



إدارة المناهج والكتب المدرسية

# الكيمياء



المستوى الثالث

المرحلة الثانوية / الفرع العلمي



الكيمياء



المستوى الثالث

المرحلة الثانوية

الفرع العلمي

١٤٣٧هـ / ٢٠١٦م

ISBN:978-9957-84-198-0



9 789957 841980

النور  
مطبعة



إدارة المناهج والكتب المدرسية

# الكتاب

المستوى الثالث

**المرحلة الثانوية**

**الفرع العلمي**

**تأليف**

بلال فارس حمدان  
تيسير أحمد عبد المالك  
فاتنة محمد الزعاطرة  
ذكريات رجب عياش  
كاملة مصطفى عبيدات

الناشر

وزارة التربية والتعليم

إدارة المناهج والكتب المدرسية

يسر إدارة المناهج والكتب المدرسية استقبال ملحوظاتكم وآرائكم على هذا الكتاب على العناوين الآتية:

هاتف: ٨ - ٤١٧٣٠٤ / ٥ - فاكس: ٤١٣٧٥٦٩. ص.ب: (١٩٣٠) الرمز البريدي: ١١١١٨

أو على البريد الإلكتروني: Scientific.Division@moe.gov.jo

قررت وزارة التربية والتعليم وتدریس هذا الكتاب في جميع مدارس المملكة الأردنية الهاشمية بموجب قرار مجلس التربية والتعليم رقم (٢٠٠٧/٣١) تاريخ (٢٠٠٧/٣/١) بدءاً من العام الدراسي ٢٠٠٧/٢٠٠٨ م.

## جميع الحقوق محفوظة لوزارة التربية والتعليم

عمان - الأردن / ص.ب (١٩٣٠)

[www.moe.gov.jo](http://www.moe.gov.jo)

### الفريق الوطني للإشراف على التأليف

أ. د. سلطان توفيق أبو عرابي (رئيساً)      أ. د. موسى حسن أبو زرقعة  
أ. د. حمد الله عبدالله الهودلي      عمر سليم دعباس

التحرير العلمي : فائزة محمد الزعاترة  
المراجعة اللغوية : محمود نمر حسن  
التحرير اللغوي : ياسر ذيب أبو شعيرة  
التحرير الفني : نداء فؤاد أبو شنب  
التصميم والرسم : نايف "محمد أمين" مراشدة  
التصوير : أديب أحمد عطوان  
الإنتاج : علي محمد العويدات  
دقق الطباعة : أماني خليل القرامصة  
راجعها : فائزة سمير التينة

رقم إيداع لدى دائرة المكتبة الوطنية

(٢٠١١/٣/٩٨١)

ISBN: 978-9957-84-198-0

٢٠٠٧/هـ١٤٢٨ م

٢٠٠٨ - ٢٠١٦ م

الطبعة الأولى

أعيدت طباعته

# قائمة المحتويات

المقدمة

## المستوى الثالث

الصفحة

الموضوع

٩

سرعة التفاعلات الكيميائية

١

الوحدة الأولى

١٠

الفصل الأول : سرعة التفاعل الكيميائي

٢٨

الفصل الثاني: العوامل المؤثرة في سرعة التفاعل والاتزان الكيميائي

٥١

الحموض والقواعد

٢

الوحدة الثانية

٥٢

الفصل الأول : تعريفات الحموض والقواعد

٧٤

الفصل الثاني: الاتزان في محاليل الحموض والقواعد الضعيفة

٩٥

التأكسد والاختزال والكيمياء الكهربائية

٣

الوحدة الثالثة

٩٦

الفصل الأول : التأكسد والاختزال

١١٥

الفصل الثاني: الخلايا الكهركيميائية

١٥١

الكيمياء العضوية

٤

الوحدة الرابعة

١٥٢

الفصل الأول : تفاعلات المركبات العضوية

١٨٦

الفصل الثاني: المركبات العضوية الحيوية

## منهاج الكيمياء لفرعي الاقتصاد المنزلي والزراعي/م٢

يدرس طلبة المرحلة الثانوية للفروع المهنية (الاقتصاد المنزلي والزراعي) مادة الكيمياء الأساسية من وحدات / فصول كتاب الكيمياء للمرحلة الثانوية (م٣) / الفرع العلمي كما هو موضح في الجدول:

الصفحات	الفصل	الوحدة	المستوى
١٠	الأول: سرعة التفاعل الكيميائي	الأولى: سرعة التفاعلات الكيميائية	كيمياء أساسي (٢)
٢٨	الثاني: العوامل المؤثرة في سرعة التفاعل والاتزان الكيميائي		
٩٦	الأول: التأكسد والاختزال	الثالثة: التأكسد والاختزال والكيمياء الكهربائية	
١١٥	الثاني: الخلايا الكهركيميائية		

يدرس طلبة المرحلة الثانوية للفروع المهنية (الاقتصاد المنزلي والزراعي) الذين يرغبون في الالتحاق بالجامعات مادة الكيمياء الإضافية من وحدات / فصول كتاب الكيمياء للمرحلة الثانوية (م٣) / الفرع العلمي كما هو موضح في الجدول:

الصفحات	الفصل	الوحدة	المستوى
٥٢	الأول: تعريف الحموض والقواعد	الثانية: الحموض والقواعد	كيمياء إضافي (٢)
٧٤	الثاني: الاتزان في محاليل الحموض والقواعد الضعيفة		
١٥٢	الأول: تفاعلات المركبات العضوية	الرابعة: الكيمياء العضوية	
١٨٦	الثاني: المركبات العضوية الحيوية		

الحمد لله رب العالمين والصلاة والسلام على سيد المرسلين وعلى آله وصحبه الأكرمين، وبعد، يأتي كتاب الكيمياء (المستوى الثالث) للمرحلة الثانوية، متمماً لكتاب الكيمياء للمستويين الأول والثاني للمرحلة الثانوية، ومكملاً لكتب العلوم (الفيزياء، والأحياء، وعلوم الأرض والبيئة) للمرحلة الثانوية، ومبنيًا على ما تعلمه الطالب في مناهج العلوم في المرحلة الأساسية، وذلك انسجاماً مع فلسفة التربية والتعليم، ومتوافقاً مع النتائج العامة والخاصة لمنهاج الكيمياء للمرحلة الثانوية، المبنية على اقتصاد المعرفة (ERfKE).

وانطلاقاً من فهمنا لدور كل من الطالب والمعلم في العملية التعليمية التعلّمية، وأهمية تنمية مهارات التفكير العليا لدى الطلبة، وإكسابهم المفاهيم والمعرفة العلمية، فقد جاء هذا الكتاب ليساعد الطلبة في توظيف مهارات التفكير العلمي، والبحث والاستقصاء، والملاحظة، وتحليل البيانات، والاستنتاج، وتفسير الظواهر والمشاهدات والتنبؤ، وذلك بهدف بناء المعرفة عند الطلبة، وربط هذه المعرفة بالحياة، وتنمية مهارات التفكير الناقد لديهم، مما يساعدهم في تحقيق تعلّم ذي معنى، ولهذا الغرض فقد تضمن الكتاب عدداً من الموضوعات ذات الصلة بالحياة، تساعد الطلبة في فهم الظواهر والمشاهدات المختلفة في البيئة المحيطة وتفسيرها، وقد بوّبت هذه الموضوعات في أربع وحدات دراسية على النحو الآتي:

الوحدة الأولى: سرعة التفاعلات الكيميائية.

الوحدة الثانية: الحموض والقواعد.

الوحدة الثالثة: التأكسد والاختزال والكيمياء الكهربائية.

الوحدة الرابعة: الكيمياء العضوية.

والله نسأل أن نكون قد وفقنا في تقديم هذه المادة، وأن نكون قد أسهمنا في تطبيق الرؤية الجديدة للمنهاج، مستثمرين بذلك تكنولوجيا الاتصالات والمعلومات (ICT)، بما يخدم بناء المعرفة العلمية عند أبنائنا وبناتنا الأعزاء.

والله ولي التوفيق



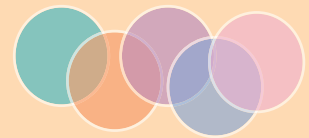
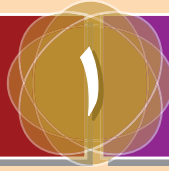
# الكيمياء



## المستوى الثالث







• لماذا تتفاوت التفاعلات الكيميائية في سرعة حدوثها؟





تتفاوت التفاعلات الكيميائية في سرعة حدوثها، فالتفاعل بين محلولي نترات الفضة  $AgNO_3$ ، وملح الطعام  $NaCl$  لتكوين راسب أبيض من كلوريد الفضة  $AgCl$ ، يحدث بمجرد خلط المواد المتفاعلة؛ أي بسرعة كبيرة، بينما يتفاعل الحديد مع الأكسجين في الهواء الرطب لتكوين صدأ الحديد ببطء شديد مقارنة بالتفاعل السابق. فما المقصود بسرعة التفاعل؟ وكيف يمكن التعبير عنها وقياسها؟ هذا ما سنتعرفه خلال دراستك لهذا الفصل.

ويتوقع منك بعد دراسة هذا الفصل أن:

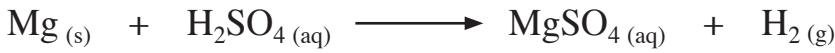
- توضح المقصود بسرعة التفاعل الكيميائي.
- تقترح طرائقاً للتعبير عن سرعة التفاعلات الكيميائية وقياسها.
- تكتب الصيغة العامة لقانون سرعة التفاعل.
- تبين أثر تركيز المواد المتفاعلة في سرعة التفاعل.

إذا قطعت سيارة مسافة ١٤٠ كيلومترا في ساعتين، نقول أن سرعتها (٧٠ كيلومتر/ساعة)، فالسرعة هي مقياس لتغير كمية معينة في وحدة الزمن، فسرعة السيارة هي مقياس لتغير المسافة المقطوعة في وحدة الزمن، وسرعة دوران عجلات السيارة هي مقياس لعدد الدورات في وحدة الزمن، وسرعة حرق البنزين في محرك السيارة هي مقياس لمعدل استهلاك الوقود في وحدة الزمن. وسرعة التفاعل الكيميائي هي مقياس لمقدار التغير في كمية إحدى المواد المتفاعلة أو الناتجة في وحدة الزمن. وتتأثر سرعة التفاعل الكيميائي بعوامل متعددة أهمها: مساحة سطح المواد المتفاعلة، ودرجة حرارة التفاعل، ووجود العوامل المساعدة.

### ١- مفهوم سرعة التفاعل

إن وصف التفاعل بأنه سريع أو بطيء ليس كافياً، إذ لا بد من قياس سرعة التفاعل والتعبير عنها كميّاً بطريقة مناسبة، فكيف يتم ذلك؟

يمكن قياس سرعة التفاعل بتحديد سرعة اختفاء إحدى المواد المتفاعلة، أو سرعة تكوّن إحدى المواد الناتجة. فمثلاً يتفاعل المغنيسيوم Mg مع محلول مخفف من حمض الكبريتيك H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> وفقاً للمعادلة الآتية:



ويمكن قياس معدل سرعة التفاعل بقياس مقدار التغير في أي من الكميات التالية في وحدة الزمن:

- كتلة المغنيسيوم المستهلكة.
- تركيز الحمض المستهلك.
- حجم غاز الهيدروجين الناتج.
- تركيز كبريتات المغنيسيوم الناتجة.

ويمكن حساب معدل سرعة التفاعل الكيميائي وفقاً للعلاقة الآتية:

$$\text{معدل سرعة التفاعل} = \frac{\text{التغير في كمية إحدى المواد المتفاعلة أو الناتجة}}{\text{التغير في الزمن}}$$

وتعتمد وحدة سرعة التفاعل على الوحدات المستعملة للمقادير السابقة؛ فمثلاً، إذا أردنا التعبير عن سرعة التفاعل بسرعة استهلاك المغنيسيوم، وقسنا التغير في كتلة المغنيسيوم المستهلكة بوحدة (الغرام)، والتغير في الزمن بوحدة (الثانية)؛ فإن سرعة التفاعل ستكون بوحدة (غ/ث). ولكن إذا تم التعبير عن سرعة التفاعل بسرعة تكوّن محلول كبريتات المغنيسيوم؛ فإن وحدة السرعة ستكون (مول/لتر.ث). ويمكن التعبير عن سرعة التفاعل بدلالة تغير تركيز المادة الناتجة  $MgSO_4$  كما يأتي:

$$\text{معدل سرعة التفاعل} = \frac{\text{التغير في تركيز } MgSO_4}{\text{التغير في الزمن}} = \frac{[MgSO_4] \Delta}{\Delta n}$$

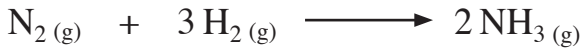
كما يمكن التعبير عن سرعة التفاعل بمعدل استهلاك المادة المتفاعلة  $H_2SO_4$  كالآتي:

$$\text{معدل سرعة التفاعل} = \frac{[H_2SO_4] \Delta -}{\Delta n}$$

لاحظ استخدام الإشارة السالبة في العلاقة السابقة، وذلك لأن تركيز المادة المتفاعلة ( $H_2SO_4$ ) يتناقص خلال التفاعل، وبالتالي فإن التغير في تركيزها سوف يكون سالباً، وللحصول على معدل سرعة موجب، يضرب التغير في تركيز المادة المتفاعلة بإشارة سالبة.

والسؤال الآن، ما العلاقة بين القيم المقاسة لسرعة التفاعل باستخدام التغير في تراكيز المواد المختلفة في التفاعل؟

لمعرفة ذلك، ادرس التفاعل التالي، ثم أجب عن الأسئلة التي تليه:



- ما عدد مولات  $N_2$  اللازمة لإنتاج ٢ مول من  $NH_3$ ؟
- ما عدد مولات  $H_2$  اللازمة لإنتاج ٢ مول من  $NH_3$ ؟
- هل سرعة استهلاك  $H_2$  مماثلة لسرعة استهلاك  $N_2$ ؟

يتبين لك من المعادلة السابقة أن إنتاج ٢ مول من  $NH_3$  يتطلب استهلاك ١ مول  $N_2$ ، و ٣ مول  $H_2$ ؛ لذا فإن سرعة إنتاج  $NH_3$  هي ضعف سرعة استهلاك  $N_2$ ، وأن سرعة استهلاك  $H_2$  هي ثلاثة أضعاف سرعة استهلاك  $N_2$ ، ويمكن التعبير عن سرعة استهلاك أو إنتاج المواد المختلفة في التفاعل على النحو الآتي:

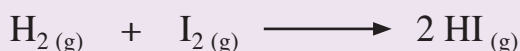
$$\text{سرعة استهلاك } N_2 = \frac{1}{3} \text{ سرعة استهلاك } H_2 = \frac{1}{2} \text{ سرعة إنتاج } NH_3$$

وبالتعويض عن سرعة التفاعل بدلالة التغير في تراكيز المواد المتفاعلة أو الناتجة مع الزمن نحصل على العلاقة الآتية:

$$\frac{[\text{NH}_3] \Delta}{\Delta t} \frac{1}{2} = \frac{[\text{H}_2] \Delta}{\Delta t} \frac{1}{3} = \frac{[\text{N}_2] \Delta}{\Delta t} = \text{معدل سرعة التفاعل}$$

### مثال (١)

يتفاعل الهيدروجين مع اليود لتكوين يوديد الهيدروجين HI وفق المعادلة الآتية:



ولدى دراسة تغير تركيز  $\text{H}_2$  مع الزمن أمكن الحصول على البيانات الآتية:

الزمن (الثانية)	$[\text{H}_2]$ (مول/لتر)
صفر	٠,٠١٨٠
٢	٠,٠٠١٦٧
٨	٠,٠٠١٠١

احسب معدل سرعة استهلاك  $\text{H}_2$  في الفترة الزمنية من (٢ - ٨) ثانية، ثم احسب معدل سرعة إنتاج HI خلال الفترة الزمنية نفسها.

### الحل

$$\frac{(0,00167 - 0,00101)}{(2 - 8)} = \frac{[\text{H}_2] \Delta}{\Delta t} = \text{معدل سرعة استهلاك } \text{H}_2$$

$$= \frac{0,00066}{6} = 1,1 \times 10^{-4} \text{ مول/لتر.ث}$$

كما يتبين لك من المعادلة الموزونة أن معدل سرعة إنتاج HI يساوي ضعف معدل سرعة استهلاك  $\text{H}_2$ ، أي أن:

$$\frac{[\text{HI}] \Delta}{\Delta t} \frac{1}{2} = \frac{[\text{H}_2] \Delta}{\Delta t}$$

وبالتالي فإن

$$\text{معدل سرعة إنتاج HI} = 2 \times (1,1 \times 10^{-4}) = 2,2 \times 10^{-4} \text{ مول/لتر.ث}$$



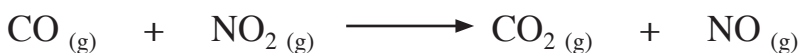
في التفاعل الآتي:



إذا كان معدل سرعة استهلاك  $\text{O}_2 = 0,45$  مول/لتر.ث، فما معدل سرعة استهلاك  $\text{C}_2\text{H}_4$ ؟ وما معدل سرعة إنتاج كل من  $\text{CO}_2$ ، و  $\text{H}_2\text{O}$ ؟

## ٢- تغير سرعة التفاعل مع الزمن

عرفت أن معدل سرعة التفاعل يقاس بمعرفة تغير تركيز إحدى المواد المتفاعلة أو الناتجة خلال فترة زمنية معينة، والسؤال الآن، هل يمكن قياس سرعة التفاعل بعد مرور زمن معين من بداية التفاعل؟ للإجابة على ذلك، ادرس البيانات الواردة في الجدول (١-١)، المتعلقة بالتفاعل التالي، ثم أجب عن الأسئلة التي تليه:



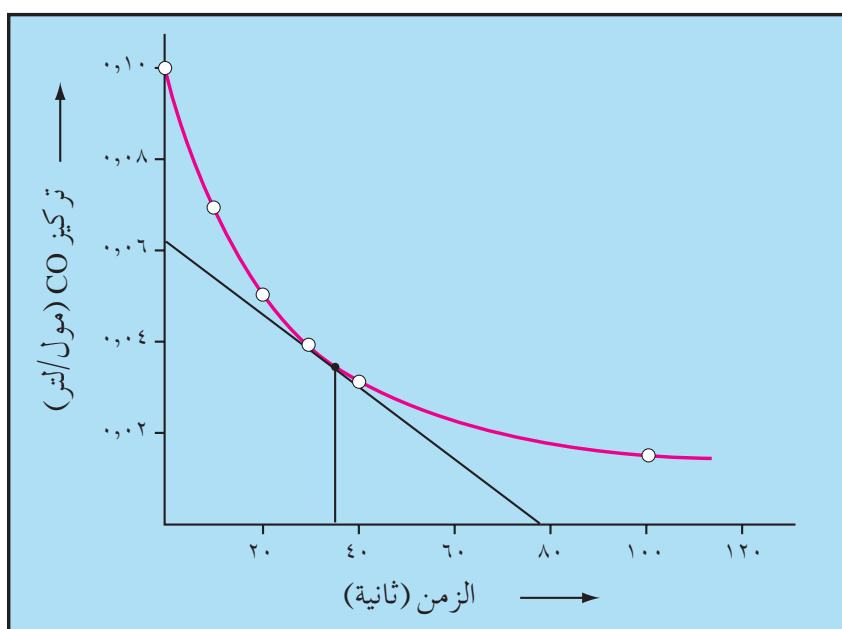
الجدول (١-١): تغير سرعة التفاعل مع الزمن.

سرعة التفاعل (مول/لتر.ث)	الزمن (ث)	$[\text{NO}_2]$ (مول/لتر)	$[\text{CO}]$ (مول/لتر)
$3^{-10} \times 4,9$	٠	٠,١٠٠	٠,١٠٠
$3^{-10} \times 2,2$	١٠	٠,٠٦٧	٠,٠٦٧
$3^{-10} \times 1,2$	٢٠	٠,٠٥٠	٠,٠٥٠
$3^{-10} \times 0,8$	٣٠	٠,٠٤٠	٠,٠٤٠
$3^{-10} \times 0,5$	٤٠	٠,٠٣٣	٠,٠٣٣
$3^{-10} \times 0,1$	١٠٠	٠,٠١٧	٠,٠١٧

- متى تكون سرعة التفاعل أعلى عند الزمن ٢٠ أم ٣٠ ثانية؟
- هل تبقى سرعة التفاعل ثابتة مع مرور الزمن؟
- ماذا يحدث لسرعة التفاعل مع تناقص تراكيز المواد المتفاعلة؟

يتبين لك مما سبق أن سرعة تفاعل CO مع NO<sub>2</sub>، تتناقص باستمرار مع استهلاك المواد المتفاعلة، وتناقص تراكيزها. كما أن سرعة التفاعل تكون أكبر ما يمكن في بدايته، أي عند الزمن صفراً (لحظة خلط المواد المتفاعلة)، حيث تكون تراكيزها أعلى ما يمكن، وتسمى هذه السرعة "السرعة الابتدائية للتفاعل" (Initial Rate).

ويبين الشكل (١-١) رسماً بيانياً لتغير تركيز CO مع الزمن، ويمكن من خلاله الحصول على سرعة التفاعل، وذلك برسم مماس للمنحنى الممثل في الشكل عند تركيز معين، حيث يمثل ميل المماس السرعة اللحظية عند ذلك التركيز، في حين، يمثل ميل المماس للمنحنى عند زمن معين مقدار السرعة اللحظية للتفاعل عند ذلك الزمن.



الشكل (١-١): تغير تركيز CO مع الزمن.

فمثلاً، يمكن تعيين السرعة اللحظية للتفاعل بعد مرور ٣٥ ثانية من بدء التفاعل، وذلك برسم مماس للمنحنى عند نقطة تقاطع الزمن (٣٥ ثانية) مع المنحنى، كما في الشكل أعلاه، أي أن:

$$\text{السرعة اللحظية عند الزمن } ٣٥ \text{ ثانية} = \frac{٠,٠٦٢}{٧٨} = ٧,٩٤ \times ١٠^{-٤} \text{ مول/لتر.ث}$$



## ثانياً

### أثر التركيز في سرعة التفاعل

عرفت أن تغير تراكيز المواد المتفاعلة يسبب تغيراً في سرعة التفاعل، وللتعرف إلى أثر تراكيز المواد المتفاعلة في سرعة التفاعل، نفذ النشاط الآتي:



### أثر تراكيز المواد المتفاعلة في سرعة التفاعل

### نشاط (١-١)

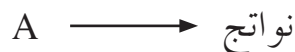
#### الأدوات والمواد المطلوبة

كأس زجاجية سعة ١٥٠ مل (عدد ٢)، ساعة وقف، قطع صغيرة من الحجر الجيري، محلولان من حمض الهيدروكلوريك HCl تركيزهما ٠,١ مول/لتر، و ٠,٠٠١ مول/لتر على التوالي.

#### الخطوات

- ١- ضع ١٠٠ مل من محلول حمض الهيدروكلوريك (٠,١ مول/لتر) في كأس زجاجية.
- ٢- أضف قطعة من الحجر الجيري إلى الكأس.
- ٣- سجل الوقت الذي سيستغرقه التفاعل من لحظة إضافة الحجر الجيري إلى نهاية التفاعل باستخدام ساعة وقف.
- ٤- ضع ١٠٠ مل من محلول حمض الهيدروكلوريك (٠,٠٠١ مول/لتر) في كأس زجاجية.
- ٥- كرر الخطوتين (٢، ٣)، ثم أجب عن الأسئلة الآتية:
  - ما الدليل على حدوث تفاعل في كلا المحلولين؟
  - في أي الحالتين كان التفاعل أسرع؟
  - فسر سبب الاختلاف في سرعة التفاعل.

لعلك توصلت إلى أن سرعة التفاعل تزداد بزيادة تراكيز المواد المتفاعلة. وقد وجد عملياً أن سرعة التفاعل تتناسب طردياً مع تراكيز المواد المتفاعلة مرفوعة لقوى معينة. فمثلاً، في حالة التفاعل العام البسيط الآتي:



نجد أن: سرعة التفاعل  $\propto [A]^x$

وتمثل قيمة (x) رتبة التفاعل (Order) بالنسبة إلى المادة A، ويمكن أن تكون قيمة هذه الرتبة صفراً، ١، ٢، ٣ كما قد تكون قيمة كسرية، ويتم تعيين هذه القيمة بالطرق العملية.

ويمكن تحويل العلاقة السابقة إلى علاقة مساواة، وذلك بإدخال ثابت التناسب الذي يسمى ثابت سرعة التفاعل، ويرمز له بالرمز (k)، لنحصل بذلك على العلاقة الآتية:

$$\text{سرعة التفاعل} = k [A]^x$$

وتسمى هذه العلاقة قانون سرعة التفاعل (Rate Law).

ولتوضيح كيفية تعيين قيمة (x) عملياً، للتفاعل التالي عند درجة حرارة ٤٥°س:



تقاس سرعة التفاعل الابتدائية عند تراكيز مختلفة للمادة المتفاعلة  $\text{N}_2\text{O}_5$ ، كما هو مبين في الجدول (٢-١). ويمكن استخدام البيانات الواردة في هذا الجدول للحصول على قيمة (x).

الجدول (٢-١): التراكيز الابتدائية والسرعة الابتدائية لتحلل  $\text{N}_2\text{O}_5$ .

رقم التجربة	تركيز $\text{N}_2\text{O}_5$ الابتدائي (مول/لتر)	السرعة الابتدائية للتفاعل (مول/لتر.ث)
١	٠,٠١١٣	$٦,٧ \times ١٠^{-٦}$
٢	٠,٠٠٨٤	$٥,٠ \times ١٠^{-٦}$
٣	٠,٠٠٤٢	$٢,٥ \times ١٠^{-٦}$

نكتب الصيغة العامة لقانون سرعة التفاعل:

$$\text{سرعة التفاعل} = k [\text{N}_2\text{O}_5]^x$$

نعوض قيم التركيز والسرعة الواردة في أي تجربتين في الجدول أعلاه.

$$(١) \dots\dots\dots k (٠,٠١١٣)^x = ٦,٧ \times ١٠^{-٦} = (\text{سرعة التفاعل})$$

$$(٢) \dots\dots\dots k (٠,٠٠٨٤)^x = ٥,٠ \times ١٠^{-٦} = (\text{سرعة التفاعل})$$

وبقسمة العلاقة (١) على العلاقة (٢) نجد أن:

$$\frac{k (٠,٠١١٣)^x}{k (٠,٠٠٨٤)^x} = \frac{٦,٧ \times ١٠^{-٦}}{٥,٠ \times ١٠^{-٦}}$$

$$(١,٣٤)^x = (١,٣٤)$$

ويتحقق ذلك إذا كانت  $x = ١$ ، ويوصف التفاعل في هذه الحالة بأنه أحادي الرتبة (First Order). ويكتب قانون السرعة لهذا التفاعل على النحو الآتي:

$$\text{سرعة التفاعل} = k [\text{N}_2\text{O}_5]^1$$

ويمكنك استخدام قانون السرعة السابق والبيانات الواردة في الجدول (٢-١) لحساب قيمة k للتفاعل كالاتي:

نعوض التركيز والسرعة لأي من التجارب الواردة في الجدول (٢-١) في قانون سرعة التفاعل. فمثلاً، لو استخدمنا بيانات التجربة الثانية فإن:

$$\text{سرعة التفاعل } k = [\text{N}_2\text{O}_5]^{-1}$$

$$\text{وبإعادة ترتيب العلاقة نحصل على } k = \frac{\text{سرعة التفاعل}}{[\text{N}_2\text{O}_5]^{-1}}$$

$$k = \frac{1.0 \times 10^{-6}}{0.0084} = 1.19 \times 10^{-4} \text{ (ث}^{-1}\text{)}$$

استخدم قيمة ثابت السرعة المحسوبة في المثال السابق لحساب سرعة تفكك  $\text{N}_2\text{O}_5$  عند  $45^\circ\text{C}$ ، عندما يكون تركيز  $\text{N}_2\text{O}_5$   $1.5 \times 10^{-3}$  مول/لتر.



ويمكنك استخدام الطريقة السابقة لتعيين رتب التفاعلات التي تشتمل على أكثر من مادة متفاعلة واحدة، فمثلاً، يتفاعل  $\text{NO}_2$  مع  $\text{HCl}$  في الحالة الغازية وفق المعادلة الموزونة الآتية:



وبالتجربة العملية أمكن جمع البيانات المدونة في الجدول (٣-١) لهذا التفاعل عند  $25^\circ\text{C}$ .

الجدول (٣-١): السرعة الابتدائية عند تراكيز مختلفة من  $\text{NO}_2$  و  $\text{HCl}$ .

رقم التجربة	$[\text{NO}_2]$ (مول/لتر)	$[\text{HCl}]$ (مول/لتر)	السرعة الابتدائية (مول/لتر.ث)
١	٠,٣٠	٠,٣٠	$1.4 \times 10^{-3}$
٢	٠,٦٠	٠,٣٠	$2.8 \times 10^{-3}$
٣	٠,٣٠	٠,٦٠	$2.8 \times 10^{-3}$

دقق في البيانات الواردة في الجدول، ثم أجب عن الأسئلة الآتية:

- ماذا حدث لسرعة التفاعل عند مضاعفة تركيز  $\text{NO}_2$  مع بقاء تركيز  $\text{HCl}$  ثابتاً؟
- ما استنتاجك لرتبة التفاعل بالنسبة إلى مادة  $\text{NO}_2$ ؟
- ماذا حدث لسرعة التفاعل عند مضاعفة تركيز  $\text{HCl}$  مع بقاء تركيز  $\text{NO}_2$  ثابتاً؟
- ما استنتاجك لرتبة التفاعل بالنسبة إلى مادة  $\text{HCl}$ ؟

عرفت أن سرعة التفاعل تتناسب تناسباً طردياً مع تراكيز المواد المتفاعلة، أي أن:

$$\text{سرعة التفاعل} \propto [\text{HCl}] [\text{NO}_2]$$

$$\text{وعليه فإن: سرعة التفاعل} = k [\text{HCl}] [\text{NO}_2]$$

في التفاعل السابق: هل هناك علاقة بين معامل المادة المتفاعلة في المعادلة الكيميائية الموزونة ورتبة تلك المادة في قانون السرعة؟ وضح إجابتك.



## مثال (٢)

يتفاعل NO مع H<sub>2</sub> عند ٩٠٠°س وفق المعادلة:



تم جمع البيانات التالية بالتجربة العملية للتفاعل:

رقم التجربة	[NO] (مول/لتر)	[H <sub>2</sub> ] (مول/لتر)	السرعة الابتدائية (مول/لتر.ث)
١	٠,٢١٠	٠,١٢٢	٠,٠٣٣٩
٢	٠,٢١٠	٠,٢٤٤	٠,٠٦٧٨
٣	٠,٤٢٠	٠,١٢٢	٠,١٣٦٠

جد قانون السرعة لهذا التفاعل.

## الحل

نكتب أولاً الصيغة العامة لقانون سرعة التفاعل:

$$\text{سرعة التفاعل} = k [\text{H}_2]^x [\text{NO}]^y$$

ولتعيين قيمة (x)، نبحث عن كيفية تغيّر سرعة التفاعل عند تغير تركيز NO مع بقاء تركيز H<sub>2</sub> ثابتاً. وذلك في التجربتين (١) و (٣). إذ إن تركيز NO في التجربة (٣) ضعف تركيزه في التجربة (١)، إلا أن سرعة التفاعل في التجربة (٣) هي أربعة أضعاف سرعته في التجربة (١)، أي أنه عند مضاعفة تركيز NO مرتين، تضاعفت السرعة أربع مرات، أي أن:

$$\text{السرعة} \propto [\text{NO}]^2$$

ولتعيين قيمة (y)، خذ التجريبتين (١) و (٢) إذ إن تركيز  $H_2$  في التجربة (٢) ضعفاً تركيزه في التجربة (١)، مع بقاء تركيز NO فيهما ثابتاً. وهنا تلاحظ أنه عند مضاعفة تركيز  $H_2$  مرتين، تضاعفت معه سرعة التفاعل مرتين أي أن:

$$\text{سرعة التفاعل} \propto [H_2]^1$$

$$\text{إذن: سرعة التفاعل} = k [NO]^2 [H_2]^1$$

وبذلك فإن الرتبة الكلية لهذا التفاعل هي ٣، ويوصف هذا التفاعل بأنه من الرتبة الثالثة (مجموع رتبتي المادتين المتفاعلتين).

### مثال (٣)

البيانات في الجدول أدناه تتعلق بالتفاعل الافتراضي الآتي:



رقم التجربة	[A] (مول/لتر)	[B] (مول/لتر)	سرعة استهلاك A (مول/لتر.ث)
١	٠,١٠	٠,١٠	$٢ \times ١٠^{-٢}$
٢	٠,٢٠	٠,١٠	$٢ \times ١٠^{-٢}$
٣	٠,٢٠	٠,٣٠	$٦ \times ١٠^{-٢}$

جد قانون السرعة للتفاعل.

### الحل

نكتب أولاً الصيغة العامة لقانون سرعة التفاعل:

$$\text{سرعة التفاعل} = k [A]^x [B]^y$$

لتعيين قيمة (x) نأخذ التجريبتين (١) و (٢)، إذ إن تركيز A في التجربة (٢) ضعفاً تركيزه في التجربة (١) (بينما تركيز B فيهما ثابت)، نلاحظ أنه عند مضاعفة تركيز A، تبقى سرعة التفاعل ثابتة، وهذا يعني أن رتبة التفاعل بالنسبة للمادة A = صفراً، وعند أخذ التجريبتين (٢) و (٣) نجد أنه عند مضاعفة تركيز B ثلاث مرات (مع بقاء تركيز A ثابتاً)، فإن سرعة التفاعل تتضاعف ثلاث مرات أيضاً، وهذا يعني أن رتبة التفاعل بالنسبة للمادة B = ١.

وبالتالي يكون قانون سرعة التفاعل كالاتي:

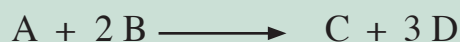
$$\text{سرعة التفاعل} = k [B]^1$$

لاحظ أن تركيز A لم يدخل في قانون السرعة لأن [A] صفر = 1

عندما تكون رتبة التفاعل لمادة ما صفراً، فإن تغيير تركيز هذه المادة لا يؤثر في سرعة التفاعل.



ادرس البيانات الواردة في الجدول أدناه للتفاعل التالي عند 100°س، ثم أجب عن الأسئلة التي تليه:



رقم التجربة	[A] (مول/لتر)	[B] (مول/لتر)	سرعة استهلاك A (مول/لتر.ث)
1	0,20	0,10	$3,4 \times 10^{-3}$
2	0,20	0,30	$10,2 \times 10^{-3}$
3	0,40	0,30	$40,8 \times 10^{-3}$

1- ما رتبة التفاعل بالنسبة إلى المادة A ؟

2- ما رتبة التفاعل بالنسبة إلى المادة B ؟

3- ما رتبة التفاعل الكلية؟

4- جد قانون سرعة التفاعل.

5- جد قيمة k .

6- احسب سرعة التفاعل عندما يكون [B] = [A] = 0,5 مول/لتر.

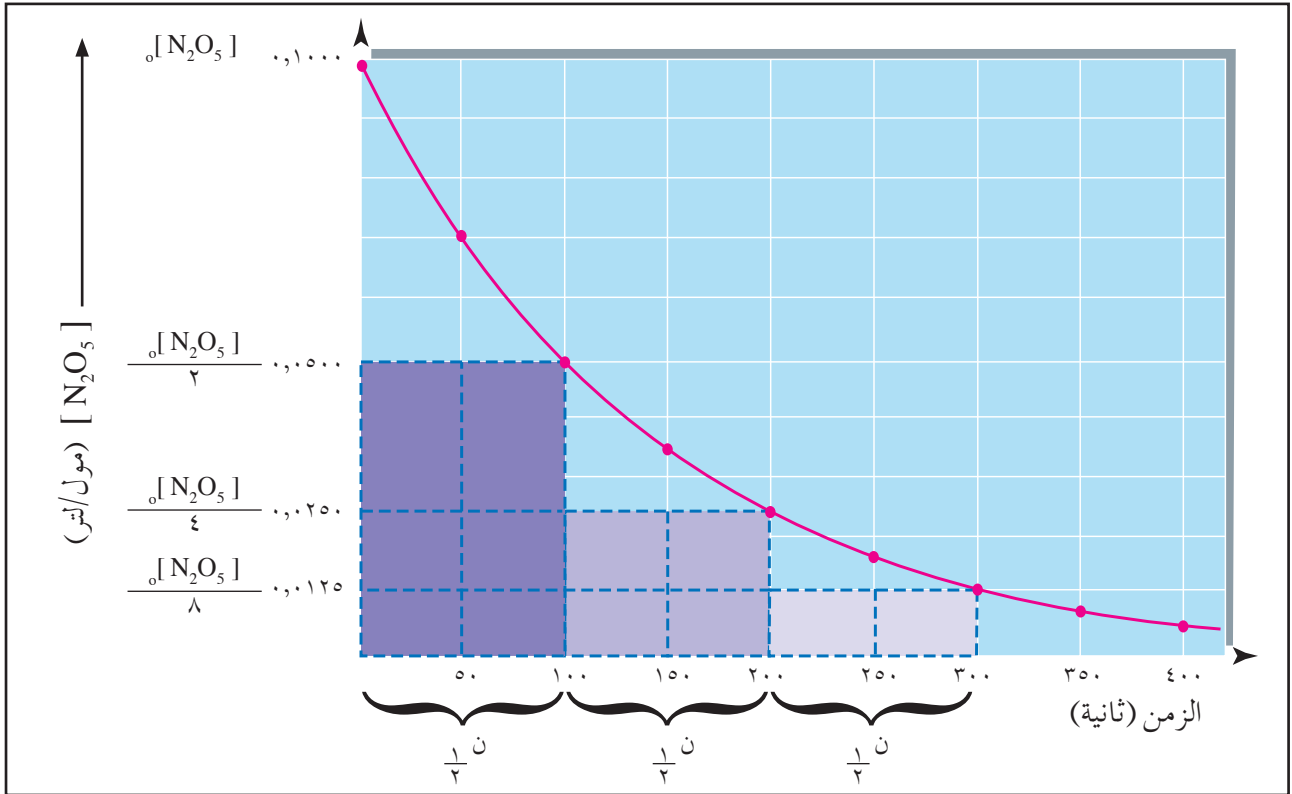
## ثالثاً

### تغير التركيز مع الزمن وعمر النصف

يسمى الزمن اللازم لنقصان تركيز مادة متفاعلة (مثل A) إلى نصف تركيزها الابتدائي [A]<sub>0</sub> فترة عمر النصف، ويرمز له بالرمز (t<sub>1/2</sub>). ويمكن كتابة ذلك على النحو:

$$\frac{1}{2} [A]_0 = [A]_{t_{1/2}}$$

وتعدُّ فترة عمر النصف (Half Life) طريقة تقليدية لوصف سرعة التفاعلات، وخاصة التفاعلات أحادية الرتبة، فالتفاعل السريع يكون له عمر نصف قصير، والعكس صحيح. ولتوضيح مفهوم عمر النصف، ادرس الشكل (١-٢)، المتعلق بتحليل  $N_2O_5$ ، وهو تفاعل أحادي الرتبة، ثم أجب عن الأسئلة التي تليه:



الشكل (١-٢): تغيير تركيز  $N_2O_5$  مع الزمن.

