول في المذاب.

500 سم³ من محلول $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot X\text{H}_2\text{O}$ تحتوي على س مول من المذاب

$$\text{∴ عدد مولات } \text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot X\text{H}_2\text{O} = \frac{0.003 \times 500}{25} = 0.06 \text{ مول}$$

5. نوجد الكتلة الجزيئية لـ $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot X\text{H}_2\text{O}$ من العلاقة :

$$\frac{\text{الكتلة بالجرام}}{\text{الكتلة الجزيئية}} = \text{عدد المولات}$$

$$286 = \frac{17.16}{0.06} = \frac{\text{الكتلة بالجرام}}{\text{عدد المولات}} = \text{الكتلة الجزيئية}$$

وبمعرفة الكتل الذرية للعناصر المكونة للملح المائي يمكن حساب قيمة X

$$286 = \text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot X\text{H}_2\text{O}$$

$$286 = 18 + (16 \times 3 + 12 + 23 \times 2)$$

$$286 = 18 \text{ س} + 106$$

$$180 = 106 - 286 = 18 \text{ س}$$

$$10 = \text{س}$$

∴ عدد جزيئات ماء التبخر في كربونات الصوديوم المائية = 10

(حاول الحل بطريقة أخرى)

(لاحظ عدم ضرورة ادراج ماء التبخر في المعادلة مع أنه من الضروري ادراجه

في حساب الكتلة الجزيئية ... لماذا)

(4-7-4) تقويم الدرس السابع :

1. يلخص الجدول التالي نتائج معايرة تم إجراؤها بين محلول قاعدي ومحلول حمضي قياسي . احتاجت 25 سم³ من محلول كربونات الصوديوم في دورق مخروطي إلى الحجم المتحصل عليه من التجربة من حمض النتريك ذي التركيز 0.13 م للتعاادل التام.

الرقم	القراءة الابتدائية للسحاحة (بالسم ³)	القراءة النهائية للسحاحة (بالسم ³)	حجم الحمض المستهلك
1	0.00	22.8	
2	5.00	27.5	
3	0.00	22.5	

(i) ما المقصود بالمحلول القياسي ؟

(ii) اكتب معادلة كيميائية موزونة للتفاعل بين حمض النتريك وكربونات الصوديوم.

(iii) سم أداة زجاجية مناسبة لقياس حجم الحمض المتفاعل.

(iv) قبل الوصول إلى نقطة النهاية تم غسل الجدار الداخلي للدورق المخروطي

بقليل من الماء المقطر علل.

(v) سم دليلاً مناسباً لهذه المعايرة.

(vi) احسب حجم الحمض المتحصل عليه من التجربة والذي يكافئ حجم كربونات الصوديوم المستخدم لتتام التعادل.

(vii) احسب تركيز محلول كربونات الصوديوم بالمول/دسم³.

2. مزجت 3 محاليل من كربونات الصوديوم حجم الأول 150 سم³ ومولاريتته 0.4 م وحجم الثاني 350 سم³ ومولاريتته 0.2 م وحجم الثالث 3000 سم³ ومولاريتته 0.1 م أوجد مولارية المحلول الناتج.

3. مزجت 25 سم³ من محلول هيدروكسيد الكالسيوم 0.4 م إلى 15 سم³ من محلول حمض النتريك 0.8 م ، أكون المحلول الناتج حمضياً أم قاعدياً أم متعادلاً؟ وما هي مولاريتته؟

4. 3.15 جم من حمض الآكساليك المائي $H_2C_2O_4 \cdot X H_2O$ أذيت في الماء وخفف المحلول إلى 250 سم³ في دورق حجمي. 25 سم³ من هذا المحلول تعادلت تماماً مع 50 سم³ من محلول هيدروكسيد الصوديوم ذي التركيز 0.1 م أكتب معادلة كيميائية لتفاعل حمض الاكساليك مع NaOH .

(i) أحسب قيمة X في صيغة جزيء حمض الاكساليك المائي

$$(H = 1 , C = 12 , O = 16)$$

5. أضيفت 25 سم³ من محلول هيدروكسيد الصوديوم 0.1 م إلى 10 سم³ من محلول حمض الكبريتيك 0.5 م . احتاج المحلول الناتج من التفاعل أعلاه إلى 37.5 سم³ من محلول كربونات الصوديوم ليتعادل تماماً . ما هو التركيز المولاري لمحلول كربونات الصوديوم؟

الدرس الثامن

ايجاد درجة النقاء في عينات غير نقية

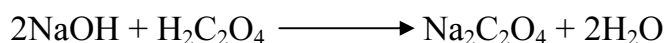
(8-4) ايجاد درجة النقاء في عينات غير نقية :

مثال (4-26) :

20 جرام من هيدروكسيد الصوديوم التجاري (به شوائب) اذيبت في 100 سم³ من محلول حمض الاكساليك 2 م حتى تمّ التعادل أوجد النسبة المئوية لدرجة النقاء لهيدروكسيد الصوديوم في الصيغة التجارية.
ملحوظة : الشوائب لا تدخل في التفاعل الكيميائي.
الحل :

$$\text{عدد مولات } \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 = \frac{2 \times 100}{1000} = 0.2 \text{ مول}$$

معادلة التفاعل :



من المعادلة :

2مول من NaOH تتعادل مع 1 مول من $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$

س مول من NaOH تتعادل مع 0.2 مول $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$

$$\text{س} = 0.2 \times 2 = 0.4 \text{ مول}$$

∴ كتلة هيدروكسيد الصوديوم النقية = عدد المولات × الكتلة الجزيئية

$$= 0.4 \times 40 = 16 \text{ جم}$$

$$100 \times \frac{\text{الكتلة النقية}}{\text{الكتلة التجارية}} = \text{النسبة المئوية للقاعدة النقية}$$

$$= 100 \times \frac{16}{20} = 80\%$$

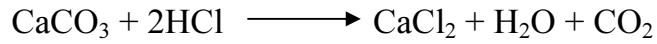
مثال (4-27) :

5 جم من الرخام (CaCO_3 غير نقية) اذبيت في 45 سم³ من حمض الهيدروكلوريك 0.2 م حتى توقف تصاعد غاز ثاني أكسيد الكربون. أحسب النسبة المئوية لدرجة النقاء لكاربونات الكالسيوم في الرخام ؟

الحل :

$$\text{عدد مولات HCl} = \frac{\text{م ح}}{1000} = \frac{45 \times 0.2}{1000} = 0.009 \text{ مول}$$

معادلة التفاعل :



1 مول CaCO_3 تتعاقد مع 2 مول من HCl .

س مول CaCO_3 يجب أن تتعاقد مع 0.009 مول من HCl

$$\text{س} = \frac{0.009}{2} = 0.0045 \text{ مول}$$

الكتلة بالجرام = عدد المولات \times الكتلة الجزيئية الجرامية

$$\text{كتلة } \text{CaCO}_3 \text{ النقية} = 100 \times 0.045 = 4.5 \text{ جم}$$

$$\frac{\text{الكتلة النقية} \times 100}{\text{كتلة الرخام}} = \text{النسبة المئوية لنقاء } \text{CaCO}_3$$

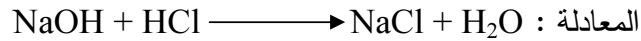
$$90\% = \frac{100 \times 0.45}{0.5} =$$

مثال (4-28) :

عينة من الرخام كتلتها 0.72 جم اذبيت في 25 سم³ من محلول حمض HCl 1 م . بعد انتهاء التفاعل خفف المحلول الناتج بالماء إلى 100 سم³ . عوبرت 25 سم³ من المحلول المخفف مع 15.75 سم³ من محلول NaOH 0.2 م احسب النسبة المئوية (بالوزن) لكاربونات الكالسيوم في عينة الرخام.

الحل :

نحسب مولية محلول حمض الهيدروكلوريك بعد التخفيف وبعد التفاعل مع الرخام من خلال معايرة المحلول الحمضي المخفف مع محلول NaOH :



$$1 = \text{ص} \quad 1 = \text{س}$$

$$\frac{\text{ح } 2\text{م}}{\text{ص}} = \frac{\text{ح } 1\text{م}}{\text{س}} \quad \text{وبالتطبيق في العلاقة :}$$

$$\frac{2\text{م} \times 25}{1} = \frac{0.2 \times 15.75}{1}$$

$$\therefore 2\text{م} = \frac{1 \times 0.2 \times 15.75}{1 \times 25} = 0.0126 \text{ م}$$

نحصل على عدد مولات الحمض بعد التفاعل مع الرخام (المتبقية) :

$$\text{عدد مولات HCl المتبقية} = \frac{0.126 \times 100}{1000} = 0.0126 \text{ مول}$$

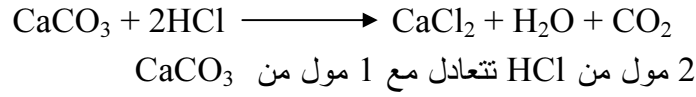
نحصل على عدد مولات الحمض قبل التفاعل مع الرخام (وهي المولات الكلية للحمض) .

$$\text{عدد مولات HCl الكلية} = \frac{1 \times 25}{1000} = 0.025 \text{ م}$$

نوجد عدد مولات الحمض المتفاعلة مع الرخام بالطرح (الكلية - المتبقية)

$$\text{عدد مولات HCl المتفاعلة مع } \text{CaCO}_3 = 0.0126 - 0.025 = 0.0124 \text{ مول}$$

بالاستفادة من النسبة المولية من تفاعل محلول HCl مع كربونات الكالسيوم نوجد عدد مولات CaCO₃ .



0.0124 مول HCl تتعادل مع س مول من CaCO₃

$$\text{∴ عدد مولات CaCO}_3 = \frac{0.0124}{2} = 0.0062 \text{ مول}$$

نوجد كتلة CaCO₃ النقية من العلاقة :

كتلة CaCO₃ بالجـم = عدد المولات × الكتلة الجزيئية

$$= 0.62 = 100 \times 0.0062 \text{ جم}$$

وأخيراً نحسب النسبة المئوية لنقاء كربونات الكالسيوم :

$$\frac{100 \times \text{كتلة CaCO}_3}{\text{كتلة الرخام}} = \text{النسبة المئوية لنقاء CaCO}_3$$

$$= \frac{0.62}{0.72} \times 100 = 86.1\%$$

(1-8-4) ايجاد التركيز بدلالة الأيون المشترك :

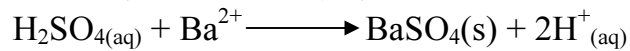
مثال (4-29) :

محلول يحتوي على حمض الكبريت [vi] وحمض النيتروجين [v] تمّ تحليله

بطريقتين :

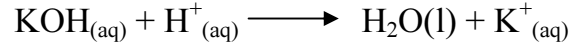
i. رسبت الكبريتات في 25 سم³ من المحلول بالكامل بإضافة 30 سم³ من

محلول كلوريد الباريوم ذي التركيز 0.04 م وفق المعادلة :



ii. تطلبت 25 سم³ أخرى من المحلول 20 سم³ من محلول هيدروكسيد

البوتاسيوم ذي التركيز 0.25 م لتتعاقد تماماً وفق المعادلة :



أوجد تركيزي محلول حمض الكبريت [V1] وحمض النيتروجين [V] :

i. من التجربة الأولى نحصل على تركيز حمض الكبريت [V1] الذي تمت

معايرته بمحلول كلوريد الباريوم إذ أن حمض الكبريتيك هو الذي يرسب

الباريوم على هيئة كبريتات من العلاقة :

$$\frac{\text{ح 2م}}{\text{ص}} = \frac{\text{ح 1م}}{\text{س}}$$

$$\frac{2\text{م} \times 25}{1} = \frac{0.04 \times 30}{1}$$

$$2\text{م} = \frac{0.04 \times 30}{25} = 0.048 \text{ م}$$

تركيز ايونات الهيدروجين في حمض الكبريت [V1] :

1 مول من H_2SO_4 يحتوي على 2 مول من H^+

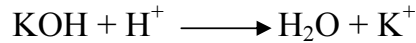
0.048 مول H_2SO_4 تحتوي على س مول من H^+

$$\therefore \text{س} = 2 \times 0.048 = 0.096 \text{ مول/دسم}^3$$

∴ تركيز H^+ في $\text{H}_2\text{SO}_4 = 0.096$ مول / دسم³

ii. من التجربة الثانية نحصل على تركيز H^+ في الحمضين إذ أن كلاً من

الحمضين يتعاقد مع هيدروكسيد البوتاسيوم.



بالتطبيق في العلاقة :

$$\frac{ح 2م}{ص} = \frac{ح 1م}{س}$$

$$\frac{2م \times 25}{1} = \frac{0.25 \times 20}{1}$$

$$م 0.2 = \frac{0.25 \times 20}{25} = 2م$$

وبالاستفادة من النتائج في (1) و (2) يمكن الحصول على تركيز حمض النتروجين

تركيز ايون H^+ في الخليط = 200, م

تركيز ايون H^+ في H_2SO_4 = 096, م

تركيز H^+ في HNO_3 = 104, م

∴ حمض النتروجين (V) يحتوي على أيون هيدروجين واحد في جزيئ

. HNO_3

∴ تركيز حمض النتروجين (V) يساوي تركيز H^+ في الدسم³ = 0.104 م

(2-8-4) استخدام المولارية لضبط جودة مواصفات المحاليل :

مثال (30-4) لتحضير دسم³ من محلول HCl 0.5 م اخذت 45 سم³ من حمض

محلول لحمض الهيدروكلوريك المركز كثافته 1.18 جم / سم³ ويحوي 38% وزناً

من الحمض النقي اذيبت في الماء بحيث اصبح الحجم النهائي دسم³ واحد. لمقايسة

هذا الحمض تمّ تحضير محلول من كربونات الصوديوم النقية يحوي 21.2 جم من

هذه المادة في الدسم³ . عويرت 20سم³ من محلول الكربونات مع محلول الحمض

وكررت المعايرة ثلاث مرات ووجد أن متوسط الحجم المستعمل من الحمض هو

14.85 سم³ .

في هذا المثال تمّ عمل الآتي :

(i) تم تحضير محلول مخفف من الحمض وإيجاد تركيزه باستخدام حجم معين من محلول الحمض المركز وفقاً للمواصفات الواردة عنه.

(ii) تمت مقايسته للمحلول المخفف أعلاه مع محلول مادة قياسية أولية (كربونات الصوديوم).

(iii) تمت مقارنة التركيز في (i) مع التركيز في (ii) علماً بأنه نفس المحلول وذلك للتأكد من أن المواصفات المرفقة مع المحلول المركز دقيقة إذا تطابقت النتيجتان وإذا اختلفت النتجتان فالمواصفات غير دقيقة.

لايجاد تركيز الحمض في (i) :

$$\frac{\text{الكثافة} \times \text{النسبة المئوية الوزنية} \times 1000}{\text{الكتلة الجزيئية الجرامية} \times 100} = \text{مولارية محلول الحمض المركز}$$

$$12.29 \text{ م} = \frac{1000 \times 38 \times 1.18}{100 \times 36.5} =$$

تم تخفيف المحلول المركز أعلاه بأخذ 45 سم³ منه وإكماله إلى دسم³ ومن ثم الحصول على تركيزه بالعلاقة : ح 1 م = ح 2 م

$$2 \text{ م} \times 1000 = 12.29 \times 45$$

$$0.58 \text{ م} = \frac{12.29 \times 45}{1000} = 2 \text{ م}$$

تمت مقايسة محلول الحمض المخفف مع كربونات الصوديوم النقية.

$$\frac{\text{تركيز محلول كربونات الصوديوم}}{\text{(التركيز بالجرام/دسم³)}} = \frac{\text{الكتلة الجزيئية الجرامية}}{\text{(الكتلة الجزيئية الجرامية)}}$$

$$0.2 \text{ م} = 106 \div 21.2 =$$



$$\text{عدد مولات } \text{AgNO}_3 = \frac{\text{م} \times \text{ح}}{1000} = \frac{35 \times 0.2}{1000} = 0.007 \text{ مول.}$$

من المعادلة :

1 مول من BaCl_2 تتفاعل مع 2 مول AgNO_3 .

س مول من BaCl_2 تتفاعل مع 0.007 مول AgNO_3 .

∴ عدد مولات $\text{BaCl}_2 = 0.007 \div 2 = 0.0035$ مول

$$\frac{\text{الكتلة بالجرام}}{\text{عدد المولات}} = \text{BaCl}_2 \cdot X \text{ H}_2\text{O} \text{ المائي للكلوريد الباريوم}$$

$$316 = \frac{1.106}{0.0035}$$

$$316 = \text{BaCl}_2 \cdot X \text{ H}_2\text{O} \text{ المائي للكلوريد الباريوم} \quad (\text{ii})$$

$$316 = 137 + (35.5 \times 2) + \text{س} 18$$

$$316 = 137 + 71 + \text{س} 18$$

$$208 - 316 = \text{س} 18$$

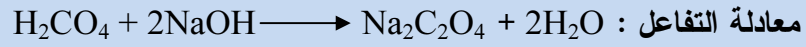
$$108 = \text{س} 18$$

$$6 = \frac{108}{18} = \text{س}$$

∴ عدد جزيئات ماء التبلر الصيغة الجزيئية $\text{BaCl}_2 \cdot X \text{ H}_2\text{O} = 6$

(4-8-4) تقويم الدرس الثامن :

1) كمية من حمض الاكساليك يظن أنها تحتوي إلى جانب ماء التبخر بعض الشوائب . أذبيت عينة تزن 6.171 جراماً من هذه المادة في الماء في دورق حجمي سعة دسم³ وأكمل المحلول حتى العلامة بإضافة الماء المقطر ورج الدورق جيداً . سحبت عينة من المحلول بواسطة ماصة سعة 25 سم³ . وعويرت مع محلول هيدروكسيد الصوديوم ذي التركيز 0.1 م وتطلب ذلك 24 سم³ من هيدروكسيد الصوديوم .



أحسب :

1. عدد مولات هيدروكسيد الصوديوم التي استهلكت في المعايرة.
2. عدد مولات الحمض التي سحبت بالماصة.
3. عدد مولات الحمض في العينة.
4. كتلة الحمض في العينة.
5. النسبة المئوية بالوزن للحمض النقي في العينة.

تمرين عام على الوحدة الرابعة

يمكنك استخدام الكتل الذرية النسبية التالية :

H = 1 , Cl = 35.5 , Na = 23 , C = 12 , O = 16 , K = 39 , Ca = 40 , S = 32 , Fe = 56

(1) عرف الآتي : أ. التحليل الكيميائي. ب. التركيز. ج. المحلول المولاري.

(2) اكمل الجدول التالي :

نوع المحلول	المذاب	المذيب	مثال
-	-	-	ذرات الغبار في الهواء الجوي
-	سائل	صلب	-
-	-	-	الماء في الحليب

(3) ما هي مولارية محلول حمض النيتروجين [v] HNO_3 المحضر بإذابة :

i) 0.3 مول منه في 0.6 دسم³ من الماء.

3. 0.126 جم منه في 50 سم³ من الماء.

(4) أذيتت س جم من ملح الطعام في 45جم من الماء فإذا كانت النسبة المئوية الوزنية للذوبان 10% أوجد قيمة س.

(5) محلول لحمض الهيدروكلوريك كثافته 1.2جم/سم³ ونسبة الحمض بالوزن 29.2% أوجد.

أ. كتلة المحلول في الدسم³.

ب. كتلة الحمض في الدسم³ من المحلول.

ج. عدد مولات الحمض في الدسم³ من المحلول.

د. حجم محلول الحمض الذي يجب أخذه لتحضير دسم³ من المحلول بتركيز

مقداره 0.12 م.

6) دورق حجمي سعته 250 سم³ مملوء إلى سعته بمحلول هيدروكسيد البوتاسيوم استبدلت 50 سم³ منه بالماء ما هو تركيز المحلول الناتج ؟

7) اذكر سبباً يمنع من استخدام الصودا الكاوية كمادة قياسية أولية.

8) أ/ مادة ما اكتشف الطالب أنها لا تصلح كمادة قياسية أولية. ما هي أهم الأسباب التي جعلته يكتشف ذلك ؟

ب/ حضر محلول قياسي من كربونات الصوديوم اللامائية بتركيز 0.5 م في دورق سعته 200 سم³. كم جراماً من الكربونات تلزم لذلك ؟

9) في تجربة لمعايرة محلول حمض الهيدروكلوريك مع محلول هيدروكسيد الكالسيوم دون الطالب النتائج التالية في كراسة المعمل من واقع عمله.

التجربة	حجم القاعدة	مولاريتها	حجم الحمض	مولاريتها
1	10 سم ³	1	40	0.5
2	20 سم ³	0.4	50	0.08

أي القياسين خطأ ؟ مع تفسير الإجابة.

10) أ. ما الهدف الاساسي من المعايرة ؟

ب. علل لما يأتي :

i) غسل السحاحة بالمحلول المراد وضعه فيها.

ii) الاكتفاء بغسل دورق المعايرة بالماء المقطر دون غسله بالمحلول الذي

يوضع فيه.

11) في احدى المعايرات اضيفت 25 سم³ من محلول حمض الفسفوريك 0.075م

إلى 25 سم³ من محلول هيدروكسيد الصوديوم 0.15 م :

أ) ما عدد مولات حمض الفسفوريك التي تعادلت مع محلول القاعدة ؟

ب) ما عدد مولات هيدروكسيد الصوديوم التي تعادلت مع محلول الحمض ؟

(ج) من أ ، ب اكتب معادلة متوازنة للتفاعل.

(د) أعط دليلاً مناسباً لهذه المعادلة.

12) تعادلت 15 سم³ من محلول حمض الاكساليك 0.4 م مع 20 سم³ من محلول

هيدروكسيد البوتاسيوم اوجد تركيز محلول هيدروكسيد البوتاسيوم.

(i) بالمول/ دسم³ (ii) بالجرام/ دسم³

13) ما هو حجم محلول حمض الكبريتيك 0.2 م الذي يكفي للتعاقد مع :

(i) 20 سم³ من محلول هيدروكسيد الصوديوم 0.2 م.

(ii) 1.06 جم من كربونات الصوديوم .

(iii) 25 سم³ من محلول هيدروكسيد البوتاسيوم الذي تحتوي 250 سم³ من

محلوله المائي على 5.6 جم من المذاب.

14) عينة من الرخام كتلتها 1.2 جم اذيتت في 50 سم³ من حمض الكبريتيك 0.2 م

فتعاقد المحلول تماماً اوجد النسبة المئوية لنقاء كربونات الكالسيوم في عينة

الرخام.

15) 4 جرامات من مخلوط NaNO_3 ، NaHCO_3 اذيتت في الماء واكمل حجم

المحلول إلى دسم³ . 25 سم³ من هذا المحلول تعادلت باضافة 15 سم³ من

محلول حمض النتريك ذي التركيز 0.05 مول/ دسم³ :

(i) اكتب معادلة تفاعل HNO_3 مع المخلوط.

(ii) ما تركيز NaHCO_3 في المخلوط .؟

(iii) ما كتلة NaHCO_3 في المخلوط .؟

(iv) ما هي النسبة المئوية الوزنية لـ NaHCO_3 في المخلوط .؟

16) تتأكسد ايونات الحديد بواسطة أيون البيرومنجنات في وسط حمضي وفقاً

للمعادلة:



8.34 جم من الملح $\text{FeSO}_4 \cdot \text{XH}_2\text{O}$ اذيبت في الماء واكمل المحلول إلى دسم³. تأكدت 40 سم³ من هذا المحلول بإضافة 24 سم³ من محلول بيرمنجنات البوتاسيوم تركيزه 0.1 م في وسط حمضي.

أ. ما عدد مولات الملح $\text{FeSO}_4 \cdot \text{XH}_2\text{O}$ في العينة؟

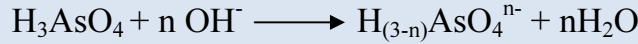
ب. احسب الكتلة الجزيئية للملح $\text{FeSO}_4 \cdot \text{XH}_2\text{O}$.

ج. أوجد قيمة (X) في الصيغة $\text{FeSO}_4 \cdot \text{XH}_2\text{O}$.

17) 1.5 جم من عينة رخام اذيبت في 35 سم³ من محلول حمض الهيدروكلوريك تركيزه مولاري وبعد نهاية التفاعل اكمل المحلول بالماء إلى 100 سم³. إذا كان 20 سم³ من المحلول الأخير تتعادل بإضافة 18 سم³ من محلول هيدروكسيد الصوديوم تركيزه 0.1 م. احسب النسبة المئوية (بالوزن) لكاربونات الكالسيوم في عينة الرخام.

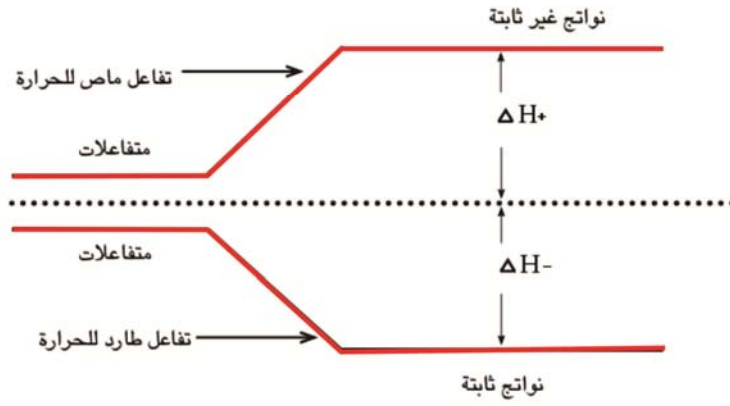
18. كم سم³ من الماء يجب إضافتها إلى 500 سم³ من محلول حمض HCl 0.25 م ليصير تركيزه 0.20 م؟

19. المعادلة التالية تصف تفاعل أيون الهيدروكسيد مع حمض الأرسنيك
: H_3AsO_4



فإذا أضيفت 25 سم³ من هيدروكسيد الصوديوم ذي التركيز 0.15 م إلى 25 سم³ من حمض الأرسنيك ذي التركيز 0.05 م، ما قيمة (n) في هذه الحالة؟
20) كم سم³ من الماء يجب أن تضاف إلى 500 سم³ من محلول مائي لحمض النتروجين (v) تركيزه 36% وزناً وكثافته 1.20 جم/سم³ للحصول على محلول للحمض تركيزه 10% وزناً وكثافته 1 جم/سم³؟

الوحدة الخامسة



الطاقة في التفاعلات الكيميائية

محتويات الوحدة الخامسة

الصفحة	الموضوع	رقم الدرس
223	أهداف الوحدة	
224	قانون بقاء الطاقة	الأول
228	التغيرات الحرارية المصاحبة للتفاعلات الكيميائية	الثاني
236	صور التغير في المحتوى الحراري	الثالث
246	تمرين عام على الوحدة الخامسة	

الوحدة الخامسة

الطاقة في التفاعلات الكيميائية

Energy Changes in Chemical Reactions

أهداف الوحدة :

بعد نهاية هذه الوحدة يكون الطالب قادراً على أن :

1. يعرف بدقة مفهوم الطاقة.
2. يحدد وحدات الطاقة ومشتقاتها والعلاقة بينها.
3. يعرف علم الديناميكا الحرارية.
4. يفرق بين التغيرات الفيزيائية والتغيرات الكيميائية للمادة.
5. يعدد صور الطاقة المختلفة.
6. يعرف الطاقة الكيميائية.
7. يعرف المحتوى الحراري للمادة.
8. يطبق قانون بقاء الطاقة في إيجاد المحتوى الحراري للمركب.
9. يفرق بين التفاعل الطارد للحرارة والتفاعل الماص للحرارة.
10. يرسم رسماً بيانياً لمخطط الطاقة للتفاعلات الطاردة للحرارة والتفاعلات الماصة للحرارة.
11. يستنتج إشارة ΔH من مخطط الطاقة.
12. يكتب معادلة التفاعل الكيميائي متضمنة التغير في المحتوى الحراري (ΔH)
13. يعدد ويعرف صور التغير في المحتوى الحراري (حرارة التفاعل).
14. يحسب حرارة التفاعل (ΔH) من معرفة حرارة التكوين للمركبات المختلفة.
15. يحسب حرارة تكوين مركب من معرفة حرارة التفاعل (ΔH).
16. يحسب حرارة التفاعل بمعلومية طاقة الروابط.

الدرس الأول

قانون بقاء الطاقة

Law of Conservation of Energy

(1-5) الطاقة في التفاعلات الكيميائية :

(1-1-5) معنى الطاقة :

الطاقة كلمة، رغم انتشارها، تدل على شيء غير ملموس بالأيدي نتعامل معه ولا نمسك به.

(2-1-5) تعرف الطاقة بأنها :

(المقدرة على بذل شغل أو إحداث تغيير). فطاقة وضع الجسم المرتفع تمكنه من عمل شغل إذا ترك ليسقط إلى أسفل. والطاقة الداخلية للوقود تمكنه عند احتراقه أن ينتج شغلاً وهكذا ... أي أنّ طاقة الجسم يمكن تمثيلها بكمية الشغل المخزونة فيه ولذلك فوحدات قياس الطاقة هي نفسها وحدات قياس الشغل.

(3-1-5) وحدات قياس الطاقة :

(1-3-1-5) الوحدة النظامية: وهي الجول ويساوي 4.18/1 سعر ويعرف بأنه :

(كمية الحرارة اللازمة لرفع درجة حرارة جرام واحد من الماء المقطر بمقدار 4.18/1 درجة مئوية)

وأهم مضاعفات الجول هي الكيلو جول ويساوي 1000 جول.

(2-3-1-5) السعر: وهو كمية الحرارة اللازمة لرفع درجة حرارة جرام واحد

من الماء المقطر بمقدار درجة مئوية واحدة. وأهم مضاعفات السعر هي الكيلو سعر ويساوي 1000 سعر. ويعتبر السعر وحدة غير نظامية.

(4-1-5) صور الطاقة :

من دراستك السابقة عرفت أن للطاقة صور متعددة منها الطاقة الحرارية، الطاقة الضوئية ، الطاقة الميكانيكية (طاقة الدفع وطاقة الحركة)، الطاقة الكهربائية،

الطاقة النووية والطاقة الكيميائية... وسنتناول في هذا الجزء الطاقة الكيميائية وعلاقتها ببعض أشكال الطاقة الأخرى.

(5-1-5) تعريف علم الديناميكا الحرارية :

هو العلم الذي يهتم بدراسة التغيرات في الطاقة المصاحبة للتحويلات الفيزيائية والكيميائية ، ويستدل منه ما إذا كان التغير أو التفاعل يحصل تلقائياً في الطبيعة أم لا.

(5-1-6) القانون الأول للديناميكا الحرارية (قانون بقاء الطاقة) : الطاقة لا تبنى ولا تستحدث من العدم ضمن قدرة الإنسان.

(5-1-7) الكيمياء الحرارية - Thermochemistry :

هي فرع من فروع علم الديناميكا الحرارية يهتم بدراسة التغيرات الحرارية المصاحبة للتفاعلات الكيميائية.

(5-1-8) الطاقة الكيميائية - Chemical Energy :

وهي الطاقة المخزونة داخلياً في المادة . توجد المادة النقية في صورة عنصر أو مركب.

تخزن الطاقة الكيميائية في المادة سواء كانت في صورة :

(1) ذرة مفردة (Atom).

(2) جزيء (Molecule).

(3) جزيئات عديدة موجودة في نظام واحد مثل جزيئات الماء.

وسنتناول بشيء من التفصيل دراسة الطاقة المخزنة في كل منها :

(أ) الطاقة الكيميائية في الذرة :

كما علمت فإن ذرة أي عنصر تتكون من نواة تحتوي على عدد من البروتونات الموجبة الشحنة وعدد من النيوترونات المتعادلة كهربياً ويدور حول النواة عدد من الإلكترونات السالبة الشحنة مساو لعدد البروتونات في النواة بحيث تكون

الذرة متعادلة كهربياً. تدور الإلكترونات حول النواة في عدد من مستويات الطاقة ويكون لأي إلكترون نوعان من الطاقة هما :

1. طاقة الوضع (الطاقة الكامنة) : وهي الطاقة الناتجة من قوة جذب النواة للإلكترون وتتوقف على موضعه بالنسبة للنواة فكلما بعد الإلكترون عن النواة كانت طاقة وضعه أكبر والعكس صحيح.

2. طاقة الحركة : وتنشأ نتيجة لحركة دوران الإلكترون حول النواة. مجموع هاتين الطاقين يسمى طاقة الإلكترون في المستوى. طاقة المستوى = طاقة الحركة + طاقة الوضع.

تختلف الطاقة في المستويات المختلفة فكلما بعد المستوى عن النواة كانت طاقته أكبر.

(ب) طاقة الرابطة في الجزيء :

وتخزن هذه الطاقة في الروابط الكيميائية بين ذرات الجزيء وتعتمد على نوع الروابط (أيونية أو اسهامية) كما تعتمد على نوع الذرات المرتبطة وشكل الروابط (فردية، ثنائية أو ثلاثية).

(ج) طاقة الترابط بين الجزيئات:

من المعروف أن المادة توجد في أحد ثلاث حالات هي الحالة الصلبة أو الحالة السائلة أو الحالة الغازية وترتبط جزيئات المادة في حالاتها الثلاثة بقوى جذب متفاوتة حيث تكون قوى الجذب بين الجزيئات أكبر ما يمكن في الحالة الصلبة مما يعطي الجسم الصلب حالة الجمود والشكل المحدد (حجم ثابت وشكل ثابت). وتكون قوى التجاذب بين الجزيئات في الحالة السائلة ضعيفة مما يعطي الجزيئات حرية أكبر في الحركة فتأخذ مثلاً شكل الإناء الذي يحتويها (حجم ثابت وشكل متغير بتغير الإناء). أما في الحالة الغازية فتكون قوى التجاذب بين الجزيئات منعدمة تقريباً لذا فهي تتحرك في جميع الاتجاهات وتنتشر في أي حجم متاح (حجم متغير وشكل متغير).

نشاط (5-1): أكمل الجدول التالي :

حالة المادة	قوى الترابط بين الجزيئات	الحجم	الشكل
حالة الصلابة
حالة السيولة
الحالة الغازية

نشاط (5-2) : باتخاذ الماء H_2O كمثال :

- أ- اشرح التغيرات الفيزيائية التي يمكن أن تحدث للماء.
ب- اشرح تغيراً كيميائياً واحداً للماء.

(5-1-9) تقويم الدرس الأول :

- 1) عرف ما يلي : الطاقة - الجول - السعر.
 - 2) ما هو العلم الذي يختص بدراسة العلاقة بين صور الطاقة ؟
 - 3) مم تتكون الطاقة المخزونة في المادة ؟
 - 4) صنف تغيرات المادة التالية إلى تغيرات فيزيائية وتغيرات كيميائية: صدأ الحديد، ذوبان ملح الطعام في الماء ، انصهار الحديد ، احتراق الوقود ، ذوبان الصوديوم في الماء ، تسامي اليود.
- ملحوظة :** التسامي هو تحول المادة من حالة الصلابة إلى حالة الغازية دون المرور بحالة السيولة والعكس.

الدرس الثاني

التغيرات الحرارية المصاحبة للتفاعلات الكيميائية

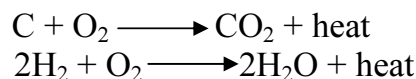
(2-5) التغيرات الحرارية المصاحبة للتفاعلات الكيميائية :

(1-2-5) تعريف :

تصاحب التغيرات الكيميائية عادة تغيرات حرارية، فبعض التفاعلات ينتج عنه إرتفاع في درجة الحرارة وبعضها يصاحبه إنخفاض في درجة الحرارة وتنقسم التفاعلات الكيميائية من حيث التغيرات الحرارية التي تصاحبها إلى: تفاعلات طاردة للحرارة وتفاعلات ماصة للحرارة.

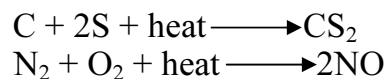
(أ) التفاعلات الطاردة للحرارة :

وهي التفاعلات التي يصاحبها ظهور طاقة حرارية كنتاج من نواتج التفاعل ومن أمثلتها :



(ب) التفاعلات الماصة للحرارة:

وهي التفاعلات التي يصحبها إمتصاص طاقة حرارية من الوسط المحيط ومن أمثلتها :



ولتفسير ظاهرتي الطرد والامتصاص الحراري في التفاعلات الكيميائية لابد من دراسة المحتوى الحراري.

(2-2-5) المحتوى الحراري (H) والتغير في المحتوى الحراري (ΔH) :

يعرف المحتوى الحراري للمادة بأنه مجموع الطاقات المخزنة في مول واحد من المادة. ويعرف بالإنثالبي Enthalpy.

يختلف المحتوى الحراري للمركبات المختلفة لأن جزيئات المواد المختلفة تختلف في نوع الذرات أو عددها أو أنواع الروابط فيها.

لا يمكن عملياً قياس المحتوى الحراري لمادة ما ولكن يمكن قياس التغير في المحتوى الحراري (ΔH) أثناء التفاعل الكيميائي للمادة.

(1-2-2-5) التغير في المحتوى الحراري (ΔH): هو الفرق في المحتوى الحراري بين المواد الناتجة والمواد المتفاعلة.

التغير في المحتوى الحراري (ΔH) = مجموع المحتوى الحراري للنواتج - مجموع المحتوى الحراري للمتفاعلات :

$$\Delta H = H_2 - H_1$$

$\Delta H =$ التغير في المحتوى الحراري ؛ $H_1 =$ المحتوى الحراري للمتفاعلات؛

$H_2 =$ المحتوى الحراري للنواتج.

وإذا وضعت دائرة صغيرة فوق الرمز ΔH هكذا ΔH° فهذا يدل على أن

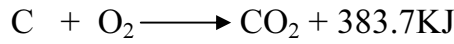
التفاعل تم في الظروف القياسية أي عند درجة حرارة 25م وضغط 1 جو .

لحساب المحتوى الحراري لمركب (ناتج من تفاعل عناصره) نفترض أن المحتوى الحراري للعناصر يساوي صفراً. فمثلاً في التفاعل الطارد للحرارة التالي:



تبعاً لقانون بقاء الطاقة يجب أن يكون مجموع طاقات النواتج مساوياً لمجموع

طاقات المتفاعلات لان طاقة النظام الكلي ثابتة، إذن :



$$\begin{array}{ccc} \text{صفر} & + & \text{صفر} \\ \leftarrow & & \rightarrow \\ \text{صفر (المتفاعلات)} & & \text{صفر (النواتج)} \end{array}$$

يتضح أن المعادلة الكيميائية متزنة حرارياً لان مجموع حرارات المتفاعلات

يساوي مجموع حرارات النواتج. كما أن المحتوى الحراري لثاني أكسيد الكربون يقل عن

الصفير بمقدار الطاقة المنطلقة أي يساوي - 383.7 كيلو جول.

لحساب التغير في المحتوى ΔH نطبق العلاقة :

$$H_1 - H_2 = \Delta H$$

نواتج متفاعلات

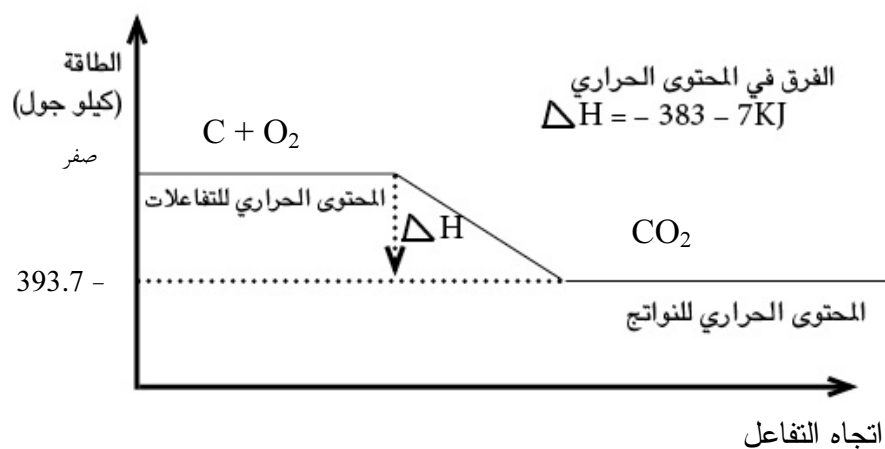
$$\Delta H = - 383.7 - \text{صفر} = - 383.7 \text{ كيلو جول}$$

وتكتب معادلة التفاعل مصحوبة بالتغير في المحتوى الحراري كما يلي:



ويمكن توضيح العلاقة بين المحتوى الحراري للمتفاعلات والنواتج والفرق

بينهما في المحتوى الحراري بمخطط الطاقة المبين بالشكل التالي :



شكل (1-5) مخطط الطاقة لتفاعل طارد للحرارة

نستنتج من المثال السابق أن في التفاعل الطارد للحرارة :

1. يكون المحتوى الحراري للنواتج اقل من المحتوى الحراري للمتفاعلات.

2. التغير في المحتوى الحراري (ΔH) يأخذ إشارة سالبة.