- ما تركيز  $N_2O_5$  الابتدائي؟
  - ما تركيز  $N_2O_5$  بعد مرور ١٠٠ ثانية؟
  - ما تركيز  $N_2O_5$  بعد مرور ٢٠٠ ثانية؟
  - ما تركيز  $N_2O_5$  بعد مرور ٣٠٠ ثانية؟
  - ما فترة عمر النصف ( $\frac{1}{2}$ ) لهذا التفاعل؟ وهل تعتمد على التركيز الابتدائي لـ  $N_2O_5$ ؟
- لعلك توصلت إلى أن عمر النصف لهذا التفاعل هو ١٠٠ ثانية، أي بعد مرور ١٠٠ ثانية سينقص تركيز  $N_2O_5$  إلى النصف، وبعد مرور ١٠٠ ثانية أخرى، ينقص التركيز إلى نصف التركيز الجديد (أي يصبح ربع التركيز الابتدائي)، ويستمر نمط التناقص هذا كل ١٠٠ ثانية.

## ١- حساب عمر النصف للتفاعلات أحادية الرتبة

مر معك سابقاً أن معدل سرعة التفاعلات أحادية الرتبة يعتمد على تركيز المواد المتفاعلة، ويعبر عن ذلك بقانون سرعة التفاعل.

$$\text{معدل سرعة التفاعل} = k[A]^1$$

وكذلك فإن  $\frac{1}{k} \propto \frac{1}{n}$  يتناسب عكسياً مع  $k$  أي أن  $n$   $\propto \frac{1}{k}$  ولتحويل هذه العلاقة إلى مساواة نحصل على:

$$\frac{0,693}{k} = \frac{1}{n}$$

تم الحصول على علاقة حساب عمر النصف من خلال إجراء التكامل لطرفي المعادلة الآتية، (لتحويلها إلى معادلة تربط تركيز المادة المتفاعلة A في أي زمن n بالتركيز الابتدائي):\*

$$\text{معدل سرعة التفاعل} = \frac{[A]_0 - [A]_t}{\Delta t} = k[A]^1$$

$$\text{أي أن } k = \frac{[A]_0 - [A]_t}{[A]_t \Delta t}$$

وبإجراء التكامل من n = 0 إلى n، نحصل على العلاقة:

$$k \Delta t = \ln \frac{[A]_0}{[A]_t}$$

$$k = \frac{\ln \frac{[A]_0}{[A]_t}}{\Delta t}$$

وبعد مرور زمن يساوي فترة عمر النصف يصبح  $\frac{1}{2}[A]_0 = [A]_t$  وبتعويض ذلك في المعادلة نحصل على:

$$k \Delta t = \ln \frac{[A]_0}{\frac{1}{2}[A]_0}$$

$$k \Delta t = \ln 2$$

$$\frac{0,693}{k} = \frac{\ln 2}{k} = \Delta t = \frac{1}{n} \quad \leftarrow \text{حيث إن } \ln 2 = 0,693$$

\* الاشتقاق غير مطلوب في امتحان الثانوية العامة .



لاحظ أن عمر النصف لقانون السرعة لتفاعل أحادي الرتبة يعتمد فقط على ثابت السرعة  $k$ ؛ لذا فإن عمر النصف لا يتأثر بالتركيز الابتدائي للمواد المتفاعلة، وبالتالي يبقى ثابتاً خلال التفاعل.

#### مثال (٤)

يتحلل غاز  $\text{SO}_2\text{Cl}_2$  عند  $320^\circ\text{C}$  إلى غاز ثاني أكسيد الكبريت  $\text{SO}_2$  وغاز الكلور  $\text{Cl}_2$  وفق المعادلة الآتية:



فإذا كانت قيمة  $k$  للتفاعل  $= 2,2 \times 10^{-10} \text{ (ث}^{-1}\text{)}$ ، أجب عن الأسئلة الآتية:

- ١- ما عمر النصف لغاز  $\text{SO}_2\text{Cl}_2$  عند  $320^\circ\text{C}$ ؟
- ٢- ما الزمن اللازم (بالساعات) لتحلل ٧٥٪ من  $\text{SO}_2\text{Cl}_2$ ؟

#### الحل

١- نكتب العلاقة التي تربط  $(\frac{1}{4} \text{ ن})$  مع  $k$ ، ثم نعوض قيمة  $k$  في المعادلة:

$$\frac{0,693}{k} = \frac{1}{4} \text{ ن}$$

$$\frac{0,693}{2,2 \times 10^{-10}} = \frac{1}{4} \text{ ن} = 3,15 \times 10^9 \text{ ث} = 8,75 \text{ ساعة.}$$

- ٢- بعد مرور عمر نصف آخر، فإن نصف كمية غاز  $\text{SO}_2\text{Cl}_2$  المتبقية تتحلل، أي ٧٥٪ من الكمية الابتدائية، ويكون ذلك بعد  $(2 \times 8,75) = 17,5$  ساعة.



يتحول البروبان الحلقي  $\text{C}_3\text{H}_6$  إلى بروبين  $(\text{CH}_3\text{CH}=\text{CH}_2)$  في تفاعل أحادي الرتبة عند  $1000^\circ\text{C}$ ، احسب فترة عمر النصف لتحول البروبان الحلقي عند  $1000^\circ\text{C}$  إذا كان ثابت سرعة التفاعل  $k = 9,2 \text{ (ث}^{-1}\text{)}$ .

يستخدم مفهوم عمر النصف  $(\frac{1}{4} \text{ ن})$  بشكل واسع في وصف التحلل الإشعاعي، حيث إن جميع التحللات الإشعاعية هي تفاعلات أحادية الرتبة.

فعلى سبيل المثال: إذا كان عمر النصف (ن<sub>١/٢</sub>) لعنصر السترونشيوم Sr هو ٢٨,٨ سنة، وكان لدينا عينة منه كتلتها ١٠ غ، فإنه بعد مرور ٢٨,٨ سنة يتحلل منها ٥ غ فقط، وبعد ٢٨,٨ سنة أخرى يتحلل ٢,٥ غ، وهكذا.

ومن التطبيقات المهمة لحساب عمر النصف أيضاً، ما يعرف بالتأريخ الكربوني الذي يستخدم لمعرفة عمر الأشياء التي كانت يوماً ما حية كالأحافير، وقطع الخشب، والعظام القديمة، وذلك بقياس نسبة نظير الكربون C<sup>14</sup> المشع إلى نظير الكربون العادي غير المشع C<sup>12</sup>، حيث إن مصدر الكربون في الكائنات الحية هو ثاني أكسيد الكربون CO<sub>2</sub> الموجود في الجو، ونسبة الكربون المشع C<sup>14</sup> إلى الكربون غير المشع C<sup>12</sup> في ثاني أكسيد الكربون الموجود في الجو ثابتة، وما دام الكائن حياً؛ فإن C<sup>14</sup> يدخل إلى جسمه، ويخرج منه، فتبقى نسبته في الجسم ثابتة، وبمجرد موت الكائن، فإن C<sup>14</sup> لا يدخل جسمه، بل يتحلل ما هو موجود فيه أصلاً، وتتناقص كميته مع الزمن، ويستغرق تحلل نصف الكمية الموجودة فترة ٥٧٣٠ سنة، وهكذا يمكن تقدير الزمن الذي مضى على موت الكائن، سواءً أكان نباتاً أم حيواناً.

١ - وضح المقصود بكل من:

سرعة التفاعل الكيميائي، السرعة الابتدائية للتفاعل، فترة عمر النصف.

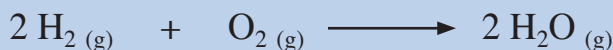
٢ - في تفاعل ما، تغير تركيز إحدى المواد المتفاعلة من (٠,٥٥ مول/لتر) إلى (٠,٠٨٥ مول/لتر) في دقيقة ونصف، احسب معدل سرعة استهلاك هذه المادة.

٣ - يتحلل مركب آزوميثان ( $\text{CH}_3\text{N}=\text{NCH}_3$ ) وفق المعادلة الآتية:



فإذا كان تركيز  $\text{CH}_3\text{N}=\text{NCH}_3$   $1,5 \times 10^{-2}$  مول/لتر في بداية التفاعل، وكان تركيزه  $1,29 \times 10^{-2}$  مول/لتر بعد ١٠ دقائق، جد معدل السرعة لهذا التفاعل.

٤ - يتفاعل الهيدروجين مع الأوكسجين وفق المعادلة الموزونة الآتية:



ما العلاقة بين سرعة اختفاء  $\text{O}_2$  وسرعة تكوّن  $\text{H}_2\text{O}$ .

٥ - إذا كان قانون السرعة للتفاعل:



سرعة التفاعل  $k [\text{N}_2\text{O}_5]^1$

فإن العبارة الصحيحة من العبارات التالية هي:

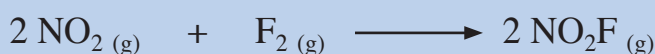
أ ( رتبة التفاعل بالنسبة إلى  $\text{N}_2\text{O}_5$  تساوي ٢.

ب ( إذا تم قياس سرعة هذا التفاعل بوحدة (مول/لتر. دقيقة)، فإن وحدة ثابت السرعة هي (دقيقة<sup>-١</sup>).

ج ( سرعة تكون  $\text{O}_2$  أكبر من سرعة اختفاء  $\text{N}_2\text{O}_5$ .

د ( سرعة اختفاء  $\text{N}_2\text{O}_5$  ضعف سرعة تكون  $\text{NO}_2$ .

٦ - يتفاعل  $\text{NO}_2$  مع  $\text{F}_2$  في الحالة الغازية وفق المعادلة الموزونة الآتية:



أ ( جد العلاقة بين سرعة تكون  $\text{NO}_2\text{F}$  وسرعة استهلاك  $\text{F}_2$ .

ب ( ما سرعة تكون  $\text{NO}_2\text{F}$  إذا كانت سرعة استهلاك  $\text{F}_2 = 1,0$  مول/لتر.ث؟

٧ - تم الحصول على البيانات التالية للتفاعل المبين في السؤال (٣):

رقم التجربة	$[CH_3N=NCH_3]$ (مول/لتر)	سرعة التفاعل الابتدائية (مول/لتر.ث)
١	$2^{-10} \times 1,13$	$2^{-10} \times 2,8$
٢	$2^{-10} \times 2,26$	$2^{-10} \times 5,6$
٣	$2^{-10} \times 3,39$	$2^{-10} \times 8,4$

- أ ( اكتب الصيغة العامة لقانون السرعة لهذا التفاعل.  
 ب ( استخدم البيانات السابقة لإيجاد قانون سرعة التفاعل.  
 ج ( احسب قيمة  $k$  لهذا التفاعل.

٨ - يتحلل  $N_2O_5$  عند  $75^\circ C$  وفق المعادلة الآتية:



فإذا كان التفاعل أحادي الرتبة، وكان ثابت سرعة التفاعل  $2,6 \times 10^{-4}$  (دقيقة<sup>-1</sup>)، احسب:

- أ ( فترة عمر النصف لتحلل  $N_2O_5$ .  
 ب ( الزمن اللازم ليتبقى ٢٥٪ من تركيز  $N_2O_5$ .

# العوامل المؤثرة في سرعة التفاعل واللاتزان الكيميائي

## ٢

## الفصل الثاني

تعرفت في الفصل الأول من هذه الوحدة سرعة التفاعل وكيفية التعبير عنها، وبسبب التفاوت في سرعة حدوث التفاعلات الكيميائية، تبرز أهمية دراسة العوامل المؤثرة في سرعة التفاعل. فما العوامل التي تؤثر في سرعة التفاعل الكيميائي؟ وكيف تؤثر تلك العوامل في السرعة؟ هذا ما ستعرفه خلال دراستك لهذا الفصل.

ويتوقع منك بعد دراسة هذا الفصل أن:

- تستقصي العوامل المؤثرة في سرعة التفاعل الكيميائي، وتفسر أثرها وفق نظرية التصادم.
- تستخدم تعبير أرهينيوس المتعلق بثابت سرعة التفاعل في حساب طاقة التنشيط وثابت أرهينيوس.
- تستنتج العلاقة بين طاقة التنشيط والتغير في المحتوى الحراري للتفاعل في اتجاهيه؛ الأمامي والعكسي.
- توضح مفهوم الاتزان الديناميكي.
- تستنتج أثر العامل المساعد في طاقة التنشيط للتفاعل في اتجاهيه؛ الأمامي والعكسي.
- تستنتج أهمية تغير الظروف المحيطة في سرعة التفاعل والتطبيقات الصناعية لذلك.

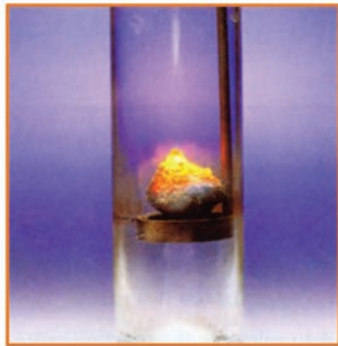
يدرس الباحثون الكيميائيون التفاعلات الكيميائية والعوامل المؤثرة فيها بهدف التحكم بها خلال التطبيقات الكيميائية المختلفة، ويبحث المهندسون الكيميائيون عن آليات مبتكرة لزيادة سرعة التفاعلات للحصول على أكبر ناتج في أقل وقت ممكن، في حين يهتم صانعو الأغذية بتقليل سرعة التفاعلات التي تفسد الأغذية، فكيف يمكن التحكم بسرعة التفاعل؟

لتعرف ذلك، تمعن المشاهدات الآتية:

- ١- تحترق نشارة الخشب بسرعة أكبر من احتراق قطع الخشب.
  - ٢- معظم عمليات التصنيع تستعمل التسخين، أو التبريد للتحكم في الإنتاج.
  - ٣- تزداد سرعة تصاعد غاز الهيدروجين الناتج من تفاعل الخارصين مع حمض الهيدروكلوريك بزيادة تركيز الحمض.
  - ٤- في عملية تصنيع الأمونيا، تؤدي زيادة ضغط غاز الهيدروجين وغاز النتروجين إلى زيادة سرعة إنتاج الأمونيا.
- تلاحظ من المشاهدات السابقة أن هناك عوامل متعددة تؤثر في سرعة التفاعل الكيميائي، فما هذه العوامل؟ وما طبيعة تأثيرها؟

### ١- تركيز المواد المتفاعلة

درست سابقاً أن زيادة تركيز إحدى المواد المتفاعلة، يؤدي غالباً إلى زيادة سرعة التفاعل، ويوضح الشكل (١-٣) أثر زيادة تركيز الأكسجين في سرعة التفاعل الكيميائي.



ب- احتراق الكربون بوجود الأكسجين فقط.

أ- احتراق الكربون في الهواء الجوي.

الشكل (١-٣): أثر زيادة تركيز الأكسجين في سرعة احتراق الكربون.

وكما أن للتركيز أثره في زيادة سرعة التفاعلات التي تشتمل على مواد متفاعلة في الحالة السائلة، فإن للضغط أثراً مشابهاً في التفاعلات التي تشتمل على مواد متفاعلة في الحالة الغازية، حيث إن زيادة الضغط الواقع على الغاز، تعمل على تقليل حجم الغاز، وبالتالي زيادة عدد جزيئات الغاز في وحدة الحجم (زيادة تركيزه)، مما يزيد من سرعة التفاعل الكيميائي.

## ٢- مساحة سطح المواد المتفاعلة

لمعرفة أثر مساحة سطح المواد المتفاعلة في سرعة التفاعل، نفذ النشاط (٢-١).



### أثر مساحة سطح المواد المتفاعلة في سرعة التفاعل

نشاط (٢-١)

#### الأدوات والمواد المطلوبة

نترات الفضة  $AgNO_3$ ، يوديد البوتاسيوم KI، زجاجة ساعة عدد ٢، ملعقة صغيرة، ساعة وقف، جفنة عدد ٢، يد هاون.

#### الخطوات

**تحذير**  
تجنب ملامسة نترات الفضة للجلد أو الملابس، حيث إنها تلون الجلد والملابس بلون بني تصعب إزالته.

١- امزج ربع ملعقة صغيرة من بلورات نترات الفضة مع ربع ملعقة صغيرة من بلورات يوديد البوتاسيوم في زجاجة ساعة، سجل زمن ظهور اللون الأصفر.

٢- ضع ربع ملعقة صغيرة من بلورات نترات الفضة في جفنة واسحقها، ثم اسحق في جفنة أخرى ربع ملعقة صغيرة من بلورات يوديد البوتاسيوم.

٣- امزج المسحوقين معاً في زجاجة ساعة، وسجل الزمن اللازم لظهور اللون الأصفر.

٤- في أي من الحالتين السابقتين كانت سرعة التفاعل أكبر؟ ولماذا؟

لاحظ أن اللون الأصفر ليوديد الفضة قد ظهر بعد حوالي دقيقة من مزج مسحوقي المادتين، أما عند مزج بلوراهما معاً، فإن اللون الأصفر بدأ بالظهور بعد مرور أكثر من دقيقتين. ما سبب هذا الاختلاف؟

أيهما يصدأ بسرعة أكبر، سلك من الحديد كتلته ١٠ غ، أم برادة حديد كتلتها ١٠ غ، إذا تعرض كل منهما للظروف الجوية نفسها؟ فسّر إجابتك.



### ٣- درجة الحرارة



الشكل (٤-١): فساد الأطعمة بالحرارة.

إن حقيقة ربط سرعة التفاعل بتغير درجة الحرارة هو جزء من حياتنا اليومية، ففي المطبخ نقوم بزيادة درجة الحرارة في أثناء طهي الطعام، بينما نحفظ الأطعمة في مبرد أو مجمد الثلاجة، وذلك لضبط التفاعلات الكيميائية التي تحدث للأطعمة وتسبب تحللها، وبالتالي فسادها، كما هو مبين في الشكل (٤-١).

فما أثر درجة الحرارة في سرعة التفاعل الكيميائي؟ لتوضيح هذا الأثر، نفذ النشاط (٣-١).



#### أثر درجة الحرارة في سرعة التفاعل

#### نشاط (٣-١)

##### الأدوات والمواد المطلوبة

محلول نشا، أنبوب اختبار (عدد ٢)، مخبر مدرج، كأس زجاجية سعة ٥٠٠ مل (عدد ٢)، محلول اليود، حامل أنابيب، قضيب زجاجي للتحريك.

##### الخطوات

- ١- ضع ١٠ مل من محلول النشا في كلا الأنبوبين.
- ٢- ضع أحد الأنبوبين في حمام مائي بارد (ثلج)، ثمّ ضع الثاني في حمام مائي دافئ (٣٥°س)، واطرهما لمدة ١٠ دقائق.
- ٣- ضع ١٠ مل من محلول اليود في كلا الأنبوبين، وحرك بحذر ودقة، سجل زمن ظهور اللون الأزرق.
- ٤- ما أثر رفع درجة الحرارة أو خفضها في سرعة التفاعل؟ فسّر إجابتك.

تستنتج مما سبق أن خفض درجة الحرارة يقلل من سرعة التفاعل، وأن زيادة درجة الحرارة يزيد من سرعة التفاعل. وقد أثبتت التجارب أن جميع التفاعلات الكيميائية تزداد سرعتها مع زيادة درجة الحرارة، سواءً أكانت ماصة أم طاردة للحرارة.



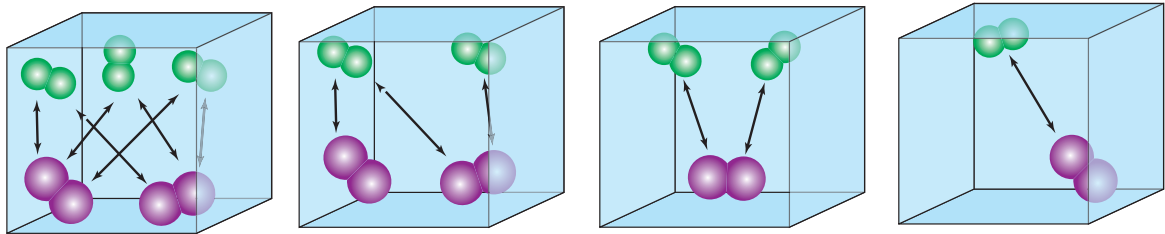


ما أهمية حفظ الدواء عند درجة الحرارة التي تنصح بها الشركة الصانعة، وتكون عادةً على عبوة الدواء؟

## ثانياً

### نظرية التصادم وسرعة التفاعلات

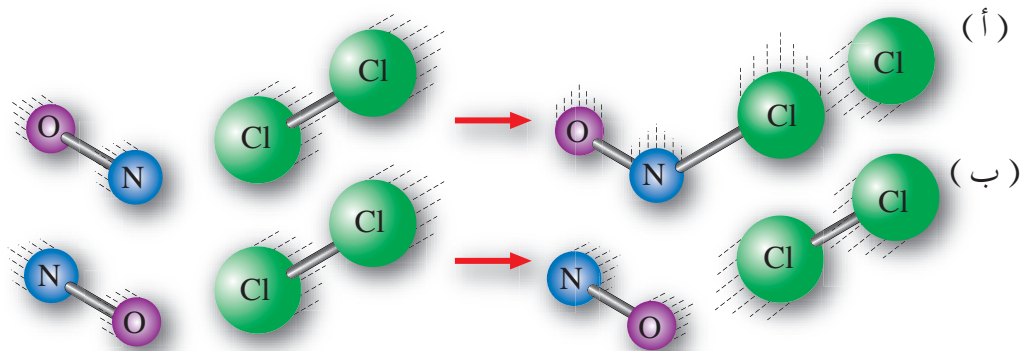
عرفت فيما تقدم أن سرعة التفاعل تعتمد على مساحة سطح المواد المتفاعلة، وعلى تراكيز هذه المواد. كما عرفت أن ارتفاع درجة الحرارة يزيد من سرعة التفاعل، وأما الضغط فيعمل على زيادة سرعة التفاعلات التي تشتمل على مواد متفاعلة غازية فقط، فما تفسير ذلك؟ لتفسير الظواهر المتعلقة بالتفاعلات الكيميائية وسرعتها، وضع العلماء نظرية التصادم. فما فرضيات هذه النظرية؟ وكيف تفسر أثر العوامل السابقة في زيادة سرعة التفاعلات الكيميائية؟ تنص الفرضية الأولى من فرضيات نظرية التصادم على أن تفاعل مادتين يتطلب تصادم دقائقهما، فتصادم دقائق المواد المتفاعلة شرط أساسي لحدوث التفاعل، وبالتالي، يمكن القول إنه كلما زاد عدد التصادمات بين دقائق المواد المتفاعلة، زادت احتمالية حدوث التفاعل، أي أنه كلما ازداد تركيز المواد المتفاعلة أو مساحة السطح المعرض للتفاعل، ازداد عدد التصادمات المحتملة، وبالتالي ازدادت سرعة التفاعل، الشكل (١-٥).



الشكل (١-٥): زيادة عدد التصادمات الممكنة بزيادة تراكيز المواد المتفاعلة.

ولكن، هل تؤدي جميع التصادمات بين دقائق المواد المتفاعلة إلى حدوث تفاعل؟ أي، هل تؤدي جميع التصادمات إلى تكوين نواتج؟ تقودنا مناقشة هذا السؤال إلى الفرضية الثانية التي تنص على ضرورة أن يكون التصادم فعالاً كي يؤدي إلى تكوين نواتج. وحتى يكون التصادم فعالاً، يجب أن يتوافر فيه الشرطان الآتيان:

١- أن يكون اتجاه التصادم مناسباً؛ أي أن تتصادم الدقائق بالاتجاه الصحيح الذي يؤدي إلى تكوين النواتج المطلوبة. ولتوضيح ذلك، ادرس الشكل (٦-١)، ثم أجب عن الأسئلة التي تليه:

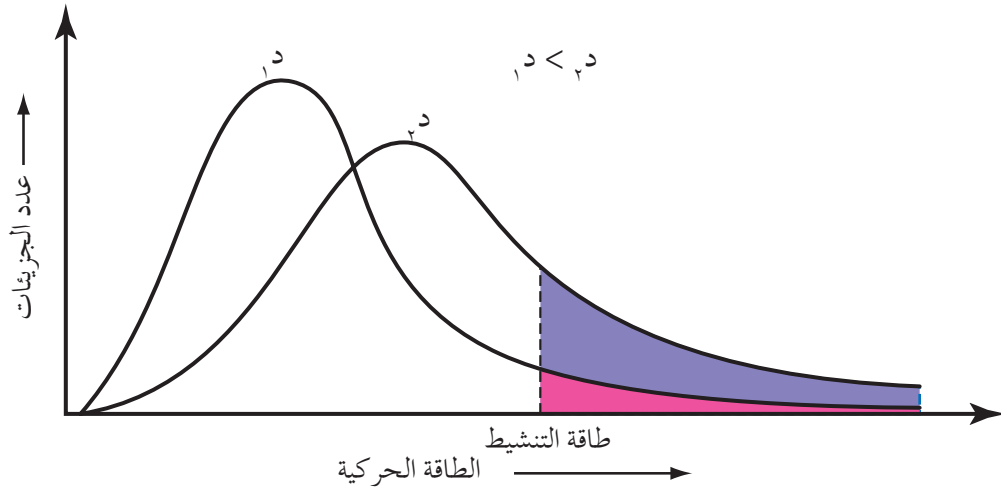


الشكل (٦-١): التصادمات الفعالة يجب أن تكون في الاتجاه المناسب.

- أيهما يؤدي إلى تكوين المواد الناتجة المطلوبة، الوضع (أ)، أم الوضع (ب)؟
- أيهما يعد تصادمًا فعالاً؟
- اقترح تصادمات أخرى لا تؤدي إلى تكوين النواتج المطلوبة.

٢- أن تمتلك الجزيئات المتصادمة حداً أدنى من طاقة الحركة يكفي لكسر الروابط في المواد المتفاعلة عند تصادمها. ويسمى هذا الحد الأدنى من الطاقة اللازمة للتفاعل "طاقة التنشيط" (Activation Energy) ( $E_a$ ). وعليه، فإن تصادم الجزيئات التي تمتلك طاقة التنشيط ويكون تصادمها موجهاً، تؤدي إلى تكوين نواتج، وإلا فإن التصادم لا يكون فعالاً. والآن، ومن خلال فرضيتي نظرية التصادم، كيف يمكن تفسير أثر درجة الحرارة في سرعة التفاعل؟

درست من خلال فرضيتي نظرية الحركة الجزيئية أن توزيع الطاقة الحركية على الجزيئات ينسجم مع منحنى ماكسويل-بولتزمان، وأن معدل الطاقة الحركية للجزيئات يزداد بازدياد درجة الحرارة، الشكل (٧-١).



الشكل: (٧-١): توزيع الطاقة الحركية على الجزيئات عند درجتين مختلفتين  $T_1$  ،  $T_2$  .

نلاحظ من الشكل أنه كلما ارتفعت درجة الحرارة، ازداد عدد الجزيئات التي تمتلك طاقة تساوي طاقة التنشيط أو أعلى منها، وبالتالي ازداد عدد التصادمات التي تؤدي إلى تكوين ناتج، وهذا من شأنه زيادة سرعة التفاعل الكيميائي.

## ثالثاً

### طاقة التنشيط (Activation Energy)

عرفت أن طاقة التنشيط هي الحد الأدنى من الطاقة التي يجب توافرها للمواد المتفاعلة كي يكون التصادم فعالاً، وقد توصل العالم أرهينيوس إلى معادلة رياضية تربط بين طاقة التنشيط ( $E_a$ )، ودرجة الحرارة المطلقة ( $T$ )، وثابت سرعة التفاعل ( $k$ ) وهي:

$$A = k e^{-E_a/T}$$

وبأخذ اللوغاريتم لطرفي المعادلة، ينتج:

$$\ln k = \ln A - \frac{E_a}{RT}$$

وبتحويل اللوغاريتم الطبيعي إلى لوغاريتم للأساس

عشرة نحصل على:

$$\log k = \log A - \frac{E_a}{2.303 RT}$$

الثوابت في معادلة أرهينيوس تشير إلى:

$k$  : ثابت السرعة

$T$  : درجة الحرارة المطلقة

$h$  : أساس اللوغاريتم الطبيعي

$E_a$  : طاقة التنشيط

$R$  : ثابت الغاز العام، ويساوي

$8,314$  جول/مول. كلفن

$A$  : ثابت أرهينيوس

ويمكن أيضاً إيجاد قيمة Ea من قيم k عند درجتي حرارة مختلفتين، وذلك بالتعويض في معادلة أرهينيوس للحصول على العلاقة الرياضية الآتية:

$$\text{لو } \left( \frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1} \right) \frac{Ea}{R} = \frac{k_2}{k_1}$$

عند درجة حرارة ط<sub>١</sub> : A = k<sub>١</sub> هـ -<sup>١</sup>ط<sub>١</sub>/Ea  
وعند درجة حرارة ط<sub>٢</sub> : A = k<sub>٢</sub> هـ -<sup>٢</sup>ط<sub>٢</sub>/Ea  
بقسمة المعادلتين، وأخذ اللوغارتم لطرفي المعادلة  
نحصل على:

$$\text{لو } \left( \frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1} \right) \frac{Ea}{R} = \frac{k_2}{k_1}$$

يمكن استعمال المعادلة السابقة لحساب قيمة Ea إذا كانت قيمتا الثابت k معروفتين عند درجتي حرارة مختلفتين، ويمكن استعمالها أيضاً لحساب ثابت سرعة التفاعل k عند درجة حرارة معينة، إذا كانت قيمة Ea معروفة، وقيمة k عند درجة الحرارة الثانية معروفة أيضاً.

### مثال (١)

إذا كان ثابت سرعة تفاعل k يساوي ٢,٤١ × ١٠<sup>-١٠</sup> (ث<sup>-١</sup>) عند ٣٠٠°س، ويساوي ١,١٦ × ١٠<sup>-٦</sup> (ث<sup>-١</sup>) عند ٤٠٠°س، فاحسب:  
١- طاقة التنشيط للتفاعل.  
٢- قيمة الثابت A.

### الحل

١- يمكن إيجاد قيمة Ea بالتعويض في معادلة أرهينيوس، مع مراعاة تحويل درجة الحرارة إلى المطلقة (كلفن).

$$T_1 = 300 + 273 = 573 \text{ كلفن}$$

$$T_2 = 400 + 273 = 673 \text{ كلفن}$$

$$\text{لو } \left( \frac{1}{673} - \frac{1}{573} \right) \frac{Ea}{R} = \frac{10^{-6} \times 1,16}{10^{-10} \times 2,41}$$

$$\text{لو } \left( \frac{573 - 673}{673 \times 573} \right) \frac{Ea}{8,314 \times 2,303} = 10^{-4} \times 4,813$$

$$E_a = 3 + 4,813 \times 10^{-1} = 4,813$$

وبمعرفة أن  $k = 4,813$  ، نحصل على:

$$E_a = 3,6824 \times 10^{-1}$$

$$E_a = \frac{3,6824}{10^{-1} \times 1,354} \times 2,72 = 272 \text{ كيلوجول/مول}$$

٢- لايجاد قيمة الثابت A، نطبق قيمة طاقة التنشيط في معادلة أرهينوس عند أي درجة من درجتي الحرارة المعطاة في السؤال.

$$\ln A = \ln k_1 + \frac{E_a}{R T_1}$$

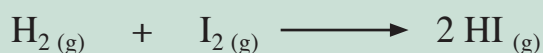
$$\ln A = \ln(2,41 \times 10^{-1}) + \frac{10 \times 2,72}{8,314 \times 2,303 \times 573}$$

$$\ln A = 9,62 - 24,79 = 15,17$$

$$A = 1,48 \times 10^6 \text{ (ث}^{-1}\text{)}$$

لاحظ أن وحدة A هي نفس وحدة k.

إذا علمت أن ثابت سرعة التفاعل الآتي:



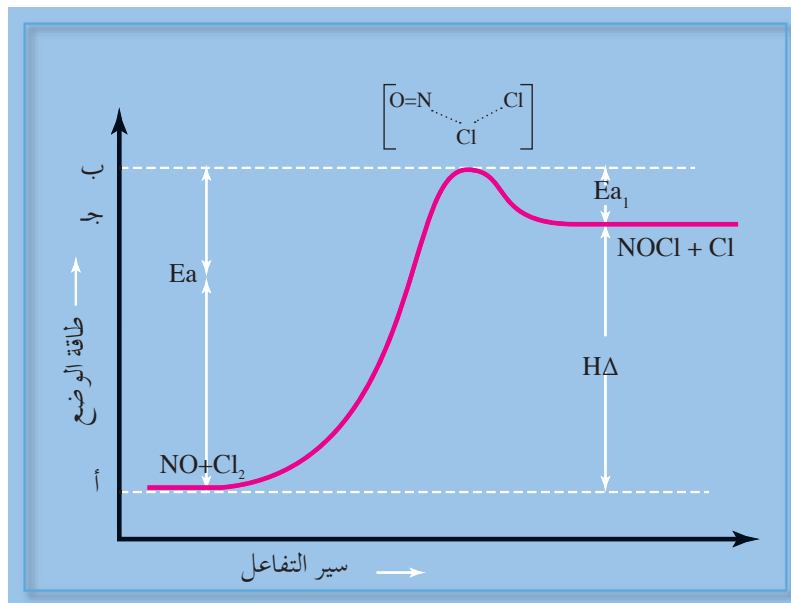
يساوي  $2,7 \times 10^4$  لتر/مول.ث، عند درجة حرارة ٦٠٠ كلفن، ويساوي  $3,5 \times 10^3$  لتر/مول.ثانية عند درجة حرارة ٦٥٠ كلفن. احسب طاقة التنشيط للتفاعل.

## ١- علاقة طاقة التنشيط بالتغير في المحتوى الحراري للتفاعل

درست سابقاً أن التفاعلات الكيميائية يصاحبها تغير في الطاقة، فبعض التفاعلات تحتاج طاقة، وتسمى تفاعلات ماصة للطاقة، بينما هناك تفاعلات أخرى، تنتج طاقة، وتسمى تفاعلات طاردة للطاقة. وعرفت أيضاً أن الفرق في الطاقة بين المواد المتفاعلة والمواد الناتجة، يمثل التغير في المحتوى الحراري للتفاعل، ويمثل بالرمز ( $H\Delta$ ) حيث إن:



ولتوضيح تغيرات الطاقة التي تحدث خلال التفاعل الكيميائي، ادرس الشكل (٨-١)، ثم أجب عن الأسئلة التي تليه:



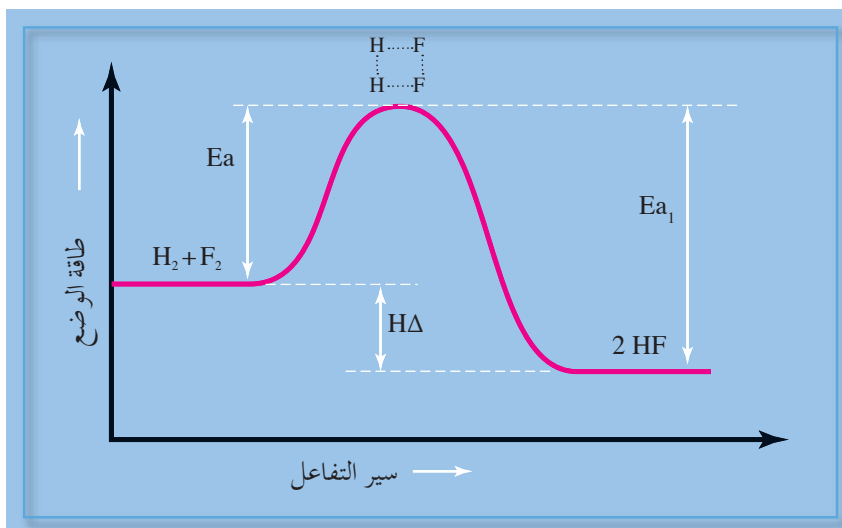
الشكل (٨-١): منحنى طاقة الوضع خلال سير تفاعل ماص للطاقة.

**المعقد المنشط Activated Complex:**  
بناء غير مستقر (حالة انتقالية بين المواد المتفاعلة والمواد الناتجة) وذو طاقة وضع عالية، ويمكنه أن يتحول إلى المواد الناتجة أو المواد المتفاعلة.

- ما النقاط التي تمثل طاقة وضع كل من المواد المتفاعلة والمواد الناتجة؟
- ماذا يمثل الفرق في الطاقة بين المواد المتفاعلة والنقطة (ب)؟
- ماذا يمثل الفرق في الطاقة بين المواد الناتجة والنقطة (ب)؟
- ماذا يمثل الفرق بين طاقة المواد المتفاعلة وطاقة المواد الناتجة؟

يوضح الشكل (٨-١) أن طاقة وضع المواد الناتجة أكبر من طاقة وضع المواد المتفاعلة، وبالتالي فإن التفاعل ماصٌ للطاقة، أي أن إشارة  $H\Delta$  ستكون موجبة.

أما في التفاعل الطارد للطاقة، فإن طاقة وضع المواد الناتجة أقل من طاقة وضع المواد المتفاعلة، وبالتالي فإن إشارة  $H\Delta$  ستكون سالبة، الشكل (٩-١).



الشكل (٩-١): منحني طاقة الوضع خلال سير تفاعل طارد للطاقة.

## العوامل المساعدة (Catalysts)

## رابعاً

يتضح مما سبق أن لطاقة التنشيط أثرها في سرعة التفاعلات الكيميائية، وفي كثير من الأحيان تكون هناك حاجة لزيادة سرعة بعض التفاعلات ذات طاقة التنشيط العالية، وذلك لتقليل الزمن وزيادة الإنتاج. وتستخدم لهذا الغرض مواد تسمى "العوامل المساعدة" (Catalysts). ولمعرفة أثر العوامل المساعدة في سرعة التفاعل الكيميائي، نفذ النشاط (٤-١):



## أثر العامل المساعد في سرعة التفاعل الكيميائي

نشاط (١-٤)

### الأدوات والمواد المطلوبة

محلول فوق أكسيد الهيدروجين  $H_2O_2$ ، كأس زجاجية سعة ١٠٠ مل (عدد ٢)، سائل تنظيف، قفّارة، قضيب زجاجي، يوديد البوتاسيوم KI.

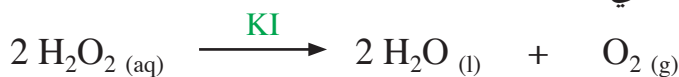
### الخطوات

- ١- ضع ٢٠ مل من  $H_2O_2$  في كلتا الكأسين الزجاجيتين.
- ٢- ضع الكأسين على طاولة بجانب المغسلة، أضف إلى كل منهما بضع نقاط من سائل التنظيف مع التحريك قليلاً (ملاحظة: سائل التنظيف يوضع لمشاهدة فقاعات الغاز المتصاعد بوضوح).
- ٣- أضف إلى إحدى الكأسين ٢ غ من يوديد البوتاسيوم KI.
- ٤- قارن التغيرات التي تطرأ في كلتا الكأسين، أيهما تظهر فيها الفقاعات أسرع؟ ولماذا؟
- ٥- ما أثر إضافة يوديد البوتاسيوم في سرعة التفاعل؟

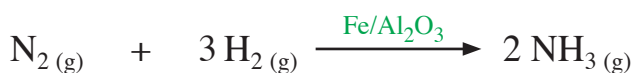
يتحلل فوق أكسيد الهيدروجين  $H_2O_2$  ببطء عند درجة الحرارة العادية إلى ماء وأكسجين وفق المعادلة الآتية:



وعند إضافة يوديد البوتاسيوم KI إلى فوق أكسيد الهيدروجين، فإنه يعمل على زيادة سرعة التفاعل، ويمكن تمثيل التفاعل في هذه الحالة على النحو الآتي:

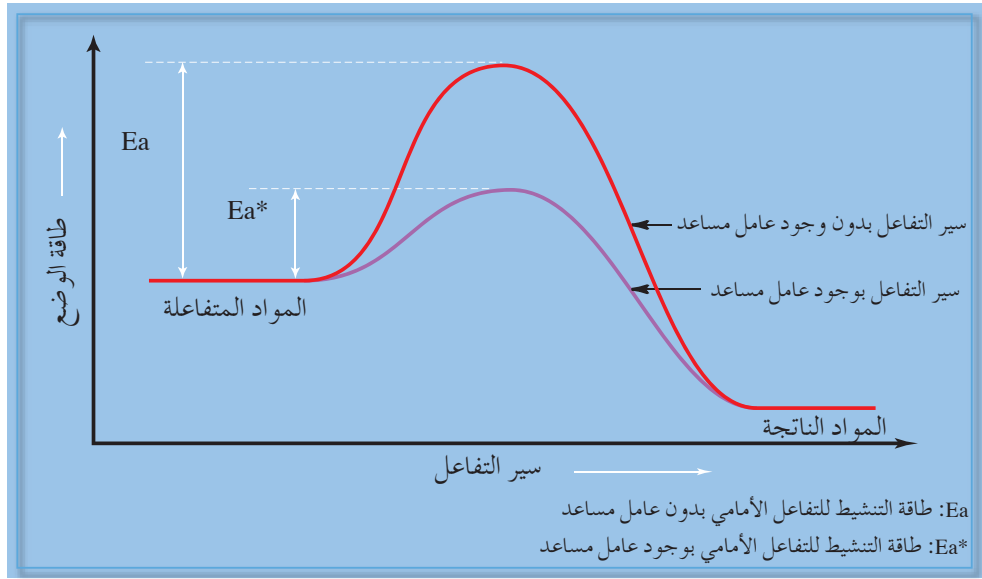


وتسمى مادة يوديد البوتاسيوم عاملاً مساعداً، والعوامل المساعدة مواد تزيد من سرعة التفاعلات الكيميائية دون أن تستهلك في أثناء التفاعل. وللعوامل المساعدة استعمالات واسعة في مجال الصناعات الكيميائية، فمثلاً، يستخدم النيكل كعامل مساعد في تفاعلات الهدرجة، عند تحويل الزيوت النباتية إلى دهون صلبة (السمن النباتي)، كما يستخدم خليط من فلز الحديد وأكسيد الألومنيوم، كعامل مساعد في تحضير الأمونيا من تفاعل النتروجين والهيدروجين، كما في المعادلة الآتية:





كما أن كثيراً من العمليات الحيوية التي تجري داخل أجسام الكائنات الحية، تتم بوجود عوامل مساعدة تعرف بالإنزيمات، تعمل على تسريع هذه العمليات، وتستخدم الإنزيمات لذات الغرض في العديد من الصناعات الغذائية، ولكن، كيف يعمل العامل المساعد على زيادة سرعة التفاعل؟ لقد أثبتت التجارب أن العامل المساعد يمهد طريقاً بديلاً – أكثر سهولة – بين المواد المتفاعلة والمواد الناتجة، وفي هذه الحالة، تكون طاقة التنشيط اللازمة للتفاعل أقل منها في حالة إجراء التفاعل في غياب العامل المساعد، ويوضح الشكل (١٠-١) أثر العامل المساعد في طاقة التنشيط.



الشكل (١٠-١): أثر العامل المساعد في طاقة التنشيط

بالاعتماد على الشكل (١٠-١) كيف يؤثر العامل المساعد في سرعة التفاعل العكسي؟  
وضح إجابتك.



### قضية للبحث

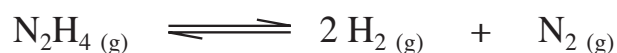


بالرجوع إلى بعض الكتب العلمية المتوافرة في مكتبة المدرسة، أو باستخدام الشبكة الإلكترونية، ابحث عن دور الإنزيمات كعوامل مساعدة للقيام بالعمليات الحيوية في أجسام الكائنات الحية، ثم ناقشها مع زملائك في الصف.  
ويمكنك الاستعانة بالكلمات المفتاحية التالية للبحث عبر الشبكة الإلكترونية:  
Enzyme, Enzymes as Catalysts, Enzymes Kinetics, .....

من خلال دراستك للجوانب المتعلقة بسرعة التفاعل لاحظت أن سرعة التفاعل تتناقص تدريجياً مع الزمن، ولكن، ماذا تتوقع أن يحدث لسرعة التفاعل لو ترك مدة طويلة؟ لقد أثبتت التجارب أن معظم التفاعلات الكيميائية منعكسة؛ أي أن المواد المتفاعلة تتفاعل لتكوّن المواد الناتجة، وأن المواد الناتجة تتفاعل لتكوّن المواد المتفاعلة، ومع أن التفاعل الأمامي يكون في البداية هو الأسرع، إلا أنه مع استمرار التفاعل، يزداد تركيز المواد الناتجة، وتزداد معه سرعة التفاعل العكسي، ويستمر التفاعل الأمامي والعكسي بالحدوث حتى يصل التفاعل إلى حالة من الاتزان، وذلك عندما تصبح سرعة التفاعل في الاتجاه الأمامي مساوية لسرعته في الاتجاه العكسي. ولكن، هل جميع المواد المتفاعلة تتحول إلى مواد ناتجة خلال التفاعل الكيميائي؟ وهل جميع التفاعلات تصل إلى وضع الاتزان؟ للإجابة عن ذلك، ادرس التفاعل التالية، الذي يمثل احتراق سكر الغلوكوز في كمية كافية من غاز الأكسجين:

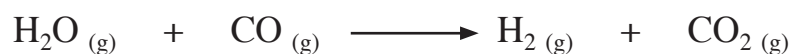


نلاحظ من خلال المعادلة أن كل المواد المتفاعلة قد تحولت إلى مواد ناتجة، أي أن التفاعل يسير في اتجاه واحد نحو اليمين. إن مثل هذا التفاعل يسمى تفاعلاً غير منعكس. وفي المقابل فإن هناك تفاعلات يمكن فيها للمواد الناتجة أن تعود وتشكل المواد المتفاعلة، كما يحدث في التفاعل التالي الذي يتم في نظام مغلق:

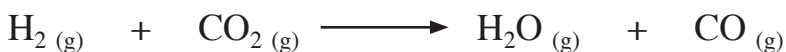


يشير السهمان المتعاكسان إلى أن التفاعل يسير باتجاهين (الأمامي والعكسي)، ومثل هذه التفاعلات تسمى التفاعلات المنعكسة (Reversible Reactions)، ووضع الاتزان الكيميائي صفة تتعلق بالتفاعلات المنعكسة.

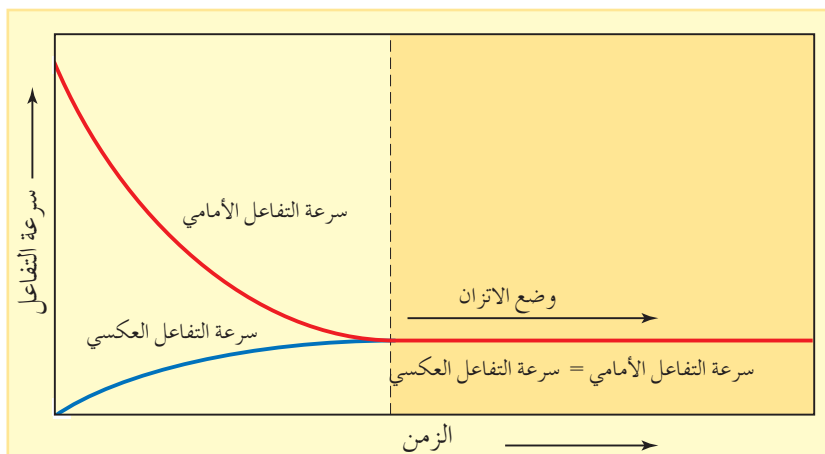
ولتوضيح كيفية حدوث الاتزان، دعنا ندرس تفاعل غاز أول أكسيد الكربون مع بخار الماء. فعند وضع بخار الماء الساخن مع غاز أول أكسيد الكربون في وعاء مغلق، تبدأ الجزيئات بالتصادم، ونتيجة لذلك يتكون غاز الهيدروجين، وغاز ثاني أكسيد الكربون وفق المعادلة الآتية:



وبمجرد تكوّن كمية كافية من المواد الناتجة، نجد أن غاز الهيدروجين يتفاعل مع غاز ثاني أكسيد الكربون نتيجة تصادمهما، لإنتاج بخار الماء وغاز أول أكسيد الكربون، كما في المعادلة الآتية:



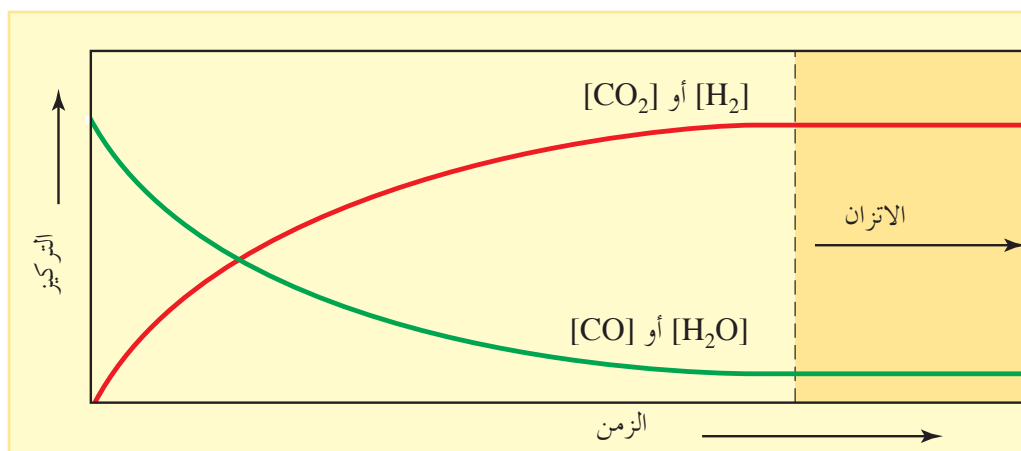
وبذلك نجد أن هناك تفاعلين في وعاء واحد؛ تفاعل في الاتجاه الأمامي، وتفاعل في الاتجاه العكسي، وكل تفاعل منهما له سرعة معينة، لاحظ الشكل (١-١١).



الشكل (١-١١): وضع الاتزان الديناميكي.

لاحظ نقصان سرعة التفاعل الأمامي في الشكل أعلاه بمرور الزمن، نظراً لنقصان تراكيز المواد المتفاعلة، وفي المقابل، نجد تزايداً في سرعة التفاعل العكسي نظراً لتزايد تراكيز المواد الناتجة. وفي اللحظة التي تتساوى فيها سرعة التفاعل الأمامي مع سرعة التفاعل العكسي، يكون التفاعل قد وصل إلى وضع الاتزان (Equilibrium Position).

ولكن، هل تتغير تراكيز المواد الموجودة في التفاعل عند الوصول إلى وضع الاتزان؟ لمعرفة ذلك، ادرس الشكل (١-١٢).



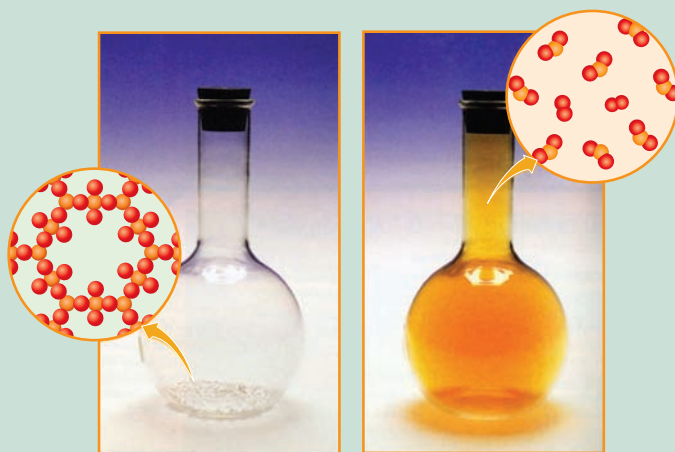
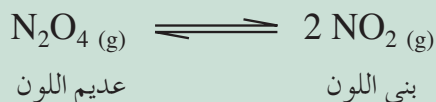
الشكل (١-١٢): العلاقة بين تراكيز المواد الموجودة في التفاعل عند وضع الاتزان.

تلاحظ من الشكل أنَّ تراكيز المواد الموجودة في التفاعل تثبت عند الوصول إلى وضع الاتزان، وكذلك تثبت خصائصها المرتبطة بالتركيز. فعند الاتزان تتساوى سرعة التفاعل الأمامي وسرعة التفاعل العكسي، وهنا يوصف الاتزان بأنه اتزان ديناميكي، أي أن هناك حركة بين المواد المتفاعلة والمواد الناتجة. ومن التجارب العملية التي تُثبتُ ديناميكية التفاعل في وضع الاتزان، تحلل كربونات الكالسيوم بالحرارة في وعاء مغلق، كما في المعادلة الآتية:



حيث بينت التجارب أن إضافة كمية من كربونات الكالسيوم التي تحتوي على ذرات كربون مشع إلى خليط التفاعل الموجود في وضع اتزان، تؤدي بعد مرور فترة من الزمن إلى وجود ذرات الكربون المشع في بعض جزيئات ثاني أكسيد الكربون، وهذا يدل على أن كربونات الكالسيوم تتحلل باستمرار. وبالمثل عند إضافة غاز  $\text{CO}_2$  الذي يحتوي على ذرات كربون مشع إلى خليط التفاعل الموجود في وضع اتزان، ودون إحداث تغير في الضغط، نجد بعد فترة أن كربونات الكالسيوم، تحتوي هي الأخرى على ذرات كربون مشع؛ مما يدل على استمرار التفاعل في الاتجاه العكسي أيضاً.

فسر ثبات شدة اللون البني عند وصول التفاعل التالي إلى وضع الاتزان.

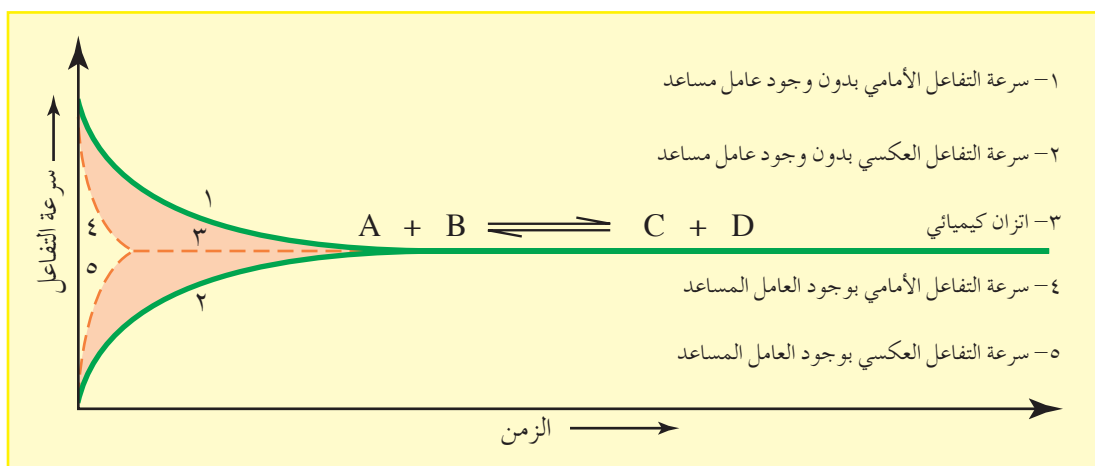


## أثر العوامل المساعدة في وضع الاتزان

عرفت سابقاً أن العامل المساعد يعمل على زيادة سرعة التفاعل الكيميائي في الاتجاهين الأمامي والعكسي؛ إذ إنه يقلل طاقة التنشيط اللازمة لحدوث التفاعل في كلا الاتجاهين، ففي الاتزان العام الآتي:



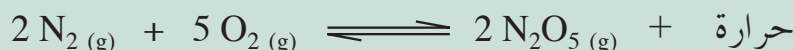
هل تتوقع أن يتأثر وضع الاتزان عند إضافة عامل مساعد إلى وعاء التفاعل؟ للإجابة عن هذا السؤال، ادرس الشكل (١-١٣)، ثم أجب عن الأسئلة التي تليه:



الشكل (١-١٣): أثر إضافة العامل المساعد في سرعة الوصول إلى وضع الاتزان.

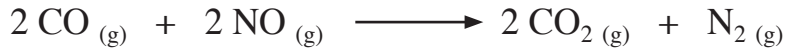
- ماذا يمثل كل من الرقمين (١) ، (٢)؟
  - ماذا يمثل الرقم (٣)؟
  - ماذا يمثل كل من الرقمين (٤) ، (٥)؟
  - كيف تتغير سرعة التفاعل الأمامي والعكسي بوجود العامل المساعد؟
  - ما أثر إضافة العامل المساعد في وضع الاتزان؟
- يتبين مما سبق أن وضع الاتزان لا يتأثر بوجود العامل المساعد، وإنما تزداد سرعة وصول التفاعل إلى وضع الاتزان.

ما أثر إضافة العامل المساعد في التفاعل المتزن الآتي؟

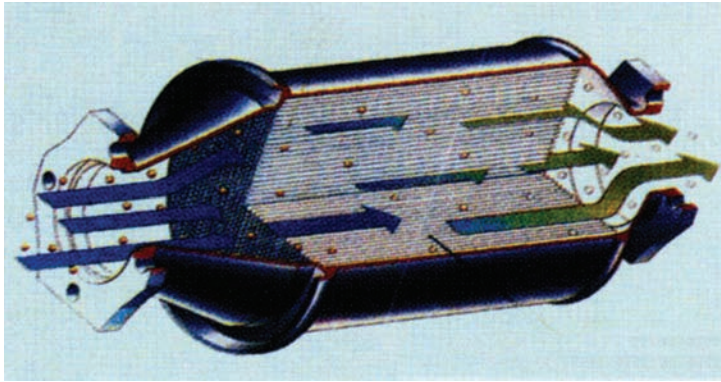


### المحول المحفز لتنقية الغازات المنبعثة من عوادم السيارات

تستخدم عمليات التحفيز في كثير من السيارات الحديثة، للحد من تلويث الهواء الجوي بالغازات السامة مثل CO ، و NO التي تنفثها عوادم السيارات، ويتم ذلك بتركيب أسطوانة فولاذية على أنبوب عادم السيارة، تسمى المحول المحفز (Catalytic Converter)، ويحتوي المحول المحفز على قالب من السيراميك مثقب كخلية النحل، وجميع الثقوب مغلقة بطبقة رقيقة من أحد الفلزات الثمينة مثل: البلاتين، والبلاديوم، والروديوم التي تقوم بدور العامل المساعد في تحويل غازي NO و CO إلى N<sub>2</sub> و CO<sub>2</sub> بالترتيب، كما في المعادلة الآتية:



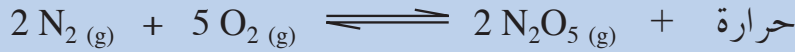
ويوضح الشكل التالي مقطعاً عرضياً في المحول المحفز.



الشكل (١٤-١): مقطع عرضي في المحول المحفز.

١ - ضع دائرة حول رمز الإجابة الصحيحة في كل مما يأتي:

٠١ إضافة العامل المساعد في المعادلة الموزونة التالية تؤدي إلى:



- أ ( زيادة سرعة التفاعل الأمامي فقط.  
 ب ( زيادة سرعة التفاعل العكسي فقط.  
 ج ( زيادة سرعة كل من التفاعلين الأمامي والعكسي معاً.  
 د ( عدم تأثر سرعة أي من التفاعلين الأمامي والعكسي.

٠٢ يكون التفاعل الكيميائي في وضع اتزان عند:

- أ ( توقف كل من التفاعلين الأمامي والعكسي.  
 ب ( استهلاك جميع المواد المتفاعلة.  
 ج ( تساوي سرعة كل من التفاعلين الأمامي والعكسي.  
 د ( تحول جميع المواد المتفاعلة إلى مواد ناتجة.

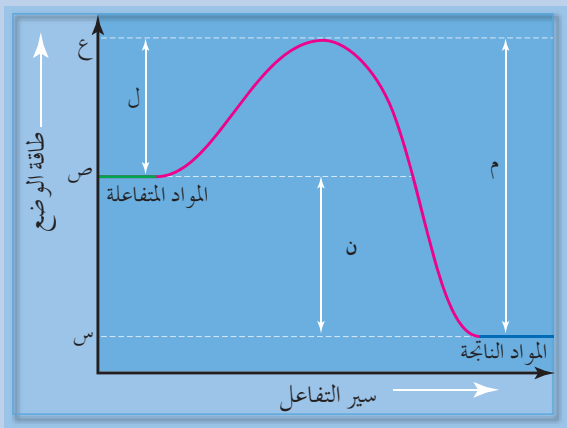
٢ - وضح المقصود بكل من المصطلحات الآتية:

التفاعل المنعكس، التفاعل غير المنعكس، الاتزان الديناميكي.

٣ - اعتماداً على الشكل المجاور، ما الرمز الذي

يدل على كل مما يأتي؟

- أ ( طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي.  
 ب ( طاقة التنشيط للتفاعل العكسي.  
 ج ( التغير في المحتوى الحراري للتفاعل (HΔ).

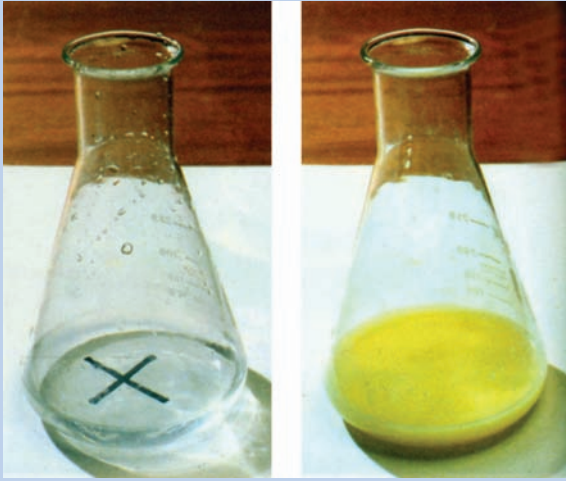


٤ - يتعكر محلول حمض الهيدروكلوريك HCl لدى تفاعله مع محلول ثيوكبريتات الصوديوم.

ويبين الجدول التالي نتائج دراسة أثر تركيز محلول ثيوكبريتات الصوديوم في الزمن اللازم

لاختفاء الإشارة ( X ) المرسومة على ورقة تحت الدورق، نتيجة لتعكر المحلول، كما في

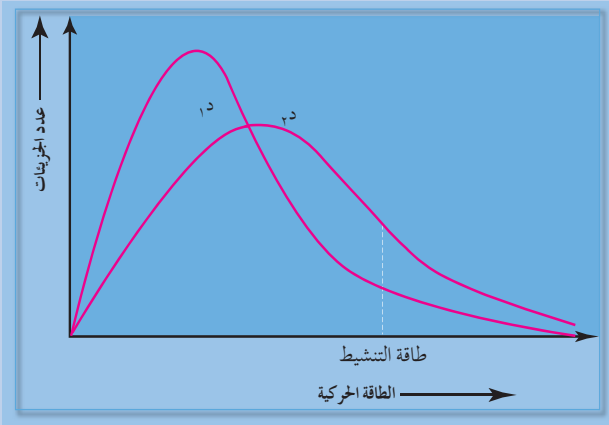
الشكل الآتي:



رقم التجربة	١	٢	٣	٤
الزمن (ثانية)	٤٢	٧١	١٢٤	١٦٣

- أ ( في أي التجارب كان التفاعل أسرع؟  
وفي أيها كان أبطأ؟
- ب ( في أي التجارب كان تركيز المحلول أكبر؟
- ج ( اقترح طريقتين لزيادة سرعة هذا التفاعل.

٥ - ادرس الشكل التالي الذي يمثل منحني ماكسويل - بولتزمان لتوزيع الطاقة الحركية على الجزيئات



- عند درجتى حرارة مختلفتين (د ، د١)
- أ ( أي درجات الحرارة أكبر د١ أم د١؟  
فسر إجابتك.
- ب ( ما أثر زيادة درجة الحرارة في كل من:  
١ - طاقة التنشيط.  
٢ - سرعة التفاعل.

٦ - فسر كلاً مما ياتي:

- أ ( حرق السكر في جسم الإنسان يتم عند درجة حرارة ٣٧°س، بينما يحتاج حرقه في المختبر إلى درجة حرارة أعلى.
- ب ( يتفاعل مسحوق المغنيسيوم مع الحمض بسرعة أكبر من تفاعل شريط المغنيسيوم مع الحمض نفسه.
- ج ( تتم عملية طهي الطعام في أواني الضغط بسرعة أكبر منها في الأواني العادية.
- د ( لا تؤدي جميع التصادمات بين دقائق المواد المتفاعلة إلى حدوث تفاعل.
- هـ ( سرعة احتراق قطعة الكربون في مخبار مملوء بغاز الأكسجين أكبر من سرعة احتراقها في الهواء.

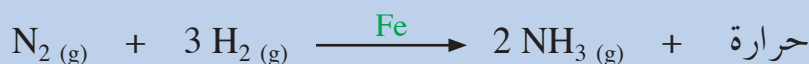


٧ - تحلل المادة A بالحرارة وفق المعادلة الآتية:



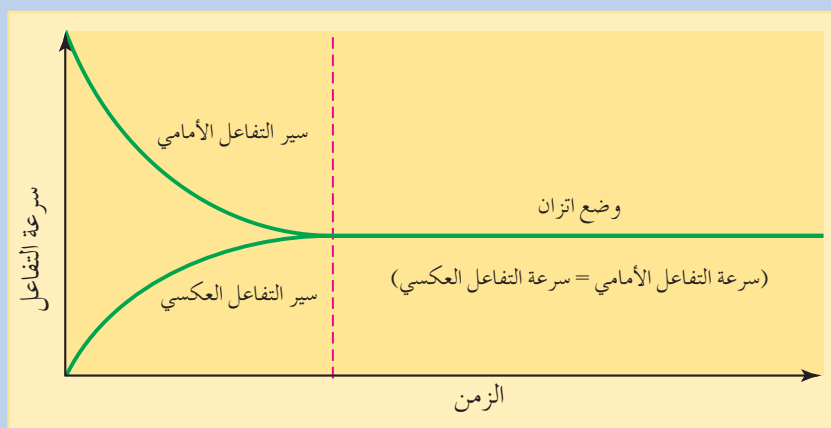
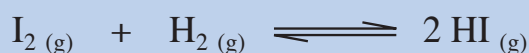
إذا كان ثابت السرعة لهذا التحلل يساوي  $1,05 \times 10^{-3}$  (ث<sup>-١</sup>) عند درجة حرارة ٧٥٩ كلفن،  
ويساوي  $2,14 \times 10^{-2}$  (ث<sup>-١</sup>) عند درجة حرارة ٨٦٥ كلفن.  
احسب طاقة التنشيط للتفاعل.

٨ - بيّن بالرسم أثر وجود العامل المساعد وغيابه في طاقة التنشيط للتفاعل الآتي:



٩ - لماذا تبقى تراكيز مكونات التفاعل ثابتة عند الاتزان؟

١٠ - الشكل أدناه يوضح تفاعل  $I_2$  مع  $H_2$  لتكوين HI وفق المعادلة التالية، ادرس الشكل، ثم  
أجب عن الأسئلة التي تليه:



- أ ( كيف تتغير سرعة تكون HI قبل وصول التفاعل إلى وضع الاتزان؟  
ب ( متى يكون معدل سرعة التفاعل الأمامي أعلى ما يمكن؟  
ج ( ماذا يحدث لسرعة التفاعل الأمامي بعد وصول التفاعل لوضع الاتزان؟  
د ( هل يمكن أن تكون سرعة التفاعل العكسي صفراً؟ فسر إجابتك.  
هـ ( هل يمكن أن تكون سرعة التفاعل الأمامي صفراً؟ فسر إجابتك.  
و ( ما العلاقة بين سرعة التفاعل الأمامي، وسرعة التفاعل العكسي عند وصول التفاعل إلى وضع الاتزان؟

١ - ضع دائرة حول رمز الإجابة الصحيحة في كل مما يأتي:

- ٠١ العبارة الصحيحة فيما يتعلق بسرعة التفاعل هي:
- أ ( تبقى سرعة التفاعل ثابتة منذ بدايته وحتى نهايته.
- ب ( تزداد سرعة التفاعل الأمامي مع الزمن.
- ج ( تتناقص سرعة التفاعل الأمامي مع الزمن.
- د ( لا تأثير لدرجة الحرارة في سرعة التفاعل.

٠٢ العبارة الصحيحة فيما يتعلق بالعامل المساعد هي:

- أ ( لا يؤثر في سرعة التفاعل.
- ب ( يقلل من طاقة المواد المتفاعلة.
- ج ( يقلل من طاقة المواد الناتجة.
- د ( يقلل من طاقة التنشيط للتفاعل.

٠٣ العبارة الصحيحة من بين العبارات التالية فيما يتعلق بالتفاعل التالي، هي:



- أ ( سرعة تكون  $\text{O}_2$  تساوي سرعة اختفاء  $\text{N}_2\text{O}_5$ .
- ب ( سرعة اختفاء  $\text{N}_2\text{O}_5$  تساوي ضعف سرعة تكوّن  $\text{NO}_2$ .
- ج ( سرعة اختفاء  $\text{N}_2\text{O}_5$  تساوي سرعة تكوّن  $\text{NO}_2$ .
- د ( سرعة اختفاء  $\text{N}_2\text{O}_5$  تساوي نصف سرعة تكوّن  $\text{NO}_2$ .

٠٤ إذا كانت رتبة التفاعل لإحدى المواد المتفاعلة هي ٢، وازداد تركيز هذه المادة إلى

الضعف مع بقاء العوامل الأخرى ثابتة، فإن سرعة التفاعل تتضاعف بمقدار:

- أ ( ١      ب ( ٢      ج ( ٣      د ( ٤

٢ - وضح المقصود بكل من:

طاقة التنشيط، العامل المساعد، رتبة التفاعل.

٣ - البيانات في الجدول التالي تخص التفاعل الافتراضي الآتي:



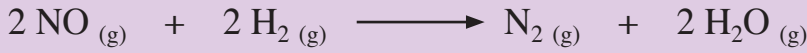
رقم التجربة	[A] (مول/لتر)	[B] (مول/لتر)	سرعة التفاعل (مول/لتر. ث)
١	٠,٠٢	٠,٠٣	$١,٠ \times ١٠^{-٤}$
٢	٠,٠٤	٠,٠٣	$٤,٠ \times ١٠^{-٤}$
٣	٠,٠٢	٠,٠٦	$١,٠ \times ١٠^{-٤}$

جد ما يأتي: أ) قانون السرعة للتفاعل.

ب) قيمة ثابت سرعة التفاعل k.

ج) سرعة التفاعل عندما يكون  $[A] = [B] = ٠,١$  مول/لتر.

٤ - في معادلة التفاعل الآتية:



إذا كان التفاعل من الرتبة الثانية بالنسبة إلى المادة NO ومن الرتبة الأولى بالنسبة إلى المادة  $H_2$ ،  
جد قانون السرعة لهذا التفاعل.

٥ - الشكل المجاور يمثل منحنى طاقة التفاعل:



يوجد وبدون العامل المساعد  $Fe(s)$  ادرس

الشكل ثم أجب عما يأتي:

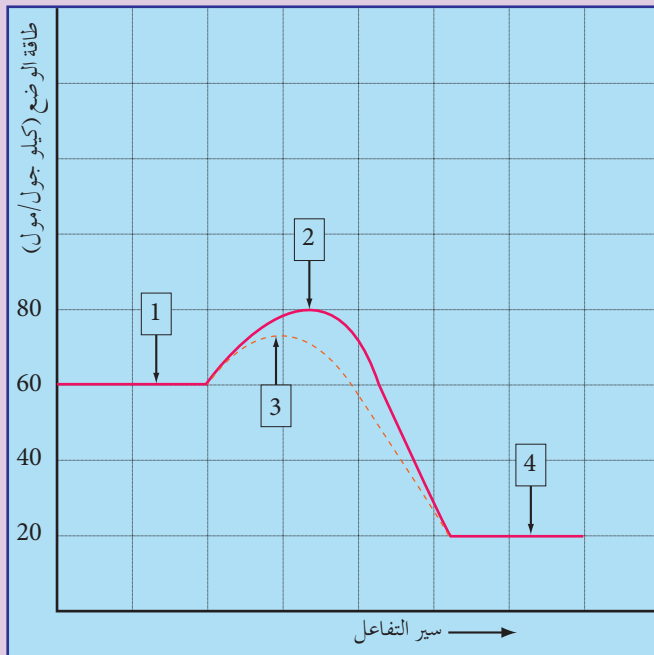
١ - إلى ماذا يُشير الرقمان (1، 2)؟

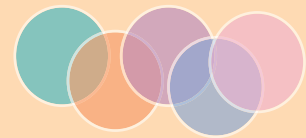
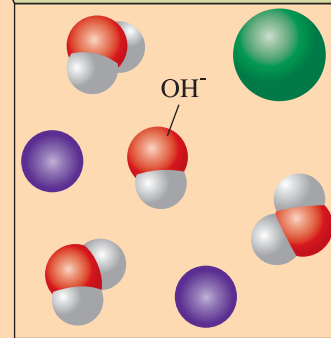
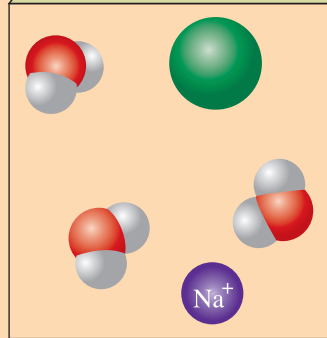
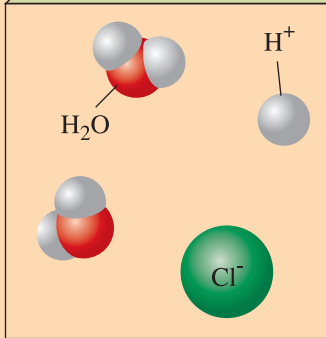
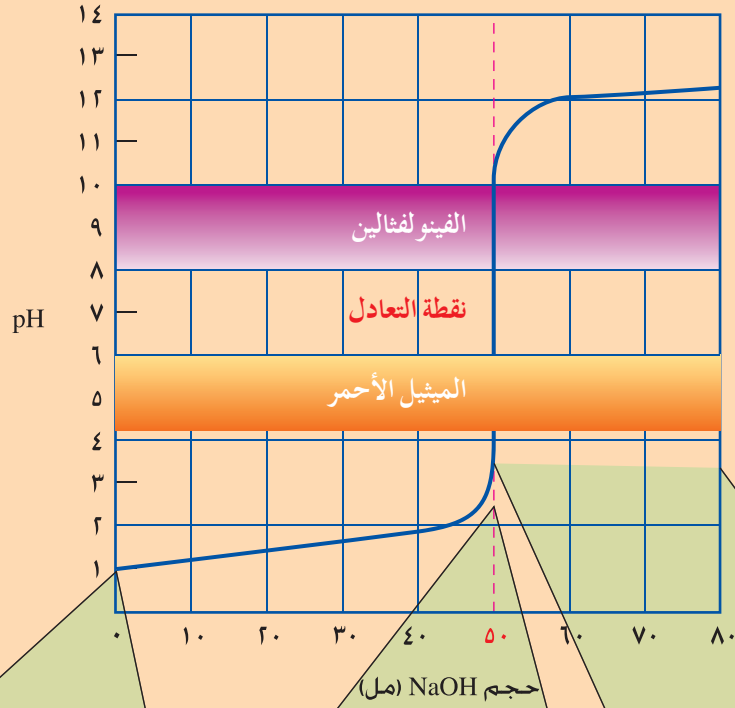
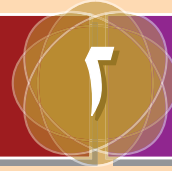
٢ - ما مقدار طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي

دون عامل مساعد؟

٣ - ما مقدار طاقة المعقد المنشط عند

وجود العامل المساعد؟





• ما المقصود بكل من الحموض والقواعد؟ وكيف تتفاعل؟



تعدُّ الحموض والقواعد من أكثر المواد الكيميائية أهميةً وشيوعاً، وتتميز الحموض بطعمها الحمضي كعصير الليمون الذي يحتوي على حمض الستريك، والخل الذي يحتوي على حمض الإيثانويك، وحمض الأسكوربيك المعروف بفيتامين C، كما أنها تؤثر في الكواشف مثل عباد الشمس، فتحول لونه الأزرق إلى الأحمر.