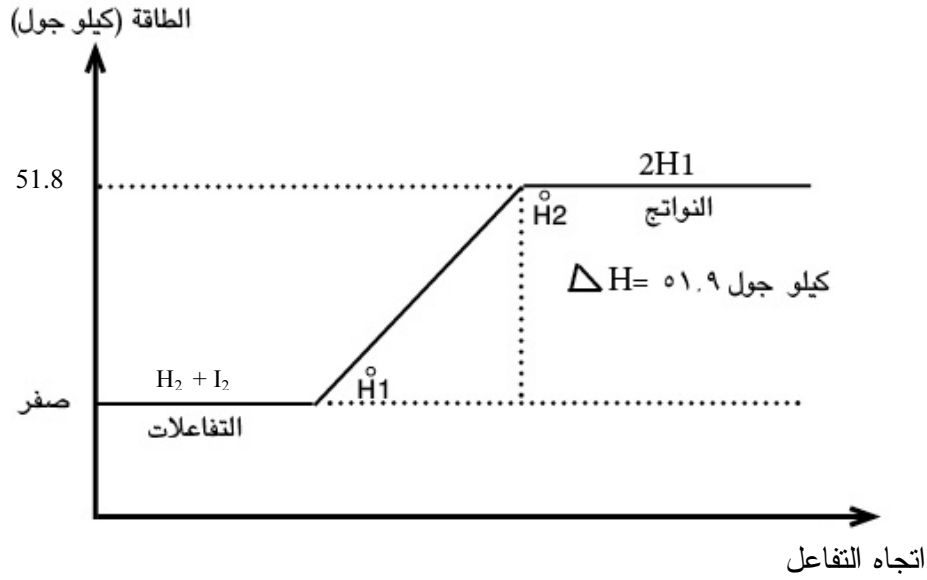
أما إذا كان مجموع المحتوى الحراري للنواتج اكبر من مجموع المحتوى الحراري للمتفاعلات يكون التفاعل ماصاً للحرارة مثال لذلك عند تفاعل مول من الهيدروجين مع مول من اليود يتكون 2 مول من يوديد الهيدروجين ويمتص التفاعل طاقة مقدارها 51.9 كيلو جول. وبافتراض أن المحتوى الحراري لعنصري اليود

والهيدروجين يساوي صفرًا فإن المحتوى الحراري ليوديد الهيدروجين يزيد عن الصفر بمقدار هذه الطاقة الممتصة ويمكن التعبير عن هذا التفاعل بالمعادلة :



ويبين مخطط الطاقة بالشكل (2-5) العلاقة بين المحتوى الحراري

للمفاعلات والنواتج و ΔH :



شكل (2-5) مخطط الطاقة لتفاعل ماص للحرارة

نستنتج من المثال السابق أن في التفاعل الماص للحرارة :

1. يكون المحتوى الحراري للنواتج أكبر من المحتوى الحراري للمفاعلات.
2. (ΔH) تأخذ إشارة موجبة.

ملحوظات :

- التغير في المحتوى الحراري لأي تفاعل كيميائي يساوي مقدار الطاقة المنطلقة (إشارة سالبة) أو الممتصة (إشارة موجبة).

- التغير في المحتوى الحراري يعرف بحرارة التفاعل.
 - المركبات الناتجة من تفاعلات طاردة للحرارة أكثر استقراراً من المركبات الناتجة من تفاعلات ماصة للحرارة.
 - حرارة تكوين العناصر في الحالة القياسية = صفر دائماً.
- (2-2-2-5) التفاعل الكيميائي وعلاقته بالتغير في المحتوى الحراري :
- عند حدوث التفاعل الكيميائي :

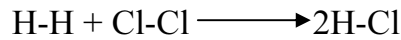
تتكسر الروابط الموجودة أصلاً في جزيئات المواد المتفاعلة وتتكون روابط جديدة في جزيئات المواد الناتجة من التفاعل. فمثلاً عند اتحاد مول من الهيدروجين مع مول من الكلور لتكوين 2 مول من كلوريد الهيدروجين، وجد أن طاقة الرابطة في مول من جزيئات الهيدروجين (H_2) تساوي 435 كيلو جول، وطاقة الرابطة في مول من جزيئات الكلور (Cl_2) تساوي 240 كيلو جول. ووجد أن الطاقة المنطلقة عند تكوين 2 مول من جزيئات HCl من ذرات الهيدروجين والكلور المفردة تساوي 860 كيلو جول فما طاقة الرابطة ؟

(3-2-2-5) طاقة الرابطة: هي الطاقة اللازمة لكسر الرابطة /الروابط في مول من المادة.

يعتبر التفاعل الكيميائي مجموع تفاعلين هما:

- تفاعل كسر الروابط وهو تفاعل ماص للحرارة.
- تفاعل تكوين الروابط وهو تفاعل طارد للحرارة.

ففي تفاعل الكلور مع الهيدروجين لتكوين كلوريد الهيدروجين يمكن حساب حرارة التفاعل كما يلي :



(4-2-2-5) تفاعل تكسير الروابط : تفاعل تكوين الروابط :

طاقة المتفاعلات(طاقة كسر الروابط) = 675 كيلو جول.

طاقة النواتج (طاقة بناء الروابط) = 860 كيلوجول.

$\Delta H =$ الطاقة الممتصة عند كسر الروابط + الطاقة المنطلقة عند تكوين الروابط

$$= +675 + (-860) = -185 \text{ كيلوجول/2 مول}$$

$$\Delta H \text{ لتكوين مول HCl} = -185 = -92.5 \text{ كيلوجول/مول}$$

يتضح مما سبق أنّ التفاعل طارد للحرارة ويمكن كتابة التفاعل مصحوباً

بالتغيير في المحتوى الحراري كما يلي :



نستنتج من المثال أعلاه أنّ التغيير في المحتوى الحراري للتفاعل الكيميائي

يساوي المجموع الجبري لطاقة تكسير الروابط وطاقة تكوين الروابط.

الجدول (1-5) طاقة عدد من الروابط المشتركة :

الرابطة	الطاقة (كيلوجول/مول)	الرابطة	الطاقة (كيلوجول/مول)	الرابطة	الطاقة (كيلوجول/مول)
H-H	435	Br-Br	193	N-H	389
H-Cl	431	O=O	493	C-C	347
H-Br	364	O-H	463	C=O	707
Cl-Cl	240	N≡N	941	C-F	485
S-H	339	C-Cl	326	C-H	414
C=C	614				

من الجدول السابق نلاحظ الآتي :

- i. لا توجد رابطتان لهما الطاقة نفسها وهذا أمر متوقع فاختلاف الذرات يؤدي إلى اختلاف الروابط وبالتالي اختلاف طاقاتها فالرابطة بين الكلور والهيدروجين تختلف في طاقتها عن الرابطة بين الأكسجين والهيدروجين وعن الرابطة بين النيتروجين والهيدروجين.

ii. الذرات الأكبر حجماً أي التي تكون الكتلونات مستوى طاقتها الأخير أبعد عن النواة تكون روابطها مع الذرات الأخرى اضعف وهذا يعود إلى ضعف التجاذب بين الكتلونات الرابطة وأنوية الذرات المرتبطة.

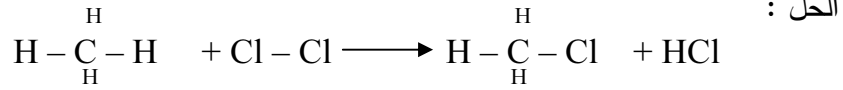
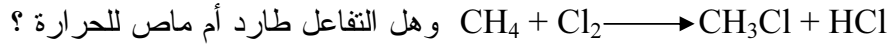
تأكد من هذه الملاحظة بالمقارنة بين الطاقة في الروابط الآتية :

S - H ، O - H /3 Br - Br ، Cl - Cl /2 H - Br ، H - Cl /1
ج- طاقة الرابطة الثلاثية أعلى من طاقة الرابطة الثنائية وطاقة الرابطة الثنائية أعلى من طاقة الرابطة الأحادية لنفس الذرات.

مثال (1-5) :

مستعيناً بجدول طاقة الروابط احسب التغير في المحتوى الحراري للتفاعل

التالي :



$$4 \times 414 + 240 \qquad 1 \times 326 + 414 \times 3 + 431 \times 1$$

$$1896 = \qquad 1999 =$$

$\Delta H =$ الطاقة الناتجة من تكوين الروابط - الطاقة اللازمة لكسر الروابط
يتضح أن الطاقة المنطلقة أثناء تكوين الروابط اكبر من الطاقة اللازمة لكسر الروابط في المواد المتفاعلة.

∴ التفاعل طارد للحرارة

$$\Delta H = 1896 + 1999 - = 103 \text{ كيلو جول}$$

جدول (5-2) مقارنة بين التفاعلات الطاردة للحرارة والماصة للحرارة :

وجه المقارنة	التفاعل الطارد للحرارة	التفاعل الماص للحرارة
1. الحرارة المصاحبة	حرارة منطلقة	حرارة ممتصة
2. استقرار المركبات الناتجة	مستقرة	غير مستقرة
3. المحتوى الحراري للمواد الناتجة والمتفاعلة	المحتوي الحراري للمواد الناتجة أقل من محتوى المواد المتفاعلة.	المحتوي الحراري للمواد الناتجة أكبر من محتوى المواد المتفاعلة.
4. إشارة التغير في المحتوى الحراري	سالبة.	موجبة.
5. أمثلة	$C + O_2 - Heat \rightarrow C O_2$ $H_2 + \frac{1}{2}O_2 \rightarrow Heat \quad H_2O$	$H_2 + I_2 + Heat \rightarrow 2HI$ $C + 2S + Heat \rightarrow CS_2$

ملحوظة: جميع تفاعلات الإحتراق طاردة للحرارة (Exothermic).

نشاط (3-5) :

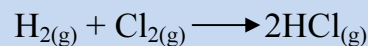
ارسم مخطط الطاقة لتفاعل طارد للحرارة وآخر ماص للحرارة.

(3-2-5) تقويم الدرس الثاني :

(1) عرف: المحتوى الحراري - التغير في المحتوى الحراري - طاقة الرابطة.

(2) مستخدماً قيم طاقة الروابط [المعطاة سابقاً في الجدول (5-1)] ، احسب :

التغير في المحتوى الحراري لمول واحد من HCl للتفاعل التالي :



الدرس الثالث

صور التغير في المحتوى الحراري

(3-5) صور التغير في المحتوى الحراري :

(1-3-5) حرارة التكوين (التشكل) - Heat of Formation :

هي كمية الحرارة المنطلقة أو الممتصة عند تكوين مول واحد من مركب من عناصره الأولية عندما تكون هذه العناصر في الحالة القياسية. ويرمز لها بالرمز ΔH_f .

(2-3-5) الحالة القياسية :

هي الحالة التي تكون فيها المادة في أكثر حالات الاستقرار وذلك عند 25 م[°] وضغط واحد جو (76 سم زئبقي).

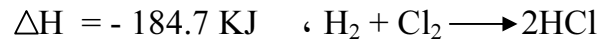
جدول (3-5) : قيم حرارات التكوين القياسية لبعض المواد بالكيلو جول/مول (25 م[°] ، وواحد ضغط جوي) :

المادة	الصيغة الجزيئية	حرارة التكوين (H _f)
أكسيد الألمونيوم	Al ₂ O ₃	- 1676
أول أكسيد الكربون	CO	- 110.5
ثاني أكسيد الكربون	CO ₂	- 393.5
الميثان	CH ₄	- 74.9
الإيثان	C ₂ H ₆	- 84.7
البنزين	C ₆ H ₆	+ 49.4
الأسيتلين	C ₂ H ₂	+ 227
الميثانول	CH ₃ OH	- 278.6
حمض الفورميك	HCOOH	- 363
الإيثانول	CH ₃ CH ₂ OH	- 278
حمض الخليك	CH ₃ COOH	- 487
أكسيد الكالسيوم	CaO	- 635.5
هيدروكسيد الكالسيوم	Ca(OH) ₂	- 986.6
الماء السائل	H ₂ O(l)	- 286
بخار الماء	H ₂ O(g)	- 242
كلوريد الهيدروجين	HCl	- 92.5
الأمونيا	NH ₃	- 46.19

المادة	الصيغة الجزيئية	حرارة التكوين (H _f)
أكسيد النتروز	N ₂ O	81.5+
أكسيد النتريك	NO	90.4 +
ثاني أكسيد النيتروجين	NO ₂	34+
فلوريد الصوديوم	NaF	561 -
كلوريد الصوديوم	NaCl	411 -
بروميد الصوديوم	NaBr	360 -
يوديد الصوديوم	NaI	288 -
بيروكسيد الصوديوم	Na ₂ O ₂	504.6 -
هيدروكسيد الصوديوم	NaOH	426.8 -
كربونات الصوديوم	Na ₂ CO ₃	1131 -
ثاني أكسيد الكبريت	SO ₂	297 -
ثالث أكسيد الكبريت	SO ₃	396 -
حمض الكبريتيك	H ₂ SO ₄	813.8 -
أكسيد الزنك	ZnO	348 -
ثاني أكسيد السيليكون	SiO ₂	910.9 -
البروم (عنصر)	Br ₂	صفر

ملاحظات هامة :

1. عند تعيين حرارة التكوين لمركب ما ، إذا كان ناتج التفاعل أكثر من مول واحد فإن حرارة تكوين المركب تساوي ΔH للتفاعل مقسومة على عدد مولات المركب الناتج . مثلاً في التفاعل:



أوجد حرارة تكوين HCl

الحل : من المعادلة الحرارة المنطلقة تصاحب تكوين 2مول من جزيئات HCl

$$\therefore \frac{\Delta H}{2} = \text{HCl من واحد من}$$

$$\therefore \frac{- 185}{2} = - 92.5 \text{ كيلو جول / مول}$$

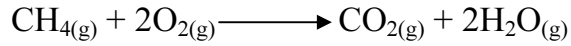
2. حرارة تكوين أي عنصر في الحالة القياسية تساوي صفراً.

3. حرارة تكوين المركب تساوي :

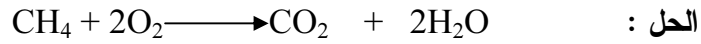
المحتوى الحراري للمركب الناتج - المحتوى الحراري للعناصر المكونة له
 = المحتوى الحراري للمركب الناتج - صفر
 ∴ حرارة تكوين المركب = المحتوى الحراري له. وهذا مبدأ مهم في حل مسائل
 الكيمياء الحرارية.

مثال (2-5) :

احسب التغير في المحتوى الحراري للتفاعل الآتي :



علماً بأن حرارة تكوين CH_4 ، CO_2 ، H_2O هي -75 ، -394 ، -242 كيلو
 جول/مول على الترتيب :



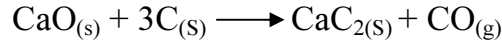
$$[(75 -) + (2 \times \text{صفر})] - [(394 -) + (242 -)2]$$

التغير في المحتوى الحراري = حرارة تكوين النواتج - حرارة تكوين المتفاعلات

$$= (75 -) - 394 - 484 =$$

$$\Delta H = 75 + 878 - = 803 \text{ كيلو جول}$$

مثال (3-5): في التفاعل :



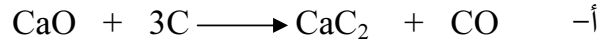
أ- احسب التغير في المحتوى الحراري للتفاعل.

ب- احسب كمية الحرارة اللازمة لتكوين 1.92 كيلو جرام من كربيد الكالسيوم (CaC_2)

علماً بأن حرارة تكوين (CaO = -635.5) و (CaC_2 = -62.7) و (CO = -

110.5) كيلو جول.

الحل :



$$[(635.5-) + (0 \times 3)] - [(62.7-) + (110.5 -)]$$

$$(635.5-) - (173.2-)$$

$\Delta H^\circ =$ حرارة تكوين النواتج - حرارة تكوين المتفاعلات

$$= -173.2 + 635.5 + 462.3 \text{ كيلو جول}$$

$$\text{ب- كتلة المول من } \text{CaC}_2 = (12 \times 2) + 40 = 64 \text{ جرام}$$

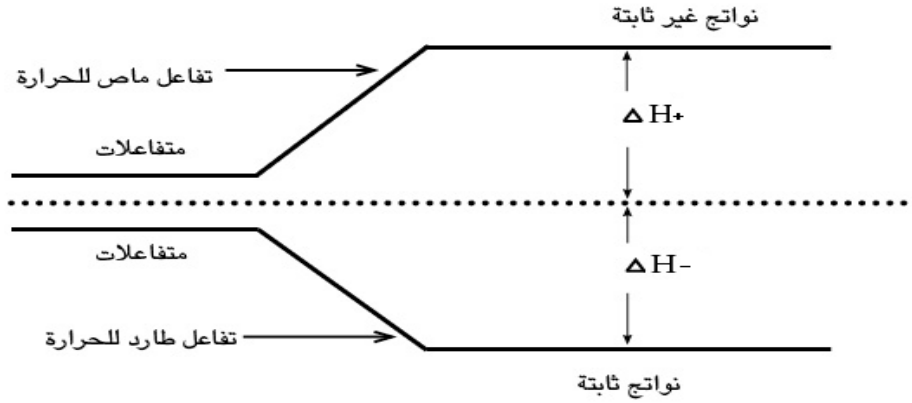
$$1.92 \text{ كيلو جرام} = 1920 \text{ جرام} = \frac{1920}{64} = 30 \text{ مول}$$

462.3 كيلو جول من الحرارة تلزم لتكوين 1 مول من CaC_2
 س كيلو جول من الحرارة تلزم لتكوين 30 مول من CaC_2
 س = $462.3 \times 30 = 13869.0$ كيلو جول

(3-5) حرارة التكوين وثبات المركب - H_f & Compound Stability

يعتمد ثبات المركب أو عدم ثباته على نوع التفاعل من حيث أنه طارد أم ماص للحرارة وذلك كالتالي :

1. المركبات الناتجة من تفاعلات طاردة للحرارة تكون ثابتة حرارياً وطاقتها اقل من طاقة مكوناتها بمقدار الحرارة المنطلقة وكلما زادت الحرارة المنطلقة زاد ثبات المركب.
2. المركبات الناتجة من تفاعلات ماصة للحرارة تكون غير ثابتة حرارياً وطاقتها أكبر من طاقة مكوناتها بمقدار الحرارة الممتصة وكلما زادت الحرارة الممتصة قل ثبات المركب انظر الشكل (3-5) :



شكل (3-5)

مثال (4-5) :

إذا كانت حرارة تكوين المركبات HCl ، HF ، HI ، HBr هي -63 ، 26+ ، -271 ، -92 كيلو جول / مول على الترتيب. رتب هذه المركبات حسب ثباتها حرارياً بادئاً بأكثرها ثباتاً.

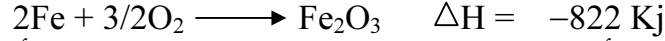
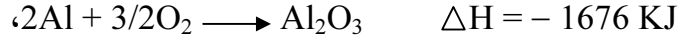
الحل :

كلما زادت الطاقة المنطلقة أثناء تكوين المركب زاد ثباته وبذلك يكون HF أكثرها ثباتاً يليه HCl ثم HBr وأخيراً HI.

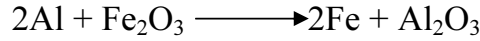
مثال (5-5) :

إذا كانت حرارة تكوين كل من أكسيد الألمونيوم وأكسيد الحديد هي -1676 و-822 كيلو جول/مول على الترتيب. فسر لماذا يستخدم الألمونيوم في اختزال أكسيد الحديد ولا يستخدم الحديد في اختزال أكسيد الألمونيوم.

الحل :



بما أن ثبات المركب يزداد كلما زادت الحرارة المنطلقة أثناء تكوينه لذا فإن أكسيد الألمونيوم أكثر ثباتاً من أكسيد الحديد. وبما أن التفاعل يسير في اتجاه تكوين المركب الأكثر ثباتاً لذا يسير التفاعل في اتجاه تكوين أكسيد الألمونيوم كما في المعادلة :



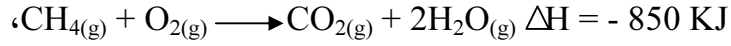
(4-3-5) حرارة الاحتراق - Heat of Combustion :

الاحتراق عملية تأكسد سريع تتم عند تسخين المادة في الهواء حتى تصل درجة حرارتها إلى درجة الاشتعال فتشتعل وتطلق كميات مختلفة من الحرارة وذلك حسب نوع المادة المحترقة فمثلاً :

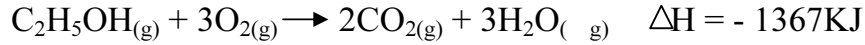
أ) عند احتراق مول من الجرافيت في الأكسجين تنطلق كمية من الحرارة مقدارها



ب) عند احتراق مول من غاز الميثان في الأوكسجين تنطلق حرارة مقدارها 850 كيلو جول



ج) عند احتراق مول من الايثانول في الأوكسجين تنطلق حرارة مقدارها 1367 كيلو جول.



هذه الكميات المنطلقة من الحرارة تسمى حرارة الاحتراق.

إذن حرارة الاحتراق هي كمية الحرارة المنطلقة عند احتراق مول واحد من المادة احتراقاً تاماً في كمية وافرة من الأوكسجين.

الاحتراق التام : هو احتراق جميع ذرات العناصر الداخلة في تركيب جزيء المركب. فمثلاً الاحتراق التام لغاز الميثان هو احتراق كل ذرات الكربون وكل ذرات الهيدروجين في كمية وافرة من الأوكسجين.

(5-3-5) أهمية حرارة الاحتراق :

1. تحديد القيمة السعيرية لأنواع الوقود المختلفة وهي مهمة في الصناعة.

2. تحديد القيمة السعيرية للمواد الغذائية المختلفة وهي مهمة عند خبراء التغذية.

(1-5-3-5) القيمة السعيرية (Calorific Value) :

هي كمية الحرارة الناتجة من احتراق جرام واحد من المادة.

القيمة السعيرية للمادة = $\frac{\text{حرارة احتراق المادة}}{\text{الكتلة الجزيئية الجرامية للمادة}}$ كيلو جول/ جرام

(2-5-3-5) الوقود Fuel :

هو أي مادة تتفاعل مع الأوكسجين وتطلق حرارة. ويجب أن يكون الوقود :

1. رخيص الثمن نسبياً.

2. نواتج احتراقه غير ملوثة للبيئة بشكل مرفوض.

3. ذا قيمة سعيرية عالية جداً.

4. متوافر والحصول عليه لا يؤدي إلى تدمير البيئة.

مثال (5-6) :

احسب القيمة السعيرية للإيثانين C_2H_2 إذا كانت حرارة احتراقه = - 1300 كيلو جول/مول.

الحل :

$$\frac{\text{القيمة السعيرية}}{\text{الكتلة الجزيئية الجرامية}} = \text{حرارة الاحتراق}$$
$$26 = 24 + 2 = (12 \times 2) + (1 \times 2) = C_2H_2 \text{ الكتلة الجزيئية}$$

$$\text{القيمة السعيرية للإيثانين} = \frac{1300}{26} = 50 \text{ ك.جول/جرام}$$

مثال (5-7) :

إذا كانت حرارة إحتراق الميثان CH_4 = - 850 ك.جول/مول احسب كمية الحرارة الناتجة من احتراق 160 جم من الميثان إذا علمت أن (C = 12، H = 1).

الحل :

معادلة التفاعل الموزونة :



$$\text{كتلة المول من } CH_4 = 12 + (1 \times 4) = 16 \text{ جم}$$

عند احتراق 16 جم ميثان تنتج 850 ك.جول

عند احتراق 160 جم ميثان تنتج س ك.جول

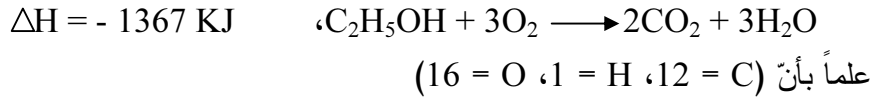
$$\therefore \text{س} = \frac{850 \times 160}{16} = 8500 \text{ ك.جول}$$

16

∴ كمية الحرارة المنطلقة عند احتراق 160 جم ميثان = 8500 ك.جول

مثال (5-8) :

احسب حرارة احتراق 4.6 جم الإيثانول حسب المعادلة:



الحل :

كتلة المول من الإيثانول (C₂H₅OH) = 16 + (1×6) + (12×2) = 46 جم من
المعادلة :

46 جم إيثانول تحترق وتنتج 1367 ك. جول

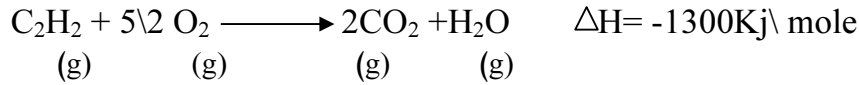
4.6 جم إيثانول تحترق وتنتج س ك. جول

$$\therefore \text{س} = \frac{1367 \times 4.6}{46} = 136.7 \text{ ك.جول}$$

∴ عند احتراق 4.6 جم إيثانول تنطلق حرارة مقدارها 136.7 ك.جول.

مثال (5-9) :

يحترق غاز الإيثاين (الأسيتلين) C₂H₂ تبعاً للمعادلة:



احسب حرارة تكوين الإيثاين إذا علمت أن حرارة تكوين كل من الماء
وثاني أكسيد الكربون هي : (-285.5 ،) ، (-7,393) كيلوجول/مول علي
الترتيب.

الحل : افرض حرارة تكوين الإيثاين = س كيلوجول/مول

$$\Delta H = \text{مجموع حرارة تكوين النواتج} - \text{مجموع حرارة تكوين المتفاعلات}$$

$$-1300 = [(-285.5) + 2(-7,393)] - [\text{س} + 0]$$

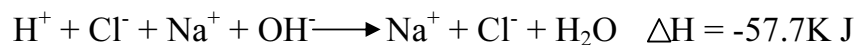
$$-1300 = \text{س} - 1072.9$$

$$\text{س} = -1300 + 1072.9 = -227.1$$

حرارة تكوين الإيثاين = -227.1 كيلوجول/مول

(5-3-6) حرارة التعادل :

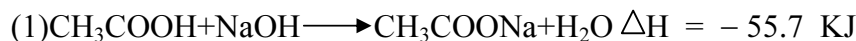
هي كمية الحرارة الناتجة عندما يتعادل مول واحد من أيونات الهيدروجين مع مول واحد من أيونات الهيدروكسيد في محلول مخفف. هذه الكمية هي مقدار ثابت في حالة الأحماض والقواعد القوية وتساوي -57.7 كيلو جول (KJ) ، لأن حرارة التعادل هي حرارة تكوين مول واحد من الماء. مثلاً :



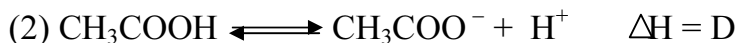
وهناك أمثلة أخرى :



يمكن استخدام حرارة التعادل في تعيين حرارة تفكك حمض ضعيف أو قاعدة ضعيفة. فمثلاً :



وهذه العملية ذات شقين هما:



(حيث D حرارة التفكك لحمض الخليك)

$\Delta H = -57.7 \text{ KJ}$ وحاصل جمع المعادلة (2) و (3) يعطي المعادلة

وعليه: $(-57.7) = D + (-55.4)$

$D = 2.3+$ كيلوجول

$\therefore \Delta H$ حرارة تفكك حمض الخليك $= 2.3+$ كيلوجول / مول

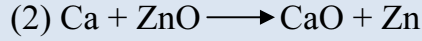
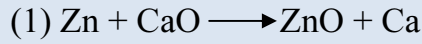
(5-3-7) تقويم الدرس الثالث :

- 1) عرّف : حرارة التكوين - حرارة الاحتراق - حرارة التعادل.
- 2) اكمل : حرارة تكوين أي عنصر عند الظروف القياسية =
- 3) مستعيناً بالرسومات البيانية وضح العلاقة بين حرارة التكوين وثبات المركب.
- 4) رتب المركبات NO ، NO_2 ، N_2O_5 ، NH_3 ، N_2O مبتدئاً بأكثرها ثباتاً
علماً بأن حرارة تكوينها هي : $(90+)$ ، $(33+)$ ، $(15+)$ ، $(84+)$ ، $(46-)$ ،
 $(82+)$ كيلو جول/مول على الترتيب.
- 5) وضح أهمية حرارة الاحتراق.
- 6) ما هي القيمة السعيرية للوقود ؟

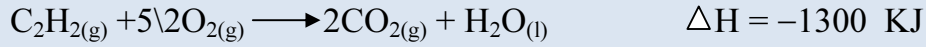
تمرين عام على الوحدة الخامسة

- 1 اختر الإجابة الصحيحة لكل مما يلي :
- أ. الطاقة الكيميائية في الجزيء هي الطاقة :
- (i) التي تربط جزيئات المادة مع بعضها.
- (ii) المخزونة في الروابط الكيميائية في الجزيء.
- (iii) اللازمة لفصل الجزيئات عن بعضها.
- ب. إذا كانت حرارة تكوين NaBr هي -360 ك جول/مول فإن حرارة التفاعل :
- $$2\text{Na} + \text{Br}_2 \longrightarrow 2\text{NaBr}$$
- (i) -360 ك جول.
- (ii) -180 ك جول .
- (iii) -720 ك جول.
- ج. إذا كانت حرارة احتراق غاز الهيدروجين هي -286 ك جول/مول فإن القيمة السعرية للهيدروجين تساوي :
- (i) -143 ك جول/ جرام.
- (ii) -286 ك جول/ جرام.
- (iii) -572 ك جول/ جرام.
- 2 أعط تحليلاً مناسباً لكل مما يلي :
- أ. يختلف المحتوى الحراري باختلاف المركب.
- ب. طاقة الرابطة H - H أكبر من طاقة الرابطة Cl - Cl.
- ج. حرارة تكوين المركب = المحتوى الحراري له.
- 3 احسب حرارة تكوين PCl_5 من البيانات التالية :
- $$2\text{P}_{(s)} + 3\text{Cl}_{2(g)} \longrightarrow 2\text{PCl}_{3(l)} \quad \Delta H = -66 \text{ K J}$$
- $$\text{PCl}_{3(l)} + \text{Cl}_{2(g)} \longrightarrow \text{PCl}_{5(s)} \quad \Delta H = -141 \text{ K J}$$
- (الإجابة: -75 كيلوجول)
- 4 مستعيناً بجدول حرارة التكوين احسب حرارة احتراق مول واحد من الإيثان (C_2H_6)
- حسب المعادلة :
- $$\text{C}_2\text{H}_{6(g)} + 7 \text{O}_{2(g)} \longrightarrow 2\text{CO}_{2(g)} + 3\text{H}_2\text{O}_{(g)}$$

5) إذا كانت حرارة تكوين أكسيد الكالسيوم وأكسيد الخارصين هي : -635.5 ،
-348 ك . جول/ مول على الترتيب فأى التفاعلين التاليين يمكن أن يتم ولماذا ؟



6) يحترق غاز الإيثاين C_2H_2 تبعاً للمعادلة:



أ. ما هي القيمة السعيرية للإيثاين ؟

ب. كم جراماً من الإيثاين يجب أن تحترق لتنتج 260 كيلو جول.

ج. احسب حرارة تكوين الإيثاين إذا كانت حرارة تكوين كل من الماء وثاني

أكسيد الكربون هي -286 ، -393.7 ك جول/مول على الترتيب.

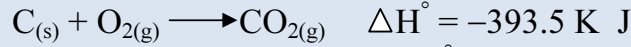
(الإجابة +227.6 ك جول/مول)

7) إذا كانت حرارة تكوين ثاني أكسيد النيتروجين $\text{NO}_2 = +34$ ك جول/مول

وحرارة تكوين ثاني أكسيد الكبريت $\text{SO}_2 = -297$ ك جول/مول . اكتب

معادلة التفاعل لتكوين كل من المركبين متضمنة التغير في المحتوى الحراري.

8) احسب حرارة تكوين أول أكسيد الكربون CO من القراءات التالية:



(الإجابة: -110.5 ك جول/مول)

9) اختر الإجابة الصحيحة :

I. تختزن الطاقة الكيميائية في الماء (وتسمى المحتوى الحراري للماء) ، وهي

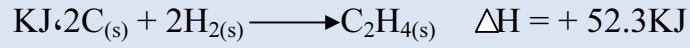
عبارة عن :

أ. طاقة الالكترونات فقط في أغلفة الذرات.

ب. طاقة الروابط الكيميائية فقط في جزيء الماء.

- ج. طاقة الربط فقط بين جزيئات الماء.
- د. (أ ، ب ، ج) معاً.
- هـ. (ب ، ج) معاً.
- II. طاقة الإلكترون في أي من مستويات الطاقة حول نواة الذرة تساوي :
- أ. طاقة الوضع فقط.
- ب. طاقة الحركة فقط.
- ج. مجموع طاقتي الحركة والوضع.
- د. (طاقة الحركة) × (طاقة الوضع)
- III. كمية الحرارة الناتجة عن احتراق جرام واحد من الوقود تسمى :
- أ. حرارة الاحتراق.
- ب. حرارة التكوين.
- ج. القيمة السعيرية للوقود.
- د. المحتوى الحراري للمركب.
- IV. تتميز التفاعلات الطاردة للحرارة بإحدى المميزات التالية :
- أ. المحتوى الحراري للنواتج أكبر من المحتوى الحراري للمتفاعلات.
- ب. المحتوى الحراري للنواتج أقل من المحتوى الحراري للمتفاعلات.
- ج. المركبات الناتجة عنها محتوى حراري موجب.
- د. إشارة (ΔH) موجبة.
- 10) ضع علامة (✓) أو علامة (×) أمام كل عبارة مما يأتي :
- أ. الطاقة هي مقدرة الجسم على بذل شغل ما.
- ب. انصهار الثلج تغير كيميائي.

ج. طاقة الرابطة هي الطاقة اللازمة لكسر رابطة/روابط بمول من المادة.
د. التفاعل الآتي طارد للحرارة :



(11) اكمل :

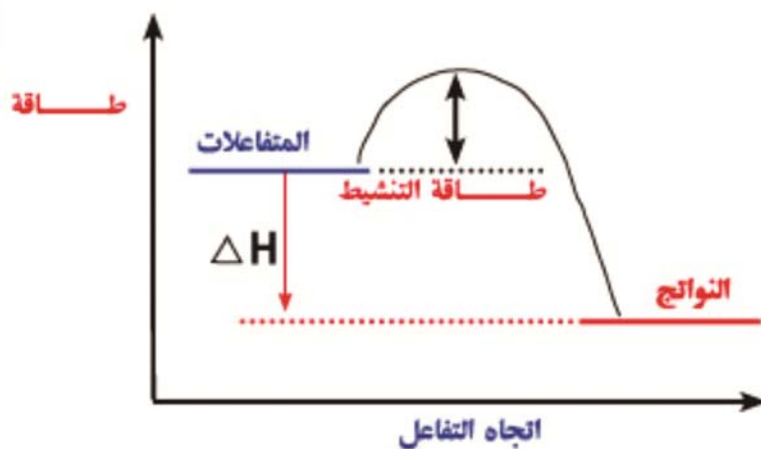
أ. تكوين الروابط تفاعل للحرارة ، بينما كسر الروابط تفاعل
..... للحرارة.

ب. التغير في المحتوى الحراري

(12) اكتب معادلات حرارية للتفاعلات التالية :

- أ. احتراق ثاني كبريتيد الكربون (CS_2) معطياً ثاني أكسيد الكربون وثاني أكسيد الكبريت ، مع انطلاق حرارة كميتها 1075.2 كيلوجول/مول.
- ب. احتراق البنزين (C_6H_6) معطياً حرارة مقدارها 1541 كيلوجول/مول.

الوحدة السادسة



سرعة وآلية التفاعلات الكيميائية

محتويات الوحدة السادسة

الصفحة	الموضوع	الدرس
252	أهداف الوحدة	
253	سرعة التفاعل الكيميائي وقياسها	الأول
261	العوامل التي تؤثر على سرعة التفاعل الكيميائي	الثاني
271	آلية (ميكانيكية) التفاعل الكيميائي	الثالث
273	تمرين عام على الوحدة السادسة	

الوحدة السادسة
الكيمياء الحركية
سرعة وآلية التفاعلات الكيميائية
Reaction Rate & Mechanism

الأهداف :

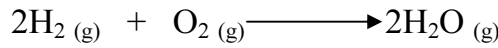
- بعد نهاية هذه الوحدة يكون الطالب قادراً على أن :
1. يعطي امثلة لتفاعلات تحدث بسرعات مختلفة.
 2. يعبر عن سرعة التفاعل بدلالة التغير في تركيز المواد المتفاعلة أو الناتجة في وحدة الزمن.
 3. يعين معدل التفاعل عملياً.
 4. يحدد العوامل التي تتحكم في سرعة التفاعل.
 5. يفسر سرعة التفاعل بدلالة نظرية التصادم والطاقة المنشطة.
 6. يصف التغير في طاقة المتفاعلات والنواتج كمؤثر في آلية التفاعل.
 7. يرسم رسماً بيانياً مسمى لمخطط الطاقة يتضمن طاقة الوضع للمتفاعلات والنواتج ، الطاقة المنشطة ، المركب المنشط.
 8. يقارن بين الرسوم البيانية لمخططات الطاقة لتفاعل بعامل حفاز وبدون عامل حفاز.
 9. يصف آلية التفاعل الكيميائي كخطوات لتصادمات تنتج تفاعلاً نهائياً.
 10. يعبر رياضياً عن سرعة التفاعل بقانون فعل الكتلة.
 11. يستنتج آلية التفاعل الكيميائي من قانون سرعة التفاعل.
 12. يكتب قانون سرعة التفاعل بمعرفة آلية التفاعل الكيميائي.

الدرس الأول

سرعة التفاعل الكيميائي وقياسها

(1-6) سرعة التفاعل الكيميائي وقياسها :

علمت من دراستك السابقة أن المعادلة الكيميائية تعبير مختصر عن التفاعل الكيميائي كما ونوعاً ، فمثلاً المادة :



توضح أن كل 2 مول من غاز الهيدروجين تتحد مع مول واحد من غاز الاكسجين لتنتج 2 مول من بخار الماء . ولكن كيف يحدث ذلك ؟ وبأي سرعة ؟ هذه الأسئلة يجيب عليها علم الكيمياء الحركية.

تختص الكيمياء الحركية بدراسة سرعة (معدل) التفاعلات الكيميائية وميكانيكية حدوث وضبط ظروف التفاعل الكيميائي للحصول على المواد الناتجة بالكميات المطلوبة وبالطرق الاقتصادية المناسبة.

تختلف التفاعلات الكيميائية في سرعة حدوثها ، فمنها ما يتم لحظياً مثل تفاعل الفسفور مع الاكسجين (والذي يطلق عليه تفاعل الاحتراق) . ومنها ما يتم بصورة بطيئة نسبياً مثل تفاعل الحديد مع الهواء في وجود بخار الماء (والذي يطلق عليه صدأ الحديد) . ومن التفاعلات ما يتم ببطء ويستمر لملايين السنين مثل التفاعلات الجيولوجية (مثل تكوين النفط).

(1-1-6) سرعة التفاعلات الكيميائية :

تعرف سرعة التفاعل الكيميائي بأنها : (مقدار التغير في تركيز احدي المواد المتفاعلة أو الناتجة في وحدة الزمن).
ونظرياً تحسب سرعة التفاعل الكيميائي بقياس مقدار تغير تركيز احدي المواد المتفاعلة أو الناتجة بالنسبة للزمن .

سرعة التفاعل (مول/دسم³.ثانية) = $\frac{\text{التغير في تركيز احدي المواد المتفاعلة أو الناتجة}}{\text{التغير في الزمن}}$

الملاحظ أثناء التفاعل الكيميائي أن تركيز المواد المتفاعلة يتناقص مع مرور الزمن وهذا التناقص في التركيز يؤدي إلى تناقص سرعة التفاعل بعد مرور فترة زمنية طويلة نسبياً من بدء التفاعل.

وبما أن التغير في التركيز = التركيز النهائي - التركيز الابتدائي ، وبما أن التركيز النهائي للمادة المتفاعلة يكون أقل من تركيزها الابتدائي فإن التغير في تركيز المادة المتفاعلة يكون له قيمة سالبة . ولأن سرعة التفاعل قيمة موجبة توضع العلامة السالبة في قانون سرعة التفاعل عند تتبع النقص في تركيز المادة المتفاعلة.

$$\text{سرعة التفاعل} = \frac{\text{التغير في تركيز احدى المواد المتفاعلة}}{\text{التغير في الزمن}}$$

ففي التفاعل الإفتراضي التالي : $A + B \longrightarrow C + D$ يمكن كتابة قانون معدل استهلاك المادة المتفاعلة (A) كالاتي :

$$R = -K \frac{\Delta [A]}{\Delta t}$$

حيث : R تعني السرعة (المعدل) ، [A] تعني التركيز بالمول / دسم³ ، t : تعني الزمن بالثانية ، Δ تعني التغير .