بينما تتميز القواعد بطعمها المرّ، وملمسها الزلق، كما أنها تؤثر في الكواشف، فتحوّل لون ورقة عباد الشمس من الأحمر إلى الأزرق، ومن أمثلتها مادة هيدروكسيد الصوديوم التي تستخدم في صناعة الصابون والمنظفات.

فما المقصود بكل من الحمض والقاعدة؟ وكيف نميّز بينهما؟ وهل تختلف الحموض أو القواعد فيما بينها؟ هذا ما ستعرفه خلال دراستك لهذا الفصل.

ويتوقع منك بعد دراسة هذا الفصل أن:

- توضح مفهوم كل من الحمض والقاعدة وفق تعريفات كل من أرهينيوس، وبرونستد-لوري، ولويس.
- تكتب معادلات تمثل تفاعل الحمض والقاعدة وفق تعريف برونستد-لوري، محدداً الأزواج المترافقة من الحمض والقاعدة.
- تربط بين قوة الحمض وقوة قاعدته المترافقة، وقوة القاعدة وقوة حمضها المترافق.
- تتنبأ باتجاه الاتزان في تفاعلات الحموض والقواعد.
- تستنتج العلاقة بين تركيز  $H_3O^+$  وتركيز  $OH^-$  في المحاليل المائية.
- تجري حسابات تتعلق بالرقم الهيدروجيني pH لبعض محاليل الحموض والقواعد.
- تجري حسابات تتعلق بثابت تأين الحمض الضعيف  $K_a$ ، وثابت تأين القاعدة الضعيفة  $K_b$ ، والرقم الهيدروجيني pH.

# أولاً

## مفهوم أرهينوس للحموض والقواعد

درست في الصف التاسع مفهومي الحمض والقاعدة، وعرفت أن الحمض في المحلول المائي ينتج أيون الهيدروجين  $H^+$ ، وأن القاعدة تنتج أيون الهيدروكسيد  $OH^-$ . يعرف هذا المفهوم بمفهوم أرهينوس للحموض والقواعد، فقد عرّف أرهينوس الحمض بأنه مادة تزيد من تركيز أيون الهيدروجين  $H^+$  عند إذابتها في الماء، مثل:  $HCl$ ،  $HI$ ،  $HBr$ ،  $HNO_3$ ،  $CH_3COOH$ ، فمثلاً يتأين  $HCl$  وفق المعادلة الآتية:



كما عرّف القاعدة بأنها مادة تزيد من تركيز أيون الهيدروكسيد  $OH^-$  عند إذابتها في الماء مثل:  $KOH$ ،  $NaOH$ ،  $Ba(OH)_2$ ، حيث تتأين منتجة أيون الهيدروكسيد  $OH^-$  كما في المعادلة الآتية:



وقد ميّز أرهينوس بين الحموض القوية، والحموض الضعيفة بوصفها مواد كهربية بالاعتماد على قدرة محاليلها المائية على توصيل التيار الكهربائي، والنشاط (٢-١)، يبين قدرة الحموض المختلفة على توصيل التيار الكهربائي.



### تفاوت الحموض في قدرتها على التوصيل الكهربائي

### نشاط (٢-١)

#### الأدوات والمواد المطلوبة

محلول حمض الهيدروكلوريك  $HCl$  بتركيز ١ مول/لتر، محلول حمض الإيثانويك  $CH_3COOH$  بتركيز ١ مول/لتر، كأس زجاجية سعة ١٥٠ مل (عدد ٢)، أسلاك توصيل، مصباح صغير، مصدر للتيار الكهربائي، أقطاب غرافيت (عدد ٢).

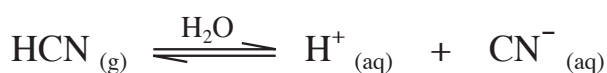
#### الخطوات

- ١- خذ ١٠٠ مل من كل من محلولي  $HCl$  و  $CH_3COOH$ ، وضع كلاً منهما في كأس زجاجية.
- ٢- ضع في كل كأس قطبين من الغرافيت وصلهما بمصدر للتيار الكهربائي ومصباح كهربائي. كما في الشكل. سجّل ملاحظاتك.



- في أي الحالتين تكون إضاءة المصباح أقوى؟
- أي المحلولين يحتوي نسبة أعلى من الأيونات؟
- أيهما يتأين بنسبة أعلى، حمض الهيدروكلوريك HCl ، أم حمض الإيثانويك CH<sub>3</sub>COOH ؟
- اكتب معادلة تأين كل من الحمضين السابقين.

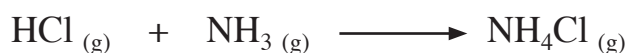
يتضح من النشاط (٢-١) أن محاليل الحموض التي تعطي إضاءة قوية تحتوي نسبة عالية من الأيونات، مما يشير إلى أنها تتأين بدرجة عالية (تتأين كلياً) مثل: HCl ، HNO<sub>3</sub> ، HClO<sub>4</sub> ، H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> ، HI ، HBr ، وتوصف بالحموض القوية، بينما تحتوي المحاليل التي تعطي إضاءة ضعيفة نسبة منخفضة من الأيونات، مما يشير إلى أنها تتأين بدرجة قليلة (تتأين جزئياً)، وتوصف بالحموض الضعيفة، مثل: HF ، HCN ، CH<sub>3</sub>COOH ، H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub> ، وغيرها. والمعادلتان التاليتان تمثلان تأين كل من الحمض القوي HBr و الحمض الضعيف HCN.



اكتب معادلة تأين كل من الحمضين الآتيين: HNO<sub>3</sub> ، HF.



تمكن مفهوم أرهينيوس من تفسير كل من السلوك الحمضي والقاعدي لكثير من الحموض والقواعد في محاليلها المائية، إلا أنه لم يتمكن من تفسير سلوكها عندما لا تكون مذابة في الماء، وبناءً على ذلك لا يعدّ غاز HCl حمضاً، وكذلك لا يعدّ غاز الأمونيا NH<sub>3</sub> قاعدة، على الرغم من أنهما يتفاعلان في الوسط المائي، وينتج عن تفاعلهما ملح كلوريد الأمونيوم NH<sub>4</sub>Cl، كما يتفاعلان أيضاً في الحالة الغازية، وينتج الملح نفسه، دون أن يتأين غاز HCl لينتج أيون H<sup>+</sup>، أو أن يتأين غاز الأمونيا لينتج OH<sup>-</sup>، والمعادلة التالية تمثل تفاعلها في الحالة الغازية:

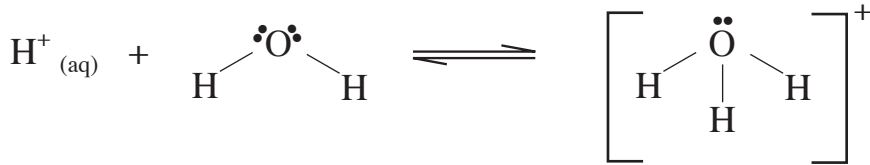


كما لم يتمكن العالم أرهينيوس من تفسير كل من السلوك الحمضي والقاعدي لمحاليل بعض الأملاح مثل  $\text{CH}_3\text{COONa}$ ، و  $\text{NaF}$ ، و  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ؛ مما دعا للبحث عن مفهوم آخر أكثر شمولاً من مفهوم أرهينيوس.

## ثانياً

### مفهوم برونستد- لوري للحموض والقواعد

اعتمد أرهينيوس في تعريفه للحمض على قدرة المادة على إنتاج أيون  $\text{H}^+$  في المحلول المائي، ومن المعلوم أن أيون  $\text{H}^+$  يمثل البروتون في ذرة الهيدروجين، وهو دقيقة مادية متناهية في الصغر ذات كثافة كهربائية موجبة عالية، وبالتالي يرتبط بزواج الإلكترونات غير الرابطة على ذرة الأكسجين في جزيء الماء مكوناً ما يعرف بأيون الهيدرونيوم  $\text{H}_3\text{O}^+$ ، كما هو موضح في المعادلة الآتية:

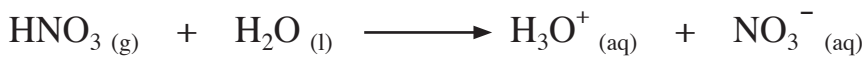


وبهذا فإن أيون الهيدرونيوم  $\text{H}_3\text{O}^+$  يمثل أيون الهيدروجين  $\text{H}^+$  في المحلول، وبالتالي يمكن كتابة معادلة تأين الحمض  $\text{HCl}$  على النحو الآتي:



وقد تمكن كل من العالمين برونستد، ولوري من وضع مفهوم لكل من الحموض والقواعد أكثر شمولاً من مفهوم أرهينيوس، وذلك بالاعتماد على انتقال البروتون بين المواد في التفاعلات. فما هذا المفهوم؟

عرف برونستد- لوري الحمض بأنه مادة (جزيئات أو أيونات) قادرة على إعطاء البروتون لمادة أخرى في التفاعل (مانح للبروتون)، أما القاعدة فهي مادة (جزيئات أو أيونات) قادرة على استقبال البروتون (مستقبل للبروتون) من مادة أخرى. وبهذا يمكن تفسير الكثير من التفاعلات بناءً على انتقال البروتون بين المادتين المتفاعلتين.



(مستقبل للبروتون) قاعدة (مانح للبروتون) حمض

يتضح من المعادلة أن الحمض  $\text{HNO}_3$  يعدّ حمض برونستد- لوري، فهو يمنح البروتون  $\text{H}^+$  للماء الذي يعدّ قاعدة برونستد- لوري، لأنه يستقبل البروتون.

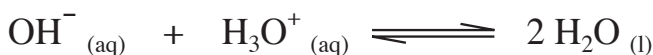




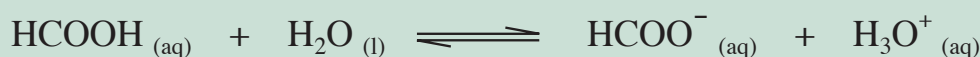
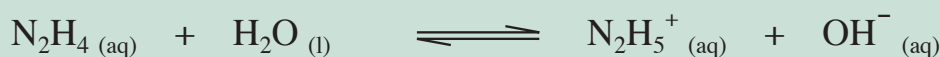
عيّن كلاً من الحمض والقاعدة وفق مفهوم برونستد- لوري في التفاعل الآتي:



وحسب مفهوم برونستد- لوري يعدُّ أيون الهيدروكسيد  $\text{OH}^-$  قاعدة؛ لأنه يستقبل البروتون  $\text{H}^+$  من  $\text{H}_3\text{O}^+$  الذي يعدُّ حمضاً؛ لأنه مانح للبروتون، فهما يتفاعلان لإنتاج الماء كما في المعادلة الآتية:



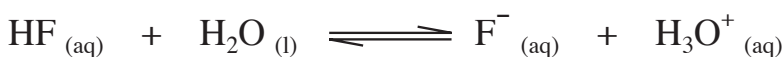
ادرس التفاعلات التالية، وعين كل من الحمض والقاعدة وفق مفهوم برونستد- لوري في كل منهما:



## ثالثاً

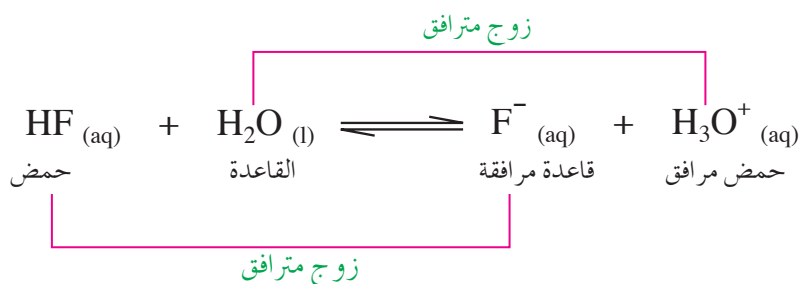
### الأزواج المترافقة من الحموض والقواعد

يعتمد تعريف برونستد - لوري للحموض والقواعد على انتقال البروتون  $\text{H}^+$  بين الحمض والقاعدة، وفي التفاعلات المنعكسة، يلاحظ أن كلا التفاعلين؛ الأمامي والعكسي، يتضمن انتقالاً للبروتون من حمض إلى قاعدة، فمثلاً، ينظر إلى تفكك حمض الهيدروفلوريك HF في الماء كتفاعل حمض وقاعدة، والمعادلة التالية توضح ذلك:

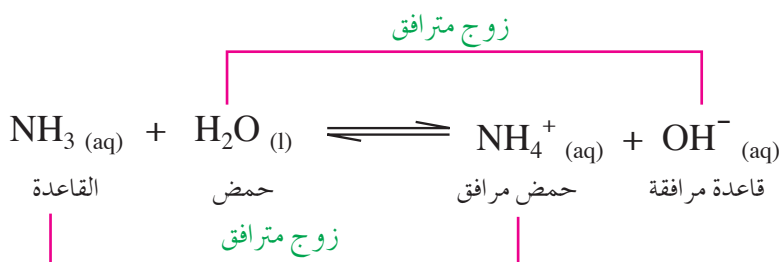


يلاحظ في التفاعل الأمامي أن البروتون ينتقل من الحمض HF إلى الماء، وينتج عن ذلك  $\text{F}^-$  و  $\text{H}_3\text{O}^+$ . بينما في التفاعل العكسي، ينتقل البروتون من  $\text{H}_3\text{O}^+$  الذي يمثل الحمض إلى  $\text{F}^-$  الذي يمثل القاعدة. وعندما يمنح الحمض HF البروتون إلى الماء، تتكون القاعدة  $\text{F}^-$ ، ويطلق عليها القاعدة المترافقة للحمض HF، ويسمى الحمض والقاعدة المترافقة له زوجاً مترافقاً. كما أن القاعدة  $\text{H}_2\text{O}$  تستقبل البروتون مكونة الحمض المترافق  $\text{H}_3\text{O}^+$ ، ويطلق على القاعدة والحمض المترافق لها زوجاً

مترافقاً أيضاً، وبهذا، فإن تفاعل الحمض والقاعدة يشتمل على زوجين مترافقين، كما يتضح من المعادلة الآتية:



وبالمثل، نلاحظ في تفاعلات القواعد التي تتضمن استقبلاً للبروتون أنها أيضاً تحتوي زوجين مترافقين كما في محلول الأمونيا. والمعادلة التالية توضح ذلك:



ادرس المعادلات المبينة في الجدول التالي وأكمل الفراغات بما يناسبها.



معادلة التفاعل	الحمض	القاعدة المرافقة	القاعدة	الحمض المرافق
$\text{H}_2\text{SO}_3_{(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^{+}_{(aq)} + \text{HSO}_3^{-}_{(aq)}$	$\text{H}_2\text{SO}_3$			$\text{H}_3\text{O}^{+}$
$\text{N}_2\text{H}_4_{(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightleftharpoons \text{OH}^{-}_{(aq)} + \text{N}_2\text{H}_5^{+}_{(aq)}$			$\text{N}_2\text{H}_4$	
$\text{HF}_{(aq)} + \text{HCO}_3^{-}_{(aq)} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3_{(aq)} + \text{F}^{-}_{(aq)}$	$\text{HF}$			
$\text{HSO}_3^{-}_{(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightleftharpoons \text{SO}_3^{2-}_{(aq)} + \text{H}_3\text{O}^{+}_{(aq)}$		$\text{SO}_3^{2-}$		
$\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2_{(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightleftharpoons \text{OH}^{-}_{(aq)} + \text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_3^{+}_{(aq)}$	$\text{H}_2\text{O}$			

## رابعاً

### القوى النسبية للحموض والقواعد

\* الجدول (٢-١): بعض الأزواج المترافقة من الحموض والقواعد وقواها النسبية.

الحمض	القاعدة المترافقة
HClO <sub>4</sub>	ClO <sub>4</sub> <sup>-</sup>
HCl	Cl <sup>-</sup>
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	HSO <sub>4</sub> <sup>-</sup>
HNO <sub>3</sub>	NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>
H <sub>3</sub> O <sup>+</sup>	H <sub>2</sub> O
HF	F <sup>-</sup>
CH <sub>3</sub> COOH	CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup>
H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>
H <sub>2</sub> S	HS <sup>-</sup>
NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	NH <sub>3</sub>
H <sub>2</sub> O	OH <sup>-</sup>

تزايد قوة الحمض ↑  
تزايد قوة القاعدة المترافقة ↓

تعتمد قوة الحمض على قدرته على منح البروتون، فالحمض الأقوى هو الأقدر على المنح، وتكون قاعدته المترافقة هي الأضعف، ويمكن تصنيف الحموض حسب قوتها إلى نوعين رئيسيين: ١- حموض قوية: تتأين كلياً في الماء، وتكون قواعدها المترافقة ضعيفة جداً، وليس لها القدرة على التفاعل مع الماء.

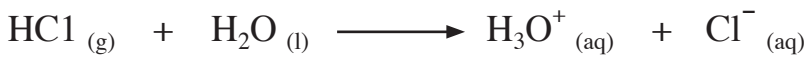
٢- حموض ضعيفة: تتأين جزئياً في الماء، وتكون قواعدها المترافقة قوية نسبياً، وقادرة على التفاعل مع الماء والارتباط بالبروتون. ويبين الجدول (٢-١) بعض الأزواج المترافقة من الحموض والقواعد وقواها النسبية. ادرس الجدول، ثم أجب عن الأسئلة الآتية:

- أيهما أقوى كحمض HCl أم HF ؟
- أيهما أقوى كقاعدة مترافقة Cl<sup>-</sup> أم F<sup>-</sup> ؟

• ما صيغة الحمض الذي تكون قاعدته المترافقة هي الأضعف؟ وما صيغة هذه القاعدة؟

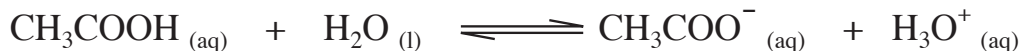
وكذلك تعتمد قوة القاعدة على قدرتها على الارتباط بالبروتون، وكلما زادت قوة القاعدة، قلت قوة حمضها المترافق.

تكمن أهمية دراسة القوى النسبية للحموض والقواعد في تعيين الجهة التي يرجحها الاتزان، فمثلاً عند إذابة HCl في الماء، فإنه يتأين إلى Cl<sup>-</sup> و H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>، وحيث إن جزيء H<sub>2</sub>O أقوى كقاعدة من Cl<sup>-</sup>، فإنه أقدر على الارتباط بالبروتون H<sup>+</sup>، وبالتالي يعمل على سحبه من HCl، ويستمر تأين الحمض، وهذا يفسر التأين الكلي له، وتكتب معادلة التفاعل بالاتجاه الأمامي فقط على النحو الآتي:



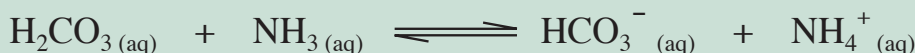
\* المعلومات الواردة في الجدول ليست للحفظ.

بينما تتأين الحموض الضعيفة جزئياً كما في حمض الإيثانويك  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ، الذي يتأين كما في المعادلة الآتية:



وحيث إن القاعدة المرافقة  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  أقوى من القاعدة  $\text{H}_2\text{O}$ ، فإنها أقدر على الارتباط بالبروتون، وبهذا فإنها تسحبه من  $\text{H}_3\text{O}^+$  الذي يعد حمضاً أقوى من حمض الإيثانويك  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ، ويحدث التفاعل العكسي، مما يعيد تكوين الحمض  $\text{CH}_3\text{COOH}$  ويبقي تركيزه مرتفعاً، ويوصف بأنه متأين جزئياً. بهذا نجد أن التفاعل يميل عادةً نحو تكوين الحمض والقاعدة الأضعف، وأن الاتزان يرجح الجهة التي تحتوي الحمض والقاعدة الأضعف في التفاعل.

بالرجوع إلى الجدول (٢-١) عيّن الجهة التي يرجحها الاتزان في التفاعلين الآتيين:

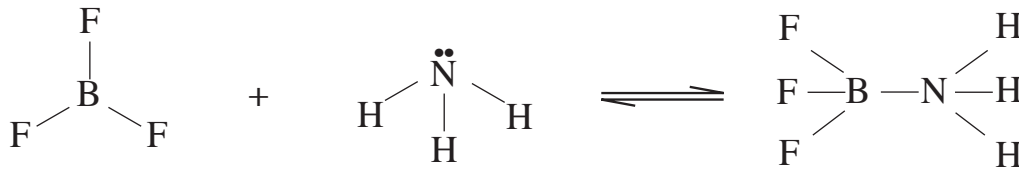


## مفهوم لويس للحموض والقواعد (Lewis Acids and Bases)

## خامساً

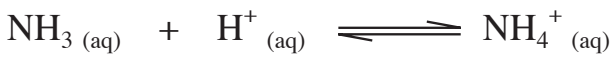
درست في البند السابق مفهوم برونستد-لوري للحموض والقواعد، وعرفت أن هذا المفهوم يعتمد على انتقال البروتون من الحمض إلى القاعدة، إلا أن هناك العديد من التفاعلات التي تحدث بين المواد التي يمكن النظر إليها كتفاعلات حموض وقواعد، دون أن يرافق ذلك انتقال للبروتون، ومثال ذلك ما يحدث عند إذابة غاز  $\text{CO}_2$  في الماء لتكوين حمض  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ، وكذلك تفاعل  $\text{NH}_3$  مع  $\text{BF}_3$  وغيرها.

وقد درس لويس العديد من هذه التفاعلات، وتمكن من وضع مفهوم للحموض والقواعد أكثر شمولاً من مفهوم برونستد-لوري، تمكن خلاله من تفسير مثل هذه التفاعلات، ومثال ذلك تفاعل فلوريد البورون  $\text{BF}_3$  والأمونيا  $\text{NH}_3$  وفق المعادلة الآتية:



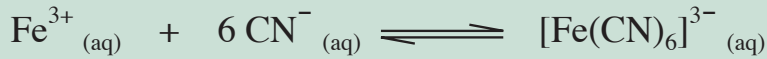
وحيث إن ذرة البورون في جزيء  $\text{BF}_3$  محاطة بثلاثة أزواج من الإلكترونات في الغلاف الخارجي، فإنها تستقبل زوج الإلكترونات غير الرابطة على ذرة النروجين في جزيء  $\text{NH}_3$  لتحقيق قاعدة الثمانية، وبذلك تنشأ رابطة تناسقية بين ذرتي B و N.

وقد لاحظ لويس أن هذا النوع من الارتباط يحدث عند تفاعل حموض وقواعد برونستد-لوري، فمثلاً، عند تفاعل الأمونيا مع الحموض، فإنها تستقبل البروتون وتمنحه زوجاً من الإلكترونات، وينشأ بينهما رابطة تناسقية كما في المعادلة:



وبذلك عرّف لويس الحمض بأنه مادة قادرة على استقبال زوج (أو أكثر) من الإلكترونات، أما القاعدة فهي مادة قادرة على منح زوج (أو أكثر) من إلكتروناتها غير الرابطة لمادة أخرى لتكوين رابطة تناسقية.

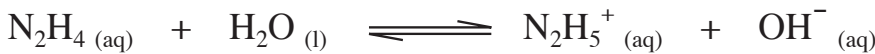
عين حمض وقاعدة لويس في كل من التفاعلين الآتيين:



تكمن أهمية مفهوم لويس في تفسير السلوك الحمضي والقاعدي للعديد من المواد التي لا يتضمن تفاعلها انتقالاً للبروتون، كتفسير السلوك الحمضي لأيونات الفلزات الانتقالية في المحاليل المائية مثل:  $\text{Zn}^{2+}$ ،  $\text{Cu}^{2+}$ ،  $\text{Co}^{3+}$ ، كما في المعادلة الآتية:



لاحظت خلال دراستك لمفهوم برونستد-لوري أن الماء يسلك كحمض في بعض التفاعلات، في حين يسلك كقاعدة في تفاعلات أخرى، ولتتعرف إلى سلوك الماء في تفاعلاته المختلفة، ادرس التفاعلين التاليين، ثم أجب عن الأسئلة التي تليهما:



• عيّن الحمض والقاعدة في كلتا المعادلتين.

• بيّن سلوك الماء في كل منهما، فسّر إجابتك.

والآن، هل يمكن تعيين الحمض والقاعدة في التفاعل الآتي؟



لاحظ أن أحد جزيئات الماء يكون مانحاً للبروتون (حمض)، والجزيء الثاني يستقبل البروتون (قاعدة)، ومما يؤكد حدوث هذا التفاعل الدراسات التي بينت أن الماء النقي موصل ضعيف جداً للتيار الكهربائي، وهذا يشير إلى تأين الماء النقي بدرجة ضئيلة جداً، ويطلق على هذا التفاعل التأين الذاتي للماء، حيث تكون أيونات  $\text{H}_3\text{O}^+$  و  $\text{OH}^-$  في حالة اتزان مع جزيئات الماء غير المتأينة، ويعبر عن ثابت الاتزان للتفاعل على النحو الآتي:

$$\frac{[\text{OH}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{H}_2\text{O}]^2} = K_c$$

ونظراً لأن الماء يتأين بدرجة ضئيلة جداً فإن تركيزه يعدّ ثابتاً، وحيث إن ثابت الاتزان  $K_c$  في

التفاعل يعود للماء فقط، فإنه يعبر عنه باستخدام الرمز  $K_w$ ، ويسمى ثابت تأين الماء، وقد وجد أن:

$$[\text{OH}^-][\text{H}_3\text{O}^+] = K_w = 1 \times 10^{-14} \text{ عند } 25^\circ\text{C}$$

والآن، هل يمكن حساب تركيز  $\text{H}_3\text{O}^+$  أو تركيز  $\text{OH}^-$  في الماء النقي؟

لاحظ أن تركيز  $\text{H}_3\text{O}^+$  و  $\text{OH}^-$  متساويان، وبالتالي يمكن حساب أي منهما بالاعتماد على قيمة

$K_w$ ، أي أن:

$$1 \times 10^{-14} = [\text{OH}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = K_w$$

$$[OH^-] = [H_3O^+] = \sqrt{1 \times 10^{-14}} = 1 \times 10^{-7} \text{ مول/لتر.}$$

إن أهمية الاتزان السابق لا تكمن في الماء النقي فقط؛ إنما في جميع المحاليل المائية الأخرى؛ إذ يعتمد سلوك المحلول على التراكيز النسبية لكل من أيوني  $H_3O^+$  و  $OH^-$ ، ويمكن تصنيف المحاليل بالاعتماد على تراكيز هذه الأيونات على النحو الآتي:

محاليل متعادلة:  $[OH^-] = [H_3O^+] = 1 \times 10^{-7} \text{ مول/لتر.}$

محاليل حمضية:  $[OH^-] < [H_3O^+] < 1 \times 10^{-7} \text{ مول/لتر.}$

محاليل قاعدية:  $[OH^-] > [H_3O^+] > 1 \times 10^{-7} \text{ مول/لتر.}$

أكمل الفراغات في الجدول التالي وصنّف المحاليل الواردة فيه إلى حمضية أو قاعدية أو متعادلة.			
المحلل	$[H_3O^+]$	$[OH^-]$	سلوك المحلول
١	$1 \times 10^{-3}$		
٢		$1 \times 10^{-4}$	
٣		$1 \times 10^{-7}$	

وقد يتبادر إلى الذهن الآن السؤال الآتي: ماذا يحدث لتركيز  $H_3O^+$  و  $OH^-$  عند إذابة حمض أو قاعدة في الماء؟ لتعرف ذلك، ادرس التفاعل التالي، ثم أجب عن الأسئلة التي تليه:



- ماذا يحدث لتركيز  $H_3O^+$  عند إضافة حمض قوي إلى الماء؟ فسّر إجابتك.
- ماذا يحدث لتركيز  $OH^-$  عند إضافة قاعدة قوية إلى الماء؟ فسّر إجابتك.

تعلم أن إذابة الحمض في الماء تؤدي إلى تكوين أيونات  $H_3O^+$ ؛ مما يزيد من تركيزها في المحلول، وللتقليل من أثر هذه الزيادة - وفق مبدأ لوتشاتيليه - يندفع التفاعل بالاتجاه العكسي؛ مما يقلل من تركيز  $OH^-$ .

أما إضافة قاعدة إلى الماء، فإنها تزيد من تركيز  $OH^-$ ، ويندفع التفاعل بالاتجاه العكسي؛ مما يقلل من تركيز  $H_3O^+$ .

وللتعرف إلى مقدار الزيادة أو النقصان في تركيز  $H_3O^+$  أو  $OH^-$ . ادرس المثال الآتي:

## مثال (١)

احسب تركيز  $H_3O^+$  و  $OH^-$  في محلول حمض  $HNO_3$  تركيزه  $1 \times 10^{-3}$  مول/لتر.

## الحل

يتفكك حمض  $HNO_3$  كلياً في الماء وفق المعادلة:



وبالتالي يكون تركيز  $H_3O^+$  مساوياً لتركيز الحمض  $HNO_3$  ويساوي  $1 \times 10^{-3}$  مول/لتر، أما تركيز  $OH^-$  فيحسب من خلال  $K_w$  على النحو التالي، حيث يمكن إهمال  $[H_3O^+]$  و  $[OH^-]$  الناتج عن تأين الماء؛ لأنه مقدار ضئيل جداً:

$$[H_3O^+][OH^-] = K_w$$

$$[OH^-] \times 1 \times 10^{-3} = 1 \times 10^{-14}$$

$$[OH^-] = 1 \times 10^{-11} \text{ مول/لتر.}$$

احسب تركيز كل من  $H_3O^+$  و  $OH^-$  كل من المحلولين الآتين:

١- محلول  $HBr$  تركيزه  $1 \times 10^{-4}$  مول/لتر.

٢- محلول  $NaOH$  تركيزه  $1 \times 10^{-3}$  مول/لتر.



## الرقم الهيدروجيني pH

## سابعاً

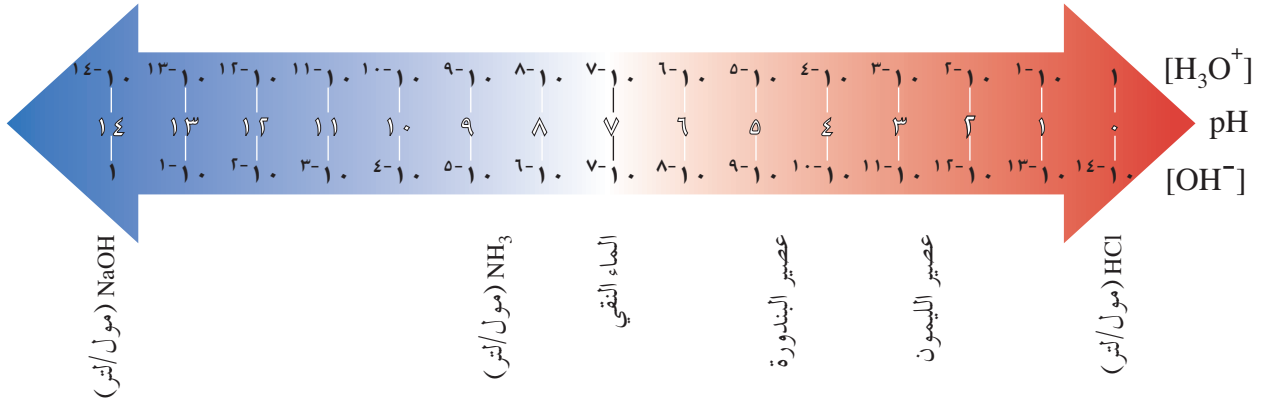
نظراً لصغر تركيز  $H_3O^+$  في المحاليل المائية، فقد تم التعبير عنه بما يعرف بالرقم الهيدروجيني pH، الذي يعدُّ مقياساً لدرجة حموضة المحاليل المختلفة. ويعرف الرقم الهيدروجيني بأنه اللوغاريتم السالب للأساس ١٠ لتركيز أيون الهيدرونيوم  $H_3O^+$  في المحلول، ويعبّر عنه رياضياً بالعلاقة الآتية:

$$pH = -\log [H_3O^+]$$

فكيف يستفاد منه في تعيين درجة حموضة المحاليل المختلفة؟



لتتعرف ذلك. ادرس الشكل (٢-١) الذي يبين العلاقة بين pH، وتركيز كل من  $\text{H}_3\text{O}^+$  و  $\text{OH}^-$ ، ثم أجب عن الأسئلة التي تليه:



الشكل (٢-١): العلاقة بين pH وتركيز كل من  $\text{H}_3\text{O}^+$  و  $\text{OH}^-$

- كيف يتغير الرقم الهيدروجيني pH بزيادة تركيز  $\text{H}_3\text{O}^+$ ؟
  - أيهما أكثر حامضية، عصير الليمون، أم عصير البندورة؟
  - أيهما أكثر قاعدية، محلول الأمونيا، أم محلول هيدروكسيد الصوديوم؟
- يتضح من الشكل أنه بزيادة تركيز  $\text{H}_3\text{O}^+$  يقل الرقم الهيدروجيني للمحلول، وتزداد حامضيته، بينما يزداد الرقم الهيدروجيني، وتزداد قاعدية المحلول بزيادة تركيز  $\text{OH}^-$  ونقصان تركيز  $\text{H}_3\text{O}^+$ .

### مثال (٢)

احسب الرقم الهيدروجيني لمحلول حمض الهيدروكلوريك HCl تركيزه  $2 \times 10^{-3}$  مول/لتر (علماً بأن  $\text{pH} = 3,0$ ).

### الحل



بما أن HCl حمض قوي يتأين كلياً فإن:

$$2 \times 10^{-3} \text{ مول/لتر} = [\text{HCl}] = [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$= -\log(2 \times 10^{-3}) = 3 - \log 2$$

$$= 3 - 0,3 = 2,7$$

### مثال (٣)

عينة عصير فواكه رقمها الهيدروجيني pH يساوي ٤,٧٦، فما تركيز  $H_3O^+$  في العصير؟

### الحل

$$pH = -\log [H_3O^+]$$

$$4,76 = -\log [H_3O^+]$$

$$10^{-4,76} = [H_3O^+]$$

$$10^{-(4 + 0,76)} = [H_3O^+]$$

$$10^{-1} \times 10^{-0,76} = [H_3O^+]$$

باستخدام جداول اللوغاريتمات نجد أن  $10^{-0,76} = 1,73$

$$[H_3O^+] = 10^{-1} \times 1,73 = 1,73 \times 10^{-1} \text{ مول/لتر}$$



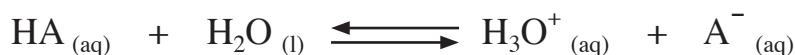
١- احسب الرقم الهيدروجيني لمحلول  $HNO_3$  تركيزه ٠,٠٠١ مول/لتر.

٢- إذا كانت pH لعينة من عصير البرتقال تساوي ٥,٨ فما تركيز  $H_3O^+$  في العينة؟

## الحموض الضعيفة

## ثامناً

عرفت أن الحموض الضعيفة تتأين جزئياً في الماء، فعند إذابة حمض ضعيف HA في الماء، فإنه يتأين وفق المعادلة العامة الآتية:



حيث تكون الأيونات الناتجة ( $H_3O^+$  و  $A^-$ ) في حالة اتزان مع جزيئات الحمض غير المتأينة، ويمكن التعبير عن ثابت الاتزان للتفاعل على النحو الآتي:

$$\frac{[A^-][H_3O^+]}{[HA][H_2O]} = K_c$$

ونظراً لأن الماء يتأين بدرجة ضئيلة جداً ( $K_w = 1 \times 10^{-14}$ )؛ فإنه يمكن اعتبار تركيزه ثابتاً، وبالتالي يدمج مع  $K_c$  على النحو الآتي:

$$\frac{[A^-][H_3O^+]}{[HA]} = [H_2O] K_c$$

وبما أن الحمض هو المصدر الرئيس لأيونات  $H_3O^+$  في المحلول، يتم التعبير عن  $[H_2O] K_c$  بمقدار ثابت هو  $K_a$ ، (يسمى ثابت تأين الحمض الضعيف) الذي يعدُّ مقياساً لقوة الحمض؛ أي مقياساً لقدرة على إنتاج أيونات  $H_3O^+$ ، وتكتب العلاقة على النحو الآتي:

$$\frac{[A^-][H_3O^+]}{[HA]} = K_a$$

لاحظ أن قيمة  $K_a$  تزداد بزيادة قوة الحمض، أي بزيادة تركيز  $H_3O^+$ ، فما علاقة ذلك بقيمة pH للمحلول؟ لتتعرف ذلك. ادرس الجدول (٢-٢) الذي يبين قيم ثوابت التأين لبعض الحموض الضعيفة عند درجة حرارة ٢٥°س، ثم أجب عن الأسئلة التي تليه.

الجدول (٢-٢): قيم ثوابت التأين لعدد من الحموض الضعيفة عند ٢٥°س

$K_a$	صيغة الحمض	اسم الحمض
$1.7 \times 10^{-2}$	$H_2SO_3$	حمض الكبريت (IV)
$6.8 \times 10^{-4}$	HF	حمض الهيدروفلوريك
$4.5 \times 10^{-4}$	$HNO_2$	حمض النتروجين (III)
$1.8 \times 10^{-4}$	HCOOH	حمض الميثانويك
$3.3 \times 10^{-5}$	$C_6H_5COOH$	حمض البنزويك
$1.8 \times 10^{-5}$	$CH_3COOH$	حمض الإيثانويك
$4.3 \times 10^{-7}$	$H_2CO_3$	حمض الكربونيك
$3.0 \times 10^{-8}$	HClO	حمض أحادي الهيبوكلوريت
$4.9 \times 10^{-10}$	HCN	حمض الهيدروسيانيك

- اكتب صيغة كل من الحمض الأقوى والحمض الأضعف في الجدول، ثم اكتب صيغة القاعدة المرافقة لكل منهما.
- أي الحمضين  $H_2CO_3$  أم  $HNO_2$  المتساويين في التركيز يكون فيه تركيز  $H_3O^+$  أعلى؟
- أيهما له أعلى رقم هيدروجيني، HCN أم  $HNO_2$  (لهما نفس التركيز)؟
- هل تتوقع أن تكون pH لمحلول حمض الإيثانويك الذي تركيزه ٠,٠١ مول/لتر، أكبر أم أقل من ٢؟ ولماذا؟

• أيهما أقوى القاعدة المرافقة للحمض HCOOH، أم القاعدة المرافقة للحمض HF؟ فسّر إجابتك.

نستنتج مما سبق أن قيمة  $K_a$ ، تزداد بزيادة قوة الحمض، وبذلك يزداد تركيز  $H_3O^+$  وتقل قيمة pH.

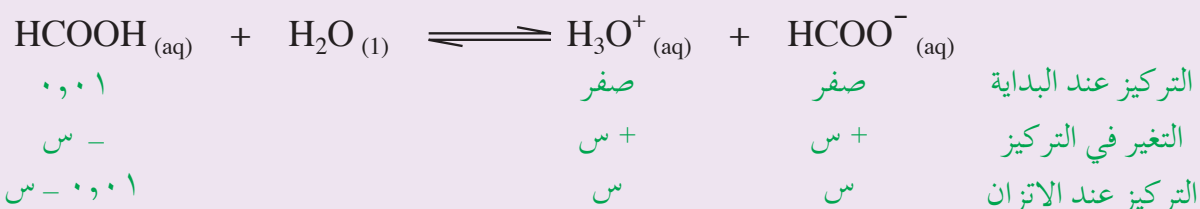
ويمكن حساب الرقم الهيدروجيني لمحلول حمض ضعيف باستخدام قيمة  $K_a$ ، كما هو موضح في المثال الآتي:

#### مثال (٤)

احسب قيمة pH لمحلول حمض الميثانويك HCOOH الذي تركيزه ٠,٠١ مول/لتر، (علماً بأن  $K_a$  للحمض =  $1,8 \times 10^{-4}$ ).

#### الحل

نكتب أولاً معادلة تأين الحمض، ثم نحدد تراكيز المواد عند بداية التفاعل وعند الاتزان على النحو الآتي:



لاحظ أن تركيز الحمض ينقص بمقدار س، في حين يزداد تركيز الأيونات الناتجة من تفككه بالمقدار نفسه، ونظراً لصغر قيمة ثابت تأين الحمض، فإنه يتأين بدرجة ضئيلة جداً، وبالتالي فإن النقص لا يؤثر في تركيزه بدرجة ملموسة؛ لذا يمكن إهمال هذا النقص واعتبار أن:

$$[HCOOH]_{\text{عند الاتزان}} = [HCOOH]_{\text{في البداية}} = ٠,٠١ \text{ مول/لتر}$$

ويمكن إيجاد تركيز  $H_3O^+$  بتطبيق العلاقة:

$$\frac{[HCOO^-][H_3O^+]}{[HCOOH]} = K_a$$

وحيث إن:  $[HCOO^-] = [H_3O^+] = س$ ، فإن:

$$\frac{س^2}{[HCOOH]} = K_a$$

$$s^2 = 1,8 \times 10^{-6} \times 10^{-2} = 3,6 \times 10^{-8}$$

$$s = \sqrt{3,6 \times 10^{-8}} = 6 \times 10^{-4} \text{ مول/لتر}$$

وبمعرفة تركيز  $H_3O^+$  نحسب pH للمحلول:

$$pH = -\log [H_3O^+] = -\log 6 \times 10^{-4}$$

$$= 3 - \log 6 = 3 - 0,78 = 2,22$$

احسب قيمة الرقم الهيدروجيني لمحلول حمض البنزويك  $C_6H_5COOH$  الذي تركيزه  $0,01$  مول/لتر، علماً بأن  $K_a$  للحمض تساوي  $6,3 \times 10^{-5}$ .



والآن بعد أن تعلمت طريقة حساب pH من خلال قيمة  $K_a$ ، فهل يمكن حساب  $K_a$  بمعرفة قيمة pH للمحلول؟

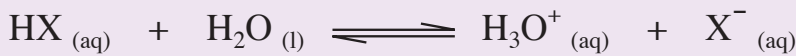
لتتعرف ذلك. ادرس المثال الآتي:

### مثال (٥)

محلول حمض ضعيف HX تركيزه  $0,01$  مول/لتر، ورقمه الهيدروجيني يساوي ٤، احسب ثابت التأيّن للحمض  $K_a$ ؟

### الحل

نكتب أولاً معادلة تأيّن الحمض HX



لحساب  $K_a$  يجب معرفة تركيز  $H_3O^+$  و  $X^-$ ، وذلك من خلال قيمة pH على النحو الآتي:

$$[X^-] = [H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-4} \text{ مول/لتر}$$

$$\frac{[X^-][H_3O^+]}{[HX]} = K_a$$

$$10^{-10} \times 1 = \frac{10^{-4} \times 10^{-4}}{10^{-2} \times 1} =$$



محلول حمض ضعيف HA تركيزه ٠,٢ مول/لتر، ورقمه الهيدروجيني ٤,٨٥  
ما قيمة  $K_a$  له؟

## القواعد الضعيفة

## تاسعاً

عرفت سابقاً أن القواعد مواد تستقبل البروتون  $H^+$  وفق مفهوم برونستد-لوري. فإذا مثلنا القاعدة الضعيفة بالرمز B، فإنه يمكن كتابة معادلة تأين القاعدة في الماء على النحو الآتي:



ويمكن التعبير عن ثابت الاتزان للتفاعل على النحو الآتي:

$$\frac{[BH^+][OH^-]}{[B][H_2O]} = K_c$$

وكما في الحموض الضعيفة، فإن تركيز الماء يبقى ثابتاً، ويمكن دمجه مع ثابت الاتزان، ويعبر عن ذلك بالرمز  $K_b$  لتصبح العلاقة على النحو الآتي:

$$\frac{[BH^+][OH^-]}{[B]} = K_b$$

حيث يشير الرمز  $K_b$  إلى ثابت تأين القاعدة الضعيفة، وهو يعبر عن قوة القاعدة، حيث تزداد قيمة  $K_b$  بزيادة قوة القاعدة، وبالتالي زيادة تركيز  $OH^-$ . ويبين الجدول (٢-٣) قيم ثوابت التأين لبعض القواعد الضعيفة عند ٢٥°س. ادرس الجدول، ثم أجب عن الأسئلة التي تليه:

الجدول (٢-٣): قيم ثوابت التأين لبعض القواعد الضعيفة عند ٢٥°س

اسم القاعدة	صيغة القاعدة	$K_b$
إيثيل أمين	$C_2H_5NH_2$	$6,4 \times 10^{-4}$
ميثيل أمين	$CH_3NH_2$	$4,4 \times 10^{-4}$
الأمونيا	$NH_3$	$1,8 \times 10^{-5}$
الهيدرازين	$N_2H_4$	$1,3 \times 10^{-6}$
البيريدين	$C_5H_5N$	$1,7 \times 10^{-9}$
الأنيلين	$C_6H_5NH_2$	$4,3 \times 10^{-10}$

- اكتب صيغة القاعدة الأقوى في الجدول، وصيغة حمضها المرافق.
- اكتب صيغة الحمض المرافق الذي قاعدته هي الأضعف.
- أيهما يكون تركيز  $\text{OH}^-$  فيه أعلى محلول الأمونيا، أم محلول البيريدين (إذا كان لهما نفس التركيز)؟
- أيهما له أعلى قيمة pH ؛ محلول ميثيل أمين، أم محلول الهيدرازين (إذا كان لهما نفس التركيز)؟
- هل تتوقع أن تكون pH لمحلول الأمونيا الذي تركيزه  $0,001$  مول/لتر أكبر، أم أقل من 11؟ فسّر إجابتك.

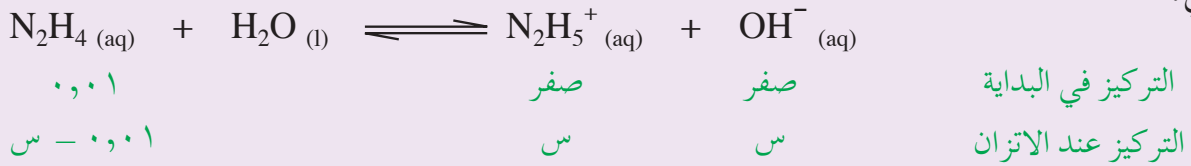
يمكن الاستفادة من قيم  $K_b$  في تعيين الرقم الهيدروجيني لمحاليل بعض القواعد الضعيفة، وكذلك يمكن تعيين قيمة  $K_b$  بمعرفة قيمة pH، ولتعرف الطريقة المتبعة في ذلك. ادرس المثال الآتي:

### مثال (٦)

احسب الرقم الهيدروجيني لمحلول الهيدرازين  $\text{N}_2\text{H}_4$  الذي تركيزه  $0,01$  مول/لتر.

### الحل

نكتب معادلة التأيّن للهيدرازين، ثم نعين تراكيز المواد عند بداية التفاعل، وعند الاتزان على النحو الآتي:



ونظراً لصغر قيمة س بالنسبة لتركيز القاعدة، فإنه يمكن إهمالها واعتبار أن:

$$[\text{N}_2\text{H}_4] \text{ عند الاتزان} = [\text{N}_2\text{H}_4] \text{ في البداية} = 0,01 \text{ مول/لتر}$$

ويمكن إيجاد تركيز  $\text{OH}^-$  باستخدام تعبير ثابت الاتزان للقاعدة كما يأتي:

$$\frac{[\text{N}_2\text{H}_5^+][\text{OH}^-]}{[\text{N}_2\text{H}_4]} = K_b$$

وحيث إن تركيز كل من الأيونات الناتجة هو س، فإن:

$$س = [\text{N}_2\text{H}_5^+] = [\text{OH}^-]$$

$$\frac{س^2}{[\text{N}_2\text{H}_4]} = K_b$$

من الجدول (٣-٢)، نجد أن قيمة  $K_b$  للهيدرازين عند  $25^\circ\text{C}$  يساوي  $1,3 \times 10^{-6}$

$$\frac{2}{2-10} = 1,3 \times 10^{-6}$$

$$2 = 1,3 \times 10^{-8}$$

$$[\text{OH}^-] = 1,14 \times 10^{-4} = \sqrt{1,3 \times 10^{-8}} = 2$$

ولإيجاد قيمة pH للمحلول لا بد من حساب تركيز  $\text{H}_3\text{O}^+$  وذلك من خلال  $K_w$  حيث:

$$[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = K_w$$

$$\frac{1 \times 10^{-14}}{1,14 \times 10^{-4}} = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = [\text{H}_3\text{O}^+]$$

وبهذا فإن  $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$

$$= -\log 8,8 \times 10^{-11}$$

$$= 11 - \log 8,8$$

باستخدام جداول اللوغاريتمات، نجد أن  $\log 8,8 = 0,944$ ، إذن:

$$11 - 0,944 = 10,056$$

$$\text{pH} = 10,056$$



١- احسب الرقم الهيدروجيني pH لمحلول الأنيلين  $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$  الذي تركيزه  $0,02$  مول/لتر.

٢- محلول قاعدة ضعيفة تركيزه  $0,1$  مول/لتر ورقمه الهيدروجيني  $9$ ، فما قيمة  $K_b$  لهذا المحلول؟

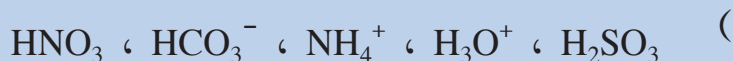
٣- احسب كتلة الأمونيا اللازم إذابتها في الماء لتحضير محلول حجمه  $400$  مل، ورقمه الهيدروجيني  $12$ .



١ - وضح المقصود بكل مما يأتي:

حمض أرهينوس، قاعدة برونستد-لوري، حمض لويس، التآين الذاتي للماء.

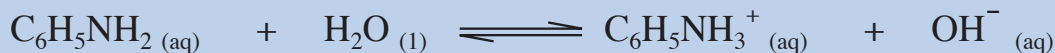
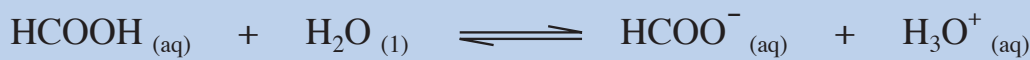
٢ - أ ما القاعدة المرافقة لكل من حموض برونستد-لوري الآتية:



ب) ما الحمض المرافق لكل من قواعد برونستد-لوري الآتية:



٣ - عيّن الزوجين المترافقين من الحمض والقاعدة في كل من التفاعلات الآتية:



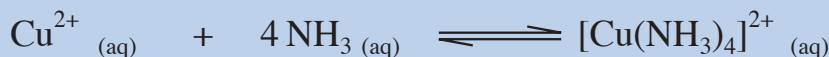
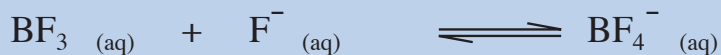
٤ - أ) فسّر السلوك الحمضي لحمض الإيثانويك  $\text{CH}_3\text{COOH}$  وفق مفهوميّ؛ أرهينوس وبرونستد-لوري.

ب) فسّر السلوك القاعدي للأمونيا  $\text{NH}_3$  وفق مفهوميّ؛ برونستد-لوري ولويس.

٥ - احسب الرقم الهيدروجيني لمحلول حمض  $\text{HClO}_4$  المحضر بإذابة ٠,١ مول منه في ٦٠٠ مل من الماء.

٦ - عينة من عصير الليمون رقمها الهيدروجيني يساوي ٢,٦، احسب تركيز  $\text{OH}^-$  و  $\text{H}_3\text{O}^+$  لهذه العينة.

٧ - عيّن حمض وقاعدة لويس في كل من التفاعلين الآتيين:



٨ - احسب الرقم الهيدروجيني لكل من المحلولين التاليين مستعيناً بالجدولين (٢-٢) و (٣-٢):

أ ( محلول حمض الهيدروفلوريك HF الذي تركيزه ٠,٢ مول/لتر.

ب) محلول الإيثيل أمين  $C_2H_5NH_2$  الذي تركيزه ٠,٢ مول/لتر.

٩ - أراد طالب تحضير ٤٠٠ مل من محلول حمض  $HNO_2$  رقمه الهيدروجيني ٢,٤، فما كتلة الحمض اللازمة لذلك؟

١٠ - وجد أن الرقم الهيدروجيني لقاعدة ضعيفة مجهولة يساوي ٩، فإذا علمت أن تركيزها ٠,٢٣ مول/لتر، عيّن هذه القاعدة بالرجوع إلى الجدول (٢-٣).

١١ - الجدول المجاور يتضمن قيم  $K_a$  لعدد من الحموض الضعيفة المتساوية التركيز (٠,١ مول/لتر). ادرسه، ثم أجب عن الأسئلة التي تليه:

صيغة الحمض	$K_a$
HClO	$3 \times 10^{-8}$
$HNO_2$	$4,5 \times 10^{-4}$
$CH_3COOH$	$1,8 \times 10^{-5}$
HCN	$4,9 \times 10^{-10}$

أ ( ما صيغة الحمض الذي له أقل pH؟

ب) أي الحموض له أقوى قاعدة مرافقة؟ ما صيغتها؟

ج) أيهما يكون تركيز أيونات  $H_3O^+$  في محلوله أعلى،  $HNO_2$  أم  $CH_3COOH$ ؟

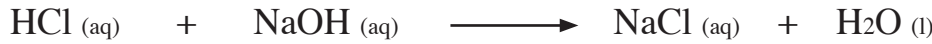
د) في محلول حمض HClO الذي تركيزه ٠,٠٠١ مول/لتر، هل تكون قيمة pH أكبر، أم أقل من ٣؟ وضح إجابتك.

تعرفت سابقاً مفهوم كل من الحمض والقاعدة وفق تعريف كل من أرهينوس وبرونستد-لوري ولويس، وكذلك مفهوم الحمض المرافق والقاعدة المرافقة، وتعرفت أيضاً بعض الحسابات المتعلقة بمحاليل الحموض والقواعد. وستتعرف في هذا الفصل الأملاح الناتجة عن التفاعلات التي تتم بين الحموض والقواعد في المحاليل المائية، وإلى تأثير الأيون المشترك في حالات اتزان الحمض أو القاعدة، كما ستتعرف تفاعلات التميّه، والتعادل، والمحاليل المنظمة، وأهميتها.

ويتوقع منك بعد دراسة هذا الفصل أن:

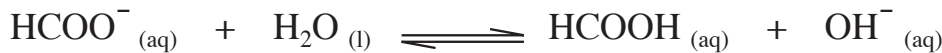
- تفسّر التأثير الحمضي أو القاعدي لمحاليل الأملاح.
- توضح المقصود بمفهومي التميّه والأيون المشترك.
- تميّز بين الذوبان والتميّه.
- تجري حسابات تتعلق بالأيون المشترك.
- تبيّن دور الكواشف في التمييز بين الحموض والقواعد.
- تحسب تركيز كل من الحمض والقاعدة من خلال المعايرة.
- توضح مفهوم المحلول المنظم، وتفسر آلية عمله، وأهميته في الحياة.

الملح مركب أيوني ينتج عن تعادل حمض مع قاعدة، وكما تعلم فإنّ ملح كلوريد الصوديوم NaCl، ينتج عن تعادل الحمض القوي HCl مع القاعدة القوية NaOH، وأما ملح ميثانوات الصوديوم HCOONa، فينتج عن تعادل الحمض الضعيف HCOOH مع القاعدة القوية NaOH، في حين أن ملح كلوريد الأمونيوم NH<sub>4</sub>Cl، ينتج عن تعادل الحمض القوي HCl مع القاعدة الضعيفة NH<sub>3</sub>، كما هو مبين في المعادلات التالية، فما أثر مصدر الملح في صفات محلوله المتعادلة والحمضية والقاعدية؟



بالتدقيق في صيغ الأملاح السابقة، نلاحظ أن كل منها يتكون من أيون سالب وآخر موجب، وللتعرف إلى سلوك هذه الأملاح، لاحظ صيغة كل منها، فمثلاً، الملح NaCl يتكون من أيون Cl<sup>-</sup> الذي لا يتفاعل مع الماء (مصدره الحمض القوي HCl)، والأيون Na<sup>+</sup> الذي لا يتفاعل مع الماء أيضاً (مصدره القاعدة القوية NaOH)، وبالتالي لا يتأثر تركيز H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> و OH<sup>-</sup> في المحلول. وبناءً على ذلك يكون محلول ملح NaCl متعادلاً.

أما ملح ميثانوات الصوديوم HCOONa، فيتكون من أيونات الصوديوم Na<sup>+</sup> التي لا تتفاعل مع الماء، وبالتالي لا تؤثر في تركيز H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> أو OH<sup>-</sup>، وأيونات HCOO<sup>-</sup> التي تعد قاعدة مرافقة قوية نسبياً للحمض الضعيف HCOOH، وبالتالي فإنها تتفاعل مع الماء لتكوين أيون الهيدروكسيد OH<sup>-</sup> في المحلول، كما في المعادلة الآتية:



وبالتالي، يزداد تركيز OH<sup>-</sup>، ويصبح الرقم الهيدروجيني للمحلول أكبر من 7، ويوصف المحلول بأنه قاعدي، ويشار إلى التفاعل السابق بتفاعل التميّه. ويعرف تميّه الملح بأنه قدرة أيونات الملح على التفاعل مع الماء لإنتاج H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> أو OH<sup>-</sup>.

أما بالنسبة لمُح كُوريد الأمونيوم  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ، فهو يتكون من أيونات  $\text{Cl}^-$ ، وأيونات الأمونيوم  $\text{NH}_4^+$ ، وكما تعلم فإنّ أيون  $\text{Cl}^-$  ليس له ميل للتفاعل مع الماء (لا يتميه)، أما أيون  $\text{NH}_4^+$  فهو حمض مرافق قوي نسبياً للقاعدة الضعيفة  $\text{NH}_3$ ، وعليه فإنه يتميه؛ أي يتفاعل مع الماء لتكوين أيونات  $\text{H}_3\text{O}^+$ ، فيزداد تركيزها ويصبح الرقم الهيدروجيني أقل من ٧، ويوصف المحلول بأنه حمضي، كما في معادلة التميّه الآتية:



ولتتعرف عملياً الخصائص المتعادلة والحمضية والقاعدية للأملاح المختلفة. نفذ النشاط (٢-٢).



## خصائص محاليل الأملاح

## نشاط (٢-٢)

### الأدوات والمواد المطلوبة

بلورات من الأملاح: بروميد البوتاسيوم  $\text{KBr}$ ، ميثيل كلوريد أمين  $\text{CH}_3\text{NH}_3\text{Cl}$ ، إيثانوات الصوديوم  $\text{CH}_3\text{COONa}$ ، ماء مقطر، الكاشف العالمي الورقي، أنابيب اختبار (عدد ٣)، حامل أنابيب.

### الخطوات

- ١- حضر ثلاثة محاليل من كل من الأملاح السابقة بإذابة ٠,٥ غ من الملح في ١٠ مل من الماء.
- ٢- جد الرقم الهيدروجيني لكل من المحاليل السابقة باستخدام الكاشف العالمي. سجل النتائج.
- ٣- صنف محاليل الأملاح السابقة إلى حمضية أو قاعدية، أو متعادلة حسب رقمها الهيدروجيني.
- ٤- اكتب معادلة تفكك كلٍّ من الأملاح السابقة في الماء.
- ٥- اكتب معادلة تميّه كلٍّ من أيونات الأملاح السابقة في الماء.



يتضح مما سبق أن السلوك الحمضي أو القاعدي لمحلول الملح، يعتمد على مصدر الأيونات المكونة له؛ فمحلول الملح الناتج عن تفاعل حمض قوي مع قاعدة قوية، يكون متعادلاً مثل بروميد البوتاسيوم، أما محلول الملح الناتج عن تفاعل حمض قوي مع قاعدة ضعيفة، فيكون حمضياً مثل كلوريد ميثيل أمين، ومحلول الملح الناتج عن تفاعل حمض ضعيف مع قاعدة قوية، يكون قاعدياً، مثل إيثانوات الصوديوم.

مستعينا بالمعادلات، فسّر السلوك الحمضي أو القاعدي، أو المتعادل لكل من محاليل الأملاح الآتية: NaF ، KCl ، و  $N_2H_5NO_3$



نستنتج مما سبق أن هناك فرقاً بين عملية الذوبان وعملية التمييه، فمثلاً عند إذابة بلورة كلوريد الصوديوم في الماء، فإنها تتفكك إلى أيونات، وتقوم جزيئات الماء بإحاطة الأيونات الناتجة دون تغيير في تركيز  $H_3O^+$  أو  $OH^-$ ، وهذا ما يعرف بالذوبان. أما في عملية التمييه فإن الأيونات الناتجة من ذوبان بلورة الملح، سوف تتفاعل مع الماء منتجة أيونات  $H_3O^+$  أو  $OH^-$ ، كما هو الحال عند إذابة بلورات كلوريد الأمونيوم  $NH_4Cl$ ، أو بلورات إيثانوات الصوديوم  $CH_3COONa$  في الماء.

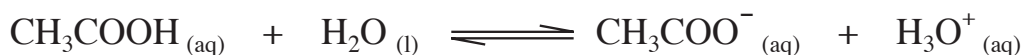
أي الأملاح التالية تمييه عند إذابتها في الماء؟  
KCN ،  $BaCl_2$  ،  $CH_3NH_3NO_3$



## تأثير الأيون المشترك (Common Ion Effect)

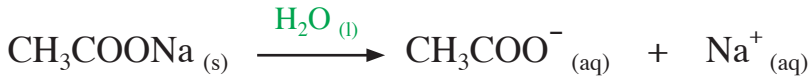
## ثانياً

درست سابقاً محاليل كل من الحموض الضعيفة والقواعد الضعيفة، وعرفت أنه في محلول الحمض الضعيف تكون الأيونات الناتجة في حالة اتزان مع جزيئات الحمض غير المتأينة، كما في المعادلة الآتية:



وبناءً على مبدأ لوتشاتيليه، فإن زيادة تركيز أحد الأيونات  $H_3O^+$  أو  $CH_3COO^-$  سوف يدفع الاتزان نحو اليسار؛ وذلك للتقليل من أثر هذه الزيادة، فمثلاً إذا أضيف إلى المحلول ملح يحتوي

على أيونات  $\text{CH}_3\text{COO}^-$ ، فإنه سوف يدفع الاتزان نحو اليسار، مما يؤدي إلى نقص تركيز  $\text{H}_3\text{O}^+$ ، وزيادة تركيز الحمض  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ، فمثلاً عند إضافة الملح  $\text{CH}_3\text{COONa}$ ، فإنه يتفكك في المحلول وفق المعادلة الآتية:



تلاحظ من المعادلتين السابقتين أن هناك مصدرين لأيونات  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  في المحلول، أحدهما الحمض، والآخر الملح؛ لذا يطلق على أيون  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  الأيون المشترك. وهكذا فإن إضافة الملح  $\text{CH}_3\text{COONa}$  إلى محلول الحمض الضعيف  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ، سوف تؤدي إلى زيادة تركيز الأيون المشترك، ونتيجة لذلك، يندفع التفاعل بالاتجاه العكسي؛ مما يسبب نقصان تركيز أيون  $\text{H}_3\text{O}^+$ ، وزيادة قيمة pH للمحلول.

وحيث إن الحمض الضعيف  $\text{CH}_3\text{COOH}$  يتأين بدرجة قليلة في الماء، وإن الملح  $\text{CH}_3\text{COONa}$  يتأين كلياً، ولأن زيادة تركيز الأيون المشترك  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  تُقلل من تأين الحمض، فإنه يمكن إهمال تأين الحمض واعتبار تركيزه في المحلول مساوياً لتركيزه الابتدائي، وبالتالي يكون الملح هو المصدر الرئيس لأيونات  $\text{CH}_3\text{COO}^-$ . ويعدُّ تركيز هذه الأيونات مساوياً لتركيز الملح.

فإذا كان لدينا محلول يحتوي حمضاً ضعيفاً  $\text{HA}$ ، وملحه  $\text{NaA}$  الناتج عن تفاعل ذلك الحمض مع قاعدة قوية، فإنه يمكن حساب تركيز  $\text{H}_3\text{O}^+$  في المحلول من قيمة ثابت تأين الحمض  $K_a$  على النحو الآتي:

$$\frac{[\text{A}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]} = K_a$$

$$\frac{[\text{HA}]}{[\text{A}^-]} K_a = [\text{H}_3\text{O}^+]$$

وحيث إن  $[\text{A}^-] = [\text{الملح}]$ ، وأن  $[\text{HA}] = [\text{الحمض}]$  فإن:

$$\frac{[\text{الحمض}]}{[\text{الملح}]} K_a = [\text{H}_3\text{O}^+]$$

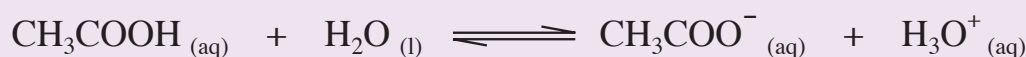
ولتتعرف التغير الذي يحدث في قيمة pH لمحلول حمض ضعيف عند إضافة أحد أملاحه الذي يحتوي قاعدته المرافقة. ادرس المثال الآتي:

## مثال (١)

إذا كانت قيمة pH لمحلول حمض الإيثانويك  $\text{CH}_3\text{COOH}$  الذي تركيزه ٠,٢ مول/لتر تساوي ٢,٧٢، احسب التغير في قيمة pH للمحلول عند إضافة ٠,٣ مول من ملح إيثانوات الصوديوم  $\text{CH}_3\text{COONa}$  إلى لتر من هذا المحلول (اعتبر أن حجم المحلول لم يتغير بسبب إضافة الملح)، (علماً بأن  $K_a$  للحمض =  $1,8 \times 10^{-5}$ ).

## الحل

يتأين الحمض في الماء وفق المعادلة الآتية:



ويتفكك ملح إيثانوات الصوديوم في الماء وفق المعادلة الآتية:



وبإهمال تأثير تأين الحمض، فإن تركيزه يكون مساوياً لتركيزه الابتدائي، في حين يكون تركيز  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  مساوياً لتركيز الملح؛ أي أن:

$$[ \text{CH}_3\text{COOH} ] = 0,2 \text{ مول/لتر}$$

$$[ \text{CH}_3\text{COONa} ] = \frac{0,3 \text{ مول}}{1 \text{ لتر}} = 0,3 \text{ مول/لتر}$$

$$[ \text{CH}_3\text{COONa} ] = [ \text{CH}_3\text{COO}^- ] = 0,3 \text{ مول/لتر}$$

بتعويض هذه التراكيز في تعبير ثابت التأيين للحمض يمكن حساب تركيز  $\text{H}_3\text{O}^+$  في المحلول.

$$\frac{[ \text{CH}_3\text{COO}^- ] [ \text{H}_3\text{O}^+ ]}{[ \text{CH}_3\text{COOH} ]} = K_a$$

$$\frac{0,3 \times [ \text{H}_3\text{O}^+ ]}{0,2} = 1,8 \times 10^{-5}$$

$$[ \text{H}_3\text{O}^+ ] = 1,2 \times 10^{-5} \text{ مول/لتر}$$

$$\text{pH} = -\log [ \text{H}_3\text{O}^+ ] = -\log (1,2 \times 10^{-5}) = 4,92$$

باستخدام جداول اللوغاريتمات، نجد أن  $\log 1,2 = 0,079$ ، إذن

$$\text{pH} = 5 - 0,079 = 4,92$$

لاحظ أن إضافة الأيون المشترك إلى محلول الحمض الضعيف قد أدت إلى زيادة قيمة pH من ٢,٧٢ إلى ٤,٩٢؛ أي أن مقدار التغير في pH يساوي ٢,٢.





احسب التغير في قيمة pH لمحلول تركيزه ٠,١ مول/لتر من حمض HCN عند إضافة ٠,٢ مول من ملح NaCN إلى لتر من محلول الحمض، (علماً بأن  $K_a$  للحمض =  $4,9 \times 10^{-10}$ ).

والآن، ماذا تتوقع أن يحدث عند إضافة ملح مثل  $NH_4Cl$  إلى محلول القاعدة الضعيفة  $NH_3$ ؟  
تعلم أن القاعدة الضعيفة  $NH_3$  تتأين جزئياً في الماء وفق المعادلة الآتية:



كما يتفكك الملح كلياً في الماء وفق المعادلة:



نلاحظ من المعادلتين أن إضافة الملح  $NH_4Cl$  إلى محلول القاعدة  $NH_3$ ، سوف يزيد تركيز الأيون المشترك  $NH_4^+$ ، وبالتالي سوف يندفع التفاعل بالاتجاه العكسي؛ فيقل بذلك تركيز  $OH^-$ ، وتقل قيمة pH للمحلول.



ما قيمة pH لمحلول  $NH_3$  تركيزه ٠,٢ مول/لتر عند إضافة ٠,١٥ مول من  $NH_4Cl$  إلى لتر من محلول القاعدة (علماً بأن  $K_b$  للقاعدة =  $1,8 \times 10^{-5}$ )؟

يتضح مما سبق أنه يمكن زيادة الرقم الهيدروجيني لمحلول الحمض الضعيف بإضافة كمية مناسبة من ملح الحمض (الذي يحتوي قاعدته المرافقة)، وكذلك يمكن تقليل الرقم الهيدروجيني لمحلول القاعدة الضعيفة بإضافة كمية من ملح القاعدة (الذي يحتوي حمضها المرافق).

## ثالثاً

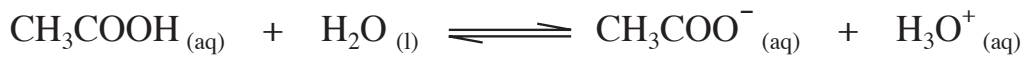
### المحاليل المنظمة (Buffered Solutions)

تتميز المحاليل المنظمة بقدرتها على مقاومة التغير في الرقم الهيدروجيني عند إضافة كمية قليلة من حمض قوي أو قاعدة قوية إليها. وهي تلعب دوراً مهماً في الكثير من العمليات الكيميائية والصناعية التي يتطلب حدوثها بقاء الرقم الهيدروجيني ضمن حدود معينة، مثل عملية الترسيب وعملية الطلاء، وصناعة الشامبو، ودباغة الجلود، وغيرها. كما أن للمحاليل المنظمة أهمية كبيرة

في العمليات الفسيولوجية التي تحدث في أجسام الكائنات الحية؛ كدور الدم في نقل الأكسجين من الرئتين إلى الخلايا التي تحدث عند رقم هيدروجيني ثابت (حوالي ٧,٤). فما المقصود بالمحاليل المنظمة؟ وكيف تعمل على مقاومة التغير في الرقم الهيدروجيني؟

يتكون المحلول المنظم من محلول مائي يحتوي على حمض ضعيف وقاعدته المرافقة، ومثل هذا المحلول يعرف بالمحلول المنظم الحمضي، وبالمقابل يعرف المحلول الذي يحتوي على قاعدة ضعيفة، وحمضها المرافق بالمحلول المنظم القاعدي.

ولتوضيح عمل المحلول المنظم، دعنا ندرس المحلول المكون من حمض الإيثانويك  $\text{CH}_3\text{COOH}$  وقاعدته المرافقة  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  اللذين يكونان في حالة اتزان، كما في المعادلة الآتية:



وعند إضافة كمية قليلة من حمض مثل  $\text{HCl}$ ، فإنه يتفاعل مع القاعدة المرافقة  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  لتكوين الحمض  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ، فيقل تركيز القاعدة ويزداد تركيز الحمض؛ مما يسبب تغيراً طفيفاً في النسبة بينهما، وبذلك لا يتغير تركيز  $\text{H}_3\text{O}^+$  على نحو كبير. وبالمثل عند إضافة كمية قليلة من قاعدة قوية مثل  $\text{NaOH}$  إلى المحلول، فإنها تتفاعل مع حمض  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ، وبذلك يقل تركيزه، ويزداد تركيز أيونات  $\text{CH}_3\text{COO}^-$ ، وبذلك يكون التغير في النسبة بين الحمض وقاعدته المرافقة طفيفاً. وعليه لا يتغير تركيز  $\text{H}_3\text{O}^+$  بشكل ملحوظ. وبهذا لا يحدث تغير كبير على قيمة  $\text{pH}$  للمحلول.



أي المحاليل المكونة من أزواج المواد التالية تصلح كمحاليل منظمة؟

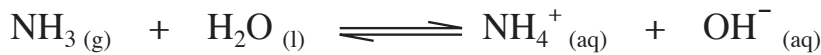
٢-  $(\text{NaCl} / \text{HCl})$

١-  $(\text{HCN} / \text{NaCN})$

٤-  $(\text{CH}_3\text{NH}_2 / \text{CH}_3\text{NH}_3\text{Br})$

٣-  $(\text{KClO}_4 / \text{HClO}_4)$

والآن، سوف نتعرف عمل المحلول المنظم المكون من القاعدة الضعيفة وحمضها المرافق، مثل القاعدة  $\text{NH}_3$  والحمض المرافق  $\text{NH}_4^+$ ، حيث تكون الأيونات  $\text{OH}^-$  و  $\text{NH}_4^+$  في حالة اتزان مع جزيئات القاعدة غير المتأينة، كما في المعادلة الآتية:



وكما هو الحال مع المحلول المنظم الحمضي، فعند إضافة حمض مثل  $\text{HCl}$ ، فإنه يتفاعل مع القاعدة  $\text{NH}_3$  في المحلول، وبذلك يقل تركيزها؛ مما يسبب زيادة تركيز  $\text{NH}_4^+$ ، وتتغير نسبة القاعدة إلى الحمض بشكل طفيف دون أن يكون لذلك تأثير ملموس في تركيز  $\text{OH}^-$ ، وبذلك لا تتأثر قيمة  $\text{pH}$  للمحلول بدرجة كبيرة.