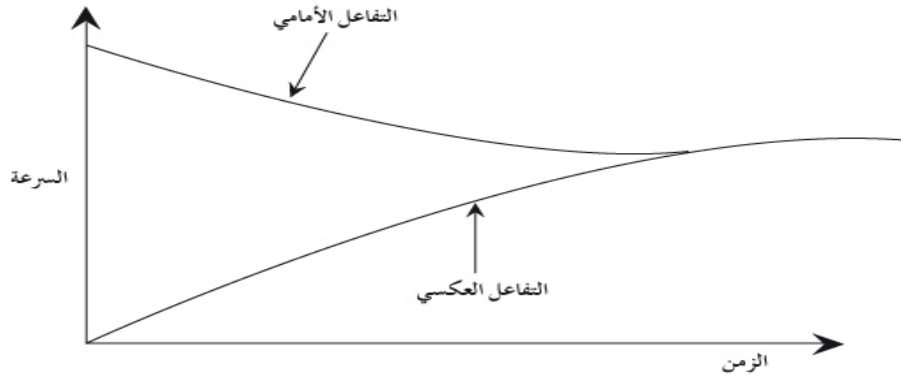
بينما نلاحظ أن تركيز المواد الناتجة يزداد مع مرور الزمن أثناء التفاعل الكيميائي ولذلك يكون التغير في التركيز موجباً وعليه فإن :

$$\text{سرعة التفاعل} = \frac{\text{التغير في تركيز احدى المواد الناتجة}}{\text{التغير في الزمن}}$$

ومن التفاعل الافتراضي أعلاه يمكن كتابة معدل تكون المادة الناتجة (C) كالاتي :

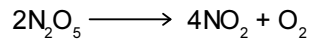
$$R = +K \frac{\Delta [C]}{\Delta t}$$

تقاس سرعة التفاعل عملياً بقياس مقدار التغير في تركيز إحدى المواد المتفاعلة أو الناتجة خلال فترة زمنية محددة.

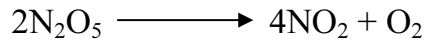


شكل (1-6)

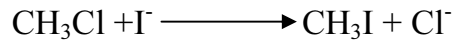
في التفاعل التالي :



اكتب ثلاث معادلات تبين سرعة التفاعل:



مثال (1-6) : في التفاعل التالي :



عند درجة حرارة 25°م (298 كلفن) وضغط 1 جو. اعتبر : K = 1

0.27	0.35	0.41	0.45	0.5	[I ⁻] مول/دسم ³
1440	720	360	180	صفر	الزمن بالدقيقة

(أ) أحسب معدّل إستهلاك أيون اليوديد خلال الفترة من بداية التفاعل وحتى مرور 180 دقيقة على بدء التفاعل.

$$\text{الحل : } R = - \frac{K \Delta [I^-]}{\Delta t}$$

$$R (i) = \frac{(0.50 - 0.45) \times 10^{-6} \text{ مول/دسم}^3}{60 \times 180} = \frac{0.05 \times 10^{-6} \text{ مول/دسم}^3}{60 \times 180} = \frac{0.05}{60 \times 180} = \frac{0.05}{10800} = 4.6 \times 10^{-6} \text{ مول/دسم}^3$$

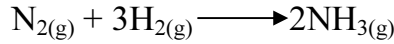
(ii) في الفترة 360 دقيقة إلى 1440 دقيقة دقيقة :

$$R = \frac{(0.41 - 0.27) \times 10^{-6} \text{ مول/دسم}^3}{60 \times (360 - 1440)} = \frac{0.14 \times 10^{-6} \text{ مول/دسم}^3}{60 \times 1080} = \frac{0.14}{64800} = 2.16 \times 10^{-6} \text{ مول/دسم}^3 \text{ ثانية}$$

نلاحظ أن مقدار التغير في تركيز أيون اليوديد يقل مع مرور الزمن وتبعاً لذلك يقل معدل التفاعل.

تجدر الإشارة هنا الى أنه في التفاعلات الأكثر تعقيداً لا تتساوى معدلات استهلاك المواد المتفاعلة المختلفة ومعدلات تكون المواد الناتجة المختلفة ، ولكنها ترتبط بالمعاملات التي تظهر في المعادلة الموزونة.

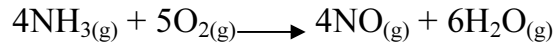
فمثلاً : في التفاعل :



نجد أنّ اختفاء مول واحد من النيتروجين يصحبه اختفاء 3 مول من الهيدروجين في نفس الفترة الزمنية . وهذا يعني أن سرعة اختفاء الهيدروجين تفوق سرعة اختفاء النيتروجين ثلاث مرات وكذلك فإنّ سرعة ظهور الامونيا تساوي ضعف سرعة اختفاء النيتروجين.

مثال (6 - 2) :

تحترق الامونيا حسب التفاعل التالي :



إذا افترضنا أن معدل تفاعل الأمونيا في فترة معينة أثناء التفاعل كان

0.24 مول/دسم³. ث . أحسب :

أ. معدل تفاعل الأكسجين في نفس الفترة الزمنية.

ب. معدل تكون بخار الماء في نفس الفترة الزمنية.

الحل :

أ- المعادلة توضح انّ اختفاء 4مول من الامونيا يصحبه اختفاء 5 مول من الاكسجين.

$$\therefore \text{معدل اختفاء الاكسجين} = \frac{\text{معدل اختفاء الامونيا} \times 5}{4}$$

$$= \frac{0.24 \text{ مول / دسم}^3 \text{ ث}^{-1} \times 5 \text{ مول}}{4 \text{ مول}} = 0.30 \text{ مول / دسم}^3 \text{ ث}^{-1}$$

$$\text{ب- معدل تكوين بخار الماء} = \frac{\text{معدل اختفاء الامونيا} \times 6}{4}$$

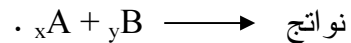
$$= \frac{0.24 \text{ مول / دسم}^3 \text{ ث}^{-1} \times 6 \text{ مول}}{4 \text{ مول}} = 0.36 \text{ مول / دسم}^3 \text{ ث}^{-1}$$

(2-1-6) قانون فعل الكتلة Law of mass action :

ينص هذا القانون على أن سرعة التفاعل الكيميائي تتناسب تناسباً طردياً مع

حاصل ضرب تراكيز المواد المتفاعلة عند ثبوت درجة الحرارة.

للتفاعل الافتراضي :



يكتب قانون سرعة التفاعل كالاتي :

$$R = K [A]^x [B]^y$$

حيث (K) تسمى ثابت المعدل وتختلف باختلاف نوع التفاعل كما أن قيمتها

تتغير بتغير درجة الحرارة.

لدارسة أثر تركيز مادة متفاعلة معينة على سرعة التفاعل فإننا نغير

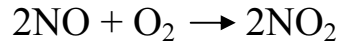
تركيزها عدة مرات مع ترك تركيز المادة (أو المواد) المتفاعلة الأخرى ثابتاً.

مثال (6 - 3) :

الجدول (6 - 1) التالي يوضح المعدل الابتدائي لتفاعل أكسيد

النتريك مع

الأكسجين بتراكيز مختلفة في عدة تجارب عند درجة حرارة معينة.



المعدل الابتدائي مول/دسم ³ .ث	التراكيز الابتدائية مول/دسم ³		رقم التجربة
	[NO]	[O ₂]	
28	20	10	1
57	20	20	2
114	20	40	3
228	40	20	4
486	60	20	5

اكتب قانون سرعة هذا التفاعل.

الحل :
$$R = K [NO]^s [O_2]^ص$$

أولاً : تحديد قيمة ص :

نلاحظ من التجارب من 1 - 3 أن مضاعفة تركيز O_2 في كل مرة ، مع ترك تركيز NO ثابتاً ، يضاعف سرعة التفاعل وهذا يعني أن سرعة التفاعل تتناسب طردياً مع تركيز O_2 .

$$\therefore \text{ص} = 1$$

ثانياً : تحديد قيمة س :

إذا قارنا التجربة (2) بالتجربة (4) نجد أن مضاعفة تركيز NO مع ترك تركيز O_2 ثابتاً يزيد من سرعة التفاعل 4 مرات . وعند مضاعفة تركيز NO ثلاث مرات في التجربة (5) تزداد سرعة التفاعل 9 مرات . وهذا يعني أن سرعة التفاعل تتناسب طردياً مع مربع تركيز NO.

$$\therefore \text{ص} = 2$$

$$R = K [NO]^2 [O_2]$$

(3-1-6) تقويم الدرس الأول :

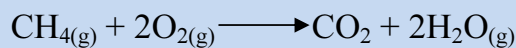
1/ عرف التالي :

معدل التفاعل - علم الكيمياء الحركية - سرعة التفاعل الكيميائي - قانون فعل الكتلة.

2/ أكمل الفراغات بوضع الكلمة أو العبارة المناسبة :

اثناء التفاعل الكيميائي تركيز المادة المتفاعلة ولذلك سرعة التفاعل الكيميائي مع مرور الزمن.

3/ التفاعل التالي يوضح احتراق الميثان :



أ. عبر رياضياً عن سرعة التفاعل بمعدل احتراق الميثان.

ب. إذا كان الميثان يحترق بمعدل 0.16 مول/سم³. ث ، ماهو معدل تكون

كل من CO_2 و H_2O في نفس الفترة الزمنية ؟

ج. باستخدام قانون فعل الكتلة عبر رياضياً عن سرعة التفاعل أعلاه.

الدرس الثاني

العوامل التي تؤثر على سرعة التفاعل الكيميائي

(2-6) العوامل التي تؤثر على سرعة التفاعل الكيميائي :

(1-2-6) سرعة التفاعلات الكيميائية :

سبق أن ذكرنا أن سرعة التفاعلات الكيميائية تختلف اختلافاً كبيراً فما

السبب في هذا الاختلاف؟ وكيف نستطيع أن نجعل من سرعة تفاعل بطيء؟

هنالك أربعة عوامل تؤثر على سرعة التفاعل الكيميائي :

(1-1-2-6) طبيعة المواد المتفاعلة :

يعتمد أثر طبيعة المواد المتفاعلة على :

(أ) نوع وعدد الروابط الكيميائية :

التفاعل الكيميائي يتضمن تكسير الروابط الكيميائية للمتفاعلات وتكوين

روابط جديدة للنواتج ، ولذلك تعتمد سرعة التفاعل على نوع وعدد الروابط التي

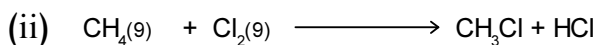
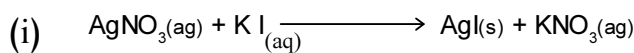
تتكسر وتلك التي تتكون . فسرعة التفاعلات التي يصاحبها تفكك عدد قليل من

الروابط الكيميائية أكبر من سرعة التفاعلات التي يصاحبها تفكك عدد كبير من

الروابط الكيميائية . كذلك وجد أن تفاعلات المركبات الأيونية أسرع من تفاعلات

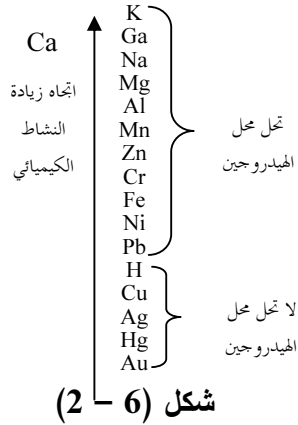
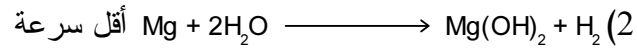
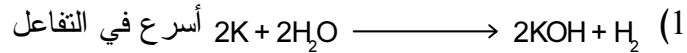
المركبات الإسهامية.

أي التفاعلين التاليين أسرع؟ ولماذا؟.



ب) خواص المواد المتفاعلة :

تعتمد سرعة التفاعل الكيميائي على الخواص الكيميائية والفيزيائية للمواد المتفاعلة عندما تكون في الحالة العنصرية أي موقع العنصر في السلسلة الكهروكيميائية فمثلاً :



بالنظر إلى السلسلة الكهروكيميائية (إلى اليسار) نجد أن التفاعل الأول أسرع من التفاعل الثاني وذلك لموقع البوتاسيوم المتقدم في السلسلة الكهروكيميائية

ج) مساحة السطح المعرض للتفاعل :

عند تفاعل مادة صلبة مع مادة سائلة أو غازية لا بد أن يتلامس سطح المادة الصلبة مع المادة الأخرى ، وكلما زادت مساحة سطح التماس بين المادتين المتفاعلتين زادت سرعة التفاعل.

نشاط (1-6) :

أحضر وزنين متساويين عن فلز الخارصين أحدهما على هيئة مسحوق والآخر عبارة عن كتلة واحدة . ضع الوزنين كلاً على وحدة في أنبوبة اختبار ثم أضف إليهما حجمين متساويين من حمض الهيدروكلوريك المخفف ماذا تلاحظ ؟ في أي من الأنبوبتين ينتهي التفاعل في وقت أقل ؟.

نشاط (2-6) :

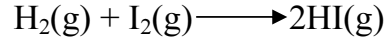
خذ قطعتين متساويتي الحجم من الفحم . قم بتجزئة احدى القطعتين إلى أجزاء صغيرة وأترك الأخرى كما هي . سخن كلاً من قطعتي الفحم في الهواء ، أي القطعتين تحترق في الهواء أسرع ؟
نستنتج من النشاطين أعلاه أن تجزئة المادة المتفاعلة تزيد من مساحة السطح المعرض للتفاعل وبالتالي تزداد سرعة التفاعل.


(2-1-2-6) التغيير في درجة الحرارة :

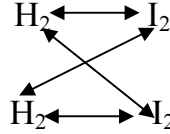
زيادة درجة الحرارة تزيد من سرعة التفاعل الكيميائي وذلك لزيادة طاقة الجزيئات المتفاعلة التي ينتج عنها تأثيران هما :
1. احتمال كسر الروابط القديمة وتشكيل روابط أخرى جديدة أي : (كلما ازدادت درجة الحرارة ارتفاعاً ازدادت فرصة حصول الجزيئات المتفاعلة على طاقة كافية لكسر الروابط تسمى طاقة التنشيط).
2. تزداد سرعة الجزيئات المتفاعلة مما يزيد من فرص تصادمها. سنتعرض إلى نظرية التصادم بعد مناقشة العوامل المؤثرة على سرعة التفاعل.
ملحوظة: طاقة التنشيط Activation Energy هي: الحد الأدنى من الطاقة المطلوب لإحداث التفاعل.

(3-1-2-6) تركيز المواد المتفاعلة :

تزداد سرعة التفاعل الكيميائي بزيادة تركيز المواد المتفاعلة لأن زيادة التركيز تعني زيادة عدد الجزيئات في مزيج التفاعل مما يؤدي إلى زيادة فرص تصادمها فتزداد بذلك سرعة التفاعل فمثلاً في التفاعل التالي :



لكي يتم التفاعل لابد أن يصطدم كل جزئي هيدروجين بجزئ يود . فإذا أخذنا كميات محددة ومتساوية من الهيدروجين واليود نجد أن لكل جزئي هيدروجين فرصة تصادم واحدة مع جزئ يود H_2  . وإذا ضاعفنا تركيز اليود مثلاً نجد أن لكل جزئ هيدروجين فرصتي تصادم مع جزئ يود .
وإذا ضاعفنا تركيز الهيدروجين أيضاً يصبح لكل جزئي هيدروجين تصادم مع جزئ يود ولكل جزئ يود فرصتي تصادم مع جزئ هيدروجين.



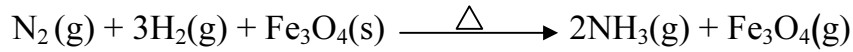
إذن زيادة التركيز تزيد من فرص التصادم وبالتالي سرعة التفاعل.

(4-1-2-6) العوامل الحفازة :

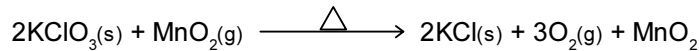
العامل الحفاز هو مادة تضاف إلى إناء التفاعل بكميات قليلة لتزيد من سرعة التفاعل الكيميائي. نستعيد العامل الحفاز بعد انتهاء التفاعل دون حدوث أي تغيير كيميائي عليه أو أي تغيير في كتلته وقد تتغير حالته الفيزيائية. أو العامل الحفاز هو : المادة التي تساعد علي زيادة سرعة التفاعل الكيميائي دون أن تتأثر.

ملحوظة: العامل الحفاز Catalyst يدخل في التفاعل أثناء سيره لكن يعاد إنتاجه مرة أخرى عند نهاية التفاعل.

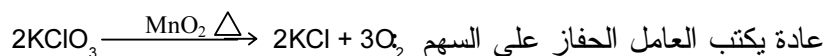
تستخدم العوامل الحفازة كثيراً في التفاعلات الكيميائية على مستوى المصانع والمعامل ، ففي صناعة النشادر من تفاعل النتروجين والهيدروجين تستعمل أكاسيد الحديد مثل (Fe₃O₄) كعوامل حفازة فهي تزيد من سرعة إنتاج النشادر دون الحاجة إلى درجات حرارة عالية :



كذلك يتم تحضير الاكسجين بالتحلل الحراري لكورات البوتاسيوم (KClO₃) هذا التحلل يحتاج إلى درجات حرارة عالية جداً ولكن في وجود قليل من ثاني اكسيد المنجنيز فإن التفاعل يتم بسرعة في درجات حرارة مناسبة.



ملحوظة :



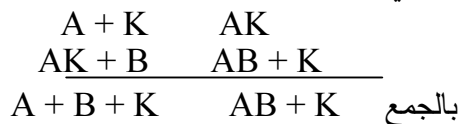
عادة يكتب العامل الحفاز على السهم ويحتوي جسم الإنسان والاحياء الأخرى على مواد حفازة كثيرة لكل منها وظيفة خاصة ، وتعرف هذه العوامل الحفازة بالانزيمات مثل انزيم التيالين في اللعاب والبيبسين في العصير المعدي ووظيفة هذين الانزيمين هي زيادة سرعة التفاعل الذي يتم بموجبه تكسير جزيئات الغذاء الكبيرة كالنشويات والبروتين إلى جزيئات صغيرة بسيطة يمكن لخلايا الجسم امتصاصها.

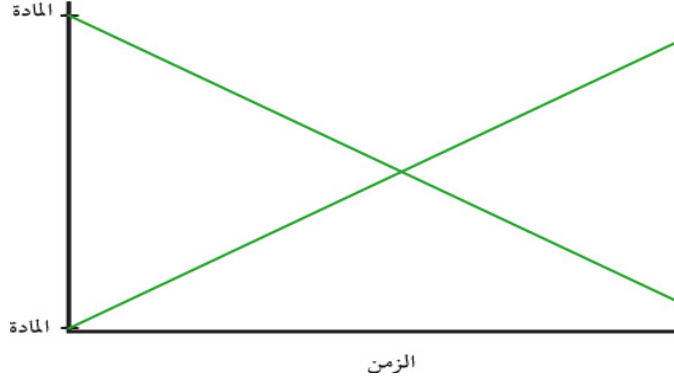
(6-2-2) كيف يزيد العامل الحفاز من سرعة التفاعل ؟ :

علمنا في موضع السابق أن الجزيئات المتفاعلة التي تمتلك طاقة تنشيط تنكسر روابطها لبدء التفاعل.

عند تكسير الروابط يتم إعادة ترتيب الذرات وتكوين روابط كيميائية جديدة وينتج مركب وسيط غير مستقر يسمى المترابك المنشط (activated complex) تزداد صعوبة حدوث التفاعل كلما ازدادت قيمة طاقة التنشيط يصبح حدوث التفاعل أكثر صعوبة ، وهذا ما توفره العوامل الحفازة ، إذ أنها توفر طريقاً أسهل تطرقه المواد المتفاعلة إلى نواتج التفاعل ، بحيث تحتاج هذه الطريقة إلى كمية من طاقة التنشيط (activation energy) أقل من الطاقة المطلوبة في غياب العوامل الحفازة. وذلك لأنّ المادة الحفازة ترتبط مع المواد المتفاعلة مكونة المترابك المنشط . فإذا فرضنا أن التفاعل : $A + B \longrightarrow AB$.

يحدث ببطء ، بينما في وجود المادة الحفازة "K" يتم سريعاً ، فإنه يمكن تمثيله كالآتي :



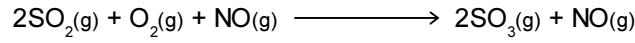


شكل (3-6) منحنى نقصان تركيز المادة المتفاعلة ومنحنى قراءة تركيز المادة الناتجة مع مرور الزمن

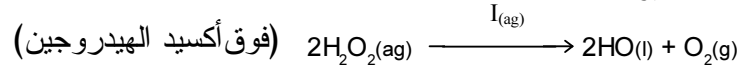
هنالك نوعان من الحفز هما :

(1) الحفز المتجانس :

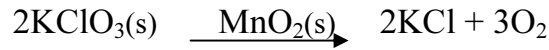
ويكون العامل الحفاز في نفس الحالة الفيزيائية للمواد المتفاعلة ، كأن يكون كل من العامل الحفاز والمواد المتفاعلة في الحالة الغازية مثل :



أو في حالة السيولة مثل :

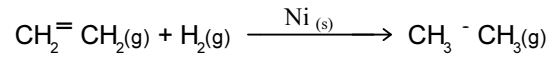
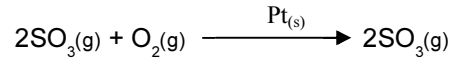
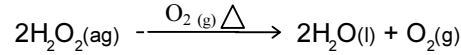


أو في حالة الصلابة مثل :



(2) الحفز غير المتجانس :

ويكون فيه العامل الحفاز في حالة فيزيائية غير حالة المواد المتفاعلة مثل :



مما سبق نلاحظ أن العامل الحفاز :

1. يزيد فقط من سرعة التفاعل ولكنه لا يحدث تفاعلاً لا يمكن حدوثه أصلاً.
2. القليل منه يكفي لزيادة سرعة التفاعل.
3. في معادلة التفاعل الموزونة يكتب العامل الحفاز على السهم أو يكتب مع المتفاعلات ومع النواتج.

(3-2-6) نظرية التصادم Collision Theory :

لكي يحدث التفاعل الكيميائي لابد من أن تتصادم الجزيئات المتفاعلة وهذه القاعدة هي أساس نظرية التصادم وتنص هذه النظرية على (أن سرعة التفاعل الكيميائي تتناسب تناسباً طردياً مع عدد الاصطدامات بين الجزيئات المتفاعلة لكل ثانية) . لا تؤدي كل الاصطدامات بين الجزيئات المتفاعلة إلى تكوين نواتج. تفسر نظرية التصادم كيفية حدوث التفاعل الكيميائي وتأثير بعض العوامل مثل درجة الحرارة ، التركيز والعوامل الحفازة.

الفرض الأول للنظرية :

يحدث التفاعل نتيجة لتصادم الوحدات المتفاعلة (جزيئات ، أيونات ، ذرات) ومن هذا نستنتج أن سرعة التفاعل تتناسب تناسباً طردياً مع عدد التصادمات في وحدة الزمن.

$$\text{سرعة التفاعل} = \frac{\text{عدد التصادمات}}{\text{الزمن (ثانية)}}$$

- كيف تؤثر زيادة تركيز المواد المتفاعلة على سرعة التفاعل على ضوء نظرية التصادم ؟
- كلما زاد تركيز المواد المتفاعلة زاد عدد جزيئات فتزداد بالتالي عدد التصادمات.

نشاط (3-6) :

أحضر علبتين من الحديد وضع في أحدهما 3 كرات من البلاستيك أو البلي وفي الأخرى 4 كرات ثم رج العلبتين بنفس القوة لمدة زمنية معينة . في أي العلبتين تكون عدد فرص تصادمات الكرة الواحدة بغيرها من الكرات أكبر ؟ في العلبة الأولى تكون فرص احتمال تصادم الكرة الواحدة بغيرها من الكرات = 4 تصادمات أما في العلبة الثانية فتكون الفرص أكثر والاحتمال أكبر حيث يقدر ب 8 تصادمات.

الفرض الثاني : لنظرية التصادم :

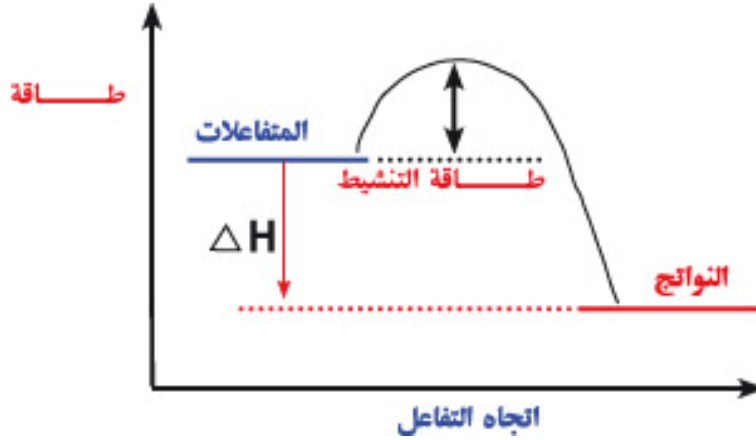
ليس بالضرورة أن يؤدي كل تصادم بين جزيئين إلى حدوث تفاعل بينهما . فهناك تصادمات فعالة تؤدي إلى حدوث تفاعل وأخرى غير فعالة لا تؤدي إلى حدوث تفاعل .

لماذا تكون بعض التصادمات فعالة وبعضها غير فعال ؟

كما تعلم أن جزيئات المادة في حالة حركة مستمرة ونتيجة لهذه الحركة فهي تمتلك طاقة حركية يختلف مقدار هذه الطاقة باختلاف سرعة حركة الجزيء فكلما زادت سرعته زادت طاقته الحركية . وفي التفاعل الكيميائي عندما تختلط جزيئات المواد المتفاعلة فإنها تتصادم مع بعضها فإذا كانت تمتلك طاقة حركية ابتدائية كبيرة فسيؤدي تصادمها إلى تكسير الروابط الكيميائية وبدء التفاعل . هذا يشبه حالة السيارات في الطريق ، فإذا كانت السيارة تسير بسرعة كبيرة واصطدمت بسيارة أخرى تسير بسرعة كبيرة أيضاً فإن نتيجة التصادم ستكون مروعة تؤدي إلى تكسير كلتا السيارتين .

الطاقة الابتدائية التي تمكن الجزيئات من التصادم الفعال تسمى طاقة التنشيط .

أو طاقة التنشيط هي الحد الأدنى من الطاقة اللازمة للجزيئات المتصادمة لكي تتفاعل.



الشكل (4 - 6)

من هنا نستنتج أن الجزيئات المتصادمة لكي تتفاعل لا بد أن تمتلك طاقة أكبر أو تساوي طاقة التنشيط وذلك لكي تتغلب على قوة التنافر بين الإلكترونات في الذرات و يتبع ذلك تكسير الروابط و حدوث تفاعل وهنا يطلق على التصادم بأنه فعال.

أما إذا كانت طاقة الحركة الابتدائية للجزيئات المتصادمة أقل من طاقة التنشيط فإن الجزيئات سوف ترتد فقط نتيجة التصادم ولن تتغلب على قوة التنافر بين الإلكترونات فلا تتكسر الروابط ، وهذا التصادم يوصف بأنه غير فعال. ملحوظة: التصادم المثمر هو الذي ينتج عنه تكون جزيء جديد والتصادم غير المثمر لا ينتج عنه تكون جويء.

(4-2-6) تقويم الدرس الثاني :

1. عدّد العوامل التي تؤثر على سرعة التفاعل.
2. عرف العامل الحفاز.
3. اذكر الفرق بين الحفز المتجانس والحفز غير المتجانس مع ذكر مثال لكل نوع.
4. كيف يزيد العامل الحفاز من سرعة التفاعل ؟
5. أي التفاعلين التاليين أسرع ؟ ولماذا ؟
6. عرف : نظرية التصادم - طاقة التنشيط.
7. علل على ضوء نظرية التصادم :
 - أ. تزداد سرعة التفاعل بزيادة تركيز المادة المتفاعلة.
 - ب. تزداد سرعة التفاعل بزيادة درجة الحرارة.

الدرس الثالث

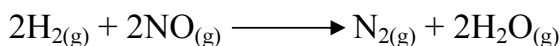
آلية (ميكانيكية) التفاعل الكيميائي

Reaction Mechanism

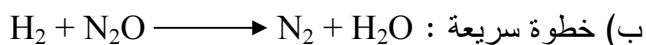
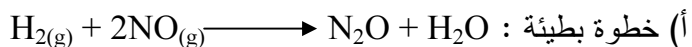
(3-6) آلية التفاعل الكيميائي :

المعادلة الكيميائية هي تلخيص لكثير من العمليات التي تحدث أثناء سير التفاعل من المواد المتفاعلة وحتى تكوين النواتج. الخطوات التي يسير بها التفاعل إلى أن تتكون النواتج النهائية تعرف بآلية التفاعل الكيميائي . كل خطوة من هذه الخطوات تعتبر تفاعلاً تنتج عنه نواتج عبارة عن مركبات وسيطة لا تلبث أن تتفاعل لتستقر أخيراً في شكل النواتج النهائية . تقاس سرعة التفاعل الكيميائي بأكثر خطواته بطئاً وتسمى الخطوة المحددة لسرعة التفاعل.

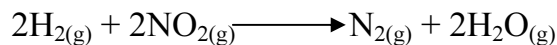
مثلاً التفاعل :



يمر بخطوتين هما :



بجمع المعادلتين (أ) و(ب) نحصل على معادلة التفاعل الكلي



• الخطوة (أ) هي المحددة لسرعة التفاعل لأنها الأبطأ.

• يمكن كتابة قانون سرعة التفاعل بمجرد النظر الى الخطوة المحددة لسرعة

$$\text{التفاعل: } R = K [\text{H}_2] [\text{NO}]^2$$

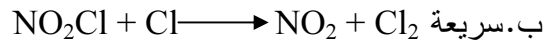
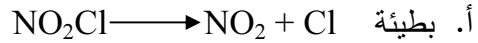
يتضح مما تقدم أهمية إيجاد قانون سرعة التفاعل بالتجربة لأننا بالنظر إلى

قانون سرعة التفاعل يمكننا أن نعرف أن التفاعل يتم في خطوة واحدة أم أنه يحتاج

إلى أكثر من خطوة . فالنفاعل أعلاه إذا كان يتم في خطوة واحدة لكان المعدل $[H_2]^2 [NO]^2 =$ كما توضح معادلة النفاعل الكلي .

مثال (4-6) :

يتم تحلل NO_2Cl في خطوتين هما :

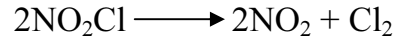


(I) اكتب معادلة النفاعل الكلي .

(II) اكتب قانون السرعة لهذا النفاعل .

الحل :

(I) معادلة النفاعل الكلي هي جمع المعادلتين (أ) و(ب)



(II) قانون معدل النفاعل : $R = K [NO_2Cl]$

(1-3-6) تقويم الدرس الثالث :

(1) عرف : آلية النفاعل الكيمياءى .

(2) الخطوة تسمى الخطوة المحددة لسرعة النفاعل .

(3) المطلوب تحضير مادة بأسرع ما يمكن من نفاعل الغاز A مع الغاز B ، فإذا

علم أن الخطوة المحددة لسرعة النفاعل هي : $A_{(g)} + 2B_{(g)} \longrightarrow$ فأى

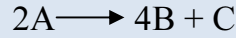
الوسيلتين التاليتين تزيد من سرعة النفاعل بمقدار أكبر ؟ ولماذا ؟

(i) مضاعفة تركيز الغاز A .

(ii) مضاعفة تركيز الغاز B .

تمرين عام على الوحدة السادسة

(1) المعلومات التالية جمعت عن التفاعل :



عند درجة حرارة معينة :

الزمن بالدقيقة	تركيز [A] مول/دسم ³	تركيز [B] مول / دسم ³
صفر	1.000	صفر
10	0.80	0.40
20	0.667	0.667
30	0.571	0.858
40	0.500	1.000
50	0.444	1.112

$$K = 1 \times 10^{-5}$$

أ. أرسم منحنى تغير تركيز المادة A ومنحنى تغير تركيز المادة B مع الزمن.
ب. أحسب معدل اختفاء A ومعدل تكون B في الفترة من 20 - 40 دقيقة ثم قارن بين المعدلين.

ج. ما هو معدل تكون C خلال نفس الفترة الزمنية ؟

(2) في كل زوج من الأزواج التالية حدد التفاعل أو ظروف التفاعل التي يمكن أن ينتج عنها تكون الهيدروجين بسرعة أكبر ولماذا ؟

(أ) i. حمض HCl (1مول/دسم³) + ماغنسيوم.

ii. حمض HCl (1مول/دسم³) + حديد.

(ب) i. i. أجراء من قطعة خارصين + حمض HCl (1مول/دسم³).

ii. i. أجراء من مسحوق الخارصين + حمض HCl (1مول/دسم³).

(ج) i. خارصين + حمض HCl (0.1 مول/دسم³).

ii. خارصين + حمض HCl (1مول/دسم³).

(د) i. مسمار من الحديد + حمض HCl عند 25°م.

ii. مسمار من الحديد + حمض HCl عند 40°م.

3. على الشكل الى اليسار حدد :

(i) مستوى المواد المتفاعلة.

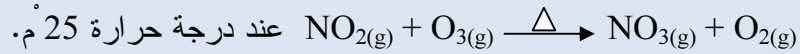
(ii) مستوى المواد الناتجة.

(iii) موقع المتراكب المنشط .

(iv) قيمة طاقة التنشيط .

(v) هل التفاعل طارد ام ماص للحرارة ؟

4. المعلومات التالية جمعت عن التفاعل :

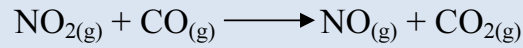


المعدل الابتدائي مول/ دسم ³ - ث	التراكيز الابتدائية مول/دسم ³		رقم التجربة
	[O ₃]	[NO ₂]	
0.022	1.0 × 10 ⁻³	5.0 × 10 ⁻³	1
0.044	2.0 × 10 ⁻³	5.0 × 10 ⁻³	2
0.022	2.0 × 10 ⁻³	2.0 × 10 ⁻³	3

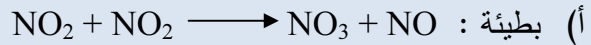
أ- اكتب قانون السرعة لهذا التفاعل.

ب- جد قيمة ثابت المعدل.

5. التفاعل :



يتم في خطوتين هما :



i) ما هي الخطوة المحددة لسرعة هذا التفاعل.

ii) اكتب قانون السرعة لهذا الفاعل.

ج) ما اثر كل مما يلي على سرعة التفاعل :

i) مضاعفة تركيز NO_2 .

ii) مضاعفة تركيز CO .

س1 : اختر الاجابة الصحيحة :

1/ تسمى السرعة التي يتم بها التفاعل الكيميائي بـ :

أ. ثابت المعدل.

ب. معدل التفاعل.

ج. الاتزان الكيميائي.

د. ثابت التناسب.

2/ تزداد سرعة التفاعل الكيميائي في حالة :

أ. انخفاض درجة الحرارة.

ب. نقصان تركيز المواد المتفاعلة.

ج. استخدام العوامل المساعدة (الحفازة).

د. جميع ما تقدم.

س2 : ضع علامة (✓) أو علامة (×) في المكان المناسب :

1. زيادة التركيز تعني زيادة عدد جزيئات المواد المتفاعلة في وحدة الحجم.

2. الخطوة المحددة لمعدل التفاعل هي أسرع خطوات التفاعل الكيميائي.

3. معدل التفاعل يتناسب عكسياً مع معدل إختفاء المادة المتفاعلة بالنسبة للزمن.

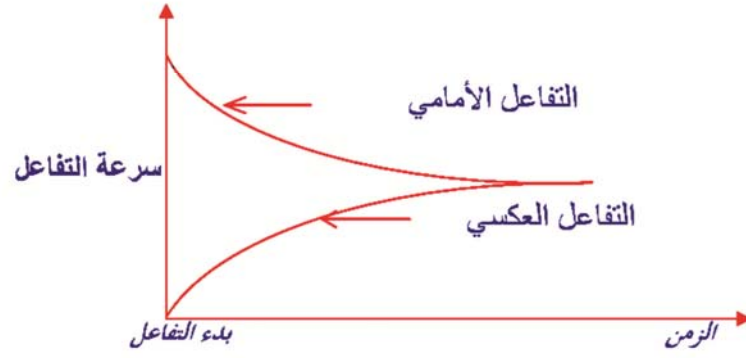
س3 : اكمل :

1. يوجد نوعان من الحفز هما :

أ. الحفز وفيه يكون العامل المساعد(الحفاز) لحالة
المواد المتفاعلة.

ب. الحفز وفيه يكون العامل المساعد(الحفاز) لحالة
المواد المتفاعلة.

الوحدة السابعة



مبادئ الإتزان الكيميائي

محتويات الوحدة السابعة

الصفحة	الموضوع	رقم الدرس
279	أهداف الوحدة	
280	مفهوم الاتزان	الأول
288	قانون الاتزان الكيميائي	الثاني
298	العوامل التي تؤثر على الاتزان	الثالث
304	تمرين عام على الوحدة السابعة	

الوحدة السابعة

مبادئ الاتزان الكيميائي Chemical Equilibrium

الاهداف :

- بعد نهاية هذه الوحدة يكون الطالب قادراً على أن :
1. يصف الطبيعة العكسية للتفاعلات الكيميائية.
 2. يصف الاتزان الكيميائي كنظام مغلق عند ثبوت درجة الحرارة.
 3. يصف الطبيعة الحركية للاتزان الكيميائي.
 4. يستنتج أن النظام غير المتزن ينزع نحو الاتزان.
 5. يطبق قاعدة لوشاتيليه ويحدد إزاحة التفاعل بموجب التغيير في درجة الحرارة - التركيز - الحجم والضغط.
 6. يحدد أثر العامل الحفاز في حالة الإتزان.
 7. يعطي أمثلة لتطبيقات مفهوم الإتزان في الحياة العامة.
 8. يعبر عن ثابت الإتزان رياضياً.
 9. يحسب قيمة ثابت الإتزان إذا أعطي تركيزات المواد المتفاعلة والمواد الناتجة عند حدوث الإتزان.
 10. يحدد مدى مقدرة التفاعل على الاستمرار إلى النهاية بمعرفة قيمة ثابت الإتزان.
 11. يحسب تركيز المواد المتفاعلة والناتجة عن التفاعل إذا اعطي قيمة ثابت الاتزان والتركيز الابتدائي للمتفاعلات.
 12. يحدد إذا كان النظام في حالة إتزان أم لا استناداً إلى ثابت الإتزان وتركيز المتفاعلات والنواتج.
 13. يستنتج إتجاه إزاحة التفاعل ليصل النظام إلى حالة إتزان.
 14. يحدد أثر العوامل المختلفة على قيمة ثابت الإتزان.

الدرس الأول الإتزان Equilibrium

(1-7) مفهوم الإتزان :

إذا تأملنا الكون من حولنا نجده محكوماً بقوانين غاية في الدقة والنظام لأن جميع الظواهر الكونية والبيولوجية تخضع لعملية الإتزان التي تحافظ على مكونات الكون أو الكائنات الحية بنسب ثابتة دون زيادة أو نقصان.

فالبينة تحافظ على مكوناتها عن طريق إعادة الدورة التي نجدها في دورات الاكسجين وثاني اكسيد الكربون والماء والنيتروجين وغيرها.

والجسم البشري يحافظ على مكوناته من خلال عمليات الإتزان التي نجدها في ثبات نسبة السكر في الدم وبعض العناصر مثل الكالسيوم والفسفور.

مما سبق يتضح أن جميع الانظمة سواء الفيزيائية أو البيولوجية هي دائماً في حالة تغير ، قد يكون التغير في بعض هذه الانظمة سريعاً جداً ويبلغ حالة الإتزان في لحظات مثل دورة السكر في الدم ، وقد يكون بطيئاً جداً ويحتاج إلى أعواماً ليصل الى حالة الإتزان مثل دورة النيتروجين.

إذن ما هو الإتزان ؟

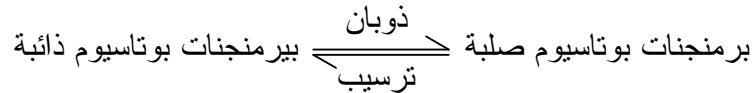
(1-7-1) الإتزان هو حالة تشمل تغيرات فيزيائية وكيميائية منعكسة تحدث في اتجاهين متضادين وبسرعة واحدة.

أمثلة للإتزان في الأنظمة الفيزيائية :

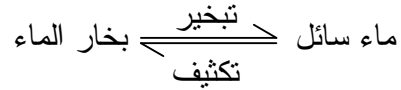
مثال (1-7) : إذا أضفنا قليلاً من بلورات برمنجنات البوتاسيوم $KMnO_4$ بنفسجية اللون إلى قليل من الماء في زجاجة ساعة ، سنلاحظ ذوبان الملح واكتساب الجزء المحيط به لوناً بنفسجياً ، وبعد قليل ينتشر اللون في جميع أجزاء الماء وكلما أضفنا مزيداً من برمنجنات البوتاسيوم يزداد اللون البنفسجي في المحلول حتى يصل المحلول إلى حد لا يستطيع بعده اذابة المزيد من البرمنجنات الصلبة ، وأي إضافة جديدة من الملح الصلب تترسب في زجاجة الساعة . وهنا يبدو أن النظام قد وصل إلى حالة سكون وتركيز المواد أصبح ثابتاً هنا نقول أن النظام قد وصل إلى حالة إتزان.

إنّ حالة السكون التي نلاحظها على النظام هي فقط على المستوى المرئي ولكن الواقع أن وحدات برمنجنات البوتاسيوم حتى عند حالة الاتزان تذوب في الماء ، وفي نفس الوقت تترسب بعض الوحدات الذائبة لتكون برمنجنات بوتاسيوم صلبة وتتم هاتان العمليتان المتضادتان - الذوبان والترسيب بسرعة واحدة عند الإتزان فيبدو للناظر وكأن شيئاً لم يتغير .

حالة الإتزان هذه يمكن التعبير عنها هكذا :



مثال (7-2) : عند تسخين كمية من الماء في دورق مغلق فان الماء يبدأ في التبخر ونلاحظ انخفاض سطح الماء في الدورق ، وبعد قليل من الوقت يتوقف سطح الماء عن الإنخفاض ، وذلك عمليتين متعاكستين هما التبخير والتكثيف . وعندما تتساوى السرعتان يكون النظام قد وصل إلى حالة إتزان يمكن التعبير عنها :



يلاحظ من المثالين السابقين أن الوصول إلى حالة الإتزان لا يعني توقف التغير في الاتجاهين الأمامي والعكس ، ولكن حدوثهما مستمر بنفس السرعة . لذلك يوصف الإتزان بأنه ديناميكي .

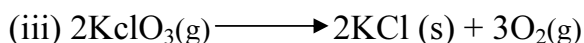
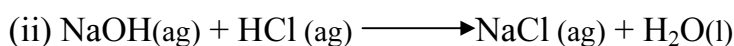
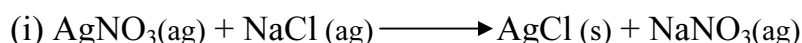
النظام المتزن هو نظام ساكن على المستوى المرئي ، وديناميكي (حركي) على المستوى غير المرئي .

(7-1-2) الإتزان في التفاعلات الكيميائية :

يمكن تقسيم التفاعلات الكيميائية من حيث اكتمالها ووصولها إلى نهاية ، إلى نوعين هما :

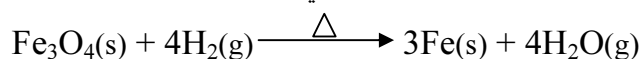
(1-2-1-7) تفاعلات تامة (غير منعكسة) :

وهي تفاعلات تسير في اتجاه واحد ، وتتحول فيها المواد المتفاعلة إلى مواد ناتجة ، ولا تستطيع المواد الناتجة أن تتفاعل مع بعضها تحت نفس الظروف لتكون المواد المتفاعلة مرة أخرى . ومن أمثلة هذه التفاعلات :

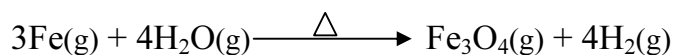


(2-2-1-7) تفاعلات منعكسة :

عند تسخين أكسيد الحديد المغنطيسي إلى درجة الاحمرار وامرار غاز الهيدروجين عليه يحدث التفاعل التالي :



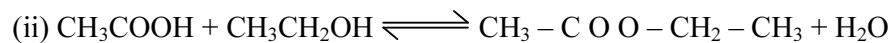
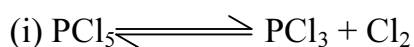
كما أن الحديد يمكنه أن يتفاعل مع بخار الماء عند نفس درجة الحرارة ويتكون أكسيد الحديد المغنطيس والهيدروجين :



هذا النوع من التفاعلات التي يمكنها أن تسري في كلا الاتجاهين عند نفس الظروف ، تُعرف بالتفاعلات العكسية Reversible Reactions . ويمكن التعبير عنها بمعادلة واحدة واستبدال السهم بسهمين متعاكسين :



ومن أمثلة هذه التفاعلات أيضاً :

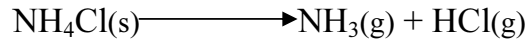


إن الاتزان يحدث في التفاعلات المنعكسة التي تجري في أواني مغلقة لأن النواتج إذا كانت غازات فإنها ستهرب من حيز التفاعل.

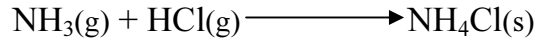
كيف تحدث حالة الاتزان في تفاعل كيميائي منعكس؟ دعنا نأخذ المثال التالي :

عند تسخين كلوريد الأمونيوم الصلب في اناء مغلق :

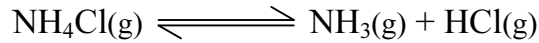
(i) يتحلل كلوريد الأمونيوم إلى غازي الأمونيا وكلوريد الهيدروجين كما يلي :



(ii) عند تكون كميات مناسبة من غازي الامونيا وكلوريد الهيدروجين ، ويتحد هذان الغازان ليكونا كلوريد الأمونيوم كالاتي :

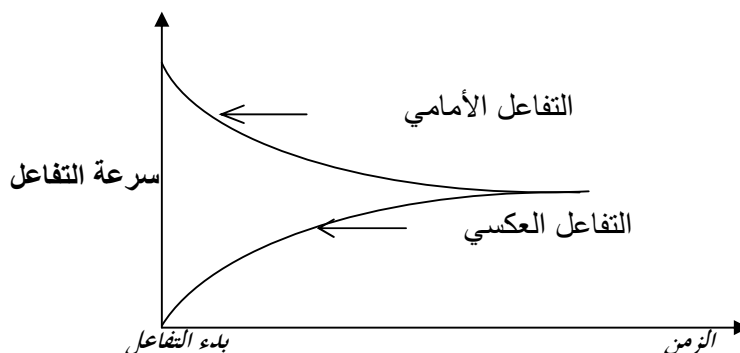


(iii) يستمر التفاعلان الأمامي والعكسي إلى أن تتساوى سرعتاهما ، وعندئذ لا يطرأ أي تغيير على تراكيز المواد المتفاعلة أو الناتجة . وعندها نقول أن التفاعل قد وصل إلى حالة اتزان . ويمكن دمج التفاعلين في معادلة واحدة كما يلي :



الشكل (7 - 1) التالي يوضح التغيير في سرعة التفاعل الأمامي وسرعة التفاعل العكسي مع مرور الزمن :

مع مرور الزمن تقل سرعة التفاعل الأمامي وذلك لانخفاض تراكيز المواد المتفاعلة ، وتزداد سرعة التفاعل العكسي وذلك لازدياد تراكيز المواد الناتجة إلى أن يصل النظام إلى مرحلة الاتزان عند تساوي سرعتين.



الشكل (7 - 1) التغير في سرعة التفاعل مع الزمن

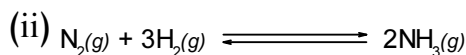
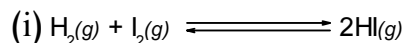
الإتزان الكيميائي في التفاعلات الإنعكاسية : هو نظام ديناميكي تتساوي فيه سرعة التفاعل الأمامي مع سرعة التفاعل العكسي ، وتثبت تراكيز المتفاعلات والنواتج.

(3-1-7) حالات الإتزان الكيميائي :

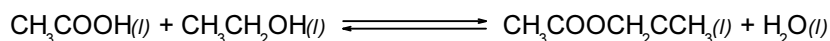
يمكن أن نميز بين ثلاث حالات للإتزان الكيميائي وهي :

(1-3-1-7) الإتزان المتجانس :

ويختص هذا النوع بالتفاعلات التي تتم في وسط متجانس حيث تكون جميع المواد المتفاعلة والنااتجة في نفس الفيزيائية ومن أمثلة الإتزان المتجانس في الحالة الغازية ما يلي :

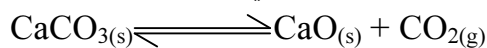


ومن أمثلة الإتزان في الحالة السائلة تفاعل الايثانول مع حمض الخليك :

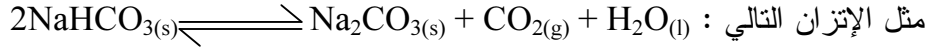


(2-3-1-7) الإتزان غير المتجانس :

وتكون فيه المواد في حالات فيزيائية مختلفة ومن أمثلة ذلك :



إذا احتوى التفاعل الممتز بالإضافة للغازات على مواد صلبة أو مواد سائلة



يمكن التعبير عن ثابت الإلتزان K كما يلي :

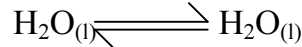
$$K = \frac{(\text{H}_2\text{O}_{(g)}) (\text{Na}_2\text{CO}_{3(s)}) (\text{CO}_{2(g)})}{(\text{NaHCO}_{3(s)})^2}$$

كل من Na_2CO_3 و NaHCO_3 مواد نقية في الحالة الصلبة وكثافة المادة النقية في الحالة الصلبة ثابتة بالنسبة لأي عينة تؤخذ منها ، وهذه الكثافة لا تتأثر بطبيعة التفاعل الكيميائي لهذه المادة ، هذا يعني أنه وحتى أثناء التفاعل الكيميائي فإن تركيز NaHCO_3 في الكمية الصلبة النقية من NaHCO_3 ثابت ، إذ لا يمكن حساب عدد مولات NaHCO_3 للدسم³ من الصلب النقي NaHCO_3 . وبالتالي لا يمكن تغيير تركيزها . وكذلك لا يمكن تغيير تركيز Na_2CO_3 في أي كمية صلبة نقية من Na_2CO_3 .

لهذه الأسباب فإن تركيز المادة الصلبة في معادلة التعبير عن ثابت الإلتزان يتم الغاؤه وتكتب المعادلة في الإلتزان الثابت وبعد الغاء تركيز كل من NaHCO_3 و Na_2CO_3 كما يلي :

$$K = (\text{H}_2\text{O}_{(l)}) (\text{CO}_{2(g)})$$

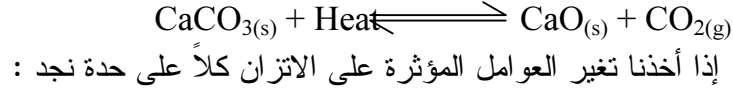
وبالمثل في التفاعلات التي تحتوي بعض المتفاعلات أو النواتج في الحالة السائلة النقية ، فإن تركيز السائل يعتبر ثابت ويتم الغاؤه في معادلة ثابت الإلتزان فمثلاً في الإلتزان التالي :



يعبر عن ثابت الإلتزان بالعلاقة التالية :

$$K = (\text{H}_2\text{O}_{(l)})$$

كما سبق الإشارة إلى أن كمية المادة النقية في حالة الصلابة أو في حالة السبولة لا تؤثر على قيمة ثابت الإلتزان فهي أيضاً لا تؤثر على موضع الإلتزان لأن تركيزها ثابت لا يتغير . ففي الإلتزان التالي مثلاً :

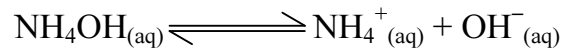
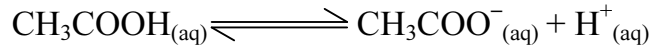


جدول (1-7)

التغير	الأثر على موضع الاتزان
(i) زيادة كمية CaCO_3	لا يؤثر
(ii) نقصان كمية CaO	لا يؤثر
(iii) زيادة كمية CaO	لا يؤثر
(iv) نقصان كمية CaO	لا يؤثر
(v) زيادة كمية CO_2	ينزاح إلى اليسار
(vi) نقصان كمية CO_2	ينزاح إلى اليمين
(vii) انقاص حجم وعاء التفاعل (زيادة الضغط)	ينزاح إلى اليمين
(viii) زيادة حجم وعاء التفاعل	ينزاح إلى اليسار
(ix) زيادة درجة الحرارة	ينزاح إلى اليمين
(x) تخفيض درجة الحرارة	ينزاح إلى اليسار

(3-3-1-7) الاتزان في المحاليل الألكتروليتية :

ويشمل هذا النوع تأين الأحماض والقواعد الضعيفة ومن أمثلته :



(7-1-4) تقويم الدرس الأول :

1. عرف : الإتزان - النظام المتزن - التفاعل الكيميائي المتزن.
2. لماذا يطلق على النظام المتزن أنه ديناميكي ؟
3. أشرح كيفية وصول تفاعل إنعكاسي إلى حالة الإتزان باتخاذ تسخين كربونات الكالسيوم كمثال . وبين الإتزان بمعادلة كيميائية.
4. ارسم رسماً بيانياً يوضح تغير سرعة التفاعلين الأمامي والعكسي مع مرور الزمن.
5. لماذا يقل معدل التفاعل الأمامي ويزداد معدل التفاعل العكسي مع مرور الزمن ؟
6. ما هو الاتزان المتجانس ؟ مثل له بمعادلة كيميائية.
7. ما هو الخطأ في هذه العبارة : (عند الوصول إلى حالة الإتزان يتوقف التفاعل العكسي) ؟

الدرس الثاني

قانون الإتزان الكيميائي

(2-7) قانون الإتزان الكيميائي :

يمكن استنتاج قانون الاتزان الكيميائي بتطبيق قانون فعل الكتلة كآلاتي :

إذا اعتبرنا التفاعل الافتراضي التالي :



وإذا افترضنا أن كل من التفاعل الأمامي والتفاعل العكسي يتم في خطوة

واحدة فإن قانون سرعة التفاعل الأمامي :

$$R_1 = K_1 [A]^a [B]^b$$

حيث R هي معدل التفاعل ، K هي ثابت المعدل.

(1-2-7) قانون سرعة التفاعل العكسي :

$$R_2 = K_2 [C]^c [D]^d$$

عند الاتزان تتساوى سرعة التفاعل الامامي R_1 مع سرعة التفاعل العكسي R_2 .

$$\text{إذن : } K_1[A]^a [B]^b = K_2 [C]^c [D]^d$$

$$\frac{K_1}{K_2} = K = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

حيث K يسمى ثابت الإتزان ويعتمد على درجة الحرارة وطبيعة المواد المتفاعلة والمواد الناتجة.

(2-2-7) تعريف ثابت الإتزان (K) :

هو ثابت قيمته ناتج قسمة حاصل ضرب تراكيز المواد الناتجة عن التفاعل - عند الإتزان - مرفوعاً تركيز كل مادة إلى (اس) يساوي معامل هذه المادة في المعادلة الموزونة للتفاعل ، على حاصل ضرب تراكيز المواد المتفاعلة - عند الإتزان - مرفوعاً تركيز كل مادة إلى (اس) يساوي معامل هذه المادة في المعادلة الموزونة . أي أن :

$$K = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

(1-2-2-7) دلالة ثابت الإتزان :

ثابت الاتزان من المعايير الهامة في علم الكيمياء ، فهو خاصية مميزة للنتفاعل ، ويوضح إلى حد تحول المواد المتفاعلة إلى نواتج عند الاتزان ، فإذا اعتبرنا التفاعل الافتراضي البسيط : $A \rightleftharpoons B$

$$\frac{[B]}{[A]} = K \text{ فإن}$$

إذا كانت قيمة $K = 10$ مثلاً فهذا يعني أنه عند الإتزان يكون تركيز الناتج B يساوي عشرة أمثال المتفاعل A أي أن موضع الإتزان يكون بالقرب من النواتج وبذلك يمكننا تحضير المادة B من المادة A.

(2-2-2-7) رائر التفاعل (Q) :

رايز التفاعل هو حساب قيمة صيغة ثابت الإتزان في أي لحظة أثناء سير التفاعل الكيميائي لمعرفة وصول التفاعل لحالة الإتزان وذلك بمقارنة قيمة راييز التفاعل (Q) المحسوبة بقيمة ثابت الإتزان (K) المعلومة سلفاً تعطي المقارنة أحد ثلاثة احتمالات :

1. إما أن تساوي قيمة راييز التفاعل قيمة ثابت الاتزان ($K = Q$) وهذا يعني أن التفاعل في حالة إتزان كيميائي عند هذه اللحظة.

2. أو قيمة راييز التفاعل أكبر من قيمة ثابت الإتزان ($K < Q$) وهذا يعني أن التفاعل ليس في حالة الإتزان وسوف يتجه التفاعل نحو المتفاعلات أي سوف يكون معدل التفاعل العكسي أكبر من معدل التفاعل الأمامي وذلك لزيادة تراكيز المتفاعلات وتقليل تراكيز النواتج (أي تقليل قيمة البسط

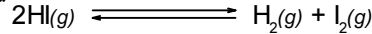
وزيادة قيمة المقام في صيغة رائز التفاعل) وبالتالي تقليل قيمة Q حتى تتساوي مع قيمة K .

3. أو قيمة رائز التفاعل أصغر من قيمة ثابت الإتزان ($K > Q$) وهذا يعني أن التفاعل ليس في حالة الاتزان أيضاً وسوف يتجه التفاعل نحو النواتج أي يكون معدل التفاعل الأمامي أكبر كمعدل التفاعل العكسي وذلك لزيادة تراكيز النواتج ونقصان تراكيز المتفاعلات (أي زيادة قيمة البسط وتقليل قيمة المقام في صيغة رائز التفاعل) وبالتالي زيادة قيمة (Q) حتى تتساوي مع قيمة K .

إذن يمكننا دائماً التنبؤ بالحالة التي عليها التفاعل الكيميائي من حيث وصوله لحالة الإتزان أم لا بتعيين تراكيز المواد المتفاعلة والنواتج تجريبياً في لحظة معينة ومن ثم حساب قيمة رائز التفاعل ومقارنتها بقيمة ثابت الإتزان المعلومة سلفاً لذلك التفاعل.

مثال (3-7) :

إذا كانت قيمة ثابت الإتزان للتفاعل الآتي هي ($K_2 = 65$)



وتم تعيين التراكيز التالية تجريبياً في لحظة ما من سير التفاعل :

$$[\text{HI}] = 0.500 \text{ م} ، [\text{H}_2] = 2.80 \text{ م} ، [\text{I}_2] = 3.40 \text{ م}$$

(أ) هل هذا التفاعل في حالة إتزان عند هذه اللحظة.؟

(ب) إذا كانت الإجابة بلا ففي أي اتجاه يتجه التفاعل بمعدل أكبر للوصول لحالة الإتزان ؟

الحل :

أ) أولاً نكتب صيغة رائز التفاعل (Q) ثم نعوض القيم المعطاة لنحسب قيمة Q :

$$\frac{[H_2][I_2]}{[HI]^2} =$$

$$38.1 = \frac{(2.80) \times (3.40)}{2(0.500)} =$$

بما أن قيمة $K_2 = 65$ فإن قيمة رائز التفاعل أقل من قيمة ثابت الاتزان أي ($K > Q$) وعليه فإن التفاعل ليس في حالة الاتزان.

لوصول التفاعل لحالة الإتزان يجب زيادة قيمة رائز التفاعل (Q) ولذلك سوف يتجه التفاعل نحو النواتج أي سيكون معدل التفاعل الأمامي أكبر من معدل التفاعل العكسي حتى تزيد تراكيز المواد الناتجة وتقل تراكيز المواد المتفاعلة (أي زيادة قيمة البسط وتقليل قيمة المقام في صيغة رائز التفاعل أعلاه).

$$\frac{1}{10} = \frac{[B]}{[A]} \quad \text{إذن } 0.1 = K$$

هذا يعني أن تركيز المادة المتفاعلة A عند الإتزان يساوي عشرة أمثال تركيز المادة الناتجة B ، أي أن موضع الإتزان يكون قريباً من المتفاعلات ، فهذا التفاعل لا يعطي ناتجاً بكميات كبيرة.

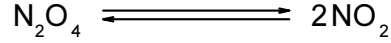
عموماً إذا كانت قيمة K كبيرة فإن موضع الإتزان يكون قريباً من النواتج وإذا كانت قيمة K صغيرة يكون موضع الاتزان قريباً من المتفاعلات.

ملحوظة هامة :

معرفة قيم K لتفاعل ما عند درجات حرارة مختلفة يمكن الكيميائي من اختيار درجة الحرارة التي يكون عندها الناتج بكميات كبيرة.

رائز الإلتزان (Q) حسابات على ثابت الإلتزان :
مثال (7 - 4) :

اعتبر التفاعل :



وضعت 0.625 مول من N_2O_4 في وعاء سعة 5 دسم³ عند درجة حرارة معينة فتحلل تدريجياً إلى أن وصل إلى حالة اتزان مع NO_2 . فإذا كان تركيز N_2O_4 عند الاتزان = 0.075 مول/دسم³. احسب ثابت الإلتزان لهذا التفاعل.
الحل :

لحل هذا النوع من المسائل فإننا نتبع الخطوات التالية :

1. كتابة قانون الإلتزان من المعادلة الموزونة :

$$K = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]}$$

2. تحديد تركيز المتفاعل وتركيز الناتج عند الاتزان :

$$\text{تركيز الناتج وهو } = 0.625 \div 5 = 0.125 \text{ مول/دسم}^3$$

$$\text{تركيز } \text{N}_2\text{O}_4 \text{ عند الاتزان } = 0.075 \text{ مول/دسم}^3$$

$$\therefore \text{التغيير في تركيز } \text{N}_2\text{O}_4 = 0.125 - 0.075 = 0.05 \text{ مول/دسم}^3$$

ومن ثم نحسب التغيير في تركيز NO_2 كالآتي :

من المعادلة ، عند تحلل 1 مول من N_2O_4 ينتج 2 مول من NO_2

عند تحلل 0.05 مول من N_2O_4 ينتج س مول من NO_2

$$\text{س} = (2 \times 0.05) \div 1 = 0.1 \text{ مول/دسم}^3$$

$$\text{تركيز } \text{N}_2\text{O}_4 \text{ عند الإلتزان } = 0.075 \text{ م}$$

$$\text{تركيز } \text{NO}_2 \text{ عند الإلتزان } = \text{صفر} + 0.1 = 0.1 \text{ م}$$

ملحوظة : لم تشر المسألة إلى التركيز الابتدائي للمادة NO₂ لذلك نعتبر تركيزها الابتدائي يساوي صفر.

$$K = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]} \quad \text{3. نحسب ثابت الاتزان من العلاقة :}$$

$$0.133 = \frac{2(0.1)}{0.075} = K$$

مثال (5-7) : ثابت الإتزان للتفاعل $\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \longrightarrow 2\text{HI}(\text{g})$ عند درجة حرارة 440 م° يساوي 49.0. اذا وضع 1.0 مول من H₂ و 1.0 مول من I₂ في وعاء سعة 10 دسم³ عند درجة حرارة 440 م°. ما تركيز كل من H₂, I₂, HI عند الاتزان.

الحل :

$$\text{التركيز الابتدائي لكل من H}_2 \text{ و I}_2 = \frac{1}{10} = 0.1 \text{ مول/دسم}^3$$

$$\text{التركيز الابتدائي لـ HI} = \text{صفر مول/دسم}^3$$

اثناء التفاعل وقبل الوصول إلى حالة الإتزان يقل تركيز كل من H₂ و I₂ بينما يزداد تركيز HI فيكون التغير في تركيز H₂ و I₂ سالباً والتغير في تركيز HI موجباً.

جدول (2-7)

التركيز عند الاتزان (مول/دسم ³)	التغير	التركيز الابتدائي (مول/دسم ³)	
0.1 - H ₂ - س	- س	0.1	H ₂
0.1 - I ₂ - س	- س	0.1	I ₂
صفر + 2س	+ 2س	صفر	HI

ملحوظة : كما توضح معادلة التفاعل فإن تفاعل س مول من H_2

$$[I_2] [H_2] \div [HI]^2 = 49 = K \text{ : قانون الإتزان}$$

$$^2(س - 0.1) \div ^2(س2) = (س - 0.1) (س - 0.1) \div ^2(س2) = 49$$

بإيجاد الجذر التربيعي للطرفين نحصل على :

$$7 = (س - 0.1) \div (س2)$$

$$س2 - 0.7 = 7س$$

$$0.7 = 9س$$

$$0.078 = 9 \div 0.7 = س \text{ .:}$$

التراكيز عند الإتزان هي :

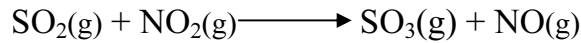
$$0.022 = 0.078 - 0.100 = [H_2] \text{ م}$$

$$0.022 = 0.078 - 0.100 = [I_2] \text{ م}$$

$$0.156 = 0.078 \times 2 + \text{صفر} = [HI] \text{ م}$$

مثال (7 - 6) :

إذا كان ثابت الإتزان عند درجة حرارة 460° م للتفاعل :



يساوي 85 ، إذا وجدنا في وعاء التفاعل خليطاً من هذه الغازات عند درجة حرارة 460° م بالتراكيز التالية :

هل هذا النظام في حالة إتزان أم لا ؟ وإذا كانت الاجابة بلا ، ففي أي اتجاه يسير التفاعل لكي يصل حالة الإتزان ؟

الحل :

أولاً : نحسب قيمة $Q = \frac{[NO_2][SO_2]}{[NO][SO_3]}$ ونرمز له بالرمز Q
 $30 = 0.002 \div 0.06 = 0.05 \times 0.04 \div 0.3 \times 0.2 = Q \therefore$

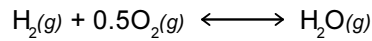
ثانياً : نقارن قيمة Q بقيمة K :

إذا كان التفاعل ليس في حالة اتزان . فإن $K \neq Q$

وبما أن قيمة Q في هذا التفاعل أصغر من قيمة K فإن التفاعل ليس في حالة إتزان ولكي يصل التفاعل إلى حالة الإتزان لابد أن يسير إلى جهة اليمين ليزداد تركيز النواتج ويقل تركيز المتفاعلات.

(7-2-3) ملحوظات هامة على ثابت الاتزان :

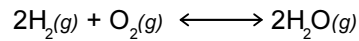
1. إذا ضربنا معادلة تفاعل معين بمعامل ما فإن ثابت إتزان التفاعل يجب أن يرفع إلى اس يساوي المعامل المذكور ، فإذا اعتبرنا التفاعل التالي :



$$K = \frac{[H_2O]}{[H_2][O]^{0.5}}$$

ثابت الاتزان

وإذا ضربنا التفاعل في 2 لنحصل على :



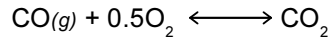
يكون ثابت الإتزان الجديد :

$$K_2 = \frac{[H_2O]^2}{[H_2]^2[O_2]}$$

لاحظ أن ثابت الاتزان الجديد يساوي مربع ثابت الإتزان الاول أي أن :

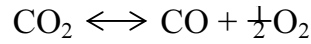
$$(K_1)^2 = K_2$$

1. إذا عكسنا اتجاه تفاعل ما فإن ثابت الإتزان الجديد يساوي مقلوب ثابت الإتزان الأول ، ففي التفاعل :



$$K_1 = \frac{CO_2}{[H_2]^2 [O_2]^{\frac{1}{2}}} \quad \text{ثابت الاتزان :}$$

وإذا عكسنا التفاعل ليصبح :

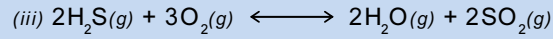
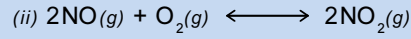
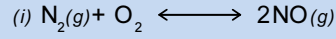


$$\frac{[CO][O_2]^{0.5}}{[CO_2]} = K_2 \quad \text{فإن ثابت الإتزان الجديد}$$

$$\frac{1}{K_1} = K_2 \quad \text{نلاحظ في هذه الحالة أن}$$

(4-2-7) تقويم الدرس الثاني :

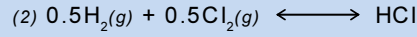
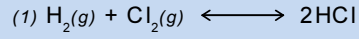
1 اكتب قانون الإلتزان الكيميائي لكل من التفاعلات التالية :



2 عرّف ثابت الإلتزان.

3 ما هي المعلومات التي يمكن جمعها من معرفة قيمة ثابت الإلتزان ؟

4 (أ) أكتب قانون الإلتزان لكل من التفاعلين :



(ب) ما مقدار ثابت الإلتزان للتفاعل (2) مقارناً بثابت الإلتزان للتفاعل (1) ؟

الدرس الثالث

العوامل التي تؤثر على الإتزان

(3-7) مبدأ لوشاتيليه :

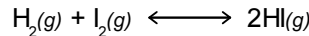
يظل أي نظام في حالة إتزان ما لم يحدث تغير في أحد العوامل المؤثرة عليه مثل تراكيز المواد ، الضغط أو درجة الحرارة . هذه العوامل تؤثر على الإتزان بزيادة سرعة التفاعل الأمامي أو سرعة التفاعل العكسي ثم يصل النظام إلى حالة إتزان جديد يكون موضع الإتزان في الحالة الجديدة قد تغير عن موضعه في الحالة الاصلية.

درس العالم لوشاتيليه أثر تغير كل من تلك العوامل على التفاعلات الكيميائية المتزنة وتوصل إلى قاعدة تسمى قاعدة أو مبدأ لوشاتيليه وتنص على الآتي :

" إذا حدث تغير في أحد العوامل المؤثرة على الإتزان (وهي التركيز ، درجة الحرارة والضغط) فإن الإتزان يعدل موضعه بحيث يقلل من تأثير هذا التغير إلى أقصى درجة ممكنة " .

(1-3-7) أثر تغير التركيز :

الإتزان الكيميائي يمكن أن يختل عند اضافة أو سحب أحد المواد المتفاعلة او الناتجة فإذا اعتبرنا الإتزان التالي :



فإنه إذا اضعفنا H_2 إلى خليط هذا التفاعل المتزن يزداد تركيز H_2 في الخليط فيختل الإتزان . يستطيع النظام تقليل هذا الخلل في الإتزان باستهلاك الزيادة في H_2 وذلك بتفاعلها مع بعض I_2 الموجود في خليط التفاعل لتكوين HI ونتيجة لذلك ينزاح موضع الإتزان إلى اليمين ، وعند الوصول إلى حالة الإتزان الجديدة نجد أن تركيز HI قد صار أكبر من تركيزه في الحالة الأولى ويصحب ذلك انخفاض في تركيز I_2 أما تركيز H_2 فيكون أكبر بقليل من تركيزه الأول.

وإذا سحبنا بعض I_2 من خليط التفاعل فإن تركيز I_2 في الخليط يقل وهذا يحدث اختلالاً في الإتزان - يتغلب النظام على هذا الإختلال بتحلل جزء من HI لتعويض النقص في I_2 ونتيجة لذلك فإن موضع الإتزان ينزاح ناحية اليسار وعندما يتزن النظام من جديد نجد أن تركيز HI أقل من تركيزه الأول بينما يزداد تركيز H_2 ويكون تركيز I_2 أقل من تركيزه الأول.

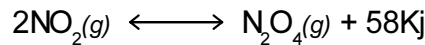
ملحوظة :

لا يستطيع النظام التغلب كلياً على اثر الزيادة أو النقصان في تركيز إحدى المتفاعلات أو إحدى النواتج ، وكل التركيزات في الإتزان الجديد تختلف عن التراكيز الاصلية.

عموماً عند اضافة أو سحب مادة في اتزان كيميائي فإن :

1. موضع الإتزان ينزاح بعيداً عن اتجاه المادة التي اضيفت.
 2. موضع الإتزان ينزاح في اتجاه المادة التي سحبت . لذا يمكن الإستفادة من قاعدة لوشاتيليه في معرفة ما يمكن عمله لجعل التفاعل يسير في اتجاه واحد إلى نهايته وذلك باضافة كمية كبيرة من أحد المواد المتفاعلة أو سحب النواتج عند تكوينها.
 3. تغير التركيز لا يؤثر على قيمة ثابت الإتزان لأن كل التركيزات تتغير وعند الإتزان الجديد ، وتعطي نفس النسبة نواتج / متفاعلات.
- (2-3-7) أثر تغير درجة الحرارة :**

بالاضافة إلى أثر التركيز على موضع الإتزان فإن الحرارة تؤثر أيضاً في قيمة ثابت الإتزان ، دعنا ننظر إلى التفاعل المتزن الطارد للحرارة التالي :



حيث نعتبر الحرارة ناتجاً من نواتج هذا التفاعل . إذا أردنا خفض درجة الحرارة في هذا النظام المتزن (وذلك بوضع إناء التفاعل في ماء بارد) ، ووفقاً

لقاعدة لوشاتيليه فإن النظام سيحاول التغلب على اختلال الإتزان الناتج عن سحب هذه الحرارة وذلك باحداث تغيير يؤدي إلى تعويض هذه الحرارة . وبما أن التفاعل الأمامي طارد للحرارة فإن موضع الإتزان سينزاح إلى اليمين ، وعند الإتزان الجديد يكون تركيز N_2O_4 اكبر من تركيزه الاصيلي ، بينما يقل تركيز NO_2 عن تركيزه الاصيلي . وهذا يعني أن قيمة $(Q) = [NO_2] \div [N_2O_4]$ قد زادت . وبما أن النظام في حالة إتزان عند درجة الحرارة المنخفضة ، فإن قيمة ثابت الإتزان أيضاً تزداد.

يمكن تلخيص أثر تغير درجة الحرارة على موضع الإتزان وعلى قيمة ثابت الإتزان على الجدول (7 - 2) التالي :

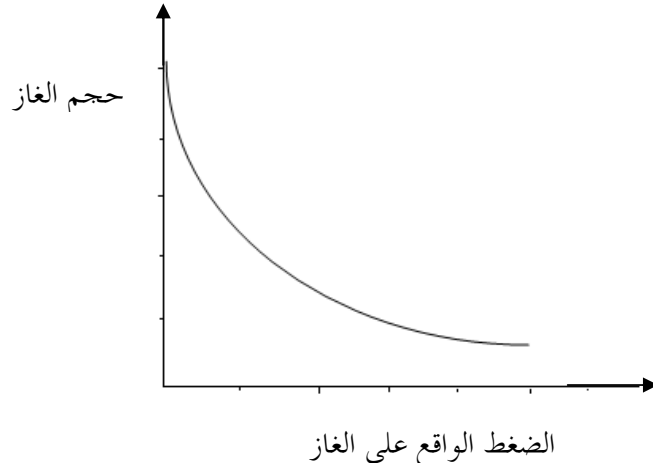
التفاعل (الأمامي)	التغير في درجة الحرارة	الأثر على موضع الإتزان	الأثر على قيمة ثابت الاتزان
طارد للحرارة	1. زيادة درجة الحرارة	ينزاح إلى اليسار	تقل
	2. نقصان درجة الحرارة	ينزاح إلى اليمين	تزداد
ماص للحرارة	1. زيادة درجة الحرارة	ينزاح إلى اليمين	تزداد
	2. نقصان درجة الحرارة	ينزاح إلى اليسار	تقل

(7-3-3) أثر تغير الضغط :

المواد السائلة والمواد الصلبة لا تستجيب للضغط بصورة ملاحظة ، لذلك فان تفاعلات هذه المواد لا تتأثر عملياً بتغير الضغط . فتغير الضغط يؤثر فقط في تفاعلات المواد في الحالة الغازية (إذا كان عدد المولات المتفاعلة = عدد المولات الناتجة) .

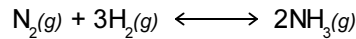
عند ثبوت درجة الحرارة فإن أي تغيير في حجم النظام يؤدي إلى تغيير الضغط الواقع عليه ، وكذلك أي تغيير في الضغط يؤدي إلى تغيير في الحجم . انظر الشكل (7 - 2).

الشكل 2-7 يوضح العلاقة بين حجم الغاز والضغط الواقع عليه



الشكل (7 - 2)

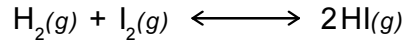
يتضح من الشكل (7 - 2) ان زيادة الضغط تقلل من حجم حيز التفاعل ونلاحظ أيضاً أن تركيز الغاز في التفاعل يزداد . قبل تفسير تغير الضغط على الاتزان تجدر الإشارة إلى أن ضغط الغاز يعتمد على عدد مولاته وليس على نوع الغاز ، وكلما زاد عدد مولات الغاز زاد ضغطه . لنأخذ كمثال التفاعل :



إذا كان لدينا هذا النظام في حالة إتزان ، وقمنا فجأة بزيادة الضغط وذلك بخفض حجم وعاء التفاعل ، فإن النظام وفقاً لقاعدة لوشاتيليه سيحاول التغلب على الإختلال الناتج في الاتزان بخفض الضغط مرة أخرى . ولكن كيف يتم ذلك ؟ كما تعلم فإن ضغط الغاز تسببه اصطدامات جزيئاته بجدران الوعاء وأنه عند درجة حرارة معينة ، كلما كان عدد الجزيئات كبيراً كان الضغط كبيراً . في هذا التفاعل نجد أن عدد مولات الغاز يقل بتكون الناتج فكل 4 مولات غازية متفاعلة تنتج مولين من الغاز . هذا يعني أن ضغط النظام يمكن تخفيضه إذا انزاح موضع الاتزان إلى اليمين أي عندما ينشط التفاعل الأمامي .

يمكن تلخيص ذلك كالآتي :

زيادة الضغط على خليط من غازات في حالة اتزان كيميائي تزيح موضع الاتزان إلى جهة العدد الأقل من الجزيئات (أي عدد المولات الأقل) . وعند تخفيض الضغط (بزيادة حجم وعاء التفاعل) ينزاح موضع الاتزان إلى جهة العدد الأكبر من المولات.
أما إذا كان عدد مولات المتفاعلات مساوياً لعدد مولات النواتج كما في التفاعل :

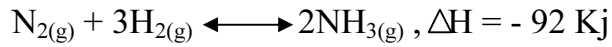


فإن تغير الضغط لا يؤثر على موضع الاتزان.
ما أثر تغير الضغط على قيمة ثابت الاتزان ؟
تغير ضغط الغاز كما علمنا يعني تغير تركيزه ، لذلك فأنثر تغير الضغط على قيمة ثابت الاتزان هو نفس أثر تغير التركيز ، أي أنه لا يؤثر على قيمة ثابت الاتزان.

(7-3-4) أثر العوامل الحفازة :

العامل الحفاز يزيد سرعة كل من التفاعلين الأمامي والعكسي لذلك فلا يؤثر في موضع الاتزان ولا قيمة ثابت الاتزان ولكنه يقلل من زمن وصول التفاعل لحالة الاتزان.

ما أهمية العوامل المذكورة أعلاه على كفاءة التفاعل الكيميائي ؟
يمكن ادراك ذلك بدراسة صناعة النشادر من الهيدروجين والنتروجين حسب المعادلة :



ما هي احسن الظروف اللازمة لاجراء هذا التفاعل ؟
المطلوب هو زيادة القدرة على إنتاج النشادر وبأكبر سرعة ممكنة وبأقل تكلفة.

التفاعل طارد للحرارة لذا فإنه - وحسب قاعدة لوشاتيليه - يجب تخفيض درجة الحرارة لنحصل على ثابت إتزان مرتفع.

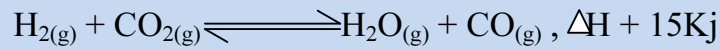
لكن انخفاض درجة الحرارة - كما نعلم - يقلل من سرعة التفاعل وبالتالي تقل سرعة إنتاج النشادر ، ومن ثم فقد تم اختيار حل وسط وهو جعل درجة الحرارة 500 م . ومن الأفضل استعمال مادة حفازة لزيادة السرعة ، ولأن المادة الحفازة تزيد من سرعة التفاعل الامامي والتفاعل العكسي لذلك يجب سحب النشادر المتكون باستمرار من حيز التفاعل . كذلك فإن تكون النشادر ينتج عنه انخفاض في الضغط وبموجب قاعدة لوشاتليه فإن زيادة الضغط تساعد في زيادة إنتاج النشادر وقد وجد أن الضغط المناسب هو 350 ضغطاً جويّاً.

(7-3-5) تقويم الدرس الثالث :

1. عدّد العوامل التي تؤثر على الإتزان.

2. اذكر قاعدة لوشاتليه.

3. أعتبر التفاعل المتزن التالي :



(أ) ما أثر كل من التغيرات التالية على تركيز H_2 :

(i) زيادة CO_2 .

(ii) زيادة H_2O .

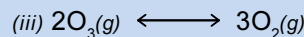
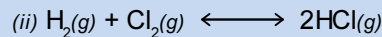
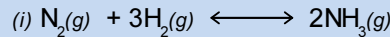
(iii) إضافة عامل حفاز.

(iv) رفع درجة الحرارة.

(v) خفض حجم وعاء التفاعل.

(ب) ما هو الأثر - أن وجد - لكل من التغيرات أعلاه على قيمة ثابت الإتزان ؟

4. وضح أثر زيادة الضغط على موضع الإتزان في كل من التفاعلات التالية :



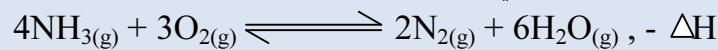
تمرين عام على الوحدة السابعة

- 1) أكتب المصطلح العلمي الذي تدل عليه كل من العبارات الآتية :
- (أ) التفاعلات التي تكون فيها المواد المتفاعلة والنواتجة موجودة باستمرار في حيز التفاعل (.....).
- (ب) إذا حدث تغير في أحد العوامل المؤثرة على نظام في حالة إتزان فإن النظام ينشط في الإتجاه الذي يقلل أثر هذا التغير (.....).

(2) علّل :

- (أ) تغير التركيز لا يؤثر على قيمة ثابت الإتزان.
- (ب) تغير ضغط الغاز يعني تغير تركيزه.

(3) من التفاعل المتزن التالي :



ما أثر كل من التغيرات التالية على تركيز NH_3 :

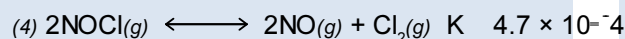
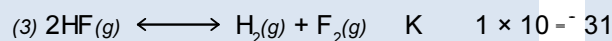
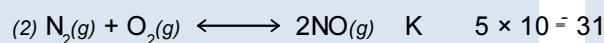
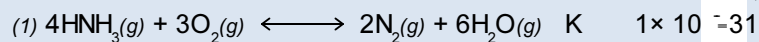
(أ) إضافة O_2 للنظام.