وضح كيف يقاوم المحلول المنظم المكون من (NH<sub>3</sub> / NH<sub>4</sub>Cl) التغير في قيمة pH عند إضافة كمية قليلة من قاعدة قوية مثل NaOH إليه.

وللتعرف إلى مقدار التغير في قيمة pH لمحلول منظم عند إضافة حمض أو قاعدة إليه. ادرس المثال الآتي:

### مثال (٢)

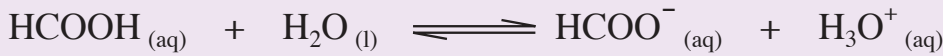
محلول منظم يتكون من الحمض HCOOH والملح HCOONa، تركيز كل منهما ٠,٥ مول/لتر، احسب:

١- قيمة pH للمحلول. (علماً بأن  $K_a = 1,8 \times 10^{-4}$ ).

٢- قيمة pH للمحلول عند إضافة ٠,١ مول من حمض HCl إلى لتر من المحلول.

### الحل

١- يتأين الحمض HCOOH في الماء وفقاً للمعادلة الآتية:



وكما تعلم يمكن إهمال تأين الحمض بسبب تأثير الأيون المشترك، واعتبار تركيزه ثابتاً (مساوياً لتركيزه الابتدائي). وبهذا يكون مصدر أيونات HCOO<sup>-</sup> هو الملح، ويكون تركيزها مساوياً لتركيز الملح، أي أن:

$$[\text{HCOOH}] = 0,5 \text{ مول/لتر}$$

$$[\text{HCOONa}] = [\text{HCOO}^-] = 0,5 \text{ مول/لتر}$$

وبالتعويض في تعبير ثابت الاتزان لتأين الحمض، يمكن حساب تركيز H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> كالاتي:

$$\frac{[\text{HCOO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HCOOH}]} = K_a$$

$$\frac{0,5}{0,5} \times 1,8 \times 10^{-4} = [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$1,8 \times 10^{-4} = [\text{H}_3\text{O}^+]$$

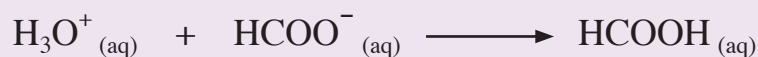
$$\text{pH} = -\log 1,8 \times 10^{-4}$$

$$\text{pH} = 4 - 1,8 = 2,2$$

وحيث إن  $\text{pH} = 2,2 = 4 - 1,8$  فإن:

$$\text{pH} = 4 - 1,8 = 2,2$$

٢- عند إضافة ٠,١ مول من HCl إلى لتر من المحلول فإنه يزيد تركيز أيونات  $\text{H}_3\text{O}^+$ ، التي تتفاعل مع أيونات  $\text{HCOO}^-$ ، ليتكون الحمض وفق المعادلة الآتية:



مما يقلل من تركيز  $\text{HCOO}^-$  بمقدار تركيز  $\text{H}_3\text{O}^+$  المضاف (٠,١ مول/لتر)، في حين يزداد تركيز الحمض بنفس المقدار. أي أن:

$$[\text{HCOO}^-] = 0,1 - 0,5 = 0,4 \text{ مول/لتر.}$$

$$[\text{HCOOH}] = 0,1 + 0,5 = 0,6 \text{ مول/لتر}$$

وبالتعويض في تعبير ثابت الاتزان نجد أن:

$$\frac{[\text{HCOOH}]}{[\text{HCOO}^-]} K_a = [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$\frac{0,6}{0,4} \times 10^{-10} \times 1,8 = [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-10} \times 2,7 \text{ مول/لتر}$$

$$\text{pH} = 4 - 10^{-10} \times 2,7$$

$$\text{pH} = 4 - 2,7 = 1,3$$

لاحظ أن إضافة ٠,١ مول من محلول HCl (حمض قوي) سببت تغيراً مقداره ٠,١٧ في قيمة pH للمحلول، وهذا التغير قليل نسبياً إذا قارنته بالتغير الذي يحدث عند إضافة الكمية نفسها من الحمض HCl إلى لتر من الماء.

احسب قيمة pH للمحلول السابق عند إضافة ٠,١ مول من القاعدة NaOH إلى لتر من المحلول.



تعد المعايرة إحدى الطرق العملية المهمة المستخدمة في التحليل الكيميائي، فهي تستخدم في تعيين تركيز محلول حمض أو قاعدة فمثلاً، يتم تعيين تركيز حمض الايثانويك  $\text{CH}_3\text{COOH}$  بمعايرة محلوله بمحلول قاعدة مثل هيدروكسيد الصوديوم  $\text{NaOH}$  ذات تركيز محدد، ويتم ذلك بوضع حجم محدد من محلول الحمض في ورق مخروطي، وإضافة بضع قطرات من كاشف مناسب للتعرف إلى نقطة التكافؤ بين الحمض والقاعدة، ويضاف محلول القاعدة تدريجياً بواسطة السحاحة إلى المحلول حتى يتغير لون الكاشف، وعندها يكون عدد مولات القاعدة المضافة مساوياً لعدد مولات الحمض في المحلول. وفي معظم عمليات المعايرة، يتم اختيار الكاشف بحيث يتغير لونه عند رقم هيدروجيني قريب جداً من نقطة التكافؤ.

### ١- معايرة حمض قوي مع قاعدة قوية

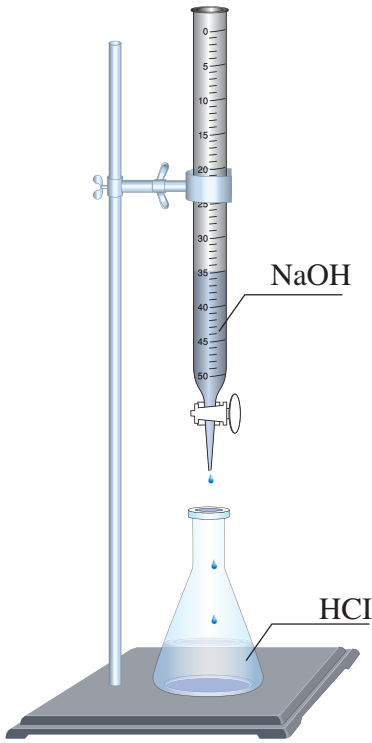
عند معايرة حمض قوي مثل  $\text{HCl}$  بقاعدة قوية مثل  $\text{NaOH}$ ، تتعادل أيونات  $\text{H}_3\text{O}^+$  الناتجة عن تأين الحمض مع أيونات  $\text{OH}^-$  الناتجة عن تفكك القاعدة، ويتكون الماء ويطلق على هذه العملية اسم التعادل، وبالتالي تسمى النقطة التي يتساوى عندها عدد مولات  $\text{H}_3\text{O}^+$  من الحمض مع عدد مولات  $\text{OH}^-$  من القاعدة المضافة نقطة التعادل.

ولتتعرف كيفية إجراء عملية معايرة حمض قوي بقاعدة قوية، وتحديد نقطة التعادل. نفذ النشاط (٢-٣).



## معايرة محلول NaOH مع محلول HCl

نشاط (٢-٣)



عملية المعايرة

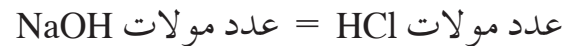
### المواد والأدوات المطلوبة

محلول حمض الهيدروكلوريك HCl مجهول التركيز، محلول هيدروكسيد الصوديوم NaOH تركيزه ٠,٢ مول/لتر، كاشف الفينولفثالين، سحاحة، ماصة، ورق مخروطي سعة ٢٥٠ مل، كأس زجاجية سعة ٢٥٠ مل، قطارة، حامل، قمع.

### الخطوات

- ١- ثبت السحاحة على الحامل.
  - ٢- املاً السحاحة باستخدام قمع صغير بمحلول هيدروكسيد الصوديوم حتى نقطة الصفر.
  - ٣- ضع ١٠ مل من محلول الحمض HCl مجهول التركيز في الدورق المخروطي.
  - ٤- أضف بضع قطرات من كاشف الفينولفثالين إلى محلول الحمض، ثم ضع الدورق أسفل السحاحة، كما في الشكل المجاور.
  - ٥- أضف محلول القاعدة من السحاحة تدريجياً وبيطء، وحرك الدورق باستمرار، حتى تصل إلى أول نقطة يثبت عندها اللون الزهري، سجل حجم هيدروكسيد الصوديوم المضاف.
- ماذا تسمى النقطة التي يثبت عندها اللون الزهري للمحلول؟
  - اكتب معادلة موزونة تمثل التفاعل.

تشير نقطة التعادل إلى أن:



وحيث إن عدد المولات = التركيز × الحجم

فإنه يمكن استخدام هذه العلاقة في حساب تركيز الحمض المجهول، ولتتعرف ذلك. ادرس المثال الآتي:

### مثال (٣)

إذا لزم ٣٠ مل من محلول هيدروكسيد الصوديوم NaOH تركيزه ٠,١ مول/لتر لمعايرة ٥٠ مل من محلول حمض HCl مجهول التركيز، احسب تركيز الحمض.

### الحل

نكتب معادلة التفاعل الحاصل:



نحسب عدد مولات هيدروكسيد الصوديوم NaOH

عدد مولات NaOH = الحجم (لتر) × التركيز (مول/لتر)

$$= 0,3 \times 0,1 = 0,03 \text{ مول}$$

بما أن عدد مولات NaOH = عدد مولات HCl عند نقطة التعادل فإن:

$$\text{عدد مولات HCl} = 0,03 \text{ مول}$$

$$\frac{\text{عدد المولات (مول)}}{\text{الحجم (لتر)}} = [\text{HCl}] \text{ وبناءً عليه يكون}$$

$$= \frac{0,03}{0,05} = 0,6 \text{ مول/لتر}$$

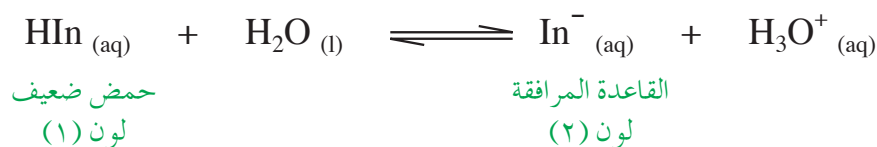
إنّ الحسابات الكيميائية المتعلقة بعملية المعايرة، تعتمد على المعادلة الموزونة لتفاعل التعادل، حيث يمكن استخدام هذه المعادلة لتحديد النسب بين عدد مولات الحمض، وعدد مولات القاعدة عند الوصول للتعادل.

يتعادل ٢٥ مل من محلول حمض  $\text{H}_2\text{SO}_4$  مجهول التركيز مع ١٥ مل من محلول KOH تركيزه ٠,٥ مول/لتر، احسب تركيز الحمض.



## ٢- الكواشف (Indicators)

عرفت سابقاً أن الكواشف هي مواد تستخدم للتعرف إلى نقطة التكافؤ خلال عملية المعايرة، وذلك من خلال تغير لونها عند تلك النقطة، والكواشف المستخدمة في معايرة الحموض مع القواعد تكون إما حموضاً عضوية ضعيفة، أو قواعد عضوية ضعيفة، يختلف لونها في الحالة المتأينة عنه في الحالة غير المتأينة، تبعاً للوسط الذي توجد فيه. فمثلاً، إذا اعتبرنا أن أحد الكواشف هو حمض عضوي، ورمزنا له بالرمز (HIn)، فإن قاعدته المرافقة سوف تأخذ الرمز  $(In^-)$ . ويمكن وصف تأين الكاشف بمعادلة الاتزان الآتية:



عند إضافة الكاشف HIn إلى محلول حمضي حيث يكون تركيز  $\text{H}_3\text{O}^+$  عالياً، يندفع الاتزان في معادلة الكاشف بالاتجاه العكسي؛ مما يؤدي إلى زيادة تركيز HIn مقارنة بتركيز  $\text{In}^-$ ، وبالتالي يسود في المحلول اللون (١).

أما عند إضافة الكاشف HIn إلى محلول قاعدي يحتوي على أيونات  $\text{OH}^-$ ، فإنها تتفاعل مع أيونات  $\text{H}_3\text{O}^+$  فيندفع الاتزان في معادلة الكاشف بالاتجاه الأمامي، مما يسبب تناقص تركيز الحمض HIn، وبالتالي زيادة تركيز القاعدة المرافقة  $\text{In}^-$  ويسود في المحلول اللون (٢).

ويمكن ملاحظة التغير اللوني للكاشف عندما تصل النسبة  $\frac{[In^-]}{[HIn]}$  إلى قيمة معينة خاصة بالكاشف، وتعتمد هذه النسبة على تركيز أيون الهيدرونيوم في المحلول؛ أي على قيمة pH. ويبين الجدول (٢-٤) أهم الكواشف، ومدى الرقم الهيدروجيني الذي يحدث فيه تغير اللون، وكذلك لون الكاشف في الوسطين؛ الحمضي والقاعدي.



الجدول (٢-٤): مدى الرقم الهيدروجيني الذي يحدث فيه تغير اللون لبعض الكواشف.

مدى الرقم الهيدروجيني لتغير اللون								اسم الكاشف
١٤	١٢	١٠	٨	٦	٤	٢	٠	
								الثيمول الأزرق
								الميثيل البرتقالي
								الميثيل الأحمر
								بروموثايمول الأزرق
								فينولفثالين

وتعتمد دقة المعايرة على اختيار الكاشف المناسب، فمثلاً، عند معايرة حمض HCl مع هيدروكسيد الصوديوم NaOH، تكون درجة حموضة المحلول الناتج عند نقطة التكافؤ تساوي ٧؛ لذا نختار أحد الكواشف التي يكون التغير اللوني فيها أقرب ما يكون لهذا الرقم، كما يمكن استخدام ألوان الكواشف لمعرفة إن كان المحلول حمضياً أو قاعدياً.

### ضبط الرقم الهيدروجيني للدم

تتأثر العديد من التفاعلات الحيوية التي تحدث في أجسام الكائنات الحية بدرجة حموضة الوسط الذي تحدث فيه، وكما تحدث هذه التفاعلات على النحو المطلوب، يجب ضبط الرقم الهيدروجيني للوسط ضمن المدى المناسب لحدوث هذه التفاعلات، ومنع حدوث تفاعلات جانبية. وهناك أنظمة حيوية في الجسم تعمل على ضبط الرقم الهيدروجيني pH من خلال العديد من المحاليل الحيوية التي تعمل كمحاليل منظمة، ومن هذه المحاليل، المحلول الذي يتكون من ( $\text{HPO}_4^{2-}$  و  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$ ). يعمل هذا المحلول على ضبط الرقم الهيدروجيني في العصارة الخلوية (السائل الخلوي)، حيث يكون الأيونين ( $\text{H}_2\text{PO}_4^-$  و  $\text{HPO}_4^{2-}$ ) في حالة اتزان، كما في المعادلة الآتية:



وعند حدوث زيادة في تركيز  $\text{H}_3\text{O}^+$  في العصارة الخلوية بسبب عمليات الهدم والبناء فإنه يتم استهلاك هذه الزيادة بالتفاعل مع أيون  $\text{HPO}_4^{2-}$ ، حيث يندفع التفاعل بالاتجاه العكسي، ويزداد تركيز  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$ .

أما عند حدوث زيادة في تركيز  $\text{OH}^-$ ، فإنه يتم استهلاك هذه الزيادة بالتفاعل مع  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$  ويزداد بذلك تركيز  $\text{HPO}_4^{2-}$ ، ويمكن التعبير عن ثابت الاتزان للتفاعل على النحو الآتي:

$$\frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{HPO}_4^{2-}]}{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]} = K_a$$

وتكون قيمة  $K_a$  للتفاعل عند  $25^\circ\text{C}$   $6.23 \times 10^{-8}$

وعندما يكون  $[\text{HPO}_4^{2-}] = [\text{H}_2\text{PO}_4^-]$ ، فإن:

$$K_a = [\text{H}_3\text{O}^+] \text{ وتكون pH للوسط} = 7.21$$

وقد وجد أن الرقم الهيدروجيني للعصارة الخلوية في الثدييات يتراوح بين (6.9 - 7.4)، حيث يعمل محلول الفسفات على ضبط الرقم الهيدروجيني للعصارة عند هذا المدى.

- ١ - وضح المقصود بكل مما يأتي:
- التميّه، المحلول المنظم، الأيون المشترك، الكاشف، نقطة التعادل، المعايرة.
- ٢ - اكتب معادلة موزونة لتأين كل من الأملاح التالية في الماء:
- $Al(NO_3)_3$  ،  $CH_3COONa$  ،  $MgCl_2$  ،  $Li_2SO_4$  ،  $NaI$
- ٣ - عين الأيون الذي يتميّه في الماء في كل من الأملاح الآتية:
- $NaBr$  ،  $CH_3COOK$  ،  $LiCl$  ،  $NH_4Cl$  ،  $NaCN$
- ٤ - ما الحمض والقاعدة اللذان يكونان كلاً من الأملاح التالية عند تفاعلها؟
- $NaNO_3$  ،  $CH_3COONa$  ،  $KBr$  ،  $NH_4Cl$
- ٥ - بين فيما إذا كانت محاليل الأملاح التالية حمضية، أم قاعدية، أم متعادلة:
- $NaHS$  ،  $LiNO_3$  ،  $NaCN$  ،  $KI$  ،  $NH_4Br$  ،  $Na_2SO_4$
- ٦ - احسب حجم محلول القاعدة  $LiOH$  ذي التركيز ٠,١ مول/لتر، اللازم لمعادلة ١٠ مل من الحمض  $HNO_3$  ذي التركيز ٠,٣٥ مول/لتر.
- ٧ - عند معايرة ٣٤ مل من محلول  $NaOH$  مجهول التركيز، وجد أنه يلزم ٢٧ مل من محلول  $H_2SO_4$  الذي تركيزه ٠,١ مول/لتر لمعادلة محلول القاعدة، احسب تركيز القاعدة.
- ٨ - احسب الرقم الهيدروجيني لمحلول منظم مكون من محلول حمض البنزويك  $C_6H_5COOH$  الذي تركيزه ٠,٢ مول/لتر، ومحلول بنزوات الصوديوم  $C_6H_5COONa$  الذي تركيزه ٠,٢ مول/لتر (علماً بأن  $K_a$  للحمض =  $6,3 \times 10^{-5}$ ).

٩ - ماذا يحدث لقيمة pH للمحلول نتيجة إضافة الملح في كل من الحالات التالية، (بافتراض عدم تغير حجم المحلول)؟

أ ( ملح كلوريد الأمونيوم إلى محلول  $\text{NH}_3$  .

ب ( ملح نترات الصوديوم إلى محلول  $\text{HNO}_3$  .

ج ( ملح إيثانوات الصوديوم إلى محلول  $\text{CH}_3\text{COOH}$  .

١٠ - ما عدد مولات  $\text{NH}_4\text{Cl}$  اللازم إضافتها إلى ٥٠٠ مل من محلول  $\text{NH}_3$  تركيزه ٠,٠١ مول/لتر، لينتج محلول رقمه الهيدروجيني ٩ ؟

١١ - حُضِرَ محلول منظم من قاعدة ضعيفة B تركيزها ٠,٣ مول/لتر والملح  $\text{BHCl}$  بالتركيز نفسه، فإذا علمت أن  $(K_b \text{ للقاعدة } B = 1 \times 10^{-4})$ :

أ ( احسب pH للمحلول المنظم الناتج.

ب ( كم تصبح قيمة pH عند إضافة ٠,١ مول من  $\text{HCl}$  إلى لتر من المحلول المنظم؟

١٢ - إذا علمت أن ١٢ مل من محلول  $\text{HCl}$  الذي تركيزه ٠,٢ مول/لتر، يتعادل تماماً مع ٢٠ مل من محلول القاعدة  $\text{Ca(OH)}_2$  مجهول التركيز، احسب تركيز القاعدة.

- ١ - اختر رمز الإجابة الصحيحة لكل مما يأتي:
- ٠١ المادة التي تمثل قاعدة لويس من المواد التالية هي:
- أ (  $B(OH)_3$  ) ب (  $NH_4^+$  ) ج (  $Cu^{2+}$  ) د (  $NF_3$  )
- ٠٢ إذا علمت أن المحاليل التالية ذات تراكيز متساوية، فأيهما له أعلى قيمة pH:
- أ (  $CaCl_2$  ) ب (  $NH_4Cl$  ) ج (  $HF$  ) د (  $HCOONa$  )
- ٠٣ الرقم الهيدروجيني لمحلول  $HClO$  تركيزه  $0.01$  مول/لتر هو:
- أ ( ٢ ) ب ( أكبر من ٢ ) ج ( أقل من ٢ ) د ( ١ )
- ٠٤ المادة التي لا يُعدُّ ذوبانها في الماء تميئهاً هي:
- أ (  $CaCl_2$  ) ب (  $NH_4Cl$  ) ج (  $NaF$  ) د (  $HCOONa$  )
- ٠٥ المادة التي تمثل حمض لويس فيما يلي هي:
- أ (  $F^-$  ) ب (  $NH_3$  ) ج (  $BF_3$  ) د (  $OCl_2$  )
- ٠٦ إذا كانت قيمة pH لمحلول مكوّن من الحمض  $HNO_2$ ، والملح  $KNO_2$  (بالتركيز نفسه) تساوي ٤، فإن  $K_a$  تساوي:
- أ (  $10^{-4}$  ) ب (  $10^{-8}$  ) ج ( ٤ ) د (  $10^{-16}$  )
- ٠٧ المحلول الذي يصلح كمحلول منظم هو:
- أ (  $NaHCO_3 / H_2CO_3$  ) ب (  $NaCl / HCl$  ) ج (  $NaNO_3 / HNO_3$  ) د (  $NaClO_4 / HClO_4$  )
- ٠٨ إضافة ملح ميثانوات الصوديوم  $HCOONa$  إلى محلول حمض الميثانويك  $HCOOH$  تؤدي إلى:
- أ ( خفض قيمة  $K_a$  للحمض ) ب ( زيادة تركيز  $H_3O^+$  ) ج ( خفض قيمة pH للمحلول ) د ( زيادة قيمة pH للمحلول )

٠٩ حجم محلول الحمض  $\text{HNO}_3$  ذي التركيز ٠,٢ مول/لتر، اللازم للتعاقل تماماً مع ٤٠ مل من محلول القاعدة  $\text{Ba(OH)}_2$  ذي التركيز ٠,١ مول/لتر هو:

أ ( ٤٠ مل      ب ( ٣٠ مل      ج ( ٢٠ مل      د ( ١٠ مل

٠١٠ إذا كان لديك تراكيز متساوية من محاليل الأملاح التالية، فإن الملح الذي لمحلوله أقل رقم هيدروجيني هو:

أ (  $\text{BaCl}_2$       ب (  $\text{NH}_4\text{Cl}$       ج (  $\text{KNO}_3$       د (  $\text{NaCN}$

٠١١ في محلول الحمض القوي HI الذي تركيزه ١ مول/لتر يكون:

أ (  $[\text{I}^-] < [\text{H}_3\text{O}^+]$       ب (  $[\text{I}^-] > [\text{H}_3\text{O}^+]$

ج (  $\text{pH} = ١$       د (  $\text{pH} = \text{صفر}$

٢ - احسب pH لمحلول مكون من القاعدة  $\text{N}_2\text{H}_4$ ، والملح  $\text{N}_2\text{H}_5\text{Br}$  بالتركيز نفسه.

٣ - أ ( اكتب معادلة موزونة تفسر التأثير القاعدي لمحلول  $\text{NaHCO}_3$ .

ب ( اكتب معادلة موزونة تفسر التأثير الحمضي لمحلول  $\text{CH}_3\text{NH}_3\text{Cl}$ .

٤ - مستعينا بالجدول المجاور، أجب عن الأسئلة الآتية:

صيغة الحمض	$K_a$
HX	$٦,٣ \times ١٠^{-٥}$
HY	$٤,٥ \times ١٠^{-٤}$
HZ	$١,٨ \times ١٠^{-٥}$

أ ( اكتب صيغة القاعدة المرافقة التي لحمضها أعلى pH.

ب ( اكتب معادلة تبيّن الجهة التي يرجحها الاتزان عند

إضافة  $\text{NaX}$  إلى محلول HZ.

ج ( ٠١ احسب الرقم الهيدروجيني pH لمحلول منظم تكوّن بإذابة ٠,٤ مول من الملح KY

في ٥٠٠ مل من محلول HY ذي التركيز ٠,٤ مول/لتر.

٠٢ ما صيغة الأيون المشترك في المحلول؟

٠٣ كم تصبح قيمة pH للمحلول السابق إذا أضيف إليه ٠,١ مول/لتر من HCl؟

٥ - فيما يلي معادلات تأين عدد من القواعد الضعيفة، وقيم ثوابت التأين ( $K_b$ ) لكل منها. ادرس هذه المعادلات، ثم أجب عن الأسئلة التي تليها:

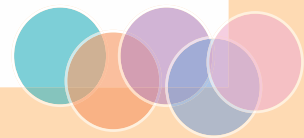
معادلة تأين القاعدة الضعيفة	$K_b$
$\text{CH}_3\text{NH}_2 (\text{aq}) + \text{H}_2\text{O} (\text{l}) \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{NH}_3^+ (\text{aq}) + \text{OH}^- (\text{aq})$	$4,4 \times 10^{-4}$
$\text{N}_2\text{H}_4 (\text{aq}) + \text{H}_2\text{O} (\text{l}) \rightleftharpoons \text{N}_2\text{H}_5^+ (\text{aq}) + \text{OH}^- (\text{aq})$	$1,3 \times 10^{-6}$
$\text{NH}_3 (\text{aq}) + \text{H}_2\text{O} (\text{l}) \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ (\text{aq}) + \text{OH}^- (\text{aq})$	$1,8 \times 10^{-5}$
$\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2 (\text{aq}) + \text{H}_2\text{O} (\text{l}) \rightleftharpoons \text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_3^+ (\text{aq}) + \text{OH}^- (\text{aq})$	$4,3 \times 10^{-10}$

- أ ( ما صيغة القاعدة الأقوى؟ وما صيغة حمضها المرافق؟  
 ب ( ما صيغة الحمض المرافق الذي لقاعدته أقل رقم هيدروجيني؟  
 ج ( أيهما أقوى الحمض المرافق  $\text{N}_2\text{H}_5^+$ ، أم  $\text{NH}_4^+$ ؟  
 د ( أكمل المعادلة التالية، ثم عيّن الزوجين المترافقين من الحمض والقاعدة، وعيّن الجهة التي يرجحها الاتزان في التفاعل:



٦ - محلول قاعدة مجهولة B تركيزه ٠,٢ مول/لتر، ورقمه الهيدروجيني ٩,٦، احسب قيمة ثابت تأين القاعدة  $K_b$ .

- ٧ - هل تزداد قيمة pH للمحلول أم تقل أم تبقى ثابتة عند إضافة بلورات من:  
 أ ( ملح  $\text{NaHCO}_3$  إلى محلول  $\text{H}_2\text{CO}_3$ .  
 ب ( ملح  $\text{KBr}$  إلى محلول  $\text{KOH}$ .  
 ج ( ملح  $\text{KI}$  إلى محلول  $\text{HI}$ .



• لماذا يتولد تيار كهربائي عند غمس صفيحتين فلزيتين مختلفتين في محلول كهربي؟







تعدّ تفاعلات التأكسد والاختزال من أهم أنواع التفاعلات الكيميائية، وهي تحدث في كثير من الأماكن حولنا، وفي أجسامنا، فالطاقة اللازمة لجميع الكائنات الحية، بما فيها الإنسان، للقيام بالأنشطة المختلفة، يتم الحصول عليها من الطعام بوساطة تفاعلات التأكسد والاختزال. ومن ناحية أخرى، نجد أن الطاقة الكهربائية التي يتم الحصول عليها من البطاريات على اختلاف أنواعها، كالبطارية التي تشغل السيارة، أو الساعة أو المصباح الكشاف، يتم إنتاجها من هذه التفاعلات.

فما طبيعة تفاعلات التأكسد والاختزال؟ وما المقصود بكل من أعداد التأكسد، والعوامل المؤكسدة، والعوامل المختزلة؟ وما الطريقة المستخدمة في موازنة معادلات التأكسد والاختزال؟ هذا ما سوف نتعرفه خلال هذا الفصل.

ويتوقع منك بعد دراسة هذا الفصل أن:

- توضّح المقصود بكل من المفاهيم الآتية: التأكسد، الاختزال، عدد التأكسد، العامل المؤكسد، العامل المختزل، التأكسد والاختزال الذاتي.
- تحسب أعداد التأكسد لذرات العناصر في المركبات المختلفة.
- تكتسب مهارة وزن معادلات التأكسد والاختزال بطريقة نصف التفاعل (طريقة الأيون والإلكترون).

## تفاعلات التأكسد والاختزال (Oxidation Reduction Reactions)

## أولاً

درست في الصف التاسع تفاعلات التأكسد والاختزال، وعرفت أن لهذه التفاعلات مظاهر وأشكالاً متنوعة، للتعرف إلى بعضها، حاول تفسير ما يأتي:

١- تصدأ قطعة من الحديد عند تركها فترة زمنية في جو رطب، الشكل (٣-١/أ).

٢- يتسبب عود ثقاب صغير في احتراق غابة بكاملها خصوصاً في الصيف، الشكل (٣-١/ب).



الشكل (٣-١/ب): عمليات الاحتراق.



الشكل (٣-١/أ): صدأ الحديد.

٣- توجد خامات الحديد من الفلزات في الطبيعة على شكل أكاسيد.

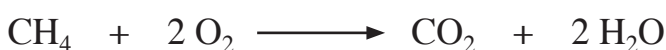
٤- تقوم عمليات استخلاص بعض الفلزات من خاماتها على نزع الأكسجين من هذه الخامات، فمثلاً يتم نزع الأكسجين من الحديد في خام الهيماتيت  $Fe_2O_3$  بواسطة الكربون داخل ما يعرف بالفرن اللافح، الشكل (٣-٢).

ويعد صدأ الحديد من أشهر الأمثلة على عمليات التأكسد؛ إذ يكلف العالم مبالغ ضخمة كل عام؛ لذا نلجأ لحماية الحديد بعمليات مختلفة، مثل الطلاء والغلفنة وغيرها. فما المقصود بتفاعلات التأكسد والاختزال؟



الشكل (٣-٢): الفرن اللافح.

استخدم مصطلح التأكسد في البداية ليصف تفاعل مادة مع الأكسجين. بناءً على هذا التعريف، فإن كلتا المعادلتين التاليتين تتضمننا تأكسداً:



كما أن مصطلح الاختزال قد استخدم لوصف عملية نزع ذرات الأكسجين من مركب، مثل نزع الأكسجين من أكاسيد الفلزات للحصول عليها بشكل حر (استخلاص الفلزات من خاماتها)، كما في المعادلتين الآتيتين:



ومع مرور الوقت أصبح استخدام هذه المفاهيم أكثر شيوعاً؛ إذ لم تعد محصورة بتفاعلات المواد مع الأكسجين، بل أصبحت تستخدم لوصف أنواع أخرى من التفاعلات الكيميائية التي لا تتضمن الأكسجين كمادة متفاعلة. وللتعرف إلى مفهوم التأكسد والاختزال، ادرس المعادلة الآتية التي تمثل اتحاد المغنيسيوم مع الأكسجين لإنتاج أكسيد المغنيسيوم الذي يتكون من أيونات  $\text{Mg}^{2+}$  و  $\text{O}^{2-}$ ، ثم أجب عن السؤاليين التاليين:



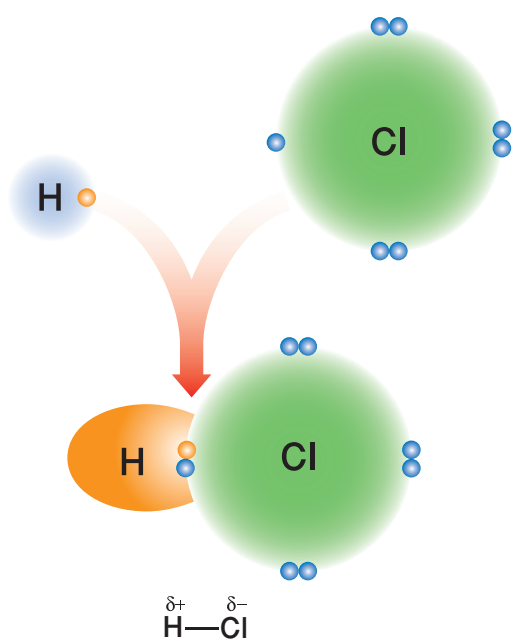
• كيف تحوّلت ذرة المغنيسيوم المتعادلة إلى الأيون الموجب  $\text{Mg}^{2+}$ ؟

• كيف تحوّلت ذرة الأكسجين المتعادلة إلى الأيون السالب  $\text{O}^{2-}$ ؟

عرفت أن بعض التفاعلات الكيميائية تشتمل على انتقال الإلكترونات بين المواد المتفاعلة؛ مما يؤدي إلى تكوّن أيونات موجبة وأيونات سالبة، يحدث بينها تجاذب يؤدي إلى تكوّن المركبات الأيونية، وفي المعادلة السابقة، نجد أن أكسيد المغنيسيوم  $\text{MgO}$  يتكوّن نتيجة فقد ذرة المغنيسيوم لإلكترونين؛ مما أدى إلى تكوّن الأيون الموجب  $\text{Mg}^{2+}$ ، واكتساب ذرة الأكسجين لهذين الإلكترونين لتكوين الأيون السالب  $\text{O}^{2-}$ .

وبالتالي، يمكن تعريف التأكسد بأنه عملية فقد المادة للإلكترونات خلال التفاعل الكيميائي. وفي المقابل، تسمى عملية اكتساب المادة للإلكترونات اختزالاً. كما أن عمليتي التأكسد والاختزال مترافقتان دائماً، بحيث لا يمكن حدوث إحدهما دون الأخرى.

وهنا لا بدّ من الإشارة إلى أن بعض عمليات التأكسد والاختزال قد لا تؤدي إلى كسب أو فقد كامل للإلكترونات، فمثلاً، تتكون مادة  $\text{HCl}$  الجزيئية من اتحاد  $\text{H}_2$  مع  $\text{Cl}_2$ ، وفق المعادلة الآتية:



الشكل (٣-٣): إنزياح إلكترونات الرابطة باتجاه الكلور في جزيء HCl.

حيث تكتسب ذرة الهيدروجين في المركب الناتج شحنة جزئية موجبة نتيجة انزياح إلكترونات الرابطة المشتركة باتجاه ذرة الكلور (الأعلى كهربية)، التي تكتسب بدورها شحنة جزئية سالبة، ويؤدي هذا الانزياح الجزئي لإلكترونات الرابطة إلى اعتبار التفاعل السابق تفاعل تأكسد واختزال، الشكل (٣-٣).

وقد عرفت سابقاً أنه يمكن التعبير عن تفاعلات التأكسد والاختزال باستخدام أنصاف تفاعلات التأكسد والاختزال، ونصف التفاعل يمثل إما فقدان الإلكترونات أو اكتسابها على شكل معادلة كيميائية موزونة منفصلة؛ لذا يقسم التفاعل إلى نصفين، يصف أحدهما عملية التأكسد، بينما يصف الآخر عملية الاختزال، ويمكن تمثيل نصفي تفاعل معادلة تكوين MgO بالشكل الآتي:



نصف تفاعل التأكسد (فقد إلكترونات)



نصف تفاعل الاختزال (كسب إلكترونات)

حدد الذرة التي تأكسدت والذرة التي اختزلت في التفاعل التالي، وضح إجابتك من خلال كتابة أنصاف التفاعلات.



## عدد التأكسد (Oxidation Number)

## ثانياً

تستخدم أعداد التأكسد في التعرف إلى عمليتي التأكسد والاختزال خلال التفاعلات الكيميائية، وهي تعبر عن عدد الإلكترونات التي يتم فقدانها أو اكتسابها أو المشاركة بها، وقد يكون عدد التأكسد موجباً، أو سالباً، أو صفراً، ويمكن تعريف عدد التأكسد للذرة إذا وجدت على شكل أيون (كما في المركبات الأيونية)، بأنه الشحنة الفعلية لأيون الذرة.

أما في المركبات الجزيئية حيث لا يحدث انتقال كامل للإلكترونات بين الذرات خلال التفاعلات الكيميائية، بل تتم المشاركة بها، فإن عدد التأكسد هو الشحنة التي ستكسبها الذرة فيما لو أعطيت إلكترونات الرابطة كلياً للذرة الأعلى كهرسلبية. وبالتالي، يكون عدد تأكسدها سالباً. بينما يكون عدد تأكسد الذرة الأخرى موجباً، كما في جزيء HCl، الشكل (3-3).