(ب) إضافة N_2 للنظام.

(ج) سحب H_2O من النظام.

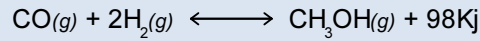
(د) خفض حجم وعاء التفاعل.

(4) رتب التفاعلات التالية على أساس مقدرتها على الاستمرار حتى النهاية :



(5) اكتب قانون الإتزان الكيميائي لكل من التفاعلات في السؤال (4) أعلاه.

6) يحضر الميثانول صناعياً في شكل غاز من التفاعل :



أ) أكتب قانون الإتزان.

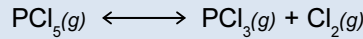
ب) ما هي الظروف الملائمة للحصول على إنتاج أكبر من الميثانول ؟

7) اعتبر التفاعل الافتراضي المتزن : $A + B \longleftrightarrow C$

إذا كانت تراكيز هذه المواد عند الاتزان هي : $[A] = 2.0$ مول/دسم³ ،
 $[B] = 3.0$ مول/دسم³ ، $[C] = 1.0$ مول/دسم³ عند درجة حرارة معينة . احسب
 قيمة ثابت الإتزان لهذا التفاعل.

8) تتفاعل المادة A مع المادة B حسب المعادلة : $A + B \longleftrightarrow C + D$

إذا وضع 0.2 مول من (A) ، 0.5 مول من (B) في وعاء سعة لتر في
 درجة حرارة معينة . احسب تركيز كل من المتفاعلات والنواتج عند الإتزان ،
 علماً بأن ثابت الإتزان عند هذه الدرجة من الحرارة هو 0.36.
 9) الجدول التالي يوضح التراكيز عند الإتزان في عدة تجارب للتفاعل الآتي :

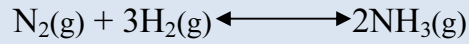


رقم التجربة	$[\text{PCl}_5]$	$[\text{PCl}_3]$	$[\text{Cl}_2]$
1	$3 \cdot 10^{-2}$	$2.3 \cdot 10^{-1}$	$5.5 \cdot 10^{-2}$
2	$10 \cdot 10^{-3}$	$1.5 \cdot 10^{-1}$	$37 \cdot 10^{-2}$
3	$85 \cdot 10^{-3}$	$9.9 \cdot 10^{-1}$	$47 \cdot 10^{-2}$

أ) اثبت أن قانون الإتزان لهذا التفاعل لا يتغير.

ب) احسب متوسط قيمة ثابت الإتزان لهذا التفاعل.

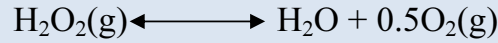
10) من الجدول التالي عيّن درجة الحرارة المناسبة للحصول على إنتاج أكبر من النشادر من التفاعل الطارد للحرارة :



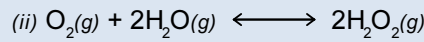
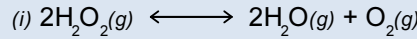
درجة الحرارة	قيمة ثابت الاتزان
350 م°	$10^{-2} \times$
450 م°	6.59×10^{-3}
727 م°	2.37×10^{-3}

11) سم ثلاث عوامل يمكن أن تزيح موضع الإتزان 0 أي من هذه العوامل يؤثر في قيمة ثابت الإتزان ؟

12) إذا كان ثابت إتزان التفاعل :



عند درجة 800 م° ، هو 6×10^{-6} ، فما هو ثابت الإتزان لكل من التفاعلين التاليين عند 800 م° ؟



13) اختر الإجابة الصحيحة :

1/ التفاعلات الكيميائية التامة هي التفاعلات :

(أ) تسير في اتجاه واحد.

(ب) تسير في اتجاهين متضادين.

(ج) تتحول فيها المواد المتفاعلة إلى مواد ناتجة.

(د) (أ ، ج) معاً.

2/ كلّ مما يأتي يساعد في زيادة إنتاج النشادر من H_2 ، N_2 ، ماعدا :

(أ) درجة الحرارة المرتفعة.

(ب) الضغط الجوي المرتفع.

(ج) إضافة Fe_3O_4 كعامل مساعد.

(د) تبريد النشادر المتكون.

3/ عند إضافة عامل مساعد لتفاعل في حالة إيزان ، فإن :

(أ) سرعة التفاعل تزداد الإتجاه الأمامي.

(ب) سرعة التفاعل تزداد في الإتجاه العكسي.

(ج) سرعة التفاعل تزداد في الإتجاهين الأمامي والعكسي بنفس المقدار.

(د) كل ما تقدم صحيح.

4/ تتغير قيمة ثابت الإيزان عند تغير :

أ. تركيز أحد المتفاعلات.

ب. كمية العامل الحفاز.

ج. درجة الحرارة.

د. الضغط .

14. ضع علامة (✓) أو علامة (×) :

أ. يكون أثر الضغط على الإيزان أكثر وضوحاً في حالة التفاعلات في

() الحالة الغازية

ب. زيادة تركيز أحد المتفاعلات تزيح التوازن من اليمين إلى اليسار ()

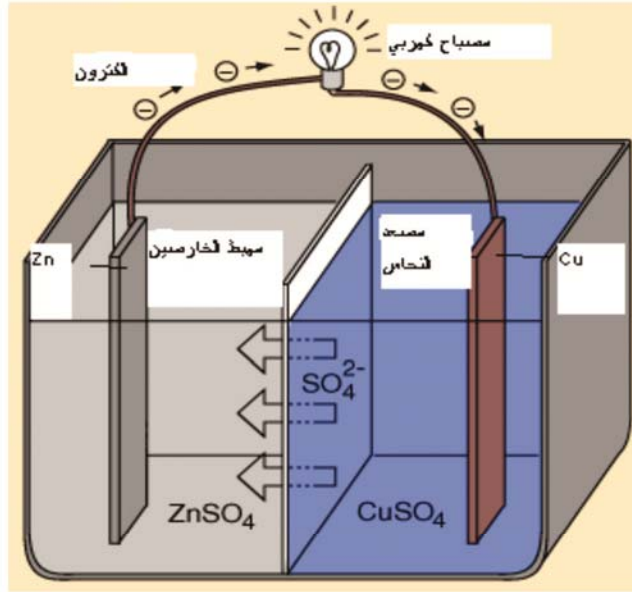
ج. عند حالة الإيزان فإن سرعة التفاعل الأمامي تساوي سرعة التفاعل

() العكسي

د. حالة الإيزان تعني تساوي سرعة التفاعل الأمامي مع سرعة التفاعل

() العكسي

الوحدة الثامنة



الكيمياء الكهربائية

محتويات الوحدة الثامنة

الصفحة	الموضوع	رقم الدرس
310		أهداف الوحدة
312	الكيمياء الكهربائية	الأول
322	إنتاج الطاقة الكهربائية من تفاعلات الأكسدة والاختزال	الثاني
328	جهود الأقطاب القياسية للعناصر	الثالث
334	الخلايا الكهربائية	الرابع
343	التحليل الكهربائي	الخامس
352	الاعتبارات الكمية لعملية التحليل الكهربائي (قانونا فراداي للتحليل الكهربائي)	السادس
363		تمرين عام على الوحدة الثامنة

الوحدة الثامنة الكيمياء الكهربائية

أهداف الوحدة :

يتوقع بعد الانتهاء من دراسة هذه الوحدة أن يكون الطالب قادراً على أن :

(1) يكتب :

أ/ تعريف المفاهيم الآتية :

الأكسدة - الاختزال - العامل المؤكسد - العامل المختزل - عدد الأكسدة -
الخلايا الكهروكيميائية - التحليل الكهربائي - المحلول الالكتروليتي - جهد
القطب.

ب/ نص كل من قانوني فارادي للتحليل الكهربائي.

(2) يدرس تدفق اتجاه الأيونات في الخلية الكهروكيميائية.

(3) ينشئ جداول توضح تفاعلات العناصر للأكسدة والاختزال.

(4) يحدّد :

أ. عدد تأكسد الذرة أو المركب أو المجموعة أيونية.

ب. التغيير في عدد أكسدة العنصر في تفاعلات الأكسدة والاختزال.

ج. نصف التفاعل الذي يحدث في كل قطب من أقطاب الخلية الكهروكيميائية.

د. اتجاه سريان الالكترونات في الدائرة الخارجية للخلية الجلفانية.

هـ. العوامل التي تتحكم في المواد الناتجة عند تحليل مادة الكتروليتية كهربائياً.

و. فوائد التحليل الكهربائي في الحياة العامة.

(5) يعدّد بعض التطبيقات لتفاعلات الأكسدة والاختزال في الحياة العامة.

(6) يوزن :

أ. معادلة تفاعل العنصر في المحاليل الحمضية والقاعدية.

ب. المعادلة الأيونية للتفاعل الكلي للمحاليل الحمضية والقاعدية.

(7) يحسب :

أ. القوة الدافعة للخلية الجلفانية عند حدوث الاتزان في الظروف القياسية بدلالة جهود الأقطاب الأساسية للعناصر.

ب. الزيادة والنقصان في كتلة أقطاب الخلية الكهروكيميائية.

(8) يرسم رسماً مسمى لخلايا الكتروليتية تصلح لتحليل مركبات الكتروليتية في محاليلها أو مصهوراتها.

(9) يعبر عن كل من قانوني فرادي للتحليل الكهربائي رياضياً.

(10) يستخدم قانوني فاراداي في حل مسائل الكيمياء الكهربائية.

الدرس الأول

الكيمياء الكهربائية

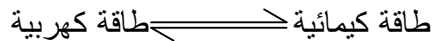
(1-8) الكيمياء الكهربائية :

الكيمياء الكهربائية هي ذلك الفرع من علم الكيمياء الذي يعني بدراسة الطاقة الكهربائية الناتجة من التغيرات الكيميائية للمواد أو التغيرات الكيميائية الناتجة عند مرور التيار الكهربائي خلال مصهورات أو محاليل المواد . لذلك نقسم دراسة الكيمياء الكهربائية إلى قسمين :

(أ) دراسة إنتاج الطاقة الكهربائية نتيجة التفاعلات الكيميائية - أي تحويل الطاقة الكيميائية إلى طاقة كهربائية.

(ب) دراسة التغيرات الكيميائية التي تحدث عند مرور التيار الكهربائي خلال المادة الكيميائية ، أي تحويل الطاقة الكهربائية إلى طاقة كيميائية.

ويمكن تمثيل ذلك بالسهمين المتعاكسين كالاتي :



إننا نعلم أن التيار الكهربائي عبارة عن مرور الإلكترونات عبر موصل ومن الناحية الأخرى فإن التفاعلات التي يتم فيها تحريك الإلكترونات بين الذرات والجزيئات فقداً أو اكتساباً هي تفاعلات الأكسدة والاختزال مما يجعل دراسة هذه التفاعلات بشئ من التفصيل مهما لنا قبل أن ندرس العمليات الكهروكيميائية.

(1-1-8) تفاعلات الأكسدة والاختزال :

للأكسدة والاختزال أكثر من تعريف كما نعلم ولكن نعرفهما هنا كالاتي :

أ- الأكسدة : هي فقدان إلكترون أو أكثر من ذرة أو جزئي ، أيون أو مجموعة أيونية.

ب- الاختزال : هو إكتساب إلكترون أو أكثر بواسطة ذرة أو جزئي أيون أو مجموعة أيونية.

ج- العامل المؤكسد : هو الذرة أو أيون أو المجموعة الأيونية التي تكتسب إلكترون أو أكثر في تفاعل كيميائي معين ويتم اختزالها.

د- العامل المختزل : هو الذرة أو أيون أو المجموعة أيونية التي تفقد إلكترون أو أكثر في تفاعل كيميائي معين وتتم أكسدتها.

نشاط (1-8) عملي : تفاعلات الأكسدة والاختزال :
المواد والأدوات :

1. ثلاث أنابيب اختبار ، شظية ، ساق زجاجية ، موقد.
2. حامض الكبريتيك المخفف ، خارصين ، ماء جبر ، نحاس ، محلول نترات الفضة ، أكسيد رصاص ، كربون.

خطوات العمل :

أولاً :

1. ضع في أنبوب الاختبار الأول حامض الكبريتيك المخفف وأضف إليه خارصين.
2. المشاهدة : فوران وتصاعد غاز يحدث صوتاً عند اختباره بشظية مشتعلة ويطفئ الشظية.

ثانياً :

1. ضع قليلاً من محلول نترات الفضة في الأنبوب الثاني وأضف إليه قليلاً من خراطة النحاس.
2. المشاهدة : يتغير المحلول من عديم اللون إلى اللون الأزرق.

ثالثاً :

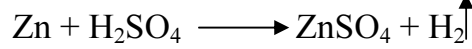
- ضع قليلاً من أكسيد الرصاص في الأنبوب الثالث وأضف إليه قليلاً من الكربون ثم سخن الأنبوب . عرض ساقاً زجاجية مبللة بماء الجبر إلى أعلى فوهة الأنبوبة.

المشاهدة : يتصاعد غاز عديم اللون يرسب مادة بيضاء على الساق الزجاجية
ويترسب عنصر الرصاص في قاع الأنبوبة.

يمكننا وصف التفاعلات في الأنشطة الثلاث كآتي :

في الحالة الأولى :

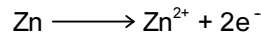
خارصين + حمض الكبريتيك المخفف ← كبريتات خارصين + الهيدروجين



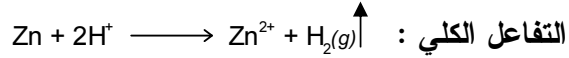
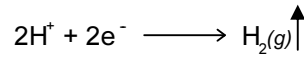
يمكن تقسيم التفاعل إلى نصفين : نصف تفاعل للأكسدة والنصف الآخر

للاختزال :

تفاعل الأكسدة :



تفاعل الاختزال :

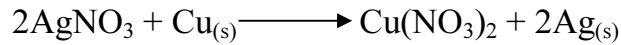


العامل المؤكسد : هو أيون الهيدروجين H^+ .

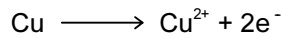
العامل المختزل : هو ذرة الخارصين Zn .

أما في الحالة الثانية : يمكن وضع التفاعل كآتي :

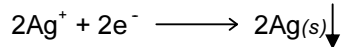
نترات الفضة + نحاس ← نترات النحاس + فضة



تفاعل الأكسدة :



تفاعل الاختزال :

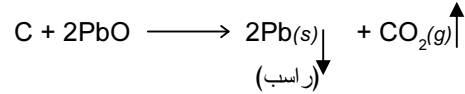


العامل المؤكسد : أيون الفضة Ag^+ .

العامل المختزل : ذرة فلز النحاس Cu.

في الحالة الثالثة : يمكن وضع التفاعل كالاتي :

كربون + أكسيد الرصاص ← رصاص + ثاني أكسيد الكربون



تفاعل الأكسدة : $C \longrightarrow C^{4+} + 4e^-$

تفاعل الاختزال : $2Pb^{2+} + 4e^- \longrightarrow 2Pb(s) \downarrow$

العامل المؤكسد : أيون الرصاص Pb^{2+} .

العامل المختزل : الكربون C.

عدد الأكسدة : هو عدد الشحنات الموجبة أو السالبة التي يفترض أن تحملها ذرة

العنصر في مركب أيوني أو إسهامي.

مثال (8 - 1) : أكسيد الكالسيوم CaO :

تفقد ذرة الكالسيوم إلكترونين فتصبح أيون كالسيوم موجب $Ca \longrightarrow Ca^{2+} + 2e^-$

وتكسب ذرة الأكسجين إلكترونين فتصبح أيون أكسيد سالب $O + 2e^- \longrightarrow O^{2-}$

مثال (8 - 2) : مركب إسهامي NH_3 :

نفرض أن الكترولونات ذرة الإيدروجين الثلاث اكتسبتها ذرة النيتروجين لذا

يكون عدد أكسدة الإيدروجين +1 وعدد أكسدة النيتروجين -3.

(8-1-2) القواعد العامة لأعداد الأكسدة :

(1) عدد أكسدة ذرة العنصر الحر (الداخلية في التفاعل) يساوي صفراً.

(2) عدد أكسدة الأيون الأحادي الذرة يساوي الشحنة التي يحملها الأيون نوعاً وكماً

مثال : (عدد أكسدة $Na^+ = +1$ وعدد أكسدة $Fe^{2+} = +2$ وعدد أكسدة

$N^{3-} = -3$).

3) عدد أكسدة الجزيء لأي مركب يساوي صفر وهو المجموع الجبري للشحنات السالبة والموجبة للأيونات المكونة للجزيء . إذن المركب متعادل كهربياً.
مثال (8 - 3) :

عدد أكسدة جزيء أكسيد الكالسيوم CaO يساوي صفر وهو مجموع شحنات ايون الكالسيوم Ca^{2+} و أيون الأكسجين O^{2-} أي $2+ + (-2) =$ صفر .
4) مجموع أعداد الأكسدة للذرات المكونة للمجموعة الأيونية يساوي الشحنة التي تحملها المجموعة الأيونية كماً ونوعاً.
أمثلة :

NO_3^- عدد الأكسدة يساوي -1

PO_4^{3-} عدد الأكسدة يساوي -3

NH_4^+ عدد الأكسدة يساوي +1

5) عدد الأكسدة للأكسجين في جميع مركباته يساوي (-2) ما عدا البيروكسيدات يساوي (-1) مثال H_2O_2 , Na_2O_2 ويساوي (+2) في مركبه مع الفلور OF_2 .

6) عدد أكسدة الأيدروجين في جميع مركباته يساوي (+1) ما عدا هيدريدات الفلزات يساوي (-1) مثال NaH , MgH_2 .

7) عدد أكسدة عناصر مجموعة الاقلاء يساوي +1 في جميع مركباتها (مثل Na و K).

8) عدد أكسدة مجموعة القلويات الأرضية يساوي +2 في جميع مركباتها (مثل Ca , Mg).

9) عدد أكسدة الهالوجينات في الهاليدات يساوي -1.

10) عدد الأكسدة للكبريت في مركباته الثنائية مثل H_2S ، FeS هو (-2) باستثناء مركباته مع الأكسجين وبعض الهالوجينات مثل الفلور والكلور ويساوي +4 في الكبريتيت و+6 في الكبريتات.

مثال (8 - 4) : أحسب عدد أكسدة الكبريت في مركب $CaSO_4$.

الحل :

نفرض عدد أكسدة الكبريت يساوي س . ومن القواعد العامة : عدد أكسدة الكالسيوم يساوي +2 وعدد أكسدة الأكسجين يساوي -2 وعدد أكسدة جزيء المركب يساوي صفرًا.

$$\therefore +2 + س + 4(-2) = \text{صفر}$$

$$\therefore +2 + س - 8 = \text{صفر}$$

$$\therefore س - 6 = \text{صفر} \therefore س = +6$$

$$\therefore \text{عدد أكسدة الكبريت} = +6$$

مثال (8 - 5) : احسب عدد أكسدة الكروم في مجموعة ثنائي أو دايكرومات $(Cr_2O_7)^{2-}$.

الحل :

نفرض عدد أكسدة الكروم = س

من القواعد العامة عدد أكسدة الأكسجين يساوي -2

عدد أكسدة المجموعة الأيونية يساوي الشحنة التي تحملها المجموعة = -2

$$\therefore 2س + 7(-2) = -2$$

$$2س - 14 = -2$$

$$\therefore 2س = 12 \therefore س = +6$$

$$\therefore \text{عدد أكسدة الكروم} = +6$$

مثال (8 - 6) : كم يكون عدد أكسدة النيتروجين في جزيء $Ca(NO_3)_2$ ؟

الحل :

نفرض عدد أكسدة النيتروجين = س

$$2+ + 2س + 2((3-)) = \text{صفر}$$

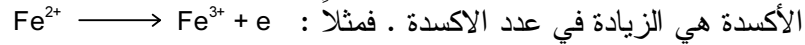
$$2س + 2 = 12 - \text{صفر}$$

$$10+ = 2س$$

$$\therefore 5+ = 2 \div 10 = س$$

$$\therefore \text{عدد أكسدة النتروجين} = 5+$$

يمكننا أن نعرف الأكسدة والاختزال بدلالة أعداد الأكسدة كالاتي :



تأكسد Fe^{2+} لزيادة عدد أكسدته من (2+) إلى (3+).



الاختزال هو النقص في عدد الأكسدة . فمثلاً : Cl_2 إلى (1-) فهو قد اختزال (عامل نقص رقم الأكسدة للكlor من صفر (0) إلى (1-)) فهو قد اختزال (عامل مؤكسد) ، بينما الزنك تحول من الصفر (0) إلى (2+) فنقول أنه قد تأكسد لزيادة عدد اكسدته فهو عامل مختزل.

وعليه يمكننا أن نلخص الأمر كالاتي :

- المادة التي تتأكسد تفقد إلكتروناتها ويزيد عدد الأكسدة فيها وتمثل العامل المختزل.

- المادة التي تختزل تكتسب إلكترونات وينقص عدد الأكسدة فيها وتمثل العامل المؤكسد.

يزداد عدد الاكسدة - يقوى العامل المختزل

$$\longleftarrow 000 ، 3- ، 2- ، 1- ، صفر ، 1+ ، 2+ ، 3+ ، 000$$

يتناقص عدد الاكسدة - يقوى العامل المؤكسد

$$\longrightarrow 000 ، 3- ، 2- ، 1- ، صفر ، 1+ ، 2+ ، 3+ ، 000$$

(3-1-8) التمييز بين التكافؤ وعدد الأكسدة :

علمت من دراستك السابقة أن التكافؤ هو عدد الالكترونات التي تفقدها أو تكتسبها أو تشارك بها ذرة العنصر ذرة عنصر آخر لتصل إلى حالة الثبات الكيميائي المشابه لأقرب غاز نبيل . بمعنى آخر أن يكتمل مداره الخارجي إلى ثماني الكترونات (ثبات ثماني) وأحياناً ثبات ثنائي.

1. التكافؤ للعنصر الواحد ثابت وعدد الأكسدة يمكن أن يتغير.
2. التكافؤ لا يحمل إشارة وعدد الأكسدة يحمل إما + أو - .
3. التكافؤ دائماً عدد صحيح وعدد الأكسدة قد يكون به كسر عشري.

مثال (8 - 7) :

المركبات الخمسة التالية هي مركبات عضوية للكربون ، لاحظ أن الكربون يرتبط بأربعة روابط اسهامية في جميعها وعليه فإن تكافؤ الكربون أربعة في المواد العضوية.

1. كلوريد الميثيل CH_3Cl
2. الميثان CH_4
3. كلوريد الميثيلين CH_2Cl_2
4. الكلورفورم $CHCl_3$
5. رابع كلوريد الكربون CCl_4

إذا طبقنا الفقرتين (6) و(9) من القواعد العامة لأعداد الأكسدة والخاصة بحساب أعداد التأكسد للهيدروجين والهالوجينات يمكننا حساب عدد التأكسد للكربون في المركبات أعلاه كما يلي :

1. في الميثان عدد تأكسد الكربون يساوي (-4).
2. في كلوريد الميثيل عدد تأكسد الكربون يساوي (-2).
3. في كلوريد الميثيلين عدد تأكسد الكربون يساوي (صفر).
4. في الكلورفورم عدد تأكسد الكربون يساوي (+2).
5. في رابع كلوريد الكربون عدد تأكسد الكربون يساوي (+4).

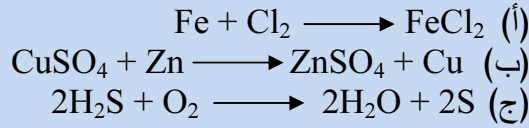
ومن هذا المثال نخلص إلى أن عدد أكسدة العنصر يتغير بتغير نوع الذرات المرتبطة به - بينما يظل التكافؤ ثابتاً.

(4-1-8) تقويم الدرس الأول :

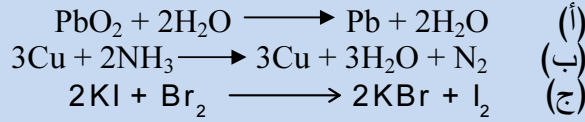
1) عرف المصطلحات الآتية :

الكيمياء الكهربائية - الاختزال - الأكسدة - العامل المختزل - العامل المؤكسد - عدد الأكسدة - التكافؤ.

2) وضح عمليتي الأكسدة والاختزال فيما يأتي :



3) وضح العامل المؤكسد والعامل المختزل فيما يلي والتغير في عدد الأكسدة :



4) احسب عدد الأكسدة فيما يلي :

- (أ) عدد أكسدة المنجنيز في KMnO_4 .
- (ب) عدد أكسدة الكبريت في H_2SO_4 .
- (ج) عدد أكسدة الكلور في $(\text{ClO}_3)^-$.
- (د) عدد أكسدة الكربون في $(\text{C}_2\text{O}_4)^{2-}$.
- (هـ) عدد أكسدة الكروم في $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.

5) كيف تميز بين التكافؤ وعدد الأكسدة ؟

6) عرف الأكسدة والاختزال بدلالة أعداد الأكسدة.

7) أكتب معادلات الأكسدة والاختزال التالية بالرموز ثم زنها بعد تعيين العامل

المختزل والعامل المؤكسد في كل منها :

(أ) خارصين + حامض الهيدروكلوريك \longrightarrow كلوريد خارصين + هيدروجين.

- (ب) حديد + كبريتات النحاسيك ← كبريتات الحديدوز + نحاس.
- (ج) نحاس + حامض الكبريتيك المركز ← كبريتات النحاس + ثاني أكسيد الكبريت + ماء
- (د) حامض الهيدروكلوريك + بيرمنجنات البوتاسيوم ← كلوريد المنجنيز + كلوريد البوتاسيوم + كلور + ماء.

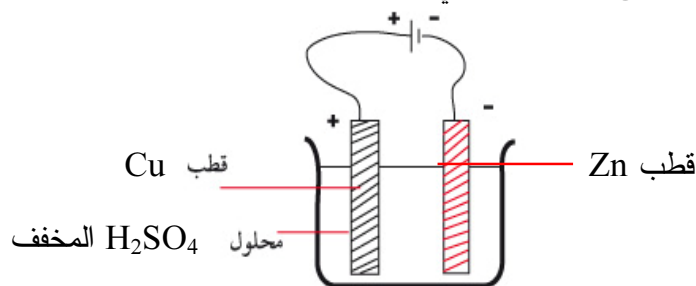
الدرس الثاني

إنتاج الطاقة الكهربائية من تفاعلات الأكسدة والاختزال

(2-8) إنتاج الطاقة الكهربائية من تفاعلات الأكسدة والاختزال :

نشاط (2-8) :

ضع حجماً مناسباً من حمض الكبريتيك المخفف في كأس متوسط الحجم وأغمر فيه لوحين أحدهما من الخارصين والآخر من النحاس بحيث يكونان مفصولين عن بعضهما في الحامض . قم بتوصيل اللوحين بمصباح كهربائي (لمبة) صغير أو فولتميتر مستخدماً سلكاً موصلاً للكهرباء ومشبكين من المعدن للامساك بهما على اللوحين كما في الشكل :



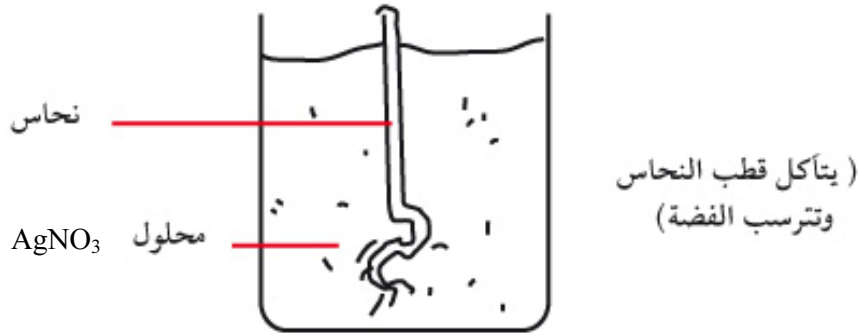
شكل (1-8) خلية فولتا البسيطة

- أغلق الدائرة الكهربائية . ماذا تلاحظ ؟
- هل أضاء المصباح ؟ هل سجل الفولتميتر قراءة ؟
- أمسح لوح النحاس بمنشف جدياً بعد آخر ولاحظ تأثير ذلك على إضاءة المصباح أو قراءة الفولتميتر .
- من هذه التجربة تخلص إلى الآتي :
- إن طاقة كهربائية قد تولدت في منظومة الكأس والدليل على ذلك إضاءة المصباح وتسجيل الفولتميتر لقراءة أكثر من الصفر .

- تصاعد غاز حول لوح النحاس دليل على حدوث تفاعل كيميائي في هذه المنظومة. تسمى هذه المنظومة الخلية الكهروكيميائية وهي مثال لخلية فولتا التي اكتشفها العالم الايطالي فولتا (1800م) وهو أول من أثبت أنه يمكننا إنتاج الطاقة الكهربائية من التفاعلات الكيميائية.

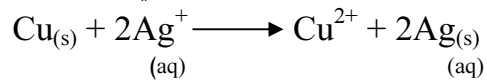
نشاط (3-8) :

أغمر سلكاً من النحاس في كأس مملوء بمحلول نترات الفضة المائي. بعد مضي بعض الوقت نشاهد أن الفضة بدأت تترسب على سلك النحاس (مكونة ما يشبه الشجرة) ، وإن النحاس بدأ يذوب في المحلول وبدأ لون المحلول يتغير إلى الأزرق الشكل (8 - 2).



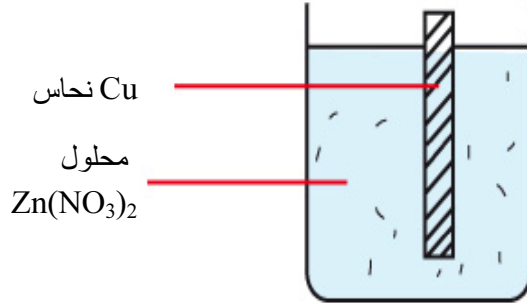
شكل (8-2) تفاعل النحاس مع محلول نترات الفضة

ويمكننا كتابة معادلة هذا التفاعل كالاتي :



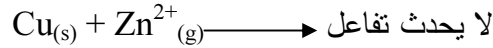
نشاط (4-8) :

أغمس سلك النحاس في كأس مملوء بمحلول نترات الخارصين كما في الشكل أدناه :



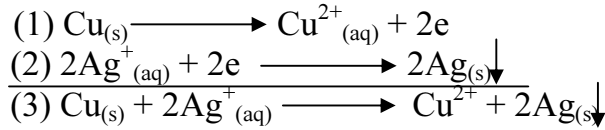
شكل (3-8) تفاعل النحاس مع محلول نترات الخارصين

ونلخص المشاهدة في أنه لا يحدث تفاعل بين النحاس ومحلول نترات الخارصين :



من الأنشطة أعلاه يمكننا أن نستنتج أن أيون الفضة له ميول أكثر لاستقبال الإلكترونات من النحاس ولذلك ازاح النحاس أيون الفضة من مركباته ، أما الخارصين فهو أكثر صعوبة في تقبله للإلكترونات من النحاس ولذلك لا يستطيع النحاس إزاحته من مركباته أي اختزاله.

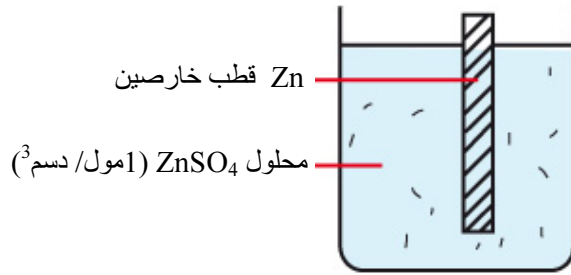
التفاعل بين النحاس ونترات الفضة يمكننا كتابته على النحو التالي :



المعادلة (1) تسمى نصف التفاعل (الأكسدة) والمعادلة (2) تسمى نصف التفاعل (الاختزال) ويمكننا أن نصف التفاعل (3) بالتفاعل الكلي باعتباره حاصل جمع لنصفي التفاعل (1) و (2).

إن ميول الذرة لاكتساب الإلكترونات يقاس بقيمة اللفة الإلكترونية بينما ميول الذرة لفقدان الكترون يقاس بقيمة طاقة التأين لتلك الذرة . هذان المقياسان يصلحان في حالة أن تكون الذرات في الحالة الغازية. أما عند وجود الذرات في المحاليل فإن المقياس هو ما نسميه بجهد القطب (Electrode potential).

عندما يغمس قضيب من الفلز (M) في محلول أحد مركباته - أي يحتوي المحلول على أيونات الفلز (M^{n+}) - يسمى القضيب بالقطب (electrode) والمنظومة التي تتكون من القطب ومحلول أحد مركبات الفلز والذي يكون مادة هذا القطب تسمى خلية النصف (half - cell) . أنظر الشكل (4-8).



شكل (4-8) خلية النصف

في هذه الحالة هنالك ثلاث تفاعلات محتملة :

1. أن تصطم أيونات الفلز في المحلول بالقطب دون أن يحدث لها أي تأثير أي لا تتفاعل.
 2. أن تصطم أيونات الفلز في المحلول بالقطب وتكتسب الكترونات لتتحول إلى ذرة الفلز $M^{n+} + ne^{-} \longrightarrow M$ أي تحدث عملية اختزال لأيون الفلز عند القطب وتتكون شحنة موجبة على القطب.
 3. أن تفقد ذرة من القطب الكترونات وتدخل المحلول كأيون M^{n+} .
- أي يتأكسد الفلز وتتكون شحنة سالبة على القطب. $M \longrightarrow M^{n+} + ne^{-}$

ونخلص إلى أن هناك قطباً اكتسب شحنة سالبة بينما محلوله اكتسب شحنة موجبة مثل لوح الخارصين المغمور في محلول مخفف من كبريتات الخارصين بينما في حالة النحاس في محلول كبريتات النحاس يصبح لوح النحاس موجباً ومحلوله سالب الشحنة.

أن وجود تركيز لشحنتين أحدهما موجبة والأخرى سالبة داخل المنظومة يولد فرق جهد بينهما - أي بين القطب ومحلوله ويسمي جهد القطب.

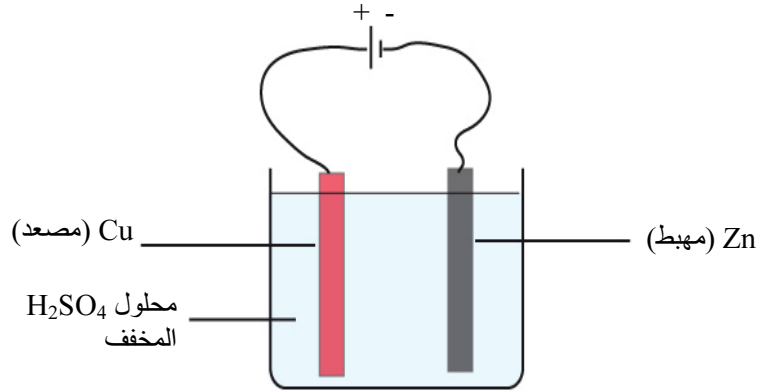
أصطلح العلماء أن يكون جهد القطب سالباً إذا كان الفلز سهل التأكسد مثل الخارصين وعناصر مجموعة الأتلاء والماغنيزيوم والحديد . كما يكون جهد القطب موجباً إذا كان الفلز صعب التأكسد مثل فلزات النحاس والفضة والبلاتين والذهب.

لقد اتفق على تسمية القطب الذي تتم عند سطحه عملية اختزال الأيونات الموجبة بالمهبط (Cathode) . بينما يسمى القطب الذي تتم عند سطحه عملية أكسدة الأيونات بالمصعد (Anode).

لقياس فرق الجهد نصل خليتي نصف مع بعضهما مع التأكد أن القطبين والمحلولين قد تم توصليهما لبعضهما البعض بحيث نحصل على دائرة كاملة يمكن للشحنات أن تسري عبرها لنحصل على تيار كهربائي مباشر.

يوصل القطبان بسلك من مادة جيدة التوصيل للكهرباء والمحلولين عبر غشاء نفاذ أو جسر من الملح عبارة عن محلول مركز لأحد الألكتروليتات القوية (محلول موصل للكهرباء).

إن الخلية الكهروكيميائية المكونة من خليتي النصف الموصلتين بهذه الطريقة تسمى بالخلية الجلفانية أو الفولتية.



شكل (5-8) الخلية الجلفانية (الفولتية)

(1-2-8) تقويم الدرس الثاني :

1. وضح التفاعل الذي يتم عند إغلاق الدائرة الكهربائية بخلية فولتا البسيطة ؟
2. عرّف التالي :
خلية النصف - جهد القطب - المهبط - المصعد - الخلية الكهروكيميائية.
3. متي يكون جهد القطب : (أ) سالباً (ب) موجباً ؟

الدرس الثالث

جهود الأقطاب القياسية للعناصر

(3-8) جهود الأقطاب الأساسية للعناصر :

لكل عنصر جهده الخاص الذي يميزه عن بقية العناصر وفرق الجهد الذي ينشأ بين فلزين ناتج عن اختلاف جهديهما. إن قياس جهد القطب عند درجة حرارة 25° م وعندما يكون تركيز محلوله (1م) أي 1مول/دسم³ وضغط جوي يساوي ضغط جوي واحد للمواد الغازية أما إذا كانت المواد الصلبة فتكون المادة في أكثر صورها ثباتاً - يسمى قياس جهد القطب عند هذه الظروف بجهد القطب القياسي.

أصطلح أن يكون جهد قطب غاز الهيدروجين تحت هذه الظروف أي جهد قطب الهيدروجين القياسي - يساوي صفراً ، ويستخدم في المقارنة كمرجع لقياس جهود أقطاب العناصر الأخرى في هذه الظروف القياسية.

(1-3-8) قطب الهيدروجين :

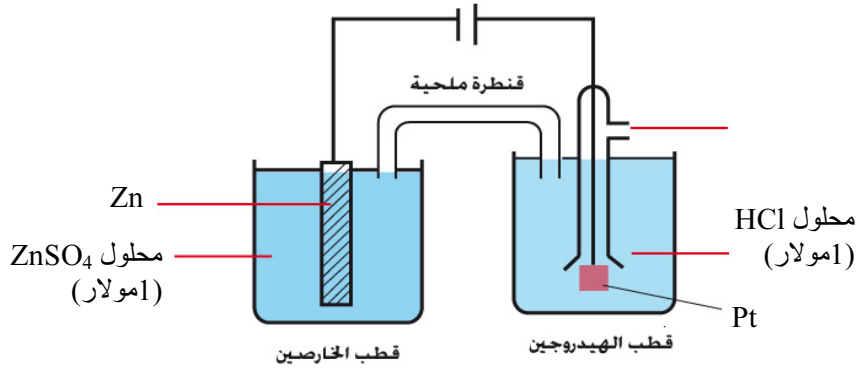
يتكون قطب الهيدروجين من قطعة من البلاتين مغمورة في محلول حمض الهيدروكلوريك بدرجة تركيز مقدارها مول / دسم³ محاطاً سطحها بغاز الهيدروجين تحت ضغط غاز يساوي واحد ضغط جوي عند درجة حرارة 25° م . يتميز البلاتين بمقدرته على امتزاز غاز الهيدروجين على سطحه.

(2-3-8) تعيين جهد القطب القياسي للعناصر الأخرى :

لتعيين الجهود القياسية للعناصر توصل بنصف خلية العنصر المراد إيجاد جهده خلية نصف الهيدروجين (قطب الهيدروجين) بواسطة قنطرة تحتوي على محلول ملح جيد التوصيل للكهرباء ، وعند اغلاق الدائرة الكهربائية فإن القراءة التي يسجلها الفولتوميتر يسجل فرق الجهد بين القطبين وبما أن جهد الهيدروجين يساوي صفراً فإن قراءة الفولتوميتر تعطي قيمة جهد القطب للعنصر الآخر.

(3-3-8) تعيين الجهد القياسي للخارصين :

توصل نصف خلية الخارصين بنصف خلية الهيدروجين كما في الشكل (6-8)

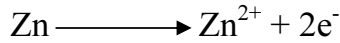


شكل (8 - 6) قياس الجهد القياسي للخارصين

عند إغلاق الدائرة الكهربائية يسجل فرق جهد بين القطبين يساوي 0.76

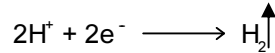
فولت ويتم التفاعل الآتي :

عند قطب الخارصين تتم عملية الأكسدة :



وتسري الإلكترونات من قطب الخارصين إلى قطب الهيدروجين عند قطب

الهيدروجين تختزل أيونات الهيدروجين إلى غاز الهيدروجين :



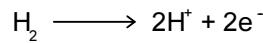
وبما أن قطب الخارصين أكثر سالبية فإن جهده قطبه القياسي يساوي

0.76- فولت عند وضع نصف خلية النحاس مكان نصف خلية الخارصين يتم

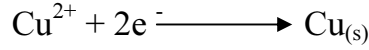
التفاعل الآتي :

تسري الإلكترونات من قطب الهيدروجين إلى قطب النحاس حيث تتم عملية

الأكسدة عند قطب الهيدروجين :



أما عند قطب النحاس فنتم :



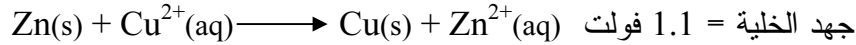
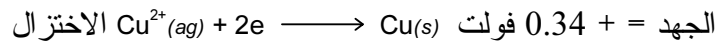
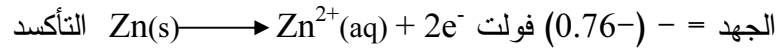
تم اختزال أيونات النحاس إلى ذرات النحاس

ومن قراءة الفولتميتر نجد فرق الجهد يساوي 0.34 فولت وبما أن التيار يسري في الاتجاه المعاكس فإن جهد النحاس القياسي يساوي + 0.34 فولت . وهذا يعني أن أكسدة الهيدروجين أسهل من أكسدة النحاس. ونستنتج من المقارنة بين الخارصين والنحاس أن الخارصين يتأكسد بسهولة أكثر من النحاس.