ونظراً لأهمية أعداد التأكسد في دراسة تفاعلات التأكسد والاختزال، فقد تم وضع عدد من القواعد العامة للمساعدة في حساب قيمتها، وهذه القواعد هي:

- ١- عدد تأكسد العنصر الحر يساوي صفراً (مثل:  $\text{Cu}_{(s)}$  و  $\text{B}_{(s)}$  و  $\text{Cl}_{2(g)}$  و  $\text{P}_{4(s)}$ ).
  - ٢- عدد تأكسد الأيون البسيط (الأيون المكون من ذرة واحدة) يساوي شحنة الأيون، (مثل:  $\text{Na}^+ = 1+$ ،  $\text{O}^{2-} = 2-$ ،  $\text{Al}^{3+} = 3+$ ).
  - أ ( عدد تأكسد أيونات العناصر القلوية (المجموعة I A في الجدول الدوري) يساوي  $1+$ ).
  - ب ( عدد تأكسد أيونات القلويات الترابية (المجموعة II A في الجدول الدوري) يساوي  $2+$ ).
  - ٣- عدد تأكسد الهيدروجين يساوي  $1+$  في جميع مركباته باستثناء هيدريدات الفلزات (مثل، NaH)، حيث يكون عدد تأكسده  $1-$ .
  - ٤- عدد تأكسد الأكسجين في مركباته يساوي  $2-$ ، عدا بعض الحالات، مثل فوق الأكاسيد (كما في  $\text{H}_2\text{O}_2$ )، حيث يكون عدد تأكسده  $1-$ ، كما أن عدد تأكسده يكون موجباً مع عنصر الفلور. لماذا؟
  - ٥- عدد تأكسد الهالوجينات (المجموعة VII A) يساوي  $1-$ ، في المركبات الثنائية مع الفلزات (مثل:  $\text{NaCl}$ ،  $\text{AlBr}_3$ ،  $\text{MgI}_2$ )، أما الفلور فيكون عدد تأكسده  $1-$  في جميع المركبات.
  - ٦- مجموع أعداد التأكسد لجميع الذرات في المركب المتعادل (مثل:  $\text{CuSO}_4$ ،  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ) يساوي صفراً.
  - ٧- مجموع أعداد التأكسد لجميع الذرات في الأيون متعدد الذرات (مثل:  $\text{HSO}_3^-$ ،  $\text{CrO}_4^{2-}$ ) يساوي شحنة الأيون.
- والأمثلة التالية، توضح طريقة حساب عدد التأكسد.

### مثال (١)

ما عدد تأكسد الحديد في FeO ؟

### الحل

اعتماداً على القاعدة السادسة، يمكن وضع المعادلة الرياضية الآتية:

(عدد ذرات الأكسجين × عدد تأكسده) + (عدد ذرات الحديد × عدد تأكسده) = صفراً

$$0 = (س \times 1) + (2- \times 1)$$

$$0 = س + 2-$$

إذن: عدد تأكسد Fe = 2+

### مثال (٢)

ما عدد تأكسد As في  $AsO_4^{3-}$  ؟

### الحل

اعتماداً على القاعدة السابعة فإن:

(عدد ذرات As × عدد تأكسده) + (عدد ذرات O × عدد تأكسده) = 3-

$$3- = (س \times 1) + (2- \times 4)$$

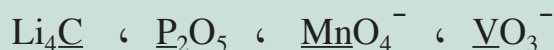
$$3- = 8 - س$$

أي أن عدد تأكسد As = 5+

وتجدر الإشارة هنا إلى أنه قد يكون للعنصر الواحد أكثر من عدد تأكسد في مركباته، فعدد تأكسد الحديد يساوي 2+ في المركب FeO ، بينما يكون 3+ في المركب  $Fe_2O_3$  .

١- ما عدد التأكسد لعنصر الكروم Cr في كل من:  $CrO_2^-$  ،  $Cr_2O_7^{2-}$  ،  $CrO_3$  ؟

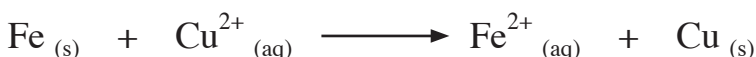
٢- ما عدد التأكسد للعنصر الذي تحته خط في كل مما يأتي:



## ثالثاً

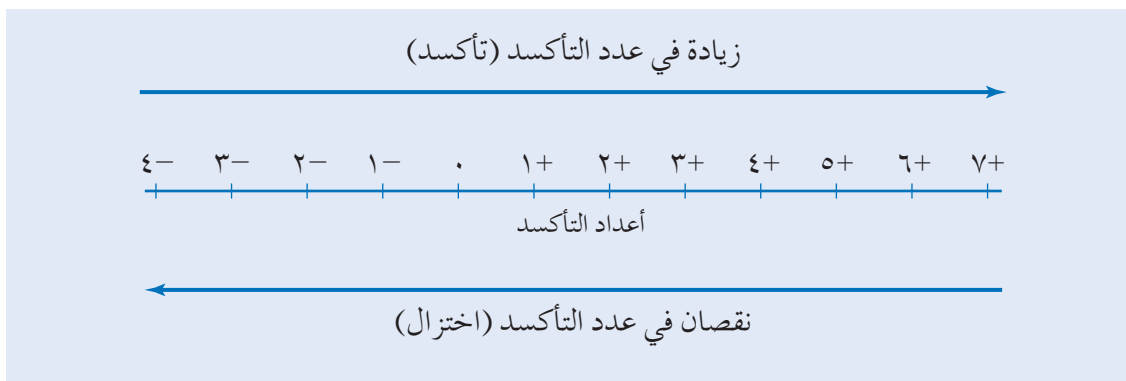
### علاقة التأكسد والاختزال بعدد التأكسد

يستخدم التغيير في عدد التأكسد للذرة بين المواد المتفاعلة والمواد الناتجة في تحديد أي العناصر تأكسد، وأيها اختزل، وللتعرّف إلى الطريقة المستخدمة في ذلك. ادرس معادلة التفاعل التالي، ثم أجب عمّا تليها من أسئلة:



- أيّ العنصرين تأكسد؟، وأيُّهما اختزل؟ وضح إجابتك من خلال كتابة أنصاف التفاعلات.
- كيف يتغيّر عدد تأكسد الحديد خلال التفاعل؟
- كيف يتغيّر عدد تأكسد النحاس خلال التفاعل؟

لاحظ أن عدد تأكسد Fe قد تغيّر من صفر إلى  $2+$  (ازداد بمقدار 2)، بينما عدد تأكسد  $\text{Cu}^{2+}$  قد تغيّر من  $2+$  إلى صفر (نقص بمقدار 2)، وبهذا، فإن تفاعلات التأكسد والاختزال يرافقها تغيّر في أعداد التأكسد لبعض ذرات العناصر في التفاعل؛ إذ يزداد عدد التأكسد للذرات التي تتأكسد، بينما يقلّ عدد التأكسد للذرات التي تختزل، لاحظ الشكل (3-4).



الشكل (3-4): علاقة التأكسد والاختزال بعدد التأكسد.

### مثال (3)

في معادلة التفاعل التالي، بيّن الذرات التي تأكسدت والذرات التي اختزلت باستخدام التغيير في أعداد التأكسد.

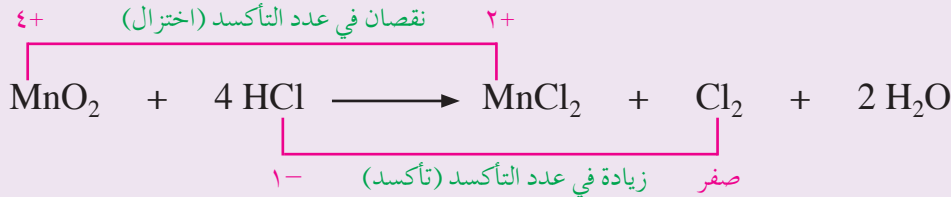


## الحل

١- نحدّد عدد التأكسد لكل ذرة في كل من المواد المتفاعلة والمواد الناتجة.



٢- نحدّد أي الذرات تأكسد، وأيها اختزل من خلال التغير في أعداد التأكسد، كما هو مبين:



٣- نجد أن عدد تأكسد ذرة المنغنيز قد نقص بمقدار ٢ ( $4+$  إلى  $2+$ )؛ أي أنها اختزلت. بينما ازداد عدد تأكسد الكلور بمقدار ١ ( $1-$  إلى صفر)، أي أنها تأكسدت.

حدّد الذرة التي تأكسدت والذرة التي اختزلت في كل من المعادلات الآتية:



## العوامل المؤكسدة والعوامل المختزلة

(Oxidizing Agents and Reducing Agents)

## رابعاً

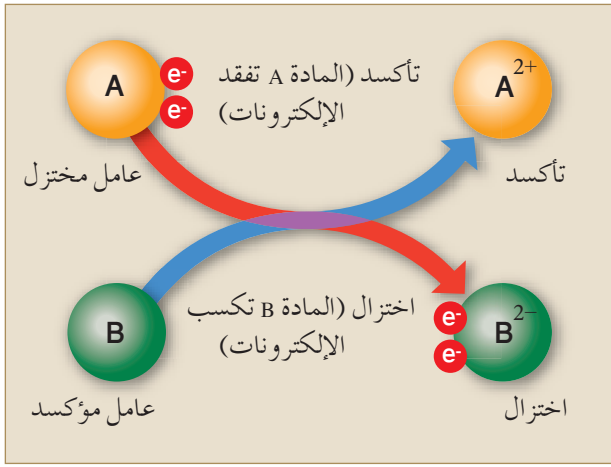
يرتبط مفهوم العامل المؤكسد والعامل المختزل ارتباطاً وثيقاً بتفاعلات التأكسد والاختزال، وللتعرّف إلى هذين المفهومين، تأمل معادلة التفاعل التالي، ثم أجب عن الأسئلة التي تليها:



- أي الذرات تأكسدت؟ وأيها اختزلت؟
- اكتب أنصاف تفاعلات التأكسد والاختزال.
- ما المادة التي أعطت الإلكترونات للذرة التي اختزلت؟
- ما المادة التي أخذت الإلكترونات من الذرة التي تأكسدت؟



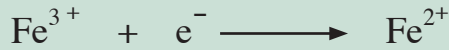
تلاحظ أن أيون الرصاص قد اختزل (نقص عدد تأكسده من +2 إلى صفر) عن طريق اكتساب إلكترونين من النيكل، وبالتالي فقد تسبب النيكل في حدوث الاختزال؛ لذا يسمى النيكل عاملاً مختزلاً، كما أن النيكل قد تأكسد (زاد عدد تأكسد الذرة من صفر إلى +2)، وأن أيون الرصاص قد



الشكل (٣-٥): العامل المؤكسد والعامل المختزل.

تسبب في حدوث التأكسد من خلال كسب الإلكترونات التي فقدتها ذرة النيكل؛ لذا يسمى أيون الرصاص عاملاً مؤكسداً، بناءً على ما سبق يمكن تعريف العامل المختزل بأنه المادة التي تفقد الإلكترونات، والعامل المؤكسد هو المادة التي تكسب هذه الإلكترونات في تفاعل التأكسد والاختزال، لاحظ أن العامل المختزل يتأكسد، وأن العامل المؤكسد يختزل خلال التفاعل، الشكل (٣-٥).

هل يحتاج حدوث أنصاف التفاعلات التالية لعامل مؤكسد أم لعامل مختزل؟ فسر إجابتك.



وعلى الرغم من أن التأكسد أو الاختزال يحدث لذرة واحدة في المركب أو الأيون متعدد الذرات، إلا أن كامل المركب أو الأيون يعدُّ العامل المؤكسد أو العامل المختزل وليس الذرة فقط.

#### مثال (٤)

في معادلة التفاعل التالي، حدّد كلاً من العامل المؤكسد والعامل المختزل.



#### الحل

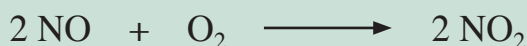
١- نحدد أعداد التأكسد لجميع الذرات في المواد المتفاعلة والنتيجة.



٢- نلاحظ أن عدد تأكسد المغنيسيوم زاد بمقدار ٢ (من صفر إلى +٢)، إذن فقد تأكسد، وبالتالي المغنيسيوم هو العامل المختزل.

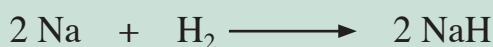
٣- كما نلاحظ أن عدد تأكسد أيون النحاس نقص بمقدار ٢ (من +٢ إلى صفر)، إذن فقد اختزل، وبما أن أيون النحاس جزء من مركب كلوريد النحاس (II)  $\text{CuCl}_2$ ، فإن كلوريد النحاس (II) هو العامل المؤكسد.

حدد العامل المؤكسد والعامل المختزل في كلا التفاعلين الآتيين:



ويختلف سلوك المادة كعامل مؤكسد أو كعامل مختزل حسب طبيعة المواد التي تتفاعل معها، فهناك مواد قد تسلك كعامل مؤكسد في تفاعل كيميائي، بينما تسلك كعامل مختزل في تفاعل آخر.

حدّد سلوك الهيدروجين كعامل مؤكسد، أو كعامل مختزل في كلا التفاعلين الآتيين:



إلا أن هناك موادّ تسلك كعوامل مؤكسدة أو كعوامل مختزلة في معظم تفاعلاتها، وتوصف هذه المواد بأنها عوامل مؤكسدة أو عوامل مختزلة قوية، والجدول (٣-١)، يضم بعض العوامل المؤكسدة والعوامل المختزلة الأكثر شيوعاً.

\* الجدول (٣-١): بعض العوامل المؤكسدة والعوامل المختزلة الشائعة.

عوامل مختزلة	عوامل مؤكسدة
الفلزات النشيطة، مثل: $\text{Na}$ ، $\text{Mg}$ ، $\text{Al}$ ، $\text{Zn}$ .	جزيئات العناصر ذات الكهربية العالية، مثل: $\text{O}_3$ ، $\text{F}_2$ ، $\text{O}_2$ ، $\text{Cl}_2$ .
بعض هيدرات الفلزات وأشبه الفلزات، مثل: $\text{NaBH}_4$ ، $\text{LiAlH}_4$ .	المركبات والأيونات متعددة الذرات والمحتوية على ذرات ذات أعداد تأكسد عالية، مثل: $\text{MnO}_4^-$ ، $\text{CrO}_4^{2-}$ ، $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ ، $\text{HNO}_3$ ، $\text{HClO}_4$ .

\* المعلومات الواردة في الجدول ليست للحفظ.

وتجدر الإشارة إلى وجود مواد قد تسلك في بعض الحالات كعامل مؤكسد وعامل مختزل في التفاعل نفسه، وهو ما يسمى بالتأكسد والاختزال الذاتي (Autoxidation-Reduction)، كما هو موضح في المثال الآتي:

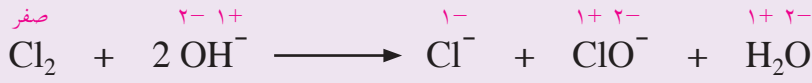
### مثال (٥)

حدد العامل المؤكسد والعامل المختزل في التفاعل الآتي:

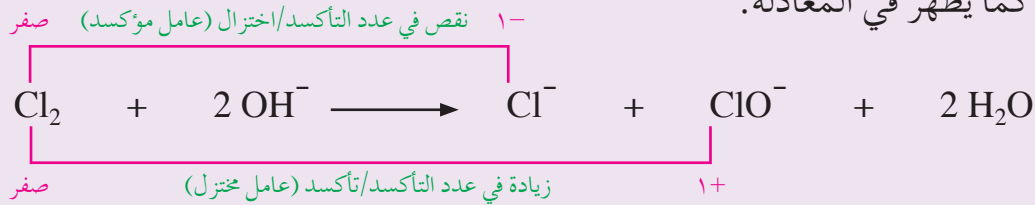


### الحل

١- نحدّد أعداد التأكسد لجميع الذرات في المواد المتفاعلة والناجمة.



٢- نلاحظ أن الكلور هو العنصر الوحيد الذي حدث تغير في عدد تأكسده. حيث زاد عدد تأكسده بمقدار ١ (صفر إلى ١+) في  $\text{ClO}^-$ ، إذن فالكلور قد تأكسد (عامل مختزل). بينما نقص عدد تأكسده بمقدار ١ (صفر إلى ١-) في  $\text{Cl}^-$ ، إذن فالكلور أيضاً قد اختزل (عامل مؤكسد)، كما يظهر في المعادلة:



٣- بما أن الكلور هو العامل المؤكسد، وفي الوقت نفسه هو العامل المختزل، إذن فقد حدث تفاعل تأكسد واختزال ذاتي للكلور.

حدّد كلاً من العامل المؤكسد والعامل المختزل في المعادلتين الآتيتين:



## قضية للبحث



بالرجوع إلى بعض الكتب العلمية المتوفرة في مكتبة المدرسة، أو باستخدام الشبكة الإلكترونية، ابحث عن معادلات أخرى تمثل تفاعلات تأكسد واختزال ذاتي، ثم ناقشها مع زملائك في الصف.

ويمكنك الاستعانة بالكلمات المفتاحية التالية في البحث عبر الشبكة الإلكترونية:

Autoxidation\_Reduction Reactions, Disproportionation Reactions .....

## موازنة معادلات التأكسد والاختزال

(Balancing Oxidation Reduction Equations)

## خامساً

عرفت أن المعادلات الكيميائية تستخدم للتعبير عن التفاعلات الكيميائية، ولما لهذه المعادلات من أهمية بالغة خصوصاً في الحسابات الكيميائية، فلا بدّ من كتابتها موزونة. وقد تعلمت كتابة المعادلة الكيميائية ووزنها بطريقة المحاولة والخطأ، التي تقوم على محاولة الوصول إلى توازن بين المواد المتفاعلة والنتيجة بهدف تحقيق كل من قانوني:

### ١- حفظ المادة

أن تكون أعداد الذرات وأنواعها في المواد المتفاعلة مساويةً لأعداد الذرات وأنواعها في المواد الناتجة.

### ٢- حفظ الشحنة

أن يكون المجموع الجبري للشحنات الكهربائية في المواد المتفاعلة مساوياً للمجموع الجبري للشحنات الكهربائية في المواد الناتجة.

وازن المعادلة التالية بطريقة المحاولة والخطأ.



وعلى الرغم من أن طريقة المحاولة والخطأ تفيد في موازنة عدد كبير من المعادلات، إلا أنها لا تصلح لموازنة بعض معادلات التأكسد والاختزال المعقدة؛ لذا لا بد من استخدام طريقة أخرى لموازنة هذا النوع من المعادلات، وسوف تتعرّف هنا على طريقة نصف التفاعل (الأيون والإلكترون) في موازنة معادلات التأكسد والاختزال.

## ١- طريقة نصف التفاعل (Half-Reaction Method)

تعدُّ هذه الطريقة من الطرق المهمة في موازنة معادلات التأكسد والاختزال، وتتضمن قسمة التفاعل إلى نصفيّ تفاعل (نصف تفاعل تأكسد ونصف تفاعل اختزال)، ثم موازنة نصفيّ التفاعل كلّ على حده، ومن ثم جمعهما بعد مساواة عدد الإلكترونات بين الطرفين، للحصول على المعادلة الكلية الموزونة للتفاعل، كما هو موضح في المثال الآتي:

### مثال (٦)

وازن المعادلة التالية بطريقة نصف التفاعل.



### الحل

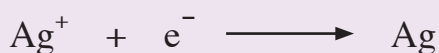
١- بمقارنة المواد المتفاعلة والنتيجة نقسم التفاعل إلى نصفيّ تفاعل هما:



٢- نوازن أعداد الذرات في كل من نصفيّ التفاعل. وذلك لتحقيق قانون حفظ المادة.

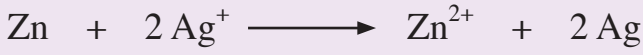
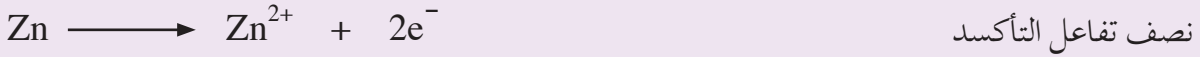


٣- نوازن الشحنة الكهربائية وذلك بإضافة إلكترونات للطرف المناسب في كل معادلة؛ لذا نضيف  $2e^-$  إلى المواد الناتجة في نصف التفاعل الأول، كما نضيف  $1e^-$  إلى المواد المتفاعلة في نصف التفاعل الثاني، حتى يصبح مجموع الشحنة على طرفيّ كلتا المعادلتين يساوي صفرًا.



٤- للحصول على المعادلة الكلية الموزونة، يجب أن يكون عدد الإلكترونات المفقودة في نصف

تفاعل التأكسد مساوياً لعدد الإلكترونات المكتسبة في نصف تفاعل الاختزال؛ لذا نضرب نصف تفاعل الاختزال بالرقم ٢، ثم نقوم بجمع المعادلتين على النحو الآتي:



وازن المعادلتين التاليتين بطريقة نصف التفاعل.



لاحظ أن موازنة المعادلات السابقة تمّت بسهولة دون ظهور أثر للوسط الذي يحدث فيه التفاعل. والمعروف أن عدداً كبيراً من التفاعلات الكيميائية تحدث في المحاليل المائية في وسط حمضي أو قاعدي. فكيف تؤثر حموضة أو قاعدية الوسط في خطوات الموازنة؟ هذا ما سوف تعرفه في البند الآتي:

## ٢- موازنة المعادلات في وسط حمضي

عند حدوث تفاعلات التأكسد والاختزال في وسط حمضي، يلعب الماء دوراً أساسياً في عملية الموازنة بطريقة نصف التفاعل، وكذلك أيونات  $\text{H}^{+}$  الموجودة في المحلول. فكيف تتم موازنة المعادلة في وسط حمضي؟ لتتعرف ذلك. ادرس المثال الآتي:

### مثال (٧)

وازن المعادلة التالية بطريقة نصف التفاعل في وسط حمضي.



### الحل

١- بمقارنة المواد المتفاعلة والنااتجة، نقسم التفاعل إلى نصفين؛ يمثل أحدهما نصف تفاعل التأكسد، والأخر نصف تفاعل الاختزال.



٢- نوازن كل نصف تفاعل وفق الخطوات التالية التي نطبقها على نصف التفاعل الأول:

أ ( نوازن ذرات العناصر ما عدا الهيدروجين والأكسجين. ونجد هنا أن عدد ذرات المنغنيز متساوٍ على الطرفين.



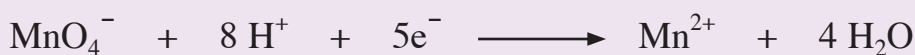
ب ( نوازن ذرات الأكسجين وذلك بإضافة جزيء ماء مقابل كل ذرة أكسجين ناقصة إلى الطرف الذي يعاني النقص؛ لذا نضيف ٤ جزيئات ماء إلى المواد الناتجة.



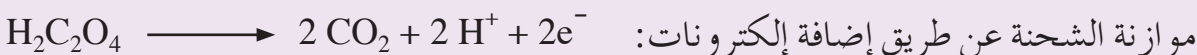
ج ( نوازن ذرات الهيدروجين، وذلك بإضافة أيون هيدروجين  $\text{H}^+$  مقابل كل ذرة هيدروجين ناقصة إلى الطرف الذي يعاني النقص؛ لذا نضيف ثمانية أيونات هيدروجين  $\text{H}^+$  إلى المواد المتفاعلة.



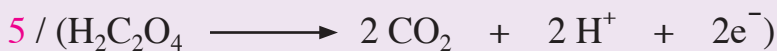
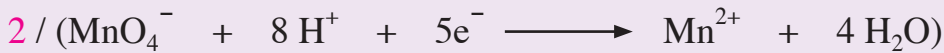
د ( نوازن الشحنة الكهربائية، وذلك بإضافة عدد من الإلكترونات إلى أحد طرفي المعادلة، بحيث يصبح المجموع الجبري للشحنات متساوياً على الجانبين. وبما أن مجموع الشحنة الكهربائية للمواد المتفاعلة =  $7+$ ، وللمواد الناتجة =  $2+$ ، نضيف خمسة إلكترونات إلى المواد المتفاعلة، وبالتالي نحصل على معادلة موزونة، تمثل نصف التفاعل الأول.



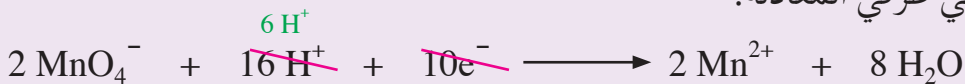
٣- نطبق الخطوات السابقة على نصف التفاعل الثاني كالتالي:



٤- بما أن عدد الإلكترونات المفقودة في نصف تفاعل التأكسد يجب أن يكون مساوياً لعدد الإلكترونات المكتسبة في نصف تفاعل الاختزال، نقوم بضرب أنصاف التفاعلات تبادلياً بإعداد الإلكترونات في كل منهما، فنضرب نصف التفاعل الثاني بالرقم (٢)، بينما نضرب نصف التفاعل الأول بالرقم (٥).

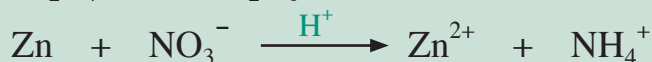


٥- نجمع نصفي التفاعل للحصول على المعادلة الموزونة، حيث يتم حذف الإلكترونات وبعض المواد المشتركة في طرفي المعادلة.



لاحظ أن طريقة الموازنة تتم بخطوات محددة تؤدي إلى تحقيق قانوني حفظ المادة وحفظ الشحنة في المعادلة النهائية. كيف يمكنك التأكد من ذلك؟

وازن كلاً من المعادلتين التاليتين بطريقة نصف التفاعل في وسط حمضي، ثم حدّد كل من العامل المؤكسد والعامل المختزل في كل منهما.



### ٣- موازنة المعادلات في وسط قاعدي

تتم موازنة المعادلات في الوسط القاعدي بالخطوات نفسها المستخدمة في الوسط الحمضي، ثم يضاف عدد من أيونات الهيدروكسيد ( $\text{OH}^-$ ) إلى طرفي المعادلة النهائية الموزونة لتعادل مع أيونات  $\text{H}^+$ . ولتوضيح هذه الطريقة. ادرس المثال الآتي:



## مثال (٨)

وازن المعادلة التالية بطريقة نصف التفاعل في وسط قاعدي:



### الحل

١- بعد موازنة المعادلة بالخطوات نفسها المستخدمة في الوسط الحمضي، نحصل على المعادلة الكليّة الموزونة:

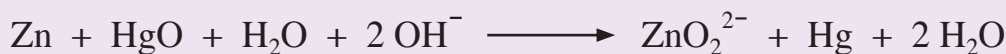


٢- بما أن هذا التفاعل يتم في وسط قاعدي؛ لذا نقوم بالخطوات الآتية:

أ ( إضافة عدد من أيونات  $\text{OH}^-$  يساوي عدد أيونات  $\text{H}^+$  ، إلى طرفي المعادلة، وبما أن المعادلة تحتوي  $2\text{H}^+$  نقوم بإضافة  $2\text{OH}^-$  .



ب ( جمع أيونات  $\text{OH}^-$  و  $\text{H}^+$  الموجودة في الطرف نفسه من المعادلة، للحصول على جزيئات الماء.



ج ( حذف جزيئات الماء المشتركة بين الطرفين، للحصول على المعادلة الكليّة الموزونة في وسط قاعدي.



تأكد من صحة المعادلة الموزونة من خلال تطبيق قانوني حفظ المادة وحفظ الشحنة.

وازن كلاً من المعادلتين التاليتين بطريقة نصف التفاعل في وسط قاعدي، ثم حدد كل من العامل المؤكسد والعامل المختزل في كل منهما.



١ - وضح المقصود بكل من:

التأكسد، عدد التأكسد للمركبات الأيونية، العامل المختزل، التأكسد والاختزال الذاتي.

٢ - ضع دائرة حول رمز الإجابة الصحيحة في كل مما يأتي:

٠١ عدد تأكسد الهيدروجين يساوي -١ في المركب:

أ (  $H_2O$  ) ب (  $HCl$  ) ج (  $NaH$  ) د (  $HF$  )

٠٢ عدد تأكسد الأكسجين يساوي +٢ في المركب:

أ (  $O_2F_2$  ) ب (  $OF_2$  ) ج (  $Na_2O$  ) د (  $CO_2$  )

٠٣ عدد تأكسد Bi في  $NaBiO_3$  يساوي:

أ ( -٣ ) ب ( +٣ ) ج ( +٥ ) د ( -٥ )

٠٤ عند موازنة نصف التفاعل التالي في وسط حمضي ( $NO_3^- \longrightarrow HNO_2$ )، فإن عدد مولات الإلكترونات اللازمة لموازنة الشحنة الكهربائية يساوي:

أ ( ١ ) ب ( ٢ ) ج ( ٣ ) د ( ٤ )

٠٥ العامل المختزل هو:

أ ( المادة التي تكسب الإلكترونات في تفاعلات التأكسد والاختزال.

ب ( المادة التي تحوي الذرة التي يزداد عدد تأكسدها.

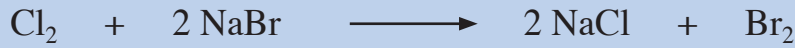
ج ( المادة التي تختزل في تفاعلات التأكسد والاختزال.

د ( المادة التي تتسبب في حدوث التأكسد.

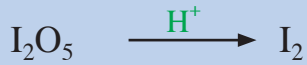
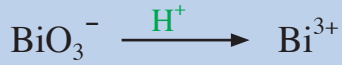
٣ - ما عدد تأكسد العنصر الذي تحته خط في كل من الصيغ الآتية:

$MgCO_3$  ،  $SnO_3^{2-}$  ،  $H_2SbCl_6^-$  ،  $HNO_3$

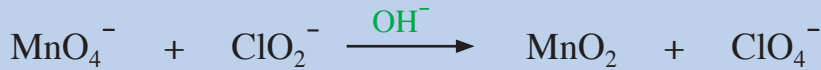
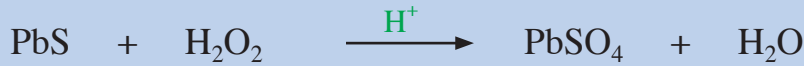
٤ - حدد كلاً من العامل المؤكسد والعامل المختزل في كل من المعادلات الآتية:



٥ - وازن نصفي التفاعلين التاليين بطريقة نصف التفاعل:



٦ - وازن المعادلات التالية بطريقة نصف التفاعل، ثم حدّد كلاً من العامل المؤكسد والعامل المختزل في كل منها:





عند دراسة تفاعلات التأكسد والاختزال، نجد أن بعضها يحدث تلقائياً، كتفاعل شريط من المغنيسيوم مع حمض الهيدروكلوريك المخفف، حيث نلاحظ حدوث تفاعل سريع يرافقه تصاعد غاز الهيدروجين، وارتفاع درجة حرارة الأنبوب. بينما لا يتحلل الماء إلى غازي الهيدروجين والأكسجين بشكل تلقائي؛ وإنما تحت تأثير فرق جهد كهربائي عالٍ، ووجود مادة أيونية ذائبة فيه. إن هذين التفاعلين هما تفاعلا تأكسد واختزال، ولكن أحدهما يحدث بشكل تلقائي (دون دفع خارجي؛ أي استخدام طاقة خارجية لإحداثه)، بينما الثاني غير تلقائي (لا يحدث إلا بتأثير طاقة خارجية كالطاقة الكهربائية). فما علاقة تفاعلات التأكسد والاختزال التلقائية وغير التلقائية بالطاقة الكهربائية؟ وما دورها في الخلايا الكهركيميائية؟ وما أنواع هذه الخلايا؟

تُقسَّم الخلايا الكهركيميائية إلى نوعين: الخلايا الغلفانية التي تعمل على تحويل الطاقة الكيميائية لتفاعلات التأكسد والاختزال التلقائية إلى طاقة كهربائية، وخلايا التحليل الكهربائي التي يتم فيها إحداث تفاعلات تأكسد واختزال غير تلقائية باستخدام الطاقة الكهربائية. فمِمَّ تتركب هذه الخلايا؟ وما علاقة الخلايا الغلفانية بجدول جهود الاختزال المعيارية؟ وكيف نستخدم الجدول للتنبؤ بتفاعلات التأكسد والاختزال التلقائية؟ هذا ما سوف تعرفه خلال هذا الفصل.

ويتوقع منك بعد دراسة هذا الفصل أن:

- تستقصي أنواع الخلايا الكهركيميائية.
- تبني بشكل آمن خلية غلفانية وتحدّد مكوناتها.
- ترتب كلاً من العوامل المؤكسدة والعوامل المختزلة في جدول وفق قيم جهود الاختزال المعيارية.
- تكتب أنصاف تفاعلات الخلايا الكهركيميائية، وتحسب جهد الخلية وفق معادلة نيرنست.
- تستنتج الاتجاه التلقائي للتفاعل الكهركيميائي وتربطه بمعادلة نيرنست.
- تتنبأ بنواتج التحليل الكهربائي لمصاهير المركبات الأيونية ومحاليلها.
- تستقصي التطبيقات العملية للتفاعلات الكهركيميائية: الطلاء الكهربائي، تنقية الفلزات واستخلاصها.
- تستقصي التطبيقات العملية للخلايا الكهركيميائية وأهميتها في الحياة.

للخلايا الغلفانية تطبيقات واسعة في حياتنا؛ إذ إنَّ البطاريات بأنواعها المختلفة، التي تقوم على إنتاج الطاقة الكهربائية من تفاعلات التأكسد والاختزال، ما هي إلا خلايا غلفانية، فممَّ تكون هذه الخلايا؟ وكيف يمكنها إنتاج الكهرباء من تفاعلات التأكسد والاختزال؟

عند وضع صفيحة خارصين Zn في كأس تحتوي على محلول كبريتات النحاس (II)  $\text{CuSO}_4$ ، نلاحظ ترسُّب طبقة سوداء على صفيحة الخارصين، كما هو مبين في الشكل (٣-٦).

ادرس هذا الشكل جيداً، ثم أجب عن السؤالين الآتيين:

- ما المادة المترسبة على صفيحة الخارصين؟
- اكتب معادلة كيميائية تمثل التفاعل الحادث.



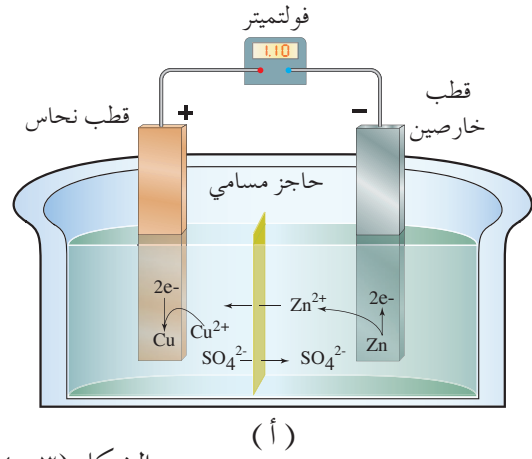
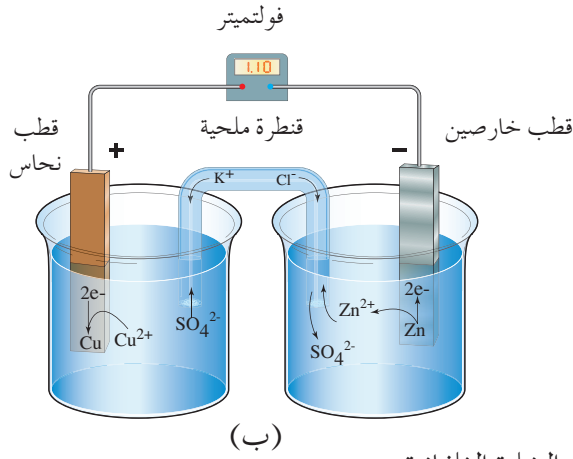
لاحظ أنه عند وضع صفيحة من الخارصين في محلول مائي يحوي أيونات النحاس  $\text{Cu}^{2+}$ ، يحدث تفاعل تأكسد واختزال بصورة تلقائية، حيث يتأكسد الخارصين مكوناً  $\text{Zn}^{2+}$ ، بينما تختزل أيونات النحاس لتعطي فلز النحاس نتيجة لانتقال الإلكترونات من الخارصين إلى أيونات النحاس.

ويمكن تمثيل التفاعل الحادث بالمعادلة الأيونية الآتية:

الشكل (٣-٦): التفاعل التلقائي بين صفيحة خارصين ومحلول كبريتات النحاس (II).



كيف يمكن توظيف هذا التفاعل لإنتاج الطاقة الكهربائية؟ للقيام بذلك لا بدّ من فصل نصف تفاعل التأكسد عن نصف تفاعل الاختزال في وعائين منفصلين، يتكوّن كلّ منهما من قطب فلزيّ، ومحلول كهربيّ، ولحدوث تفاعل تأكسد واختزال لا بدّ من وصل القطبين بطريقة تسمح للإلكترونات بالانتقال من أحدهما إلى الآخر عبر موصل خارجي (الأسلاك)، بينما تنتقل الأيونات عبر موصل داخلي، وقد يكون هذا الموصل عبارة عن حاجز مساميّ، الشكل (٣-٧/أ)، أو قد يكون قنطرة ملحيتّة، وهي عبارة عن أنبوب على شكل حرف U يحتوي على محلول مشبع لأحد الأملاح، مثل ملح KCl، الشكل (٣-٧/ب)، ويعمل هذا الموصل على إكمال الدارة الكهربائية عن طريق انتقال الأيونات في المحاليل، ولكن دون اختلاطها.



الشكل (٣-٧): أجزاء الخلية الغلفانية.

ولبناء خلية غلفانية وتعرّف مكوناتها نفذ النشاط (٣-١).



## الخلية الغلفانية

## نشاط (٣-١)

### الأدوات والمواد المطلوبة

صفیحة من النحاس، صفیحة من الخارصین، محلول كبریتات النحاس (II)  $\text{CuSO}_4$  بتركيز ١ مول/ لتر، محلول كبریتات الخارصین  $\text{ZnSO}_4$  بتركيز ١ مول/ لتر، محلول مشبع من كلوريد البوتاسیوم  $\text{KCl}$ ، كأس زجاجية سعة ٢٥٠ مل (عدد ٢)، أسلاك توصیل، فولتميتر، أنبوب زجاجي على شكل حرف U، قطن، ميزان حساس.