- ماذا يحدث لو وصلنا نصف الخلية للنحاس مع نصف الخلية للخارصين ؟
- في أي اتجاه يسري التيار ؟
- ما فرق الجهد لهذه الخلية ؟

يتضح مما سبق أن الخارصين يتأكسد أسهل من النحاس وعليه يكون نصفي

التفاعل كما يلي :



للحصول على التفاعل الكلي نجمع المعادلتين ، وللحصول على فرق الجهد نجمع فرقي الجهدين مع الملاحظة وضع علامة سالبة أما الخارصين لأن (- 0.76) فولت هو جهد القطب في حالة الاختزال والوضع هنا أكسدة لذلك وجب عكس علامة جهد القطب لأن جهد الخلية يحسب كالتالي :

جهد الخلية = جهد اختزال النحاس - جهد اختزال الخارصين.

(4-3-8) السلسلة الكهروكيميائية :

هي جدول رتبت فيه العناصر على حسب جهود اختزالها القياسية ترتيباً تصاعدياً من أعلى إلى أسفل يتوسطها الهيدروجين وجهده القياسي يساوي صفراً.

جدول (1-8)

الرقم	العنصر	الأيون	جهود القطب القياسي بالفولت (V)
1	الليثيوم	Li ⁺	3.05-
2	البوتاسيوم	K ⁺	2.92 -
3	الباريوم	Ba ²⁺	2.9 -
4	الكالسيوم	Ca ²⁺	2.76 -
5	الصوديوم	Na ⁺	2.71 -
6	المغنيزيوم	Mg ²⁺	2.38 -
7	الألمونيوم	Al ³⁺	1.76 -
8	المنجنيز	Mn ²⁺	1.05 -
9	الزئبق	Zn ²⁺	0.76 -
10	الكروم	Cr ³⁺	0.56 -
11	الحديد	Fe ²⁺	0.44 -
12	الكوبالت	Co ³⁺	0.28 -
13	النيكل	Ni ²⁺	0.23 -
14	القصدير	Sn ²⁺	0.14 -
15	الرصاص	Pb ²⁺	0.12 -
16	الهيدروجين	H ⁺	0
17	البيزموث	Bi ³⁺	0.22+
18	النحاس	Cu ²⁺	0.34+
19	الزئبق	Hg ²⁺	0.79+
20	اليود	I	0.54+
21	البروم	Br	1.06+
22	الكلور	Cl	1.36+
23	الفلور	F	2.85+

في اتجاه السهم يقل النشاط الكيميائي للفلز ويزداد جهد القطب القياسي ويزداد نشاط اللافلز وجهد قطبه القياسي ويزداد نشاط الأيون الموجب ويقل نشاط الأيون السالب.

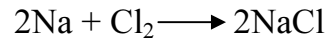
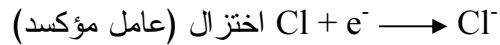
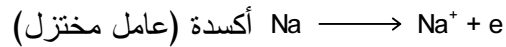
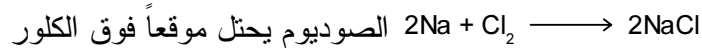
ملحوظة : ترميز الخلية : ترمز الخلية بالقطب وأيونه هكذا (الايون / القطب)
مثال (8-8) :

جد الجهد القياسي للنیکل باستخدام الخلية Ni/Ni^{2+} , Cu/Cu^{2+}
الجهد القياسي للنحاس = +0.34 فولت
قراءة الفولتمیتر = القوة الدافعة للخلية = +0.59 فولت = جهد قطب الاختزال -
جهد قطب الأكسدة (Ni)
الجهد القياسي للنیکل = -0.59 + 0.34 = -25 فولت
∴ جهد النیکل = -0.25 فولت

(8-3-4-1) بعض الحقائق عن السلسلة الكهروكيميائية :

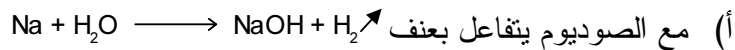
1. العناصر أعلى السلسلة عناصر مختزلة قوية وأسفل السلسلة عناصر مؤكسدة قوية.

مثال (8-9) : تفاعل الصوديوم مع الكلور :



2. الفلزات أعلى السلسلة تتصف بشدة نشاطها الكيميائي بينما نشاطها يقل كلما اتجهنا إلى أسفل ويتضح ذلك بتفاعلها مع الماء والأحماض المخففة والمركزة وكيفية اختزال أكاسيدها.

مثال (8-10) : التفاعل مع الماء :

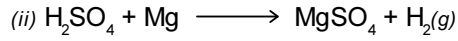
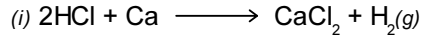


ب) مع الماغنيزيوم يتفاعل بخار الماء مع التسخين: $Mg + H_2O \xrightarrow{\Delta} MgO + H_2(g)$

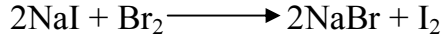
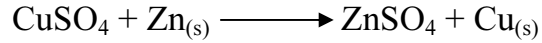
ج) لا تتفاعل مع الماء أو بخاره مثال الفلزات كالنحاس والذهب والفضة.

3. كلما كان البعد بين العنصرين كبيراً كلما كان المركب الذي يتكون من تفاعلها أكثر ثباتاً.

4. تزيح الفلزات أعلى الهيدروجين عنصر الهيدروجين من الأحماض الهيدروجينية كما يلي :



5. يزيح العنصر الأعلى العنصر الذي يليه من مركباته في الترتيب . أمثلة :



6. يمكن تأليف خلايا كهربية من كل عنصرين يكون فرق الجهد بينهما مناسباً ويكون العنصر ذو الجهد السالب القطب السالب والعنصر ذو الجهد الموجب القطب الموجب.

(5-3-8) تقويم الدرس الثالث :

1) عرّف التالي :

جهد القطب القياسي - قطب الهيدروجين - السلسلة الكهروكيميائية

2) كيف يمكن قياس الجهد القياسي للعناصر ؟

3) أشرح التفاعل الذي يتم عند قياس الجهد القياسي للخارصين ؟

4) علل :

أ) يزيح الماغنيزيوم الأيدروجين من حمض الكبريتيك المخفف.

ب) يزيح البروم اليود من مركباته.

ج) يتفاعل الكالسيوم مع الماء بينما الذهب لا يتفاعل.

الدرس الرابع

الخلايا الكهربائية

(4-8) الخلايا الكهربائية :

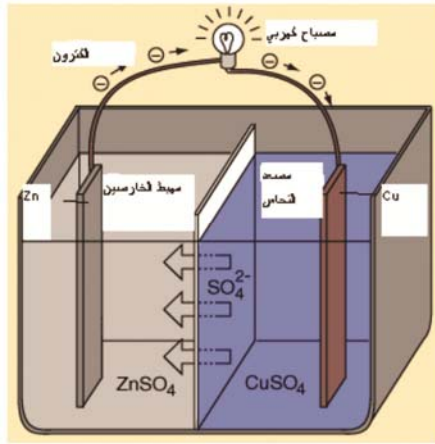
تعلمت من دراستك السابقة إن الطاقة الكهربائية يمكن إنتاجها من تفاعلات الأكسدة والاختزال . فإذا تم عمل خلايا كهربائية كخلية فولتا أمكن إنتاج تيار كهربائي مباشر وتسمى مثل هذه الخلايا بالخلايا الأولية وهناك أنواع متعددة من هذه الخلايا منها حجارة البطارية الجافة المستعملة بكثرة كمصدر اقتصادي للتيار الكهربائي ، ويطلق عليها الخلايا الأولية ، لأن فيها يتم إنتاج الطاقة الكهربائية مباشرة من التغير الكيميائي . وهناك نوع آخر من الخلايا الكهربائية وهي الخلايا الثانوية (المراكم أو المستودعات) وسميت كذلك نسبة لإنتاج الطاقة الكهربائية التي سبق تخزينها بأحداث تغيير كيميائي ويطلق عليها اسم المدخرات أو البطاريات أو المراكم هذه الخلايا تشبه الخلايا الأولية في اعتمادها على تفاعلات الأكسدة والاختزال . دون أي اختلاف جوهري غير أنه في المدخرات يمكننا إعادة المواد إلى حالتها الأولى بعد استهلاك طاقتها الكهربائية ، بشحنها بالكهرباء وذلك بتطبيق جهد كهربائي خارجي بين قطبي المدخرات بغرض عكس تفاعل الأكسدة والاختزال وإعادة المواد إلى حالتها الأصلية . وتستعمل حديثاً ثلاث أنواع من المدخرات هي بطاريات أو مراكم الرصاص أو مراكم أديسون أو مراكم النيكل والكاديوم.

(1-4-8) خلية فولتا البسيطة :

يعود فضل اكتشاف هذه الخلية إلى العالم جلفاني فقد أحس بصدمة كهربائية طفيفة عند لمسه بمشرط حديدي ضفدعة حديثة التشریح معلقة في شنكل من النحاس فاعتقد أن الحادثة الكهربائية ترجع إلى ما أسماه (كهرباء الحيوان) غير أن فولتا فسر ملاحظة جلفاني تفسيراً صحيحاً . فقد بين أن غمر فلزين مختلفين في وسط سائل جيد التوصيل للكهرباء يحدث تغيراً كيميائياً ينتج عنه تيار كهربائي.

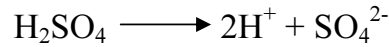
علمت في مقدمة الوحدة كيف يمكن انتاج الكهرباء من خلية فولتا البسيطة والتي تم تحضيرها من حامض الكبريتيك المخفف مغمور فيه لوح الخارصين ولوح نحاس ، وبمجرد أغلاق الدائرة الكهربائية يسري التيار الكهربائي في الموصل الخارجي (السلك المعدني) بسبب تولد فرق الجهد باستمرار بين قطبي النحاس والخارصين.

طريقة العمل : شكل (8 - 7) خلية فولتا البسيطة

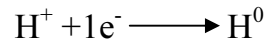


بتكملة الدائرة الكهربائية الشكل (8 - 7) تتأكسد كل ذرة من ذرات الخارصين الموجب وينتج إلكترونان يضافان إلى فلز الخارصين $Zn \longrightarrow Zn^{2+} + 2e^{-}$ ويصبح لوح الخارصين سالباً ويسمى القطب السالب وتسري الالكترونات الناتجة من تأكسد ذرات الخارصين في الموصل الخارجي إلى لوح النحاس.

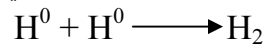
يعمل حامض الكبريتيك كوسط موصل للكهرباء في هيئة أيونات الهيدروجين الموجبة ومجموعة الكبريتات السالبة كما في المعادلة الأيونية :



وبزيادة أيونات الخارصين الموجبة حول القطب السالب تنشأ قوة تنافر بينهما وبين أيونات الهيدروجين الموجبة ، فنتجه الأخيرة بفعل التنافر نحو لوح النحاس وهناك تكتسب الالكترونات منه وتختزل إلى ذرات الهيدروجين.



وتتحد كل ذرتين لتكوين جزئي الهيدروجين.



ويكتسب لوح النحاس شحنة كهربائية موجبة بسبب فقد الإلكترونات نتيجة اختزال أيونات الهيدروجين ولذا يسمى القطب الموجب.

ويسري التيار خارج المحلول من الخارصين إلى النحاس (بالموصل الخارجي) ومن النحاس إلى الخارصين بداخل المحلول (بواسطة الأيونات). وهكذا يمكن وصف الخلية الكهربائية بأنها (مضخة للإلكترونات) تنقلها من الخارصين الذي يتأكسد (العامل المختزل) إلى أيونات الهيدروجين الموجبة التي تختزل إلى هيدروجين (العامل المؤكسد) أي من قطب سالب بجهد كهربائي أدنى ، إلى قطب موجب بجهد كهربائي أعلى.

ويسمى فرق الجهد بين القطبين عندما تكون الدائرة الكهربائية مفتوحة بالقوة الدافعة الكهربائية للخلية (فرق الجهد) وتقاس بالفولت.

لا يمكن لخلية فولتا البسيطة أن تستخدم كمصدر مستمر للكهرباء ، إذ أن هذه الخلية تميل للتوقف عن إنتاج التيار الكهربائي بسبب تجمع غاز الهيدروجين على قطب النحاس حيث يكون غاز الهيدروجين قطباً آخر محدثاً قوة دافعة معاكسة تقلل من القوة الدافعة للخلية وتسمى هذه الظاهرة بالاستقطاب Polarization وفي الخلايا الكهربائية يمكن تلافي الاستقطاب بطريقة ميكانيكية بمسح لوح النحاس (كما في خلية فولتا البسيطة) ، وبما أن هذه الطريقة غير عملية يمكن استعمال عامل مؤكسد قوي مثل ثاني أكسيد المنجنيز ليؤكسد غاز الهيدروجين فور تكونه إلى ماء (كما في خلية لكالانشيه الجافة).

التفاعل الموضعي :

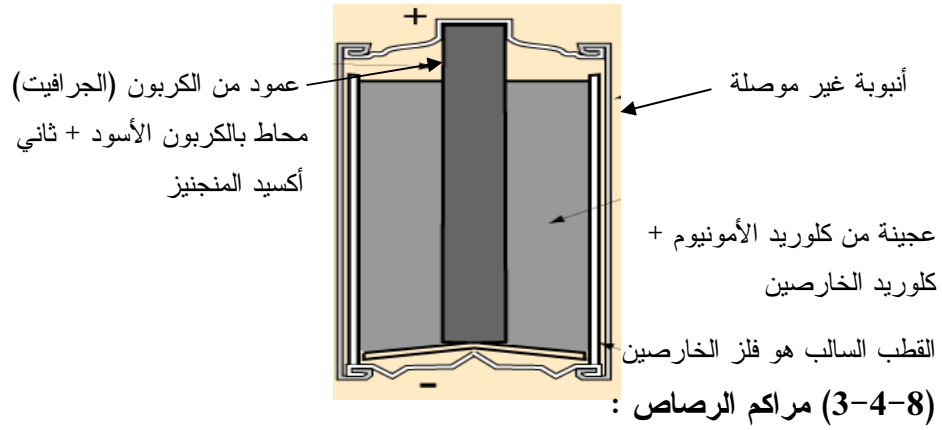
يستمر تفاعل الخارصين مع حامض الكبريتيك المخفف في خلية فولتا حتى في الفترة التي لا تستخدم فيها الخلية في دائرة مغلقة وذلك لأن الخارصين التجاري يحتوي على شوائب (مثل النحاس والكربون) التي تعمل كأقطاب إضافية يتحرر عندها الهيدروجين وتسمى العملية بالتفاعل الموضعي (Local Reaction).

يعالج التفاعل الموضعي أما بحفظ لوح الخارصين خارج السائل بعد غسله بالماء أو بملغمة الخارصين ، وذلك بمسح سطحه بالزئبق حيث يذوب الخارصين فقط في الزئبق دون الشوائب.

(8-4-2) خلية لكلاشيه الجافة :

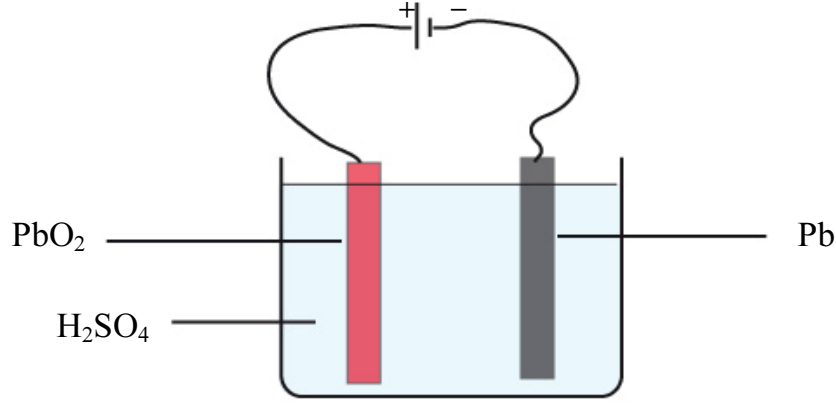
تتألف من علبة اسطوانية من الخارصين كقطب سالب وتشتمل على محتويات الخلية ، وقطب الكربون مثبت راسياً في منتصفها يحيط به خليط من ثاني أكسيد المنجنيز والكربون المسحوق . وتستعمل بدلاً من محلول كلوريد الأمونيوم عجينة تتركب من كلوريد الأمونيوم ومقدار مناسب من كلوريد الخارصين. وجميع التفاعلات الكيميائية هنا هي نفس تفاعلات الخلية السائلة . القوة الدافعة الكهربائية للخلية تساوي 1½ فولت.

شكل (8 - 8) خلية لكلاشيه الجافة



نشاط (8-5) :

أغمر لوحين من الرصاص (أبعاد كل منهما 3 بوصة × ½ بوصة) في كأس متوسط الحجم يحتوي على حجم مناسب من حامض الكبريتيك المخفف بحيث يغطي الحامض معظم مساحة سطح لوح الرصاص.



شكل (8-9) مركم الرصاص

أكمل الدائرة كما في الشكل بتوصيل لمبة (1½ فولت). هل تضيء اللمبة ؟
 أفصل اللمبة ثم أغلق الدائرة الكهربائية مستقلاً بطارية أو أي مصدر مباشر آخر
 للتيار الكهربائي بجهد مقداره 6 فولت . دع التيار الكهربائي يمر في الحامض الذي
 به لوح من الرصاص فترة خمس دقائق وسجل خلالها ملاحظتك. يفصل التيار بعد
 انتهاء هذه الفترة ووصل اللمبة الكهربائية مرة أخرى.

ماذا تلاحظ :

أ. عند مرور التيار الكهربائي يتصاعد غاز الأكسجين عند القطب الموجب
 والهيدروجين عند القطب السالب . يتحد بعض غاز الأكسجين عند القطب
 الموجب مع الرصاص مكوناً ثاني أكسيد الرصاص.

ب. عند توصيل اللمبة بعد إمرار التيار الكهربائي تضيء مما يدل على أن
 طاقة الكهربائية قد تم اختزانها بالخلية أثناء التوصيل الكهربائي.

(8-4-3-1) وصف مركم الرصاص :

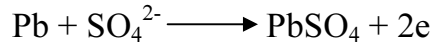
يتكون من عدد من الخلايا الكهربائية ، ويكون العامل المؤكسد في الخلية
 ثاني أكسيد الرصاص الذي يشكل القطب الموجب بينما العامل المختزل من فلز

الرصاص الذي يشكل القطب السالب . وتصنع الأقطاب من خزانات من صفائح متقبة يملأ البعض منها بفلز الرصاص الأسفنجي بينما يغطي البعض الآخر بثاني أكسيد الرصاص . ويتكون مركب الرصاص من عدة أقطاب موجبة وسالبة ، ويفصل بين كل قطب سالب شرائح من الزجاج أو أي مادة عازلة مناسبة أخرى وتوصل الأقطاب المتشابهة بالتوازي فتعمل ألواح الرصاص كقطب سالب للمراكم والألواح الأخرى المغطاة بثاني أكسيد الرصاص كقطب موجب له وتوضع هذه الوحدة بأكملها في حوض مصنوع من البلاستيك والمطاط المقوي ويحتوي على محلول حمض الكبريتيك بتركيز معين (1.25 جم/سم³).

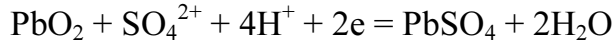
(8-4-5) طريقة العمل (أثناء التفريغ) :

يتأكسد الرصاص إلى كبريتات الرصاص عند القطب السالب منتجاً الإلكترونات ويلتقطها ثاني أكسيد الرصاص عند القطب الموجب مختزلاً إلى كبريتات الرصاص كما في المعادلتين :

الأكسدة حول القطب السالب :



الاختزال عند القطب الموجب :



احسب عدد التأكسد للرصاص في هذين التفاعلين . تلاحظ أن للرصاص ثلاثة أعداد للتأكسد إذ يتحول من عدد التأكسد (صفر) في الرصاص إلى (+2) في كبريتات الرصاص عند القطب السالب ومن عدد التأكسد (+4) إلى (+2) عند اختزال ثاني أكسيد الرصاص إلى كبريتات الرصاص عند القطب الموجب - أي أن التفاعل الكيميائي يؤدي إلى تكوين كبريتات الرصاص في القطبين السالب والموجب - لذا يستهلك حامض الكبريتيك باستمرار أثناء عمل الخلية عند التفريغ ،

وتزداد كمية الماء الناتجة تبعاً لذلك . مع نقصان لتركيز الحامض بالتدريج -
وتحتفظ كل خلية بجهد الكهربي (2.04 فولت).

مع انخفاض طفيف في هذا الجهد بسبب انخفاض تركيز الحامض غير أن
الخلية تحتفظ بمعظم جهدها الكهربي ، حتى يتحول كل الرصاص الاسفنجي وثاني
أكسيد الرصاص إلى كبريتات رصاص ، وعند ذلك سرعان ما يصل فرق الجهد بين
القطبين إلى أدنى قيمة له ، وذلك عندما يدنو النظام من حالة الاتزان . وعند
الوصول إلى حالة الاتزان تماماً تكون الخلية قد فرغت شحنها الكهربية بصورة
إجمالية.

(8-4-5-3) شحن مركب الرصاص :

كبريتات الرصاص مادة غير قابلة للذوبان ويتم حفظها حول الاقطاب فور
تكوينها بواسطة الأغشية الفاصلة فلذلك فهي في الوضع المناسب الذي يمكن به
إرجاعها أو أعادتها إلى موادها الأصلية وذلك بعكس التفاعلات الكيميائية التي
أشرنا إليها حسب الشروط الآتية :

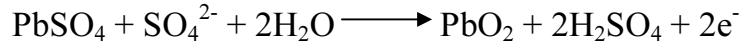
1. استعمال مصدر خارجي كمولد كهربي وإمرار تيار مباشر عند قطبي
المركب.

2. يجب أن يكون فرق الجهد لهذا التيار أعلى من جهد المركب وذلك للتمكن
من مقاومة القوة الدافعة الكهربية الناتجة من المواد المتفاعلة للخلايا
بغرض تقليل المقاومة الداخلية لها.

3. يجب أن لا نقل الكهرباء الداخلة في المركب عن كمية الكهرباء اللازمة
لتكوين وزن مكافئ للرصاص ووزن مكافئ لثاني أكسيد الرصاص.

باستيفاء هذه الشروط يمكن شحن المركب بالكهرباء بحيث تكون قادرة على
إنتاج الطاقة الكهربية من جديد ، ويمكن أن تستمر عملية الشحن والتفريغ حتى

تتسرب المواد المتفاعلة من أماكنها بكثرة الاستعمال بالقدر الذي لا يمكن بعده للمركم أداء وظيفته في مواصلة انتاج الطاقة الكهربائية اللازمة. وفي عملية الشحن تعكس التفاعلات الكيميائية إذ تحدث عملية التأكسد عند القطب الموجب والاختزال عند القطب السالب وذلك عند شحن المركم بتيار مباشر وتتأكسد كبريتات الرصاص إلى ثاني أكسيد الرصاص عند القطب الموجب حسب المعادلة.



أي أنه في عملية الشحن ينقص الماء ويظهر حامض الكبريتيك أشد تركيزاً.

وإذا ترك التيار أثناء عملية الشحن مدة أطول من اللازم لاتمام التفاعلات الكيميائية تلاحظ غاز يتكون عند القطب السالب في شكل فقائيع وهو غاز الهيدروجين الناتج من تحلل الماء وظهوره دليل على انتهاء عملية الشحن. إمكانية تغير اتجاه التفاعلات الكيميائية في مركم الرصاص أثناء الشحن والتفريغ والمقدرة على انتاج تيارات كبيرة في وقت وجيز جعلت لها أهمية قصوى في إدارة محركات السيارات والمركبات الأخرى ، غير أن عيبها كبر الوزن إذا يلزم لإدارة محرك بارد للسيارة تحويل حوالى رطل (12 أوقية) من فلز الرصاص الأسفنجي إلى رصاص.

(4-4-8) تقويم الدرس الرابع :

1. عرف المفاهيم الآتية :
الخلايا الأولية - الخلايا الثانوية - القوة الدافعة الكهربائية - الاستقطاب.
2. وضح طريقة عمل خلية فولتا البسيطة.
3. وضح بالمعادلات التفاعلات الكيميائية التي تحدث في خلية لكالانشيه الجافة.
4. ما هو أساس اختلاف الخلايا الأولية عن الخلايا الثانوية ؟
5. صف كيف يتركب مركب الرصاص وتحدث عن :
أ) التفاعلات الكيميائية عند الشحن.
ب) التفاعلات الكيميائية عند التفريغ.
6. توصف الخلية الكهربائية بأنها مضخة الكترونية تنقل الالكترونات من قطب سالب بجهد كهربائي عالي إلى قطب موجب بجهد كهربائي منخفض خلال موصل كهربائي خارج الخلية.
ناقش هذه العبارة معتمداً على بعض تفاعلات الأكسدة والاختزال في بعض الخلايا الكهربائية.

الدرس الخامس

التحليل الكهربى

(5-8) التحليل الكهربى :

درست فىما سبق انتاج الطاقة الكهربىة من التغير الكىمىائى وفى هذه الدرس يكون مجال دراستنا عن التحولات الناتجة عن امرار التيار الكهربائى فى محاليل المواد المتفاعلة أو مصهوراتها.

نشاط (6-8) :

اجر الاختبار التالى على السوائل الآتية بعد وضع كل على حدة فى الجهاز كما هو موضح بالرسم أعلاه لتحديد قابليتها لتوصيل الكهرباء.

(1) الزئبق. (2) الكحول. (3) زيت. (4) الماء المقطر. (5) حمض الخليك. (6) حمض معدنى.

أغلق الدائرة الكهربىة والتى تحتوى على مصباح أو جهاز فولتمىتر وسارىتين من البلاتين أو الكربون.

تدريب :

دون ملاحظاتك ؟

النتيجة :

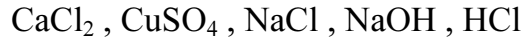
تنقسم السوائل من حيث توصيلها للكهرباء إلى أنواع :

1. سوائل توصل التيار الكهربى من غير أن يحدث فىها تغير كىمىائى مثل الزئبق ومصهورات الفلزات الأخرى.
2. سوائل لا توصل التيار الكهربى وتسمى اللا كتروليتات (Non electrolytes) مثل الزيت ، الايثر.

3. سوائل توصل التيار الكهربى ويحدث فيها تغير كيميائى وتسمى
(Electrolytes) الالكتروليتات.

وتنقسم الالكتروليتات إلى قسمين :

أ) الكتروليتات قوية : أى أن درجة تأينها عالية فى محاليلها أو مصهوراتها. مثال
محاليل ومصهورات الأحماض المعدنية والأملاح والقلويات ومن أمثلتها :



ب) الالكتروليتات الضعيفة :

أى أن درجة تأينها منخفضة ومن أمثلتها الماء المقطر، الأحماض والأملاح
العضوية (مثل CH_3COOH , $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$) ومنها أيضاً أيدروكسيد الامونيوم
وحمض الكربونيك.

واليك بعض المصطلحات المستخدمة فى التحليل الكهربى :

(1-5-8) التحليل الكهربى :

هو تحليل المادة الالكتروليتية تحليلاً كيميائياً فى محلولها أو مصهورها
عند مرور التيار الكهربائى فيها.

(1-1-5-8) الخلية التحليلية (خلية التحليل الكهربى) :

هو الجهاز الذى تتم فيه عملية التحليل الكهربى ويختلف شكله باختلاف
المادة الالكتروليتية التى يراد تحليلها ويحتوى على :

الساريتان : وهما اللوحان أو السلكان أو القطبان اللذان يوصلان التيار الكهربائى.
أ. المهبط : هو السارية المتصلة بالقطب السالب لمصدر التيار المباشر وتتم
عنده عملية الاختزال.

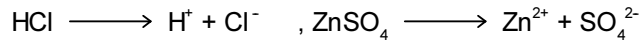
ب. المصعد : هو السارية المتصلة بالقطب الموجب لمصدر التيار المباشر وتتم
عنده عملية الأكسدة.

(8-5-2) النظرية الأيونية (نظرية ارهنيوس) :

وضع العالم ارهنيوس نظريته عام 1880م ليفسر بها ما يحدث من تغير كيميائي عند مرور التيار الكهربائي في المحلول أو المصهور للمادة الالكتروليتيّة.

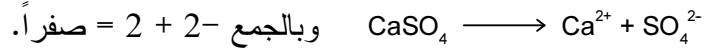
(8-5-2-1) فروض النظرية الأيونية :

1. تتفكك المواد الالكتروليتيّة في مصهورها أو محلولها إلى دقائق سالبة وموجبة تسمى الايونات مثل :



2. عدد الشحنات التي يحملها الأيون تساوي تكافؤّه.

3. المجموع الجبري للشحنات السالبة والموجبة للجزيء تساوي صفرًا مثل :



4. الالكتروليّات القوية تعزى قوة توصيلها للتيار الكهربائي المباشر لدرجة تأينها العالية في محاليلها المائية ، أو مصهورها . مثال نجد أن جميع الجزيئات لمّح كلوريد الصوديوم تتحول إلى أيونات سالبة وموجبة في محلوله المائي أو مصهوره.

5. يعزى ضعف التوصيل في الالكتروليّات الضعيفة لدرجة تأينها المنخفضة. مثال : حمض الخليك نجد في كل 1000 جزيء تتفكك منها ثلاث جزيئات فقط.

6. اللالكتروليتات لا تتأين مثل البنزين - الكحول.

7. عند امرار التيار الكهربائي المباشر في المحلول المائي أو المصهور للالكتروليات تتجه الأيونات الموجبة نحو القطب السالب والايونات السالبة نحو القطب الموجب.

(3-5-8) أمثلة لتفسير ظاهرة التحليل الكهربائي والنظرية الأيونية :

الأولوية في تفريغ الشحنات الكهربائية :

يعتمد تفريغ الشحنات المتشابهة إن وجدت في نفس الالكتروليت أو خليط من

الالكتروليتات على معيارين :

1. وضع الأيون في السلسلة الكهروكيميائية ويكون تفريغها كما يلي :

أ. الأيون السالب : يفرغ الأيون السالب شحنته قبل الذي يليه في

الترتيب.

ب. الأيون الموجب : يفرغ الأيون الموجب شحنته قبل الأيون الذي

يسبقه في الترتيب.

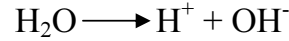
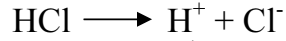
2. التركيز : يفرغ الأيون السالب الأعلى تركيزاً قبل الأيون الأقل تركيزاً غير

متأثر بوضعه في السلسلة الكهروكيميائية.

مثال (8-11) :

تحليل حامض الهيدروكلوريك المركز :

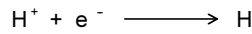
الايونات في المحلول :



وفق النظرية الأيونية تتجه الأيونات كمايلي :

المهبط يتجه أيون H^+ نحو المهبط ويفرغ شحنته فيتم اختزاله مكوناً غاز

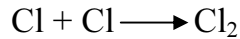
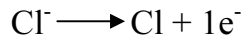
الهيدروجين :

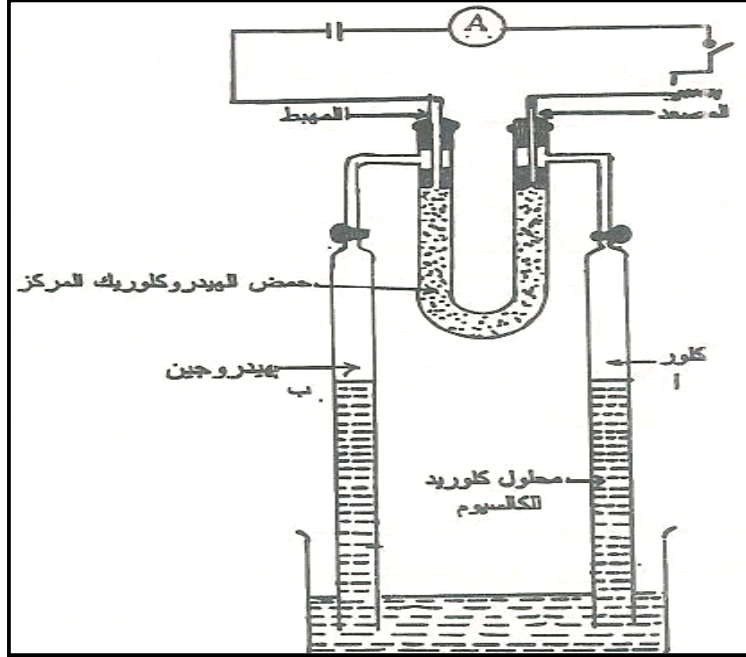


المصعد : Cl^- ، OH^-

تتجه أيونات Cl^- ، OH^- نحو المصعد. تركيز أيون Cl^- أعلى لذا يفرغ أيون Cl^-

شحنته قبل أيون الهيدروكسيد OH^- لتتم أكسدته مكوناً غاز الأكسجين.





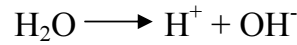
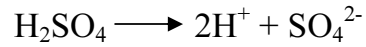
شكل (8-10) : جهاز تحليل محلول حمض الهيدروكلوريك المركز

النتيجة :

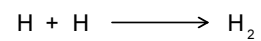
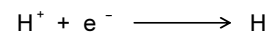
يتكون حجم واحد من Cl_2 وحجم واحد من H_2 وهذا يدل على أن جزيء حمض الهيدروكلوريك يتكون من ذرة كلور وذرة أيروجين.

مثال (8-12) :

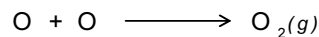
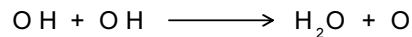
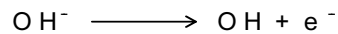
تحليل حمض الكبريتيك المخفف (الماء المحمض) :



المهبط : H^+



المصعد : OH^- , SO_4^{2-}



ملحوظة :

يحدث خلل في الاتزان الأيوني للماء نسبة لتعادل أيونات الهيدروكسيد لذا يتحول الماء من الكتروليت ضعيف إلى الكتروليت قوي يتحلل إلى أيونات الهيدروكسيد وأيونات الأيدروجين الموجبة والتي تنقل أيونات الكبريتات الواردة للمصعد وتكون حامض الكبريتيك لذا يرتفع تركيز حامض الكبريتيك عند المصعد بينما ينخفض عند المهبط.

النتيجة :

- (i) يتحلل الماء وليس H_2SO_4 .
- (ii) يتكون حجامان من الأيدروجين وحجم من غاز الأكسجين.
- (iii) يوضح التحليل أن جزيء الماء يتكون من ذرة أكسجين وذرتين من الهيدروجين.
- (iv) يرتفع تركيز حمض H_2SO_4 عند المصعد وينخفض عند المهبط لذا يظل تركيز H_2SO_4 ثابتاً إذن يعمل كعامل مساعد.



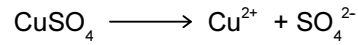
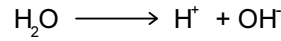
شكل (8-11) يوضح جهاز لتحليل الماء المحمض (حمض كبريتيك مخفف)

تأثير نوع السارية على التحليل الكهربائي للمحلول :

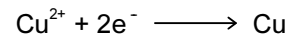
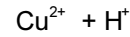
في بعض الأحيان يمكن للسارية (قطب) أن تتحلل في تفاعلات الأقطاب

ويمكن أن توضح ذلك التحليل كبريتات النحاس بين قطبين من النحاس.

الأيونات في المحلول :

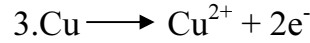
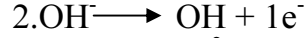
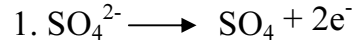


المهبط :

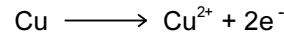


المصعد :

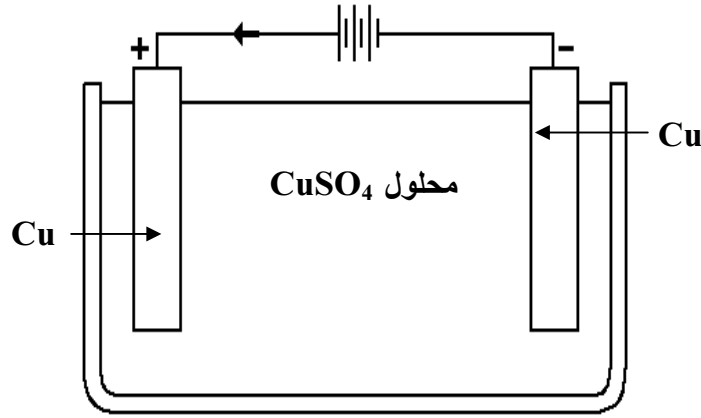
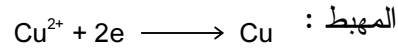
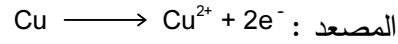
هناك ثلاثة احتمالات للتفاعلات عند المصعد :



وبالفعل يتم الاحتمال الثالث فيذوب الانود معطياً ايونات النحاسيك والتي تتجه للقطب السالب. لذا يظل تركيز المحلول ثابتاً ونقل كتلة المصعد (الانود).



ويمكن كتابة التفاعل الكلي للخلية كما يلي :



شكل (8-12) يوضح خلية لتحليل كبريتات النحاس باستخدام ساريتين من النحاس

تجربة توضح مسار الأيونات عند مرور التيار المباشر على المحلول :
ضع محلول نترات البوتاسيوم المحمض بحمض الكبريتيك في الجهاز الموضح
بالرسم وأضف برفق مقدراً مناسباً من محلول برمنجنات النحاسيك $\text{Cu}(\text{MnO}_4)_2$

حيث يكون المحلول الطبقة السفلى في الجهاز . أغلق الدائرة وذلك باستخدام ساريتين من البلاتين ومصدر مباشر للتيار الكهربائي.

المشاهدة :

تتجه أيونات النحاسيك الزرقاء إلى المهبط وتتجه أيونات البرمنجنات البنفسجية السالبة إلى المصعد.

(4-5-8) تقويم الدرس الخامس :

- 1) وضح بالمعادلات الكيميائية نتائج التحليل الكهربائي :
 - (أ) حامض الكبريتيك المخفف باستخدام ساريتين من البلاتين.
 - (ب) محلول كبريتات النحاس باستخدام ساريتين من النحاس.
 - (ج) محلول كلوريد الصوديوم باستخدام مهبط من البلاتين ومصعد من الكربون.
- 2) علل : عند التحليل الكهربائي لحمض الكبريتيك المخفف يحدث خلل في الاتزان الأيوني للماء.
- 3) يعتمد تفريغ الشحنات المتشابهة إن وجدت في نفس الالكتروليت أو خليط من الالكتروليتات على معيارين ما هما ؟

الدرس السادس

الاعتبارات الكمية لعملية التحليل

قانونا فاراداي للتحليل الكهربائي

(6-8) الاعتبارات الكمية للتحليل الكهربائي :

ما هي كمية الكهرباء التي يجب أن تستخدم لأحداث قدر معين من التغيير الكيميائي عند إجراء عملية التحليل الكهربائي ؟

لقد أجرى فاراداي الذي عاش بين عامي 1791 - 1867م دراسات في العلاقة بين كتلة المادة المتكونة عند الأقطاب بالتحليل الكهربائي وكمية الكهرباء المارة خلال المحلول ، وقد وصل فاراداي إلى حقيقتين هامتين عرفتا بقانوني فاراداي للتحليل الكهربائي.

قبل أن ندرس هذين القانونين نفصل بعض الحسابات المتعلقة بكمية الكهرباء المستخدمة وكتل المواد الناتجة في عمليات التحليل الكهربائي.

(1-6-8) حساب كمية الكهرباء :

تحسب كمية الكهرباء بوحدة الكولومب Coulomb. والكولومب هو كمية الكهرباء التي تمر خلال موصل عندما يمر تيار كهربائي شدته واحد أمبير لمدة زمنية مقدارها ثانية واحدة.

- (1) كمية الكهرباء (ك) = شدة التيار (ت) × الزمن (ن)
- (2) ك = ت × ن

كذلك تقاس كمية الكهرباء بوحدة الفاراداي

واحد فاراداي = 96500 كولوم

الفاراداي هو كمية الكهرباء اللازمة لفصل (ترسيب أو تصعيد) المكافئ الجرامي للمادة.

(8-6-2) كتل المواد الناتجة في عملية التحليل الكهربائي :

إن كتلة المادة الناتجة بامرار كهرباء مقدارها واحد كولوم تسمى بالمكافئ الكهروكيميائي . أما إذا تم إمرار كمية كهرباء مقدارها واحد فاراداي فسوف تنتج كتلة من المادة تساوي الكتلة المكافئة الجرامية (الوزن المكافئ الجرامي) لذلك العنصر وهي تحسب وفقاً للمعادلة الآتية :

$$(3) \dots\dots\dots \frac{\text{الكتلة الذرية للعنصر (ذ)}}{\text{تكافؤ العنصر (ف)}} = \text{الكتلة المكافئة الجرامية للعنصر}$$

فإذا ترسب (و) جراماً من عنصر كتلته الذرية (ذ) وتكافؤه (ف) بكمية من الكهرباء مقدارها (ك) كولوم يمكننا أن نحسب كتلة العنصر الناتجة (و) كما يلي :

بما أن فاراداي واحد ينتج كتلة مكافئة جرامية واحدة للعنصر فإن كتلة العنصر الناتجة بالجرامات (و) = كمية الكهرباء بالفاراداي × الكتلة المكافئة الجرامية للعنصر (4)

$$(5) \dots\dots\dots \frac{\text{كمية الكهرباء بالكولوم}}{96500} = \text{ولكن كمية الكهرباء بالفاراداي}$$

$$(6) \dots\dots\dots \frac{\text{ك}}{96500} = \text{حيث ك هي كمية الكهرباء بالكولوم}$$

$$(7) \dots\dots\dots \frac{\text{الكتلة الذرية للعنصر (ذ)}}{\text{تكافؤ العنصر (ف)}} = \text{الكتلة المكافئة الجرامية للعنصر}$$

إذا عوضنا المعادلتين (6) و (7) في المعادلة (4) فإن :

$$(8) \dots\dots\dots \frac{\text{ذ}}{\text{ف}} \times \frac{\text{ك}}{96500} = \text{كتلة العنصر الناتجة بالجرامات (و)}$$

وبما أن كمية الكهرباء بالكولوم = شدة التيار × الزمن

$$(9) \dots\dots\dots \text{ك} = \text{ت} \times \text{ن}$$

وقمنا بتعويض المعادلة (9) في المعادلة (8) نجد أن

$$(10) \dots\dots\dots \frac{ذ}{ف} \times \frac{ت \times ن}{96500} = و$$

$$(11) \dots\dots\dots \frac{\text{الكتلة المكافئة الجرامية للعنصر}}{96500} = \text{هـ) (بما أن المكافئ الكهروكيميائي (هـ) =$$

$$(12) \dots\dots\dots \frac{ذ}{96500 \times ف} = \text{هـ} \therefore$$

$$\therefore و = ت \times ن \times هـ$$

وعليه نخلص إلى المعادلة الشاملة

$$(13) \dots\dots\dots \frac{ت \times ن \times ذ}{96500 ف} = و$$

(8-6-3) القانون الأول لفاراداي في التحليل الكهربائي :

يحدد هذا القانون العلاقة بين كتلة المادة الناتجة عند الاقطاب أثناء عملية

التحليل وكمية الكهرباء المستخدمة :

نشاط عملي (8-6) : علاقة كمية المادة الناتجة بكمية الكهرباء المستخدمة :

المواد والأدوات :

1. خليتان للتحليل الكهربائي بساريتين من البلاطين.

2. محاليل مائية لكبريتات النحاس $CuSO_4$ وحمض الكبريتيك H_2SO_4

نترات النحاس $Cu(NO_3)_2$ والصودا الكاوية $NaOH$.

خطوات العمل :

1. زن المهبط في كل من الخليتين قبل بدء التجربة.

2. أغلق الدائرة الكهربائية بإمرار تيار ثابت لمدة زمنية محددة.

3. زن المهبط بعد نهاية الزمن.
 4. كرر التجربة وضاعف الزمن السابق مع ثبات التيار.
 5. كرر التجربة وضاعف التيار لنفس المدة الأولى من الزمن.
 6. كرر التجريبتين مستخدماً محلول نترات النحاس مكان محلول كبريتات النحاس ومحلول الصودا الكاوية مكان محلول حمض الكبريتيك.
- ماذا تلاحظ عن تغير كتلة النحاس المترسب على المهبط وكتلة الهيدروجين المتصاعد على المهبط في التجريبتين.

من التجريبتين السابقتين نستنتج أن كتلة المادة المترسبة أو المنطلقة عند القطب تتناسب تناسباً طردياً مع كمية الكهرباء التي مرت في المحلول أو المصهور وهذا ما نص عليه القانون الأول لفاراداي في التحليل الكهربائي : (إن كتلة المادة الناتجة أثناء عملية التحليل الكهربائي تتناسب تناسباً طردياً مع كمية الكهرباء التي تمر في المحلول أو المصهور).

(4-6-8) القانون الثاني لفاراداي في التحليل الكهربائي :

يحدد هذا القانون العلاقة بين الكتل المكافئة للمواد وكمية الكهرباء المستخدمة.

نشاط عملي (7-8) : علاقة كتلة المادة المكونة بالكتلة المكافئة للمادة :

المواد والأدوات :

1. ثلاث خلايا للتحليل الكهربائي بساريتين من البلاتين لكل منها.
2. محاليل لنترات الفضة $AgNO_3$ وكبريتات النحاس $CuSO_4$ وحمض الكبريتيك المخفف.

خطوات العمل :

1. زن المهبط الثلاث قبل بدء التجربة.
2. وصل الخلايا الثلاث على التوالي.

3. أغلق الدائرة الكهربائية واستخدم تياراً كهربياً لمدة زمنية واحدة.
4. استمر في التحليل الكهربائي حتى يتكون جرام واحد من غاز الهيدروجين عند المهبط في خلية محلول حمض الكبريتيك المخفف.
5. زن المهبط لتعيين كتل النحاس والفضة المترسبين.
6. ما علاقة كتل كل من الهيدروجين والنحاس والفضة بالكتل المكافئة لهذه العناصر.

7. ضاعف التيار والزمن وجد علاقة الكتل السابقة بالكتل المكافئة كما فعلت في الخطوة (6).

من هذه التجربة نستنتج أن كمية الكهرباء التي تلزم لإنتاج جرام واحد من الهيدروجين قد أنتجت 108 جرامات من الفضة و 31.8 جراماً من النحاس وهذه الكميات تساوي الكتل المكافئة الجرامية لهذه العناصر . وهكذا فإن كمية الكهرباء التي تلزم لإنتاج 0.5 جرام من الهيدروجين سوف تنتج 54 جراماً من الفضة 15.9 جراماً من النحاس كما أن كولوم واحد من الكهرباء سوف ينتج المكافئ الكهروكيميائي لكل من هذه العناصر .

$$\text{في حالة الهيدروجين} \quad \frac{1}{96500} = 0.00001 \text{ جرام / كولوم}$$

$$\text{وفي حالة الفضة} \quad \frac{108}{96500} = 0.00112 \text{ جرام / كولوم}$$

$$\text{وفي حالة النحاس} \quad \frac{31.8}{96500} = 0.00033 \text{ جرام / كولوم}$$

هذه النتيجة هي ما لخصه لنا القانون الثاني لفاراداي والذي نص على :
 (إن كتل المواد المختلفة الناتجة أثناء عملية التحليل الكهربائي بنفس كمية الكهرباء
 تتناسب تناسباً طردياً مع كتلتها المكافئة).
 ويمكننا أن نعبر رياضياً عن هذا القانون كما يلي :

$$\frac{\text{كتلة العنصر (أ) الناتجة بكمية معينة من الكهرباء}}{\text{كتلة العنصر (ب) الناتجة بنفس كمية الكهرباء}} = \frac{\text{الكتلة المكافئة للعنصر (أ)}}{\text{الكتلة المكافئة للعنصر (ب)}}$$

ويتضح من هذه العلاقة أن يمكننا إيجاد الكتل المكافئة لبعض العناصر من
 النتائج التجريبية لعمليات التحليل الكهربائي.

(8-6-5) أمثلة محلولة على قانوني فاراداي :

مثال (8-15) :

مر تيار مباشر مقداره 1.5 أمبير لمدة 30 دقيقة خلال محلول ملح فلز
 ثلاثي التكافؤ وترسب 1.08 جرام .

أ. أحسب كمية الكهرباء بالكولوم.

ب. أحسب الكتلة الذرية للعنصر.

الحل :

(أ) كمية الكهرباء بالكولوم = شدة التيار بالأمبير × الزمن بالثانية

$$ك = 1.5 \times 30 \times 60 = 2700 \text{ كولوم}$$

(ب) استخدم المعادلة :

$$\frac{ت ن ذ}{96500 ف} = و$$

$$\frac{2700 ذ}{3 \times 96500} = 1.08$$

$$\underline{\underline{115.8}} = \frac{3 \times 96500 \times 1.08}{2700} = \text{ذ}$$

مثال (8-14) :

تم إمرار تيار مباشر مقداره 2 أمبير لمدة 15 دقيقة في محلول مائي لفلز كتلته الذرية النسبية 193 فترسب 1.2 جم . أحسب تكافؤ الفلز .

الحل :

المعطيات : ت = 2 أمبير ، ن = 15 × 60 ثانية ، ذ = 193 ، و = 1.2 جم .
ف = ؟

$$\frac{\text{ت} \times \text{ن} \times \text{ذ}}{96500 \text{ ف}} = \text{و}$$

عوض قيم المعطيات مع وضع ف موضع القانون :

$$3 = \frac{193 \times 60 \times 15 \times 2}{1.2 \times 96500} = \text{ف}$$

∴ تكافؤ الفلز = 3

مثال (8-15) :

مر تيار لمدة 3 ساعات في محلول نترات الفضة وكبريتات النحاس (II) موصلين على التوالي فإذا ترسب 0.555 جم من الفضة عند المهبط أحسب :

(أ) كمية الكهرباء التي مرت بالكولوم .

(ب) كتلة النحاس الذي ترسب .

(ج) قيمة التيار المار في المحلول .

(الكتلة الذرية النسبية للفضة = 108 وللنحاس = 64)

الحل :

المعطيات : ن = 3 × 60 × 60 ثانية ، و = 0.555 جم ، ف = 1 ، ذ = 108
(أ) عوض هذه القيم في المعادلة و $\frac{ك \times ذ}{ف \times 96500} =$

$$ك = \frac{1 \times 96500 \times 0.555}{108} = 496 \text{ كولوم}$$

$$\frac{\text{مكافئ الفضة}}{\text{مكافئ النحاس}} = \frac{\text{كتلة الفضة}}{\text{كتلة النحاس}} = 1$$

$$\frac{\text{كتلة الفضة} \times \text{مكافئ النحاس}}{\text{مكافئ الفضة}} = \text{كتلة النحاس}$$
$$0.164 \text{ جم} = \frac{32 \times 0.555}{108} =$$

$$(ج) ك = ت \times ن$$

$$ت = \frac{ك}{ن} = \frac{496}{60 \times 60 \times 3} = 0.05 \text{ أمبير}$$

(8-6-6) فوائد التحليل الكهربائي :

للتحليل الكهربائي فوائد كثيرة نذكر منها :

1. تنقية الفلزات :

يستخدم التحليل الكهربائي لتنقية الفلزات من الشوائب حيث يوضع الفلز غير النقي كمصعد والفلز النقي كمهبط ويكون الاكترووليت محلولاً لأحد أملاح الفلز المراد الحصول عليه مثال لذلك تنقية النحاس حيث يستخدم النحاس الخام كمصعد للخلية والنحاس النقي كمهبط ويكون الاكترووليت محلول كبريتات النحاس.

2. الطلاء بالكهرباء (تلييس المعادن) :

تستخدم في هذه العملية الفلزات الثمينة كالذهب والفضة والنيكل والبلاتين لتغطية سطوح بعض الفلزات الرخيصة لتكسيبها مظهراً لامعاً وجذاباً وأنبقاً بالإضافة إلى ذلك تجعلها صالحة للاستعمال كالأدوات المنزلية وأدوات واكسسوارات الزينة والمواسير المجلفنة لأن الفلزات الثمينة لا تتأثر بالرطوبة والهواء وتمنع أيضاً الفلز من التلف بعوامل الطقس أو الصدأ.

وتتم عملية الطلاء كما يلي :

(أ) يستخدم الفلز الذي يراد الطلاء به كمصعد.

(ب) يستخدم الفلز الذي يراد طلاؤه كمهبط.

(ج) يكون الالكتروليت من أملاح الفلز الذي يراد الطلاء به.

(د) تستعمل تيارات ضعيفة ولمدة أطول حتى يتم طلاء الفلز ببطء وليكون

طبقة منتظمة السمك.

3. استخراج بعض العناصر والمركبات :

يستخدم التحليل الكهربائي في استخراج بعض الفلزات كالصوديوم والكالسيوم والخاصين وبعض اللافلزات كالكلور والبروم وبعض المركبات الهامة كأيدروكسيد الصوديوم.

(8-6-7) تقويم الدرس السادس :

1) عرف المكافئ الكهروكيميائي :

أ. فلز ثنائي التكافؤ مكافئه الكهروكيميائي 0.000124جم/كولوم ما

هي كتلته المكافئة ؟

ب. عند مرور تيار شدته 0.3 أمبير لمدة ساعتين في محلول ملح لفلز

ثنائي التكافؤ ترسبت 0.7128جم عند المهبط ما هو المكافئ

الكهروكيميائي لهذا اللز وما هو وزنه الذري ؟

2) أذكر قانونا فراداي للتحليل الكهربائي وكيف يمكن استخدامها لتعيين الكتلة المكافئة للفضة ؟

3) خلية نحاس تحليلية متصلة بخلية فضة تحليلية على التوالي وعند إمرار كمية معينة من الكهرباء فيهما ترسب 0.159 جم من النحاس ، فما كتلة الفضة المترسبة في هذه العملية علماً بأن الكتلة المكافئة لكل من النحاس والفضة 31.8 ، 108 على التوالي.

4) ما هي الظروف اللازمة لطلاء بالكهرباء وكيف يمكن تنقية النحاس من الشوائب الموجودة فيه ؟

5) أعط شرحاً موجزاً لما يحدث عندما يذاب أحد الاملاح في الماء ويحلل كهربائياً معتمداً على النظرية الأيونية.

6) صف بايجاز مثالين للتطبيق العملي لظاهرة التحليل الكهربائي في الحياة اليومية.

7) أحسب كمية الكهرباء :

أ. بالكولوم ب. بالفراي عند إمرار :

- تيار شدته 0.20 أمبير لمدة ساعة.

- تيار شدته 0.5 أمبير لمدة 8 دقائق.

8) أكمل :

$$\frac{ت \times س \times ذ}{96500 \times ص} = و$$

$$\frac{ذ}{96500 \times ص} = هـ$$

$$\therefore و = ت \times ن \times هـ$$

9) مرر 2 أمبير خلال محلول مائي لكبريتات النحاس CuSO_4 لمدة 8 دقائق
أحسب :

(أ) كمية الكهرباء التي مرت بالكولوم.

(ب) كمية الكهرباء التي مرت بالفراداي.

(ج) عدد مولات النحاس المترسبة في 8 دقائق.

(د) المكافئ الكهروكيميائي للنحاس إذا كان الكتلة الذرية للنحاس 63.4.

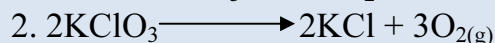
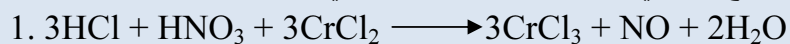
تمرين عام على الوحدة الثامنة

السؤال الأول :

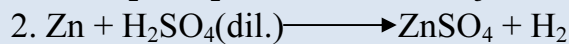
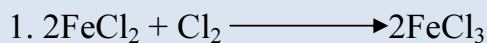
1. عرّف كل من المصطلحات والوحدات التالية :
- التأكسد - الاختزال - عدد التأكسد - المصعد - الساريتان -
الضغط الالكتروليقي للإذابة - التحليل الكهربائي - أجزاء الفولتمتر - المكافئ
الكهروكيميائي.

السؤال الثاني :

2. وضّح عمليتي الأكسدة والاختزال فيما يلي ؟



3. وضح العامل المختزل والعامل المؤكسد في التفاعلات الآتية :



4. وضح ماذا يحدث لتركيز حمض الكبريتيك المخفف عند إجراء عملية التحليل الكهربائي لمحلول الحمض المخفف بين قطبين من البلاتين وما هي التفاعلات التي تحدث عند الأقطاب.

السؤال الثالث :

علل لما يأتي :

- أ. لا يتم تحليل الماء إلى عنصريه عند تحليل كبريتات النحاس باستعمال ساريتين من النحاس بالرغم من أن المحلول يتكون معظمه من الماء.
- ب. تتميز الالكتروليتات القوية بتوصيلها الجيد للكهرباء بينما الالكتروليتات الضعيفة رديئة التوصيل.

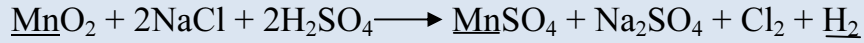
ت. عند تحليل حمض الهيدروكلوريك المركز يتم تفريغ شحنة أيون الكلوريد بالرغم من أن أيون (OH⁻) يسبقه في الترتيب.
ث. عند تحليل حمض الكبريتيك المخفف يرتفع تركيز الحمض عند المصعد وينخفض عند المهبط.

السؤال الرابع :

وضح بالرسم خلية دانيل ومن ثم وضح التفاعلات التي تتم عند القطب الموجب والسالب.

السؤال الخامس :

أ. احسب عدد تأكسد ما تحته خط في التفاعل التالي :



ب. ما هو مجموع أعداد تأكسد كل الذرات في المركبات أو الايونات التالية :



ج. احسب كمية الكهرباء بالكولوم والفراداي عند إمرار تيار شدته 10 أمبير لمدة 8 ساعات ؟

د. تحللت عينة من أكسيد الألمونيوم Al_2O_3 بالتحليل الكهربائي باستعمال قطبين من الكربون بإمرار تيار ثابت مقداره واحد أمبير.

i. ما هو معدل إنتاج الألمونيوم بالجم في الساعة الواحدة ؟ ومن ثم احسب

المكافئ الكهروكيميائي للألمونيوم ؟

ii. يتفاعل الأكسجين المتصاعد على قطب الكربون الموجب مع الكربون مكونا

ثاني أكسيد الكربون . ما هي كتلة ثاني أكسيد الكربون الذي ينتج في

الساعة الواحدة ؟

هـ / 1. اذكر قانون فراداي الثاني (الذي يحدد العلاقة بين كتل المواد الناتجة لنفس كمية الكهرباء وكتلتها المكافئة).

2. مر تيار كهربائي في خليتين تحليليتين موصلتين على التوالي وكان في الأول محلول كبريتات النحاس (II) وفي الثانية محلول نترات الفضة فإذا ترسبت 0.125 جم من النحاس فما هي كتلة الفضة المترسبة إذا كان المكافئ للنحاس 31.8 والفضة 108؟

السؤال السادس :

1. من فوائد التحليل الكهربائي الطلاء بالكهرباء اذكر الخطوات المتبعة حتى تتم عملية الطلاء.
2. كيف تتم عملية تنقية النحاس الخام من الشوائب بواسطة التحليل الكهربائي ؟
3. اذكر ثلاثة من فروض نظرية أرهينيوس الأيونية للتحليل الكهربائي ؟
4. أثبت أن الماء هو فقط الذي يتحلل عند تحليل محلولي حامض الكبريتيك والصودا الكاوية المائين كهربياً.

السؤال السابع :

1. بافتراض حدوث تفاعل كيميائي بين كل زوجين من العناصر التالية ، وضح أي العنصرين يكون عدد تأكسده موجباً ؟
(أ) الهيدروجين - الصوديوم.
(ب) الكلور - الفلور.
(ج) الهيدروجين - الليثيوم.
(د) الكلور - الهيدروجين.
(هـ) البروم - الهيدروجين.
2. إذا تكون ملح كبريتات المنجنيز ($MnSO_4$) كأحد النواتج في إحدى تفاعلات بيرمنجات البوتاسيوم $KMnO_4$ ، ما هو التغير الذي يحدث في عدد تأكسد المنجنيز ؟ وماذا يحدث له في هذه الحالة (أكسدة أم اختزال) ؟

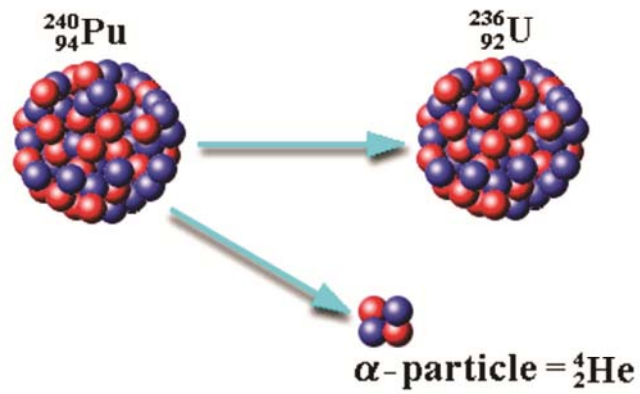
3. أشرح التالي : تعتبر المادة المتأكسدة عاملاً مختزلاً والمادة التي تختزل عاملاً مؤكسداً.

السؤال الثامن : علل :

- أ. عند تحليل محلول مائي لملح الطعام يصير المحلول حول المهبط قلوياً.
- ب. لا يتم تحليل الماء إلى عنصريه عند تحليل محلول كبريتات النحاس باستعمال ساريتين من النحاس بالرغم من أن معظم المحلول يتكون من الماء.
- ج. التحليل الكهربائي للماء المحمض ينتج عنه تصاعد الأكسجين عند المصعد بالرغم من أن تركيز أيونات الكبريتات أكبر من تركيز أيونات الهيدروكسيل في المحلول.

الوحدة التاسعة

alpha decay



الكيمياء النووية

محتويات الوحدة التاسعة

الصفحة	الموضوع	رقم الدرس
369	أهداف الوحدة	
370	الكيمياء النووية	الأول
377	طبيعة النشاط الإشعاعي	الثاني
383	سلاسل التحلل الإشعاعي	الثالث
389	التحولات النووية الاصطناعية	الرابع
397	تمرين عام على الوحدة التاسعة	

الوحدة التاسعة

الكيمياء النووية

Nuclear Chemistry

الاهداف :

بعد دراسة هذه الوحدة يكون الطالب قادراً على أن :

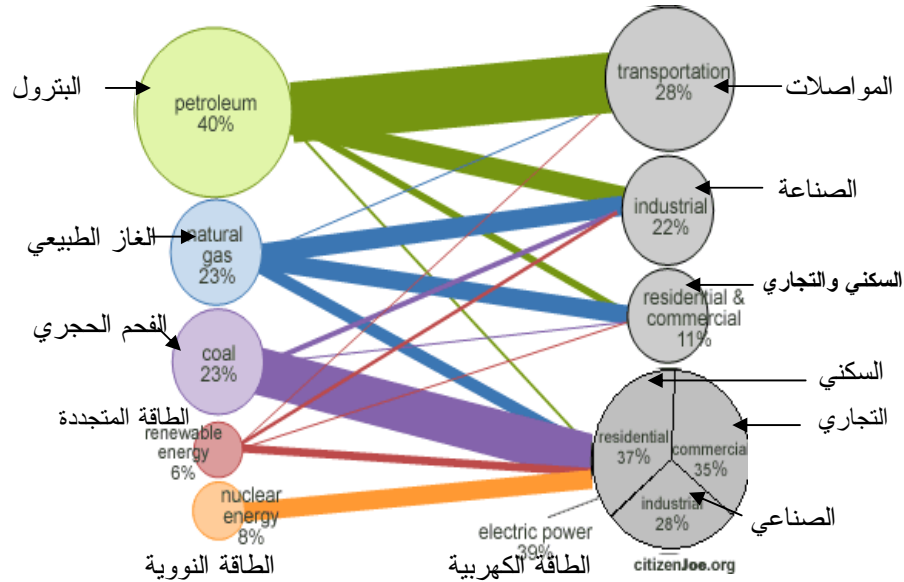
1. يدرك مفهوم الكيمياء النووية والاشعاعية.
2. يتعرّف على المفاهيم والمعلومات التالية :
أ/ النظائر.ب/ الطاقة النووية.ج/ فترة عمر النصف. د/ مفهوم النشاط الاشعاعي.
3. يحسب فترة عمر النصف لبعض المواد المشعة مع اعطاء أمثلة.
4. يطبق العلاقات الرياضية الخاصة بمكونات الذرة ، طاقة الترابط النووي ، عمر النصف.
5. يتعرّف على أنواع القذائف النووية مع اعطاء أمثلة لبعض التفاعلات النووية .
6. يشرح أهمية النظائر المشعة واستخدامها في كثير من مجالات الحياة (الطبية والزراعية والصناعية وغيرها).
7. يعرف حدوث التفاعل الانشطاري.
8. يشرح تركيب المفاعل النووي.
9. يدرك مخاطر المفاعلات النووية على البيئة.

الدرس الأول الكيمياء النووية Nuclear Chemistry

(1-9) الكيمياء النووية :

لقد مر عليك في دراستك السابقة أن المادة تتكون من وحدات متناهية في الصغر تسمى الذرات ، وأن الذرة تتكون من وحدات أصغر هي الالكترونات والبروتونات والنيوترونات . كما عرفت أن الالكترونات السالبة تدور في الفراغ العريض المحيط بنواة الذرة والتي تمثل حيزاً ضيقاً في مركز الذرة يشتمل على البروتونات التي تحمل شحنات كهربائية موجبة والنيوترونات المتعادلة.

ولعلك تكون قد لاحظت أن دراستك السابقة في مجال الكيمياء لم تهتم كثيراً بالنواة ، بل كانت الإشارة دائماً للالكترونات وانتقالها من ذرة إلى أخرى عند تكون الأيونات ، ومشاركتها بين الذرات عند تكون المركبات التساهمية . وقد كان الحديث يأتي عن النواة فقط عند الإشارة لتأثير شحنة النواة على خواص الذرة مثل الكهروسالبية ، نصف القطر الذري ، طاقة التأين الخ . وربما يكون قد بدا لك أن نواة الذرة تكون دائماً بعيدة عن تأثيرات التفاعلات الكيميائية التي تتم عن طريق حركة الالكترونات بالانتقال من ذرة إلى أخرى أو بالمشاركة بين ذرتين . إلا أن نواة الذرة يمكن أن يطرأ عليها تغيير . ودراسة ما يحدث من تغييرات في نواة الذرة هو ما يهتم به ذلك الفرع من علم الكيمياء المعروف بالكيمياء النووية.



شكل (9 - 1) أهمية الطاقة النووية

(1-1-9) الإشعاع :

في عام 1895م اكتشف العالم الألماني رونتجن (Rontgen) أن تصادم أشعة المهبط في أنبوب التفريغ بقطعة من مادة يعطي أشعة تسمى بأشعة اكس (X - Ray) أو الأشعة السينية ، وهي نوع من الإشعاعات الكهرومغناطيسية مشابهة للموجات الضوئية أو موجات الراديو.

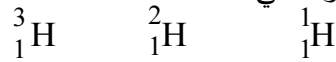
بعد حوالي أقل من عام من اكتشاف الأشعة السينية لاحظ العالم الفيزيائي الفرنسي هنري بيكريل (H. Becquerel) خروج إشعاعات قوية لا تراها العين المجردة من أحد خامات اليورانيوم . وقد كان لبيكريل الفضل في استخدام مصطلح النشاط الإشعاعي للإشارة لانبعث الأشعة من مواد معينة.

توالت بعد ذلك الاكتشافات حول النشاط الإشعاعي وتم التعرف على ثلاثة أنواع من الإشعاعات ، تتبعث جميعها من نوى الذرات عند حدوث تغيير في تركيبها . سميت هذه الإشعاعات بأشعة ألفا " α " وبيتا " β " وغاما " γ " وهي الحروف الثلاثة الأولى للأبجدية اليونانية.

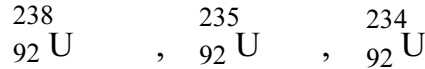
لقد اتضح لك في دراستك لتركيب الذرة أنها تتكون من نواة تتركز فيها معظم كتلة الذرة وتحمل شحنة موجبة ، وتحيط بالنواة الكترونات في حالة حركة مستمرة وشحنتها سالبة ، وأن عدد الالكترونات في الذرة المتعادلة يساوي عدد الشحنات الموجبة في النواة . وتعرف الدقائق النووية الموجبة بالبروتونات ويسمى عددها العدد الذري للعنصر ، وهو الذي يميز العناصر بعضها عن بعض . كما تحتوي النواة على دقائق نووية أخرى متعادلة الشحنة تدعى النيوترونات.

تدعى مكونات النواة (البروتونات والنيوترونات) النويات (Nucleons) ، مفردها نوية ، فالبروتون نوية ، والنيوترون نوية . ويدعى مجموع النويات الموجودة في النواة الواحدة عدد الكتلة (Mass number) ، وتختلف ذرات العنصر الواحد عن بعضها في أعداد كتلتها ، وتدعى نوى العنصر الواحد التي تختلف في أعداد كتلتها نويدات العنصر ، وأن كل نويدة (Nuclide) من نويدات العنصر الواحد تعتبر نظيراً لنويدات العنصر الأخرى ، ويدعى مجموعها نظائر العنصر .

ويتم التمييز بين نظائر العنصر الواحد بكتابة عدد الكتلة للنظير أعلى يسار رمز العنصر . فمثلاً للهيدروجين في الطبيعة ثلاثة نظائر ، أعداد كتلتها 1 ، 2 ، 3 ، وتكتب على النحو الآتي :



أما عنصر اليورانيوم فله في الطبيعة ثلاثة نظائر وتكتب على النحو الآتي :



ويمكن معرفة التركيب النووي للنويدات من المعلومات العددية الواردة مع

رمز العنصر على النحو الآتي :

$$\text{عدد الكتلة (A) = عدد النويات = عدد البروتونات + عدد النيوترونات}$$

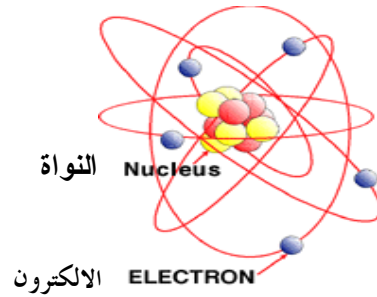
العدد الذري (Z) = عدد البروتونات
عدد النيوترونات = عدد الكتلة - العدد الذري = Z - A
بتطبيق هذه العلاقة على نويدات الهيدروجين :

- نظير الهيدروجين (1) : ${}^1_1\text{H}$
عدد الكتلة = 1
العدد الذري = عدد البروتونات = 1
عدد النيوترونات = صفر

- نظير الهيدروجين (2) : ${}^2_1\text{H}$
عدد الكتلة = 2
العدد الذري = عدد البروتونات = 1
عدد النيوترونات = 1

- نظير الهيدروجين (3) : ${}^3_1\text{H}$
عدد الكتلة = 3
العدد الذري = عدد البروتونات = 1
عدد النيوترونات = 2

هل يمكنك تطبيق هذه العلاقة على نويدات اليورانيوم ؟



شكل (9 - 2) تركيب الذرة

(9-1-2) طاقة الترابط النووي :

في عام 1930م اكتشف العلماء حقيقة هامة عن كتل الذرات وهي أن كتلة الذرة تكون دائماً أقل من مجموع كتل الجسيمات المشاركة في تكوين الذرة من الكتلونات ونويات وذلك لمختلف الذرات . ويمكننا توضيح ذلك عند مقارنة كتلة نظير الهيليوم (${}^4_2\text{He}$) ، بعد معرفتها بواسطة جهاز مطياف الكتلة المستخدم لمعرفة كتل الذرات ، بمجموع كتل الجسيمات المكونة لذرة هذا النظير وهي :
2 الكترون + 2 بروتون + 2 نيوترون.

$$\text{كتلة 2 الكترون} = 2 \times 0.000549 = 0.001098 \text{ وحدة كتلة ذرية.}$$

$$\text{كتلة 2 بروتون} = 2 \times 1.007286 = 2.014572 \text{ وحدة كتلة ذرية.}$$

$$\text{كتلة 2 نيوترون} = 2 \times 1.008665 = 2.017330 \text{ وحدة كتلة ذرية.}$$

$$\text{مجموع كتل الجسيمات المكونة للنظير} = 4.033000 \text{ وحدة كتلة ذرية.}$$

ولحساب النقص في الكتلة يحسب الفرق بين مجموع كتل الجسيمات المكونة للنظير وبين كتلة الذرة التي تم تعيينها بواسطة جهاز مطياف الكتلة. وبذلك يبلغ النقص في حالة نظير الهيليوم ${}^4_2\text{He}$:

$$4.03300 - 4.002603 = 0.030397 \text{ وحدة كتلة ذرية.}$$

وهذا النقص يعني أن الكتلة الحقيقية لذرة الهيليوم تقل عن مجموع كتل الجسيمات المكونة لهذه الذرة بمقدار 0.030397 وحدة كتلة ذرية.

السؤال المحير هو أين يذهب هذا النقص في الكتلة الذرية ؟

من المبادئ المألوفة أن كتلة المادة هي مقياس لكمية المادة في جسم ما ، كما أن المادة لا تخلق من العدم ضمن قدرة الإنسان أو تتحول إلى عدم . ولقد ظلت هذه المبادئ مقبولة لفترة طويلة إلا أنها بدأت تهتز مع اكتشاف الطاقة النووية.

في عام 1905م نادى العالم البرت اينشتاين (Albert Einstein) بنظرية النسبية والتي قال فيها إنه ليس بالضرورة أن تظل كتلة الجسم ثابتة . ويقول في

هذه النظرية : أن لكل جسيم متحرك كتلتين يجب التمييز بينهما ؛ كتلة الجسيم في حالة السكون ، وكتلة الجسيم النسبية والتي تمثل كتلة الجسيم في حالة السكون مضافاً إليها كتلة أخرى لطاقة الحركة (أو أي نوع آخر من الطاقة) يمتلكها الجسيم. ولقد وصف اينشتاين قانون مكافئ الكتلة والطاقة بأن كتلة الجسم يمكن أن تتحول إلى طاقة بالعلاقة الآتية :

الطاقة = الكتلة × مربع سرعة الضوء

$$E = m c^2$$

حيث تمثل E الطاقة (بوحدة الجول) ، m الكتلة (بوحدة الكيلوجرام) ، c سرعة الضوء (بوحدة المتر/ثانية).

إن المضمون الرئيس لهذه العلاقة هو أن الكتلة يمكن اعتبارها إحدى صور الطاقة. ويمكن أن نتصور أن النقصان في كتلة الذرة الناتج من تجميع النويات مع بعضها يساوي الطاقة التي تربط النويات مع بعضها داخل النواة. وتسمى هذه الطاقة بطاقة الترابط النووي وهي الطاقة المسؤولة عن ترابط نويات النظير مع بعضها داخل حيز النواة للمول الواحد.

وبمقارنة حسابية بسيطة يتضح أن طاقة الترابط النووي أقوى بحوالي مليون مرة من طاقة الرابطة الكيميائية بين الذرات في الجزيء.

تقود هذه المقارنة البسيطة إلى الإقرار بأن القوة التي تربط مكونات النواة (النويات) ببعضها هي من نوع مختلف تماماً عن قوى التجاذب الكهروستاتيكي المألوفة ، حيث ان قوى الترابط النووي من نوع القوى شديدة التأثير . وتكون هذه القوى على أشدها عندما تكون النويات على مسافة قريبة من بعضها.

إنّ الحديث عن قوى الترابط النووي لا يعني أن قوى التنافر الكهروستاتيكي لا أثر لها داخل النواة . فقد ثبت أن قوى الترابط بين نيوترونين أكبر منه بين بروتونين ، ويعزى ذلك إلى التنافر الكهروستاتيكي بين البروتونين موجبي الشحنة.

(9-1-3) تقويم الدرس الأول :

1. اختر الاجابة الصحيحة لكل من العبارات التالية :

جميع نوى ذرات العنصر الواحد :

أ/ متساوية في الكتلة. ب/ متساوية في العدد الذري. ج/ متساوية في الكتلة والشحنة.

د/ مختلفة في الكتلة والشحنة.

العدد الذري لعنصر هو عدد :

أ/ النيوترونات في النواة. ب/ الالكترونات في النواة. ج/ البروتونات في النواة. د/ النوكليدات في النواة.

النظير الآخر من الاوكسجين O هو :

أ. $^{17}_8\text{X}$ ب. $^{16}_9\text{X}$ ج. $^{17}_7\text{X}$ د. $^{16}_7\text{X}$

عدد النيوترونات في ذرة الثوريوم Th هو :

أ. 90 ب. 140 ج. 230 د. 320

لكي يتحول العنصر ^A_ZX إلى العنصر $^A_{Z+1}\text{Y}$ تلقائياً لابد أن :

أ/ يكتسب بروتوناً ب/ يطلق جسيم ألفا ج/ يطلق جسيم بيتا د/ يطلق اشعة غاما

2. إذا علمت أن الكتلة الذرية النسبية للحديد 55.85 و.ك.ذ. وكتلة البروتون

1.0072 و.ك.ذ وكتلة النيوترون 1.0087 و.ك.ذ احسب من ذلك طاقة

الترابط النووي لنواة ذرة الحديد Fe .

3. ضع كلمة (صح) أمام العبارة الصحيحة وكلمة (خطأ) أمام العبارة الخاطئة :

أ/ يعتبر النيوترون أفضل قذيفة نووية.

ب/ تغيير عدد البروتونات داخل نواة ذرة عنصر نتيجة تفاعل نووي يجعله أحد

نظائره.

الدرس الثاني

طبيعة النشاط الإشعاعي

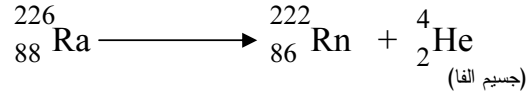
(2-9) طبيعة النشاط الإشعاعي :

لقد لوحظ أن النشاط الإشعاعي للمواد يختلف عن النشاط الكيميائي (التفاعل الكيميائي) العادي ، فالنشاط الإشعاعي مثلاً لا يتأثر بالتغير في درجات الحرارة كما يحدث في حالة التفاعلات الكيميائية التي يزيد معدلها بصورة كبيرة مع الارتفاع في درجات الحرارة حتى مدى معين.

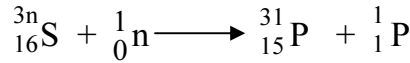
ولقد وضّح الرواد الأوائل ممن درسوا النشاط الإشعاعي أن النشاط الإشعاعي للمواد يحدث نتيجة للتحلل التلقائي للنوى الذرية غير المستقرة . وفي الواقع فإن كل نوى الذرات الأثقل من البزموت Bi_{83} أي تلك المحتوية على أكثر من 83 بروتوناً ، نوى غير مستقرة . حيث ينبعث من مثل هذه النوى نشاط إشعاعي يؤدي إلى تحللها . فمثلاً نواة ذرة البولونيوم (Po) تحتوي على 84 بروتوناً ، وتحتوي نواة ذرة الراديوم (Ra) على 88 بروتوناً ، أما نواة ذرة اليورانيوم فتحتوي على 92 بروتوناً، وهي جميعها عناصر تتميز بنشاط إشعاعي . فإذا أخذنا مثلاً محددًا ، فإن النشاط الإشعاعي للراديوم سببه انبعاث أشعة ألفا (والتي ثبت أنها تتكون من جسيمات عبارة عن نواة ذرة الهيليوم He^{2+}) من نواة ذرة الراديوم . يحمل جسيم الفا معه من نواة الراديوم بروتونين ونيوترونين . مغادرة هذا العدد من بروتونات ونيوترونات نواة ذرة الراديوم (2 + 2) يترك نواة تحتوي على 86 بروتوناً ، وهذا هو عدد البروتونات الموجودة في نواة ذرة الغاز النبيل الرادون . يكون هذا التغير في محتوى نواة الراديوم مصحوباً بانبعاث قدر هائل من الطاقة (حوالي 4×10^8 كيلوجول / مول من الراديوم).

يمكن التعبير عن هذا النشاط بمعادلة شبيهة بمعادلات النشاط الكيميائي

المألوفة لدينا :



يجب أن تتوازن مثل هذه المعادلات بما يجعل الأعداد الذرية وأعداد الكتلة على الجانبين متساوية . ففي المعادلة أعلاه عدد الكتلة 226 على الجانب الأيسر من المعادلة يساوي (4 + 222) على الجانب الأيمن منها ، والعدد الذري 88 على الجانب الأيسر يساوي (2 + 86) على الجانب الأيمن منها .
تعتبر المعادلة التالية ، وبطريقة مماثلة لما ورد في المثال السابق ، عن ان ذرة الكبريت يمكن أن تتقبل نيوترونًا في نواتها ثم ينبعث منها بروتون فتتج ذرة فوسفور :



حيث يرمز الحرف (n) إلى النيوترون والحرف (p) إلى البروتون . ولكل من النيوترون والبروتون كتلة تساوي الواحد تقريباً (على مقياس الكربون - 12) . يلاحظ أن النيوترون لا يحمل شحنة لذا فإن العدد الذري له يساوي صفراً ؛ أما البروتون فله شحنة موجبة واحدة ، لذا فإن العدد الذري له يساوي واحداً . على ذلك تلاحظ أن الرمزين كتبنا هكذا في المعادلة :



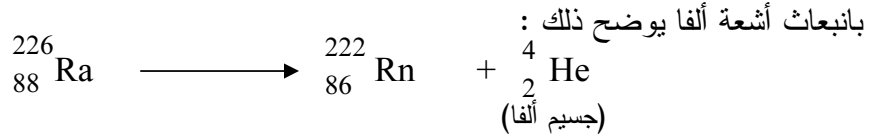
(1-2-9) النتائج المترتبة على النشاط الإشعاعي :

لقد وجد أن هناك نوعين مهمين للنشاط الإشعاعي :

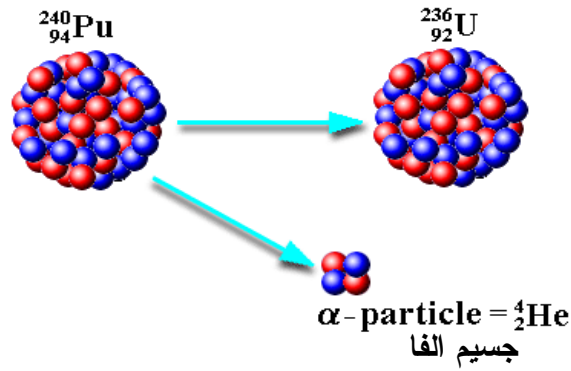
(أ) انبعاث أشعة ألفا (α) :

في هذه الحالة ينبعث من نواة الذرة جسيم ألفا ، وهو نواة ذرة الهيليوم المحتوية على بروتونين ونيوترونين (He^{2+}) . بهذه الطريقة تفقد النواة أربع

وحدات من مكوناتها . البروتونان المفقودان يجعلان العدد الذري يقل بمقدار وحدتين ، كما يقل العدد الكتلي للذرة بمقدار أربع وحدات . وتحلل نواة ذرة الراديوم إشعاعياً



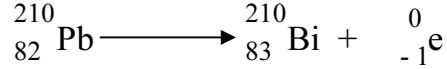
شكل (9 - 3) (انبعاث اشعة الفا) alpha decay



(ب) انبعاث أشعة بيتا (β) :

يكون هذا النشاط الإشعاعي مكافئاً لتحول نيوترون في نواة الذرة إلى إلكترون وبروتون ، فيبقى البروتون في النواة وينبعث الإلكترون على هيئة أشعة تسمى أشعة بيتا . من المعروف أن الإلكترون جسيم خفيف للغاية ، وبالتالي فإن فقده من الذرة لا يؤثر بصورة ملحوظة على العدد الكتلي للذرة ، كما أن الاحتفاظ بالبروتون الناتج في النواة يزيد العدد الذري للذرة بمقدار وحدة واحدة . سيكون الناتج إذن من هذا التحول هو ذرة لها نفس العدد الكتلي للذرة الأصلية ، ولها عدد ذري يزيد بمقدار وحدة واحدة عن العدد الذري للذرة الأصلية.

كمثال لذلك نأخذ النظير المشع للرصاص Pb الذي يتحلل إشعاعياً بانبعثات أشعة بيتا متحولاً إلى ذرة بزموت كما توضح ذلك المعادلة الآتية :

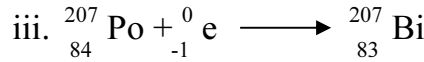
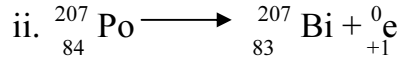
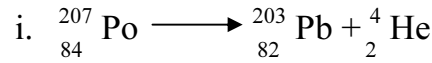


بالنظر إلى العدد الذري ، يمكن اعتبار جسيم بيتا (الالكترون) يحمل شحنة سالبة تُعد هكذا (1-) ، كما يضاف البروتون الذي شحنته موجبة (1+) في حساب العدد الذري.

يستمر هذا النوع من التغيير في مكونات نواة النظير غير المستقر إلى أن يتم الوصول إلى نواة مستقرة ، مما يؤدي إلى ظهور ما يعرف بسلاسل التحلل الإشعاعي.

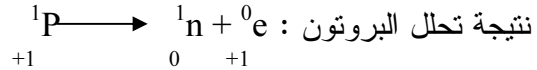
(9-2-2) ملخص ما يترتب على النشاط الإشعاعي :

إن التحلل الإشعاعي ليس قاصراً فقط على انبعثات أشعة ألفا وأشعة بيتا ولكن هناك أنواع أخرى من النشاط الإشعاعي فمثلاً يتم التحلل الإشعاعي لنظير البولونيوم بثلاث طرق مختلفة :

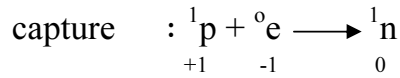


ففي التفاعل الأول تنبعث دقائق ألفا ويتحول البولونيوم إلى رصاص ، وفي التفاعلين الثاني والثالث يتحول بروتون في نواة البولونيوم إلى نيوترون بسلوك طريقين مختلفين.

ففي التفاعل الثاني ينبعث بوزيترون (${}_{+1}^0\text{e}$) أي أشعة بيتا الموجبة (β+) ،



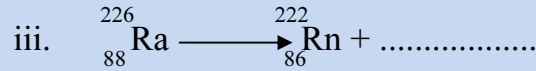
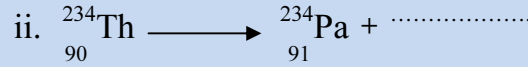
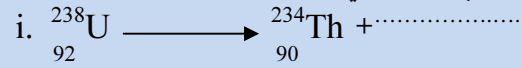
أما في التفاعل الثالث فإن التحول يحدث نتيجة لأسر أحد الالكترونات الدائرة خارج
Electron النواة بواسطة بروتون النواة . وتعرف هذه العملية الأسر الالكتروني



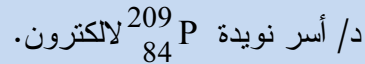
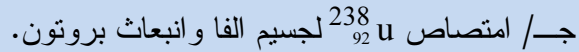
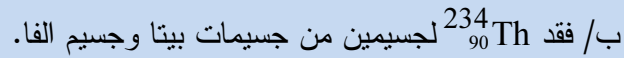
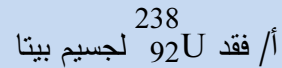
يلاحظ في التفاعلين الثاني والثالث أن عدد الكتلة للنوييدة الناتجة يساوي
عدد كتلة النوييدة الاصلية ، ولكن العدد الذري للنوييدة الناتجة يكون أقل بمقدار واحد
عن العدد الذري للنوييدة الأصلية.

(3-2-9) تقويم الدرس الثاني :

(1) ما نوع الجسيم الذي ينبعث في كل حالة من حالات التحلل الاشعاعي التالية :



(2) اكتب الناتج من كل من التحولات الآتية :



(3) اكمل الجدول الآتي لتوضيح مكونات الذرات التالية :

النظير	عدد البروتونات	عدد النيوترونات	عدد الكتلة	العدد الذري
$^{17}_8\text{O}$				
$^{16}_8\text{O}$				
$^{37}_{17}\text{Cl}$				

الدرس الثالث سلاسل التحلل الإشعاعي

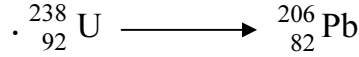
(3-9) سلاسل التحلل الإشعاعي :

عندما تتحلل نويده النظير غير المستقر إشعاعياً تتحول إلى نويده جديدة ،
وإذا كانت النويده الناتجة غير مستقرة فإنها تتحلل أيضاً وتستمر العملية حتى تصل
المجموعة إلى نهايتها عندما تتكون نويده مستقرة.

إن مجموعة النويدات التي تتكون نتيجة للنشاط الإشعاعي المستمر بالترتيب
الذي يؤدي في النهاية إلى تكوين النويده المستقرة تسمى سلسلة التحلل الإشعاعي.
توجد عدة سلاسل طبيعية للتحلل الإشعاعي ، ونشير هنا إلى ثلاث سلاسل

متميزة :

(أ) سلسلة اليورانيوم - راديوم وهي السلسلة التي تبدأ باليورانيوم $^{238}_{92}\text{U}$ وتنتهي
بالرصاص $^{206}_{82}\text{Pb}$ مروراً بالراديوم $^{226}_{88}\text{Ra}$.

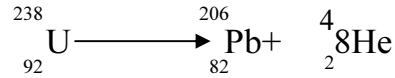


لمعرفة تكوين هذه السلسلة وبالتالي وزن المعادلة النووية نتبع الخطوات التالية :

$$1. \text{ مقدار النقص في عدد الكتلة} = 206 - 238 = 32$$

$$\text{عدد جسيمات الفا المنبعثة} = \text{مقدار النقص في الكتلة} = \frac{32}{4} = 8 \text{ جسيمات}$$

نضيف عدد جسيمات الفا الى المعادلة :

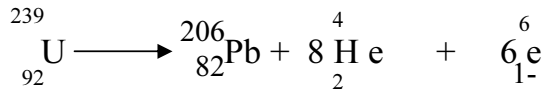


$$2. \text{ العدد الذري في الجانب الايمن} = 82$$

$$\text{العدد الذري في الجانب الايسر} = 92$$

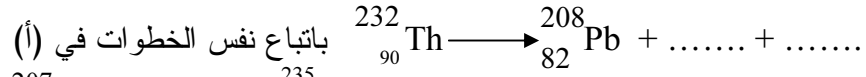
$$\therefore \text{عدد جسيمات بيتا } (\beta) = 10$$

∴ المعادلة النووية الموزونة :

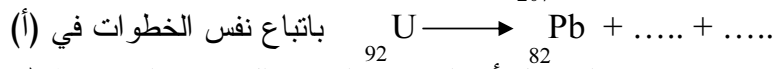


من المعلوم أنّ انبعاث جسيم بيتا يزيد العدد الذري بمقدار وحدة واحدة بينما يظل العدد الكتلي ثابتاً.

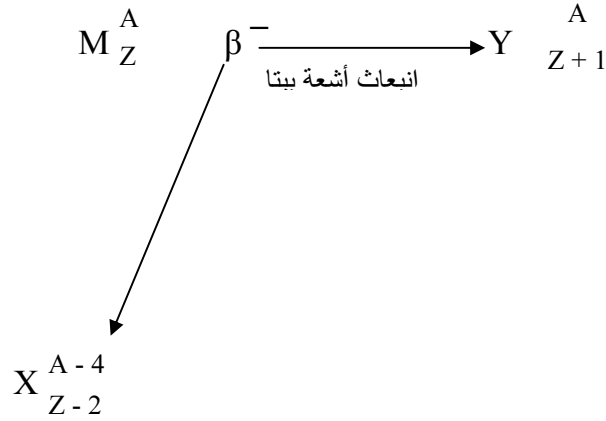
(ب) سلسلة الثوريوم ، وتبدأ هذه السلسلة بالثوريوم $^{232}_{82}\text{Th}$ وتنتهي بالرصاص $^{208}_{82}\text{Pb}$



(ج) سلسلة اليورانيوم-اكتينيوم ، وتبدأ باليورانيوم $^{235}_{92}\text{U}$ وتنته بالرصاص $^{207}_{82}\text{Pb}$ مروراً بالاكتينيوم $^{227}_{89}\text{Ac}$



يتضح من هذه السلاسل أن النويدات التي تتحلل تحدث لها إزاحة (تغيير) في الأعداد الذرية وأعداد الكتلة . يمكن التعبير عن هذا التغيير في كل من العدد الذري والعدد الكتلي المصاحب للتحلل الإشعاعي بقانون الإزاحة الذي يمثلته المخطط التالي :



يتضح من هذا المخطط أنه عند تحلل نويدة بأي من طرائق التحلل الإشعاعي المذكورة فإن ذلك يقود إلى تغييرات إما في العدد الذري أو في كل من العدد الذري والعدد الكتلي وهذه التغييرات تنظمها القاعدتان التاليتان :

(1) انبعاث أشعة بيتا :

- i لا يؤثر في عدد الكتلة.
- ii يزيد العدد الذري بمقدار واحد.
- iii يزيح النويدات إلى يمين الجدول الدوري بمقدار موقع واحد.

(2) انبعاث اشعة الفا :

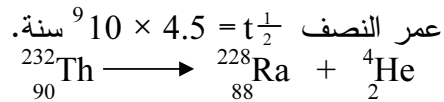
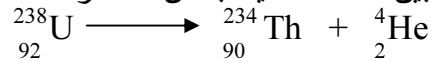
- i يقلل عدد الكتلة بمقدار أربعة.
- ii يقلل العدد الذري بمقدار اثنين.
- iii يزيح النويدات إلى يسار الجدول بموقعين.

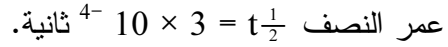
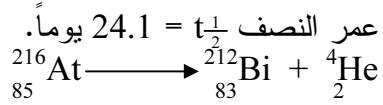
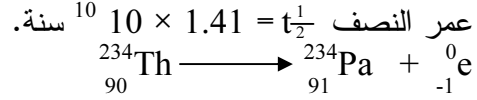
(1-3-9) معدل التحلل الإشعاعي :

يقاس معدل التحلل الإشعاعي لاي نواة وبالتالي درجة استقرارها إشعاعياً بما يسمى عمر النصف (Half life) ، وعمر النصف هو الزمن اللازم لتحلل نصف العدد الأصلي للنوى أو هو الزمن اللازم لتحلل نصف كتلة النظير . ويعتبر عمر النصف من الثوابت الفيزيائية المميزة للنويدات . ويعين عمر النصف للنظير بعدد الجسيمات المنبعثة من عينة من العنصر لها كتلة معينة . ومن فوائد عمر النصف : 1/ الاستدلال على نوع النظير ، 2/ حساب سرعة تحلل النظير . وتتفاوت أعمار النصف للنظائر تفاوتاً كبيراً بين الطول والقصر ، فمنها من يصل عمر النصف له إلى آلاف الملايين من السنوات ، ومنها ما هو قصير جداً يصل إلى أجزاء من الثانية.

ملحوظة : يرمز لعمر النصف عادة بالرمز $(t_{\frac{1}{2}})$

تبيين الامثلة التالية لبعض النظائر :





امثلة محلولة :

مثال (9-1) : عينة من نظير الرادون ${}_{86}^{219}\text{Rn}$ تزن 0.008 جم عمر النصف لهذا النظير $t_{\frac{1}{2}}$ يساوي 4 ثوان . كم جراماً يتبقى من هذا النظير بعد مرور 12 ثانية ؟
الحل :

يتحلل نظير الرادون ${}_{86}^{219}\text{Rn}$ وفقاً للمعادلة النووية التالية :



12 ثانية تمثل 3 أعمار نصف لهذا النظير ، $3 = 4 \div 12$ ،
0.008 جم من هذا النظير بعد مرور 4 ثوان (فترة عمر نصف واحدة) تتحول إلى
0.004 جم ، أي أن :

المتبقي من النظير بعد مرور فترة عمر نصف واحدة = $0.008 \times (0.5) = 0.004$ جم
المتبقي من النظير بعد مرور فترتي عمر نصف = $0.008 \times 0.5 \times 0.5$ ،
أي $0.002 = (0.5)^2 \times 0.008$ جم

∴ المتبقي من النظير بعد مرور 3 أعمار نصف = $0.008 \times 0.5 \times 0.5 \times 0.5$
أي $0.001 = (0.5)^3 \times 0.008$ جم

هذا يعني أنه بعد مرور 12 ثانية (وهي فترة زمنية تمثل ثلاثة أعمار
نصف لهذا النظير) يتبقى منه 0.001 جم.

من هنا يمكن أن نستخلص أن :

المتبقي من كتلة النظير بعد مرور فترة (س) عمر نصف = كتلة النظير $\times (0.5)^s$

أي أنه في هذه الفترة (أي 12 ثانية) تتحلل الكتلة المعطاة 3 مرات وينقص وزنها بعد كل فترة الى النصف تماماً وهكذا :

0.008 جم فترة (1) 0.004 جم فترة (2) 0.002 جم فترة (3) 0.001 جم

ويمكن حساب الكتلة المتبقية بالعلاقة :

$$\text{الكتلة المتبقية} = \text{الكتلة الاصلية} \times (0.5)^s$$

حيث س = عدد الفترات

$$\text{الكتلة المتبقية} = 0.008 \times \left(\frac{1}{2}\right) = 0.004 \text{ جم}$$

ويمكن حساب الكتلة المتبقية بالعلاقة :

$$\text{الكتلة المتبقية} = \text{الكتلة الاصلية} \times (0.5)^s$$

حيث س = عدد الفترات (عدد اعمار النصف)

$$\text{الكتلة المتبقية} = 0.008 \times (0.5)^3 = 0.001$$

ويمكن الحل بهذه الطريقة :

12 ثانية تمثل 3 أعمار نصف لهذا النظير (12 = 4 × 3)

مثال (9-2) : نظير مشع كتلته 12 جرام ، وبعد مرور 50 يوماً وجد أن كتلته أصبحت 0.75 جم كم يبلغ عمر النصف لهذا النظير.

الحل: 12 جم بعد مرور فترة عمر النصف الأولى تصبح 6 جم ، وبعد مرور فترة عمر النصف الثانية تصبح 3 جم ، وبعد مرور فترة عمر نصف ثالثة تصبح 1.5 جم ، وبعد مرور فترة عمر نصف رابعة تصبح 0.75 جم.

$$\therefore \text{عدد فترات عمر النصف} = 4$$

50 يوماً تمثل أربع أعمار نصف

$$\therefore \text{عمر النصف} = 50 \div 4 = 12.5 \text{ يوم}$$

$$\text{عمر النصف} = \frac{\text{الزمن الكلي للتحلل}}{\text{عدد فترات عمر النصف}}$$

عدد فترات عمر النصف

(9-3-2) تقويم الدرس الثالث :

- 1) يقاس معدل التحلل الاشعاعي لنوى الذرات بما يعرف بعمر النصف للنوييدة فما عمر النصف ؟ إذا كان عمر النصف لنظير البزموت Bi يساوي 5 أيام . كم ملغ يبقى من 16 ملغ من هذا النظير بعد مضي 20 يوماً ؟
- 2) نظير كتلته الآن 32 جم وعمر النصف لهذا النظير 20 ثانية ما كتلة هذا النظير :

i. بعد مرور دقيقة ؟

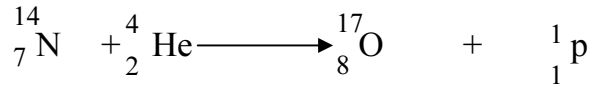
ii. قبل مرور دقيقة وتلث ؟

الدرس الرابع

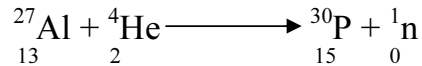
التحولات النووية الاصطناعية

(4-9) التحولات النووية الاصطناعية :

لقد اتضح لك في الدروس السابقة من هذه الوحدة أن النشاط الإشعاعي يحول العنصر المشع إلى عنصر آخر . ولقد كانت التحولات (التغيرات) النووية التي شوهدت في بداية تعرّف النشاط الإشعاعي ، تحدث تلقائياً وبالتالي يصعب التحكم فيها . إلا أن جهود العلماء اتجهت نحو إحداث تحولات نووية صناعياً . وقد كان أول نجاح في هذا المجال ما قام به رذرفورد عام 1919م حينما نجح في تحويل النتروجين إلى أوكسجين . حيث تم تعريض النتروجين إلى أشعة ألفا المندفعة بسرعة عالية بحيث تلتقط نواة ذرة النتروجين أحد جسيمات ألفا وتطلق بروتوناً ليكون الناتج نظير الأوكسجين ^{17}O :



وهناك العديد من أمثلة التحولات النووية الاصطناعية منها على سبيل المثال : تفاعل الألومنيوم مع جسيمات ألفا لينتج نظير الفوسفور ^{30}P ونيوترونًا :



في أغلب الأحوال يكون الناتج من مثل هذه التفاعلات ضئيلاً نسبة لندرة التصادم الذي يمكن أن يحدث بين جسيمات ألفا ونواة الذرة المتفاعلة وذلك لضآلة حجم نواة الذرة عند مقارنتها بحجم الذرة نفسها ، ولكي يحدث جسيم ألفا هذا النوع من التفاعلات يجب أن يصطدم مباشرة بنواة الذرة . ومن الواضح أن معظم جسيمات ألفا تخترق الذرات دون أن تحدث أثراً في نواتها.

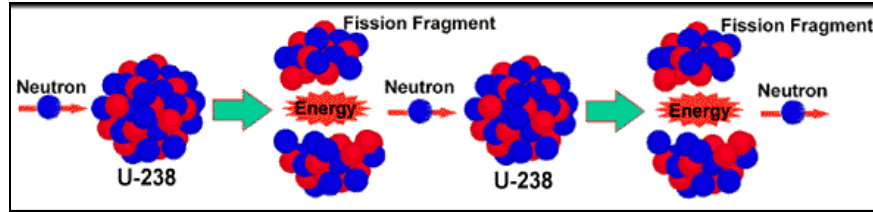
(1-4-9) الطاقة النووية (Nuclear energy) :

لقد سبقت الإشارة في فقرات سابقة من هذه الوحدة إلى أن النشاط الإشعاعي يكون مصحوباً بانبعاث قدر هائل من الطاقة الحرارية ، فعند انبعاث أشعة ألفا من مول واحد من نظير الراديوم ^{226}Ra تنبعث طاقة حرارية مقدارها 4×10^8 كيلوجول.

فإذا أمكن وضع ترتيبات لضبط هذا النشاط الإشعاعي والتحكم في الطاقة المنبعثة في أثنائه فإنه يمكن الحصول على مصدر مهم جداً للطاقة هو ما يعرف الآن بالطاقة النووية والتي أصبحت تمثل مصدراً مهماً للحصول على الطاقة للاستخدامات المختلفة خاصة الاستخدامات السلمية مثل الحصول على الطاقة الكهربائية في عدد من دول العالم.

إلا أنه من المؤسف أن استخدامات الطاقة النووية في بداياتها استخدمت استخداماً مدمراً في نهايات الحرب العالمية الثانية (1939-1945) بإلقاء قنبلتين ذريتين على جزيرتي هيروشيما ونجازاكي اليابانيتين واللتين أدتا لدمار شامل ما زالت آثاره باقية على الحياة في الجزيرتين.

اعتمدت فكرة القنبلة الذرية على ما توصل إليه أحد العلماء الألمان عام 1939م من أن نواة نظير اليورانيوم $^{235}_{92}\text{U}$ يمكنها أن تمتص نيوترونًا ثم تنقسم تلك النواة إلى جزأين متساويين تقريباً ، وعُرف هذا التحول بالانشطار النووي ويكون مجموع كتل نواتج هذا الانشطار أقل من كتلة المادة الأولية التي حدث لها الانشطار . وقد تحول هذا الفرق في الكتلة إلى طاقة منبعثة ، ويمكن تعيين هذه الطاقة المنبعثة عن طريق معادلة اينشتاين التي سبق الإشارة إليها والتي تعبر عن العلاقة بين الكتلة والطاقة باعتبار أن الكتلة يمكن أن تتحول إلى شكل من أشكال الطاقة.



شكل (9 - 4) الانشطار النووي

الطاقة = الكتلة × مربع سرعة الضوء

$$E = m c^2 \quad (\text{حيث تمثل } E \text{ الطاقة ، } m \text{ الكتلة ، و } c \text{ سرعة الضوء})$$

وبما أن c (سرعة الضوء = 3×10^8 متر/ثانية) مقدار كبير جداً خاصة عندما يتم تربيعه ، فإن تحول قدر ضئيل من الكتلة إلى طاقة يؤدي إلى انبعاث قدر هائل جداً من الطاقة.

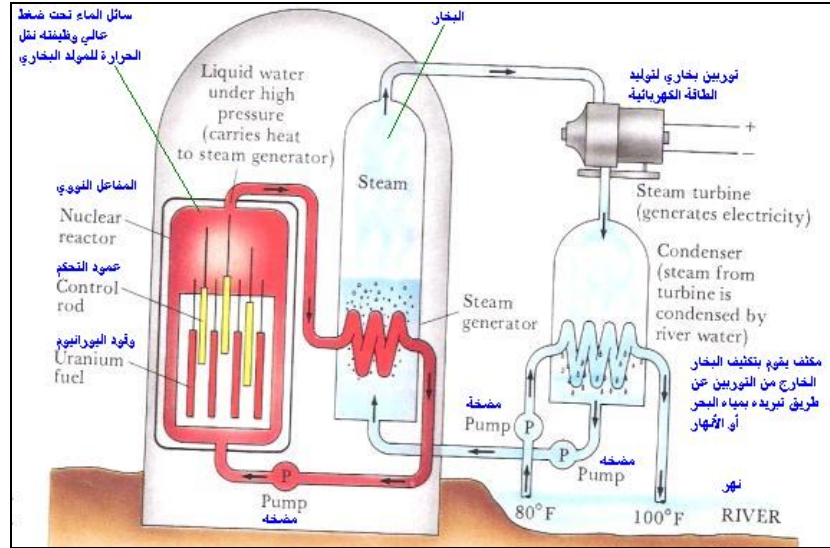
يمكن إحداث الانشطار النووي عبر تفاعل سلسلي في ظروف ملائمة ، والسبب في ذلك هو أنه بينما يحدث انشطار النواة نتيجة لامتصاصها نيوترونات ، فإن عملية الانشطار نفسها تنتج نيوترونات ، وهذه النيوترونات الناتجة تقوم بدورها عند امتصاصها بواسطة نوى ذرات جديدة بانشطارات جديدة (الشكل رقم ...) ، وهكذا تتواصل عمليات الانشطار في شكل تفاعل متسلسل.

وتحدث الطاقة المنبعثة من الانشطارات النووية المتتالية انفجارات هائلة ، مع ارتفاع هائل في درجات الحرارة تصل إلى عدة ملايين من الدرجات المئوية مباشرة عقب حدوث الانفجار . لذا فإن مثل هذه الانفجارات تحدث تدميراً هائلاً ونقضي على الأخضر واليابس وتؤثر كذلك تأثيرات خطيرة ومدمرة على التراكيب الوراثية للكائنات الحية وذلك من أثر الإشعاع الذري المنبعث عند حدوث هذه الانفجارات . وتقدر قوة الانفجار الناتجة من الانشطار النووي بالميقا طن (Megaton) . ويمثل الميقا طن كمية الطاقة المنطلقة من انفجار مليون طن من مادة (TNT) (ثلاثي نيتروتولوين) شديدة الانفجار. ويؤدي انشطار 50 كيلوجرام فقط من ^{235}U إلى انطلاق هذ الكمية الهائلة من الطاقة.

(2-4-9) المفاعلات النووية :

أمكن التحكم في انشطار اليورانيوم ^{235}U و ^{233}U والبلوتونيوم ^{239}Po بحيث يحدث التفاعل المتسلسل ، وفي نفس الوقت يمكن تفادي آثاره المدمرة . فعند توافر الظروف المناسبة يمكن التحكم في الطاقة المنطلقة خلال جزء قليل من الثانية والتي تحدث انفجاراً نووياً بحيث تنطلق خلال فترة زمنية أطول قد تستمر أياماً (أو أسابيع) مع توجيهها لإنتاج عمل مفيد . ويطلق اسم المفاعل النووي على ذلك الجهاز الذي يحدث فيه التحكم في الانشطار النووي للاستفادة من الطاقة المنطلقة من هذا التفاعل .

وهناك تشابه بين مفاعل الطاقة النووية ومحطات الطاقة الحرارية المعتمدة على احتراق الفحم أو الغاز أو الزيت لأنها جميعها تنتج طاقة حرارية يتحول بها الماء إلى بخار تحت ضغط عال يندفع بقوة من منطقة ساخنة إلى منطقة باردة وذات ضغط منخفض بحيث يتحول بخار الماء إلى سائل وتستخدم قوة اندفاع البخار بين المنطقتين في دفع وتحريك مولدات للتيار الكهربائي (توربينات).



شكل (9 - 5) المفاعل النووي

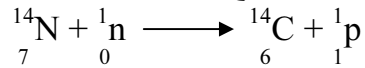
(9-4-3) تطبيقات أخرى مفيدة لظاهرة النشاط الإشعاعي :

(1) تعيين أعمار الصخور :

يعتبر تعيين أعمار الصخور والمعادن والمواد الأثرية المتخلفة عن البقايا العضوية للحيوانات والنباتات واحداً من أهم التطبيقات العملية لظاهرة النشاط الإشعاعي . ويعتبر تقدير أعمار الصخور في الأرض من أكثر الدراسات إثارة للاهتمام كتطبيق لمفهوم عمر النصف . فمثلاً في سلسلة اليورانيوم - راديوم يعتبر وجود الرصاص ^{206}Pb ضمن خام اليورانيوم في الصخور المنتشرة في الطبيعة على أنه الناتج النهائي للتحلل الإشعاعي لليورانيوم ^{238}U . وبمعرفة عمر النصف لليورانيوم يمكننا حساب الزمن اللازم لظهور الرصاص إلى جانب اليورانيوم بنسبة وزنية معينة من صخور المادة الخام.

(2) تعيين أعمار المواد العضوية :

يعتبر تقدير أعمار المواد العضوية ممكناً باستخدام ظاهرة النشاط الإشعاعي وذلك لوجود نظير الكربون ^{14}C المشع . وعلى الرغم من قصر نصف عمر هذا النظير إلا أن كمية ضئيلة منه توجد في الهواء الجوي على هيئة CO_2 . كما أن الأشعة الكونية (Cosmic rays) تساعد على إعادة ظهوره باستمرار نتيجة لاندماج نواة النتروجين مع نيوترون يعقبها فقدان بروتون :



معنى ذلك أن الهواء الجوي يحتوي بصورة دائمة على نسبة معينة من CO_2 المحتوي على نظير الكربون ^{14}C الذي تستخدمه النباتات الخضراء في عملية التمثيل الضوئي . وحين تتوقف حياة النباتات الخضراء تتوقف عن أخذ ^{14}C لتوقفها عن عملية التمثيل الضوئي ، وبذلك تبدأ كمية الكربون ^{14}C تتناقص في أنسجة النباتات الميتة نتيجة لتحلله إشعاعياً.

وقد أمكن بالتجربة قياس النشاط الإشعاعي للكربون C^{14} في جرام واحد من الأنسجة النباتية (الخشبية) الحية ومقارنته بالنشاط الإشعاعي للخشب المحفوظ من أزمان قديمة أو في الفحم . ومع مقارنة تلك النتائج ، يمكننا بمعلومية عمر النصف للكربون C^{14} ، حساب الفترة الزمنية التي مرت على تكوّن ذلك الخشب . وبتطبيق هذه الطريقة تم تقدير أعمار لبقايا نباتية وحيوانية تصل إلى 40 ألف سنة.

(3) استخدامات إضافية للنظائر المشعة :

تمكن العلماء خلال السنوات القليلة الماضية من اصطناع أنواع متعددة من النظائر بإطلاق قذائف من النيوترون في مفاعلات نووية صممت خصيصاً لهذا الغرض . فمن أبرز استخدامات النظائر المشعة حديثاً ما ارتبط بالكشف عن الأمراض وعلاجها ، واستخدامات في مجالات البحث العلمي مع استخدامات صناعة متعددة.

أ/ النظائر المشعة في مجال الكشف عن الأمراض وعلاجها :

يمكن معالجة الأورام السرطانية بتعريض الجزء المصاب من الجسم لجرعات من الأشعة (أشعة جاما) التي يتم الحصول عليها من مواد مشعة . تتأثر الأنسجة الحية سواء كانت سليمة أو مصابة بالإشعاع ، إلا أنه بتنظيم جرعات الإشعاع وتوجيهه بطريقة مناسبة للأنسجة المصابة يمكن حماية الأنسجة السليمة من تأثير الإشعاع بينما يتم القضاء على الأنسجة المصابة.

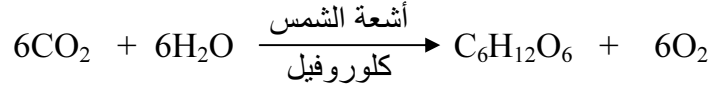
لقد أمكن علاج سرطان الغدة الدرقية بواسطة نظير اليود I^{131} الذي يتركز في هذه الغدة . ويستخدم حالياً نظير الكوبالت Co^{60} المشع الذي تنبعث منه أشعة جاما ذات القدرة الاختراقية العالية للأنسجة وذلك لعلاج سرطان الدم (اللوكيميا) ، كما استخدم نظير الفوسفور P^{32} لهذا الغرض أيضاً.

من أكثر استعمالات النظائر المشعة أهمية في المجال الطبي استعمالها في تشخيص الأمراض ، فمثلاً يمكن دراسة دوران الدم في الجسم لمعرفة مواقع

الأجزاء المصابة بالأمراض في الجهاز الدوري ، وذلك بإعطاء الجسم كمية صغيرة من العنصر ذي النشاط الإشعاعي ثم تراقب حركة النظير خلال الجسم بواسطة جهاز كاشف للإشعاع . فنظير التكنيتيوم ^{99}Tc يؤخذ في صورة مركبات تتركز في مناطق الأورام الخبيثة بالجسم ، وتشير بالتالي إشعاعته عن الأنسجة المصابة بتلك الأورام . ويحدث امتصاص لنظير الثاليوم ^{201}Tl في عضلات القلب وفي الأوعية الدموية ، وتوضح الصور الملتقطة مناطق المرض في الجهاز الدوري لأنها لا تمتص ذلك النظير المشع.

ب/ استخدامات النظائر المشعة في مجالات البحث العلمي :

تأتي هذه الاستخدامات بصورة رئيسة في إطار تقنيات (دراسات) التتبع الإشعاعي . ومن أبرز الأمثلة في هذا المجال ما قام به كالفن في جامعة كاليفورنيا بالولايات المتحدة الأمريكية لدراسة ميكانيكية عملية التمثيل الضوئي في النباتات الخضراء باستخدام نظير الكربون ^{14}C المشع في ثاني أكسيد الكربون الذي يدخل في عملية التمثيل الضوئي الذي تقوم به الأنسجة الخضراء في النباتات . يتفاعل غاز ثاني أكسيد الكربون مع الماء تحت الظروف الموضحة بالمعادلة لإعطاء سكر الجلوكوز والأكسجين . وكما هو معلوم الآن فإن هذه العملية تتم في خطوات . وقد كان لنظير الكربون ^{14}C دور هام في إلقاء الضوء على الميكانيكية التي تحدث بها هذه التفاعلات ، ويطلق على النظائر المستخدمة في هذه الدراسات نظائر التتبع ؛ لأنها تستخدم في تتبع مسارات التفاعلات لتحديد الميكانيكية التي تتم بها هذه التفاعلات.



(9-4-4) تقويم الدرس الرابع :

1. في ضوء دراستك للكيمياء النووية وضح أسباب الرعب النووي الذي يجتاح عالمنا المعاصر.
2. للمفاعلات أهمية كبرى للحصول على الطاقة . وضح كيف يتم الاستفادة من المفاعلات للحصول على الطاقة الكهربائية ؟
3. وضح كيف يمكن الحصول على بلوتونيوم 239 من يورانيوم 238 مع ذكر معادلات التفاعل النووية ؟
4. بين مع الرسم تركيب القنبلة الانشطارية مع توضيح قدرتها على التدمير.

تمرين عام على الوحدة التاسعة

عرّف المصطلحات الآتية : 1/ النويات. 2/ النويدات. 3/ عدد الكتلة.

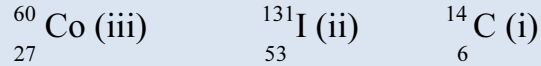
1. ما المصطلح الذي يعوض عن العبارات التالية :

i. الزمن اللازم لتحلل نصف العدد الاصيل للنوى.

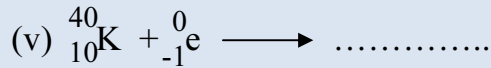
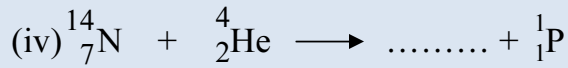
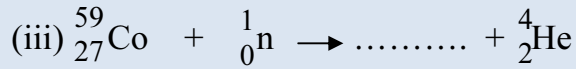
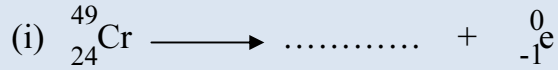
ii. الجهاز الذي يحدث فيه التحكم في الإنشطار النووي للاستفادة من الطاقة المنطلقة من هذا التفاعل.

iii. النظائر المستخدمة في تتبع مسارات التفاعلات لتحديد الميكانيكية التي تتم بها.

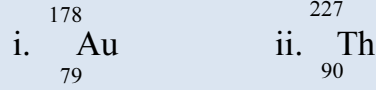
2. هات استخداماً واحداً لكل من الآتي :



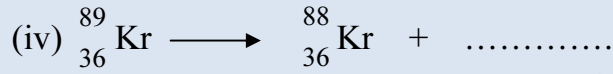
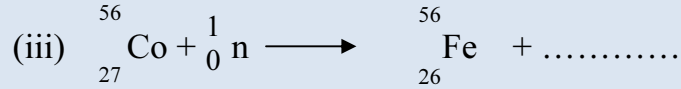
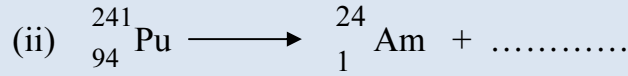
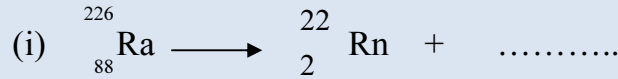
3. (أ) اكمل المعادلات النووية الآتية بتوضيح نواة النظير الناتج في كل حالة :



(ب) اكتب المعادلة النووية لانبعاث جسيم ألفا بواسطة كل من :

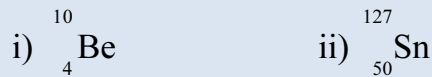


4. (أ) ما نوع الجسيم الذي ينبعث في كل من التحولات النووية الآتية ؟

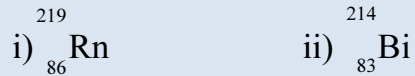


(ب) اكتب معادلة نووية لانبعاث :

(i) . جسيم بيتا من كل من :



(ii) . جسيم الفا من كل من :



5. (أ) 0.01 جم من عنصر مشع بقي منه 0.0025 جم مشعاً بعد 20 ثانية . حدد

قيمة عمر النصف لهذا العنصر.

(ب) عنصر مشع كتلته في لحظة ما هي S جم وعمر النصف لهذا العنصر المشع هي 20 يوماً . وجد أنّ ما تبقى من هذا العنصر بعد مرور 80 يوماً هي 5 جم . أوجد قيمة (س).
6. ضع علامة (✓) أمام العبارة الصحيحة علمياً ، وعلامة (X) أمام العبارة الخطأ :

- (i) يتزايد النشاط الإشعاعي النووي بارتفاع درجة الحرارة.
(ii) كل الانوية الثقيلة تشع تلقائياً.
(iii) الطاقة المنطلقة من تفاعل كيميائي أعلى من الطاقة المنطلقة من تفاعل نووي لمول واحد في الحالتين.

7. اكتب معادلة نووية تفسر العبارات التالية :

- أ . اندماج نواتي النظيرين ${}^2_1\text{H}$ و ${}^3_1\text{H}$ وانبعث نيوترون.
ب. امتصاص اشعة الفا بواسطة الالمونيوم ${}^{27}_{13}\text{Al}$ وانبعث نيوترون.
ج . امتصاص نواة النتروجين ${}^{14}_7\text{N}$ لنيوترون وانبعث بروتون.
8. اكتب علاقة رياضية يتم بموجبها تحويل الكتلة الى طاقة . وما المصطلح الذي اطلق على هذه العلاقة ؟
9. املاً الفراغات الآتية :

- أ. اكتشف العالم رونتجن أن تصادم بقطعة من مادة يعطي اشعة تسمى ، وهي نوع من متشابهة
- ب. بيكريل استخدم مصطلح النشاط الإشعاعي للإشارة
- ج. تتبعث من نوى الذرات عند حدوث تغيير في تركيبها ثلاثة أنواع من الإشعاعات هي و و
- د. يسمى مجموع النويات الموجودة في النواة الواحدة

هـ. الكيمياء النووية هي العلم الذي يعني بدراسة ما يحدث من تغييرات في

.....

10. ضع علامة (✓) أو (X) أمام كل عبارة مما يأتي :

- () 1. لا يتأثر النشاط الإشعاعي بالتغير في درجات الحرارة.
2. تحلل نويدة النظير غير المستقر إشعاعياً إلى نويدة جديدة مستقرة تعرف بسلسلة التحلل الإشعاعي. ()
3. سلسلة اليورانيوم - اكتينيوم، تبدأ باليورانيوم $^{235}_{92}\text{U}$ وتنتهي بالرصاص $^{208}_{82}\text{Pb}$ ()
4. انبعاث أشعة ألفا يزيح النويدة بمقدار موقعين نحو اليمين في الجدول الدوري. ()
5. يقاس معدل التحلل الإشعاعي لأي نواة بعمر النصف. ()
11. رتب القائمة (أ) مع ما يناسبها من القائمة (ب) :

القائمة (ب)	القائمة (أ)
سرطان الدم	سرطان الغدة الدرقية
نظير التكنيتيوم ^{99}Tc	التتبع الإشعاعي
نظير التالسيوم ^{201}Ti	نظير الكوبالت ^{60}Co
نظير اليود ^{131}I	انسجة مصابة بالأورام
نظير الكربون ^{14}C	عضلات القلب والأوعية الدموية

رقم الإيداع: 2008|785