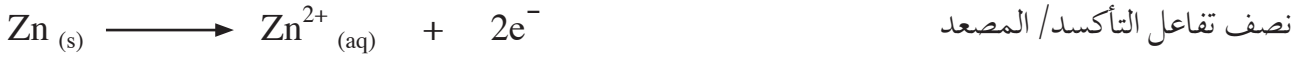
### الخطوات

- ١- قس كتلة كل من صفیحتي النحاس والخارصین بدقة قبل تركيب الخلية.
- ٢- حضّر القنطرة الملحية وذلك من خلال صبّ محلول كلوريد البوتاسیوم  $\text{KCl}$  في أحد طرفي الأنبوب الزجاجي بحذر، حتى يبدأ المحلول بالخروج من الطرف الآخر. تأكد من خلوّ الأنبوب تماماً من فقاعات الهواء، ثم أغلق طرفيه بالقطن.
- ٣- ركب الخلية الغلفانية كما هو موضح في الشكل (٣-٨/ب). مع مراعاة وصل الأقطاب بالفولتميتر، بحيث يعطي قراءة موجبة. وفي حال كانت القراءة سالبة، اعكس وصل الأقطاب.
- ٤- اترك الخلية مدّة نصف ساعة، ثم افصل الصفیحتين، جفّفهما بحذر، ثم قس كتلة كل منهما من جديد، ماذا تلاحظ؟

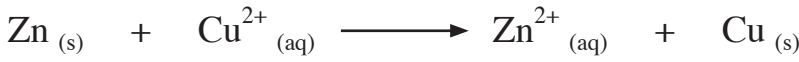
- اكتب أنصاف التفاعلات الحادثة عند كل قطب، ثم اكتب المعادلة الكلية.
- حدّد كلاً من المصعد والمهبط في الخلية.

- أي الصفيحتين (Zn أم Cu) تمثل القطب السالب؟ وأيها تمثل القطب الموجب؟
- ما اتجاه حركة الإلكترونات عبر الأسلاك؟
- ما الهدف من استخدام القنطرة الملحية؟

عند إغلاق الخلية الغلفانية، يحدث تفاعل تأكسد واختزال تلقائي بين الخارصين وأيونات النحاس (مشابه لما حدث في الكأس (شكل (3-7)) دون تماس مباشر بينهما، حيث يحدث نصف تفاعل التأكسد ونصف تفاعل الاختزال في وعائين منفصلين؛ إذ تتأكسد بعض ذرات الخارصين Zn بفقدائها للإلكترونات لتتحول إلى أيونات  $Zn^{2+}$  تنتشر في المحلول. وبما أن هناك ميلاً كبيراً لذرات الخارصين لإعطاء الإلكترونات لأيونات النحاس، فإن هذا الميل يدفع الإلكترونات للتحرك من قطب الخارصين (القطب السالب) عبر الأسلاك إلى قطب النحاس (القطب الموجب)، حيث تعمل على اختزال أيونات النحاس  $Cu^{2+}$  الموجودة في المحلول وتحويلها إلى ذرات متعادلة Cu ترسب على القطب. ويمكن توضيح التفاعلات الحادثة في الخلية من خلال المعادلتين الآتيتين:



ويمكن تمثيل معادلة التفاعل الكلي الحاصل بجمع نصفي التفاعل:



ولكن، ماذا نتوقع أن يحدث لتركيز أيونات الخارصين  $Zn^{2+}$ ، وتركيز أيونات النحاس  $Cu^{2+}$  في محلوليهما مع استمرار التفاعل؟

سيؤدي استمرار التفاعل إلى نقص تركيز أيونات النحاس  $Cu^{2+}$  نتيجة لاختزالها، عن تركيز أيونات  $SO_4^{2-}$  في محلول نصف خلية النحاس، بينما يزيد تركيز أيونات الخارصين  $Zn^{2+}$  عن تركيز أيونات  $SO_4^{2-}$  في محلول نصف خلية الخارصين نتيجة لتأكسد ذرات الخارصين، ممً يسبب اختلالاً في التوازن الكهربائي في كل من نصفي الخلية؛ لذا تعمل القنطرة الملحية على موازنة الشحنة الكهربائية في المحاليل، إذ تعمل أيونات  $Cl^{-}$  الموجودة في القنطرة الملحية على حفظ التعادل الكهربائي في نصف خلية الخارصين، وذلك بمعادلة أيونات  $Zn^{2+}$  الزائدة فيها، وتعمل أيونات  $K^{+}$  في القنطرة الملحية على حفظ التعادل الكهربائي في نصف خلية النحاس وذلك بمعادلة أيونات  $SO_4^{2-}$  الزائدة.

بناءً على ما سبق، يمكن تعريف الخلية الغلفانية بأنها خلية كهروكيميائية يحدث فيها تفاعل تأكسد واختزال تلقائي يؤدي إلى إنتاج تيار كهربائي.

## مثال (١)

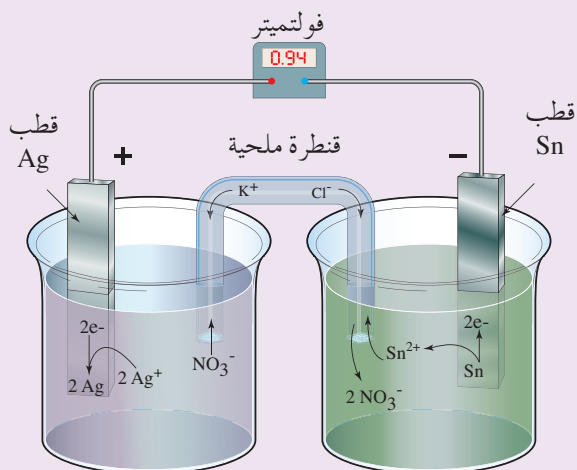
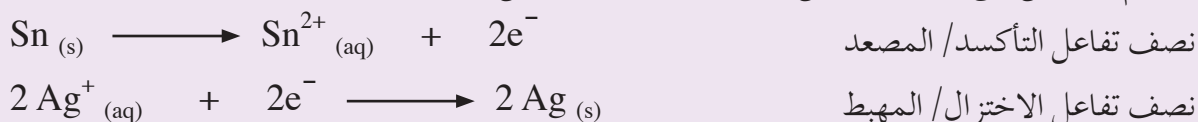
إذا علمت أن التفاعل التالي يحدث بصورة تلقائية.



- ١- اكتب نصفي تفاعل التأكسد والاختزال.
- ٢- وضح اتجاه سريان الإلكترونات عبر الأسلاك، واتجاه حركة الأيونات السالبة عبر القنطرة الملحية في الخلية الغلفانية التي يحدث فيها التفاعل السابق.

## الحل

١- نقسم التفاعل إلى نصف تفاعل تأكسد، ونصف تفاعل اختزال.



- ٢- من خلال دراسة نصفي التفاعل، نجد أن قطب القصدير Sn يتأكسد، وبالتالي يكون هو المصعد (القطب السالب) في الخلية الغلفانية، بينما تختزل أيونات الفضة  $\text{Ag}^+$ ، وبالتالي فإن قطب الفضة هو المهبط (القطب الموجب)، وبذلك تتحرك الإلكترونات في الدارة الخارجية (الأسلاك) من المصعد (قطب القصدير)، إلى المهبط (قطب الفضة)، بينما تتحرك الأيونات السالبة عبر القنطرة الملحية إلى نصف خلية القصدير.

خلية غلفانية تعتمد على التفاعل الآتي:



- ١- اكتب نصفي تفاعل التأكسد والاختزال.
- ٢- حدد اتجاه حركة الإلكترونات عبر الدارة الخارجية.
- ٣- حدد اتجاه حركة كل من الأيونات السالبة والموجبة عبر القنطرة الملحية.
- ٤- ماذا تتوقع أن يحدث لكتلة كل من قطبي Cd و Pb؟



## ثانياً

### جهد الخلية الغلفانية (Galvanic Cell Potential)

تعرفت إلى الخلية الغلفانية، وعرفت أن الإلكترونات تتحرك عبر الأسلاك من المصعد إلى المهبط، ولكن، ما الذي يسبب حركة الإلكترونات؟ وما الذي تمثله قراءة الفولتميتر؟ ينتج التيار الكهربائي في الخلية الغلفانية نتيجة دفع الإلكترونات للتحرك من القطب السالب (المصعد) إلى القطب الموجب (المهبط) عبر الأسلاك، وتسمى القوة المسؤولة عن دفع الإلكترونات للتحرك عبر الأسلاك بالقوة الدافعة الكهربائية للخلية، وتقاس بوحد الفولت.

ويمكن تعريف القوة الدافعة الكهربائية للخلية بأنها أكبر قيمة لفرق الجهد الكهربائي بين القطبين في الخلية الغلفانية، ويعدُّ جهد الخلية ( $E_{\text{للخلية}}$ ) مقياساً للقوة الدافعة للتعامل فيها، وقد لوحظ أن قيمة جهد الخلية غير ثابتة؛ إذ تتغير بتغير تراكيز الأيونات، وضغوط الغازات المشاركة في التفاعل إن وجدت، كما تتأثر بدرجة الحرارة؛ لذا ولغايات الحصول على قيم يمكن استخدامها كمرجع، فقد تم اختيار ظروف موحدة لقياس جهد الخلية تعرف بالظروف المعيارية (تركيز 1 مول/ لتر للأيونات، 1 ض.ج للغازات، ودرجة حرارة 25°س)، ويشار لجهد الخلية عند هذه الظروف بالجهد المعياري ( $E^{\circ}_{\text{للخلية}}$ ).

إن جهد الخلية يعتمد على ميل نصف تفاعل التأكسد، وميل نصف تفاعل الاختزال للحدوث، ويمكن التعبير عن ميل التفاعل في قطب معين للحدوث بما يسمى جهد القطب ( $E$ )، ويمكن قياسه بوحد الفولت. فجهد التأكسد للقطب ( $E_{\text{تأكسد}}$ )، يمثل ميل نصف تفاعل التأكسد للحدوث، وجهد الاختزال ( $E_{\text{اختزال}}$ )، يمثل ميل نصف تفاعل الاختزال للحدوث، وبالتالي فإن جهد الخلية، يمثل مجموع جهد التأكسد وجهد الاختزال لقطبي الخلية.

$$E_{\text{للخلية}} = E_{\text{الاختزال (للمهبط)}} + E_{\text{التأكسد (للمصعد)}}$$

وتقاس جهود الأقطاب عادةً عند الظروف المعيارية، ويرمز لها بالرمز  $E^{\circ}$ ، وبالتالي فإن:

$$E^{\circ}_{\text{للخلية}} = E^{\circ}_{\text{الاختزال (للمهبط)}} + E^{\circ}_{\text{التأكسد (للمصعد)}}$$

وتجدر الإشارة هنا إلى أن ميل نصف تفاعل التأكسد للحدوث في قطب معين هو عكس ميل نصف تفاعل الاختزال للحدوث للقطب نفسه، فمثلاً، إذا كان ميل نصف تفاعل الاختزال في قطب الفضة يساوي 0,8 فولت، فإن ميل نصف تفاعل التأكسد، يساوي -0,8 فولت.

ولهذا يمثل التفاعل على القطب كما يأتي:



والذي نستنتج منه أن  $E^{\circ}_{\text{تأكسد}}$  تمثل ميل التفاعل التالي للحدوث:



بناءً على ما سبق يمكن تمثيل جهد الخلية على النحو الآتي:

$$E^{\circ}_{\text{للخلية}} = E^{\circ}_{\text{اختزال (للمهبط)}} - E^{\circ}_{\text{اختزال (للمصعد)}}$$

أي أن جهد الخلية يمثل الفرق بين جهدي الاختزال لقطبي الخلية.

## مثال (٢)

إذا علمت أنه يمكن تمثيل التفاعل الحادث في الخلية الغلفانية المكونة من نصف خلية الحديد ونصف خلية النحاس بالمعادلة الآتية:



احسب جهد الخلية المعياري ( $E^{\circ}$ )، علماً بأن جهد الاختزال المعياري لقطب النحاس يساوي ٠,٣٤ فولت، بينما جهد الاختزال المعياري لقطب الحديد يساوي -٠,٤٤ فولت.

## الحل

نلاحظ من المعادلة حدوث تأكسد لذرات الحديد واختزال لأيونات النحاس، وبالتالي يشكّل قطب الحديد المصعد، بينما يشكل قطب النحاس المهبط في الخلية الغلفانية. ولحساب جهد الخلية نطبق العلاقة الآتية:

$$E^{\circ}_{\text{للخلية}} = E^{\circ}_{\text{اختزال (للمهبط)}} - E^{\circ}_{\text{اختزال (للمصعد)}}$$

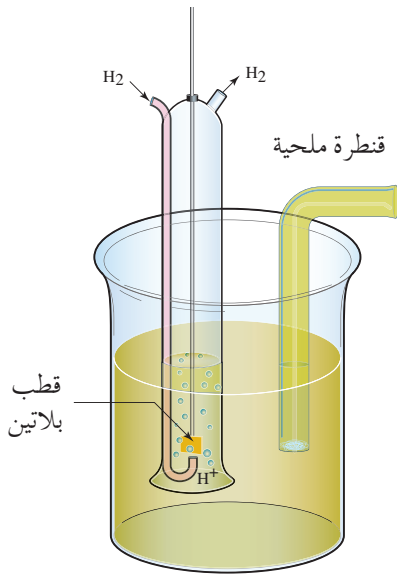
$$= 0,34 - (-0,44)$$

$$E^{\circ}_{\text{للخلية}} = 0,78 \text{ فولت}$$

## ثالثاً

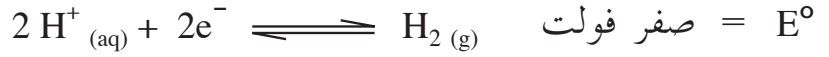
### قطب الهيدروجين المعياري (Standard Hydrogen Electrode)

عرفت أن جهد الخلية الغلفانية هو مجموع جهد التأكسد وجهد الاختزال لقطبي الخلية؛ لذا فكّر العلماء في وضع جدول يحتوي على جهود الأقطاب للمواد المختلفة، وذلك لتسهيل حساب جهود الخلايا المكونة من هذه الأقطاب؛ إذ إن وضع جدول لجهود الأقطاب يعدُّ أفضل بكثير من وضع جدول لجهود الخلايا الغلفانية. فعلى سبيل المثال، وضع جدول يحتوي على ٤٠ جهد قطب، يُمكننا من حساب جهود ما يقارب ٨٠٠ خلية غلفانية. فكيف أمكن الحصول على جهود الأقطاب المختلفة؟ لا توجد وسيلة معروفة لقياس جهد قطب منفرد، بل إن ما نستطيع قياسه هو جهد الخلية، بناءً على ذلك، تم التفكير في تحديد قطب مرجعي يمكن استخدامه مع أي قطب آخر لتكوين خلية غلفانية، ولدى قياس جهد الخلية ومعرفة جهد القطب المرجعي، يمكننا حساب جهود الأقطاب الأخرى.



الشكل (٣ - ٨): قطب الهيدروجين المعياري.

وقد تمَّ اختيار قطب الهيدروجين المعياري، كقطب مرجعي. ويعود ذلك إلى كون عنصر الهيدروجين متوسطاً بين العناصر في نشاطه الكيميائي، ممَّا يسهِّل استخدامه كمصعد أو كمهبط، اعتماداً على طبيعة القطب الآخر في الخلية. ويمكن تمثيل التفاعل الذي يحدث في القطب المعياري للهيدروجين بالمعادلة الآتية:

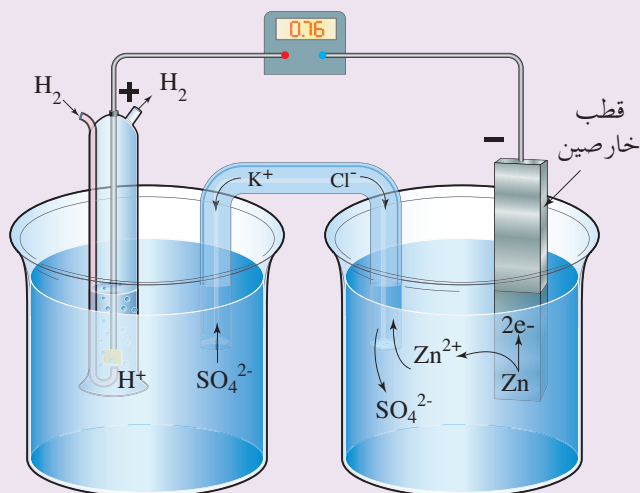


ويتكوّن قطب الهيدروجين المعياري، الشكل (٣ - ٨)، من قطب من البلاتين مغموس في محلول حمضي يحتوي على أيونات  $\text{H}^+$  بتركيز ١ مول/لتر، وتحت ضغط من غاز الهيدروجين مقداره ١ ض.ج. ويتكوّن قطب البلاتين من قطعة رقيقة من البلاتين، تعمل على توفير مساحة سطح كبيرة لحدوث التفاعل.

وقد تمَّ استخدام قطب الهيدروجين المعياري لحساب جهود الأقطاب المعيارية لمختلف المواد. وجهد القطب المعياري ( $E^\circ$ ) هو جهد القطب عندما يكون تركيز المذاب ١ مول/لتر، وضغط الغاز ١ ض.ج. وعند درجة حرارة ٢٥°س.

وللتعرف إلى طريقة استخدام قطب الهيدروجين المعياري لحساب  $E^\circ$  لعنصر ما. ادرس المثال الآتي:

### مثال (٣)



استخدام قطب الهيدروجين المعياري في حساب جهد الاختزال المعياري لقطب الخارصين.

- يمثل الشكل المجاور خلية غلفانية قطباها من الخارصين والهيدروجين. ادرس الشكل جيداً، ثم أجب عن الأسئلة الآتية:
- ١- حدّد كلاً من المصعد والمهبط للخلية.
  - ٢- اكتب معادلتين تمثلان نصفي التفاعلين الحادثين في الخلية.
  - ٣- اكتب معادلة التفاعل الكلي للخلية.
  - ٤- احسب جهد الاختزال المعياري للخارصين.

### الحل

من ملاحظة التفاعلات التي تحدث عند الأقطاب في الخلية، نجد أن الخارصين يتأكسد، وأن الهيدروجين يختزل، وبذلك فإن المصعد (القطب السالب) هو قطب الخارصين، بينما يشكّل قطب الهيدروجين المعياري المهبط (القطب الموجب). ويمكن تمثيل نصفي التفاعلين الحادثين عند الأقطاب بالمعادلتين الآتيتين:



لاحظ من الشكل أن قراءة الفولتميتر تساوي ٠,٧٦ فولت، وهذه القيمة تشكل  $E^{\circ}_{\text{للخلية}}$ ، وبمعرفة أن جهد اختزال الهيدروجين صفر، نستطيع حساب جهد الاختزال لقطب الخارصين المعياري كالآتي:

$$E^{\circ}_{\text{للخلية}} = E^{\circ}_{\text{اختزال (المهبط)}} - E^{\circ}_{\text{اختزال (المصعد)}}$$

$$0,76 = \text{صفر} - E^{\circ}_{\text{اختزال (المصعد)}}$$

إذن جهد الاختزال المعياري للمصعد (قطب الخارصين) = - ٠,٧٦ فولت.

تم تكوين خلية غلفانية في الظروف المعيارية، قطباها من الفضة والهيدروجين، وقد وجد أن قيمة  $E^{\circ}_{\text{للخلية}} = 0,80$  فولت، فإذا علمت أن قطب الفضة هو القطب الموجب في الخلية، احسب جهد الاختزال المعياري للفضة.



نتيجة لاستخدام قطب الهيدروجين المعياري في بناء خلايا غلفانية وقياس جهود هذه الخلايا، أمكن معرفة جهود الاختزال المعيارية لأقطاب كثيرة، وتمّ ترتيب هذه الجهود في جدول عرف باسم جدول جهود الاختزال المعيارية، جدول (٣-٢). حيث احتوى الجدول على أنصاف تفاعلات اختزال مختلف الأقطاب، ففي المعادلة التالية التي تُمثّل نصف تفاعل اختزال قطب الليثيوم، يمثّل أيون الليثيوم  $\text{Li}^+$  العامل المؤكسد:



وعند كتابة معادلة التفاعل العكسي نجد أن عنصر الليثيوم  $\text{Li}$ ، يمثّل العامل المختزل في التفاعل:



مما يدلّ على أن كل نصف تفاعل في الجدول يحتوي على عامل مؤكسد وعامل مختزل. وقد رتبت العناصر في الجدول تصاعدياً وفق تزايد جهود الاختزال المعيارية، حيث تمثل قيم  $E^\circ$  جهد الاختزال لمادة القطب عند الظروف المعيارية، بحيث يكون تركيز المحلول الكهربيّ في نصف الخلية ١ مول/لتر. ومن التطبيقات المهمة القائمة على استخدام جدول جهود الاختزال المعيارية ما يأتي:

### ١- حساب جهد الخلية المعياريّ

من خلال الجدول (٣-٢) يمكن تحديد جهود الاختزال المعيارية لمختلف الأقطاب، وبالتالي يمكن حساب جهد الخلية الغلفانية في الظروف المعيارية، بالاعتماد على العلاقة الآتية:

$$E^\circ_{\text{للخلية}} = E^\circ_{\text{اختزال (للمهبط)}} - E^\circ_{\text{اختزال (للمصعد)}}$$

أي أن:

$$E^\circ_{\text{للخلية}} = E^\circ_{\text{الاختزال الأعلى (جهد المهبط)}} - E^\circ_{\text{الاختزال الأدنى (جهد المصعد)}}.$$

الجدول (٣-٢): جدول جهود الاختزال المعيارية.

نصف تفاعل الاختزال	$E^{\circ}$ (فولت)
$Li^{+} + e^{-} \rightleftharpoons Li$	-٣,٠٤
$K^{+} + e^{-} \rightleftharpoons K$	-٢,٩٢
$Ca^{2+} + 2e^{-} \rightleftharpoons Ca$	-٢,٨٧
$Na^{+} + e^{-} \rightleftharpoons Na$	-٢,٧١
$Mg^{2+} + 2e^{-} \rightleftharpoons Mg$	-٢,٣٧
$Al^{3+} + 3e^{-} \rightleftharpoons Al$	-١,٦٦
$Mn^{2+} + 2e^{-} \rightleftharpoons Mn$	-١,١٨
$2H_2O + 2e^{-} \rightleftharpoons H_2(g) + 2OH^{-}$	-٠,٨٣
$Zn^{2+} + 2e^{-} \rightleftharpoons Zn$	-٠,٧٦
$Cr^{3+} + 3e^{-} \rightleftharpoons Cr$	-٠,٧٤
$Fe^{2+} + 2e^{-} \rightleftharpoons Fe$	-٠,٤٤
$Cr^{3+} + e^{-} \rightleftharpoons Cr^{2+}$	-٠,٤١
$Cd^{2+} + 2e^{-} \rightleftharpoons Cd$	-٠,٤٠
$Co^{2+} + 2e^{-} \rightleftharpoons Co$	-٠,٢٨
$Ni^{2+} + 2e^{-} \rightleftharpoons Ni$	-٠,٢٥
$Sn^{2+} + 2e^{-} \rightleftharpoons Sn$	-٠,١٤
$Pb^{2+} + 2e^{-} \rightleftharpoons Pb$	-٠,١٣
$Fe^{3+} + 3e^{-} \rightleftharpoons Fe$	-٠,٠٤
$2H^{+} + 2e^{-} \rightleftharpoons H_2(g)$	٠,٠٠
$Cu^{2+} + 2e^{-} \rightleftharpoons Cu$	٠,٣٤
$I_2 + 2e^{-} \rightleftharpoons 2I^{-}$	٠,٥٤
$Fe^{3+} + e^{-} \rightleftharpoons Fe^{2+}$	٠,٧٧
$Ag^{+} + e^{-} \rightleftharpoons Ag$	٠,٨٠
$Br_2 + 2e^{-} \rightleftharpoons 2Br^{-}$	١,٠٦
$O_2(g) + 4H^{+} + 4e^{-} \rightleftharpoons 2H_2O$	١,٢٣
$Cr_2O_7^{2-} + 14H^{+} + 6e^{-} \rightleftharpoons 2Cr^{3+} + 7H_2O$	١,٣٣
$Cl_2 + 2e^{-} \rightleftharpoons 2Cl^{-}$	١,٣٦
$Au^{3+} + 3e^{-} \rightleftharpoons Au$	١,٥٠
$MnO_4^{-} + 8H^{+} + 5e^{-} \rightleftharpoons Mn^{2+} + 4H_2O$	١,٥٢
$S_2O_8^{2-} + 2e^{-} \rightleftharpoons 2SO_4^{2-}$	٢,٠١
$F_2 + 2e^{-} \rightleftharpoons 2F^{-}$	٢,٨٧

زيادة قوة العامل المؤكسد

زيادة قوة العامل المختزل

ولحساب جهد الخلية باستخدام الجدول. ادرس المثال الآتي:

### مثال (٤)

احسب قيمة الجهد المعياري للخلية الغلفانية التي يحدث فيها التفاعل الآتي:



### الحل

١- نكتب نصفي التفاعلين من معادلة التفاعل، ومن ثم نحدد المصعد والمهبط للخلية.



٢- باستخدام جدول جهود الاختزال المعيارية، نحدد جهود الاختزال للمصعد والمهبط.

$$E^{\circ} \text{ (اختزال للخارصين)} = -0,76 \text{ فولت.}$$

$$E^{\circ} \text{ (اختزال للكاديوم)} = -0,40 \text{ فولت.}$$

٣- حساب جهد الخلية وفق المعادلة المعطاة سابقاً.

$$E^{\circ} \text{ للخلية} = E^{\circ} \text{ (اختزال للكاديوم)} - E^{\circ} \text{ (اختزال للخارصين)}$$

$$= -0,40 - (-0,76)$$

$$= -0,40 + 0,76$$

$$= 0,36 \text{ فولت}$$

$$\text{إذن جهد الخلية المعياري} = 0,36 \text{ فولت}$$

## ٢- تفاوت قوة العوامل المؤكسدة والعوامل المختزلة

تفاوت كل من العوامل المؤكسدة والعوامل المختزلة في قوتها، ويمكن استخدام جدول جهود الاختزال المعيارية لمقارنة قوة كل من العوامل المؤكسدة والعوامل المختزلة، حيث تعد قيم جهود الاختزال مقياساً كميّاً للقدرة على التأكسد والاختزال. ولتوضيح الطريقة المتبعة في ذلك.

ادرس الجدول (٢-٣) جيداً، ثم أجب عن الأسئلة الآتية:

- كيف تزداد قيمة جهد الاختزال المعياري في الجدول؟
- كيف تزداد قوة العوامل المؤكسدة في الجدول (بالانتقال من أعلى إلى أسفل، أم من أسفل إلى أعلى)؟

• كيف تزداد قوة العوامل المختزلة في الجدول (بالانتقال من أعلى إلى أسفل، أم من أسفل إلى أعلى)؟

• ما العامل المؤكسد الأقوى في الجدول؟ وما العامل المؤكسد الأضعف؟

• ما العامل المختزل الأقوى في الجدول؟ وما العامل المختزل الأضعف؟

لاحظ أن قيمة جهد الاختزال المعياري للأقطاب تزداد كلما اتجهنا إلى أسفل في الجدول، وهذا يعني سهولة اختزالها، وبالتالي زيادة قوتها كعوامل مؤكسدة. فمثلاً، أيون المنغنيز  $Mn^{2+}$  أقوى كعامل مؤكسد من أيون الألومنيوم  $Al^{3+}$ ؛ لأن جهد الاختزال المعياري لقطب المنغنيز (- 1,18 فولت) أكبر من جهد الاختزال المعياري لقطب الألومنيوم (- 1,66 فولت).



مستعيناً بالجدول (٣-٢)، أجب عن الأسئلة الآتية:

١- حدّد العبارات الصحيحة فيما يأتي:

أ)  $H_2$  يستطيع اختزال  $Ag^+$

ب)  $Au$  يستطيع اختزال  $Cu^{2+}$

ج)  $Pb^{2+}$  يستطيع أكسدة  $Ni$

٢- ما العنصر الذي يستطيع أكسدة النحاس  $Cu$ ، ولا يستطيع أكسدة أيونات الحديد  $Fe^{2+}$ ؟

٣- رتبّ المواد التالية تصاعدياً وفق قوتها كعوامل مؤكسدة.

$Cr^{3+}$  ،  $Al^{3+}$  ،  $Ag^+$  ،  $Cr_2O_7^{2-}$  ،  $Sn^{2+}$

٤- أي العناصر الآتية ( $Cl_2$  ،  $F_2$  ،  $Br_2$ ) أقواها كعامل مؤكسد؟

٥- أي الفلزات الآتية ( $Zn$  ،  $Ni$  ،  $Al$ ) أقواها كعامل مختزل؟



### ٣- تحديد تلقائية تفاعلات التأكسد والاختزال

يستخدم جدول جهود الاختزال المعيارية للحكم على تلقائية تفاعلات التأكسد والاختزال، فإذا كانت  $E^\circ$  للخلية موجبة، فهذا يعني أن التفاعل يتم بصورة تلقائية، وكلما زادت القيمة الموجبة لجهد الخلية، زادت القوة الدافعة لحدوث التفاعل، وبالمقابل، إذا كانت قيمة  $E^\circ$  للخلية سالبة، فإن ذلك يعني أن التفاعل غير تلقائي.

ولتحديد تلقائية تفاعل باستخدام الجدول، ادرس المثال الآتي:

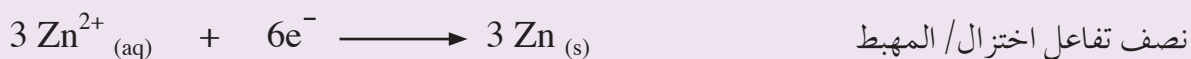
#### مثال (٥)

مستعيناً بالجدول (٣-٢)، بين فيما إذا كان التفاعل التالي يحدث بصورة تلقائية أم لا.



#### الحل

١- نكتب نصف تفاعل التأكسد ونصف تفاعل الاختزال وفق طريقة كتابة المعادلة.



٢- نجد قيم جهود الاختزال المعيارية باستخدام الجدول (٣-٢)، وهنا يجب التركيز على أن قيمة  $E^\circ$  تعتمد على أنواع المواد المشتركة في التفاعل، وليس على كمياتها، مما يعني إهمال معاملات المواد في المعادلة الموزونة للتفاعل.

$$E^\circ_{\text{اختزال (للخارصين)}} = -0,76 \text{ فولت}$$

$$E^\circ_{\text{اختزال (للكروم)}} = -0,74 \text{ فولت}$$

٣- حساب جهد الخلية وفق المعادلة:

$$E^\circ_{\text{الخلية}} = E^\circ_{\text{اختزال (للخارصين)}} - E^\circ_{\text{اختزال (للكروم)}}$$

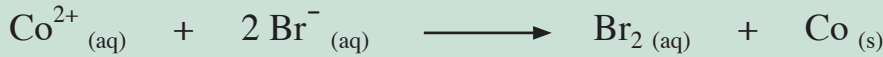
$$E^\circ_{\text{الخلية}} = -0,76 - (-0,74)$$

$$E^\circ_{\text{الخلية}} = -0,02 \text{ فولت}$$

بما أن إشارة  $E^\circ$  للخلية سالبة، فإن هذا التفاعل لا يحدث بصورة تلقائية، (مما يعني أن التفاعل العكسي هو التفاعل التلقائي).



١- هل يمكن حدوث كل من تفاعلي التأكسد والاختزال الممثلين بالمعادلتين التاليتين بشكل تلقائي؟ وضح إجابتك من خلال حساب قيمة  $E^{\circ}$  لكل منها.



٢- أ ) هل يمكن حفظ كبريتات الخارصين في وعاء مصنوع من مادة الألومنيوم؟ فسّر ذلك.

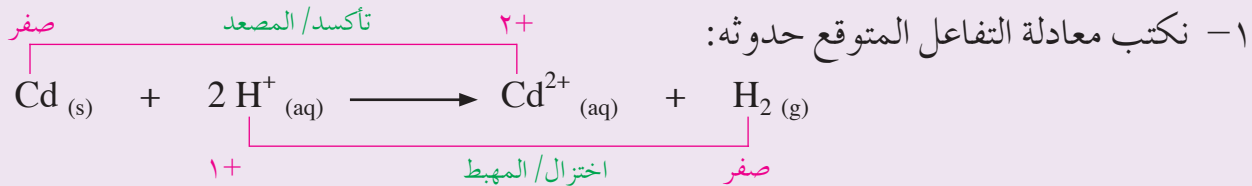
ب ) هل يمكن تحريك محلول نترات الفضة بملقعة من النيكل؟ فسّر إجابتك.

دقق جيداً في الجدول (٣-٢)، ثم حدّد موقع جهد الاختزال المعياري لعنصر الهيدروجين، تجد أنه يقع في منتصف الجدول تقريباً، وأنه يفصل القيم الموجبة لجهود الاختزال عن القيم السالبة. ومن خلال هذا الموقع نستطيع استنتاج قدرة بعض العناصر على التفاعل مع محاليل الحموض (مثل حمض الهيدروكلوريك (HCl)، وإطلاق غاز الهيدروجين، ولتعرف ذلك. ادرس المثال الآتي:

### مثال (٦)

هل تتوقع حدوث تفاعل كيميائي بين فلز الكاديوم وحمض الهيدروكلوريك المخفف؟ فسّر إجابتك.

### الحل



٢- بالرجوع إلى الجدول (٣-١) نحسب قيمة جهد الخلية المعياري:

$$E^{\circ}_{\text{للخلية}} = E^{\circ}_{\text{اختزال (للبيروجين)}} - E^{\circ}_{\text{اختزال (للكاديوم)}} = \text{صفر} - (0,40 -) = 0,40 + \text{ فولت}$$

بما أن قيمة جهد الخلية المعياري موجبة، فإن هذا التفاعل يحدث بشكل تلقائي، وبالتالي يستطيع عنصر الكاديوم اختزال أيون الهيدروجين، وإطلاق غاز عند تفاعله مع محلول حمض الهيدروكلوريك المخفف.

لاحظ إشارة جهد الاختزال المعياري لقطب الكاديوم في الجدول، ماذا تستنتج؟



بالرجوع إلى جدول جهود الاختزال المعيارية، أجب عن الأسئلة الآتية:

- ١- هل يتفاعل الذهب مع محلول حمض الهيدروكلوريك المخفف؟ فسّر إجابتك.
- ٢- اذكر ثلاثة فلزات تستطيع إطلاق غاز الهيدروجين عند تفاعلها مع محاليل الحموض المخففة.

## خامساً

### أثر التركيز في جهد الخلية (معادلة نيرنست)

تعرفت فيما سبق إلى جهد الخلية، وعرفت أن قيمته تعتمد على تراكيز الأيونات في المحلول، وتمكنت من حساب جهد الخلية محصوراً بالظروف المعيارية. فكيف يؤثر تغيير تراكيز الأيونات في قيمة جهد الخلية؟ وهل يمكن استخدام جهد الخلية لحساب هذه التراكيز؟

قام العالم الألماني نيرنست (١٨٦٤ - ١٩٤١م)، بدراسة أثر تغيير التركيز في جهد الخلية عند درجة حرارة ٢٥°س، حيث توصل من خلال دراسته إلى العلاقة الآتية:

الرقم (٠,٠٥٩٢) في المعادلة نتج من تطبيق قيم الثوابت في معادلة نيرنست الآتية:

$$E_{\text{للخلية}} = E^{\circ}_{\text{للخلية}} - \frac{R}{nF} \ln Q$$

حيث تمثل الرموز المعطاة في المعادلة ما يأتي:

ر: ثابت الغاز العالمي ويساوي ٨,٣١٤ جول/مول.كلفن.

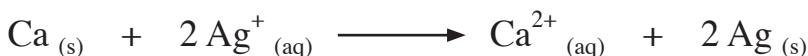
ط: درجة الحرارة المطلقة، وتساوي عند درجة حرارة ٢٥°س (٢٧٣ + ٢٥) ٢٩٨ كلفن.

ف: ثابت فارادي، ويساوي ٩٦٥٠٠ كولوم/مول الكترولون

$$E_{\text{للخلية}} = E^{\circ}_{\text{للخلية}} - \frac{0,0592}{n} \log Q$$

حيث تمثل E جهد الخلية بالفولت عند تغيير قيمة التركيز عن القيمة المعيارية، بينما يمثل n عدد الإلكترونات المنتقلة خلال التفاعل (حسب المعادلة الموزونة)، أما Q فتمثل حاصل قسمة تراكيز المواد الناتجة على المواد المتفاعلة، كما يُعبّر عنها في علاقة ثابت الاتزان للتفاعل.

فمثلاً لحساب قيمة Q للتفاعل الآتي:



$$\frac{[\text{Ca}^{2+}]}{[\text{Ag}^+]^2} = Q$$

وعندما يكون تركيز أيونات الفضة ٠,٢ مول/لتر، ويكون تركيز أيونات الكالسيوم ٠,١٥ مول/لتر. نطبق المعادلة:

$$\frac{[0,15]}{[0,20]^2} = Q$$

$$Q = 3,75 \text{ (مول/لتر)}^{-1}$$

وللتعرف إلى طريقة استخدام معادلة نيرنست لحساب جهد الخلية وبالتالي تحديد التغير في تلقائية التفاعل، عند تغير تركيز الأيونات عن التركيز المعياري. ادرس المثال الآتي:

### مثال (٧)

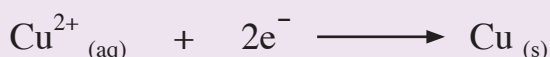
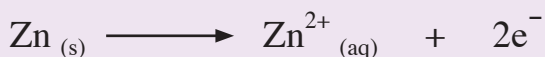
احسب جهد الخلية الغلفانية التالية عند درجة حرارة ٢٥°س عندما يكون تركيز أيونات الخارصين  $Zn^{2+}$  في المحلول  $1 \times 10^{-10}$  مول/لتر، وتركيز أيونات النحاس  $Cu^{2+}$  في المحلول ٠,١ مول/لتر.



ما أثر تغيّر هذه التراكيز عن التركيز المعياري في تلقائية حدوث التفاعل؟

### الحل

١- نكتب معادلتنا نصفية التفاعلين في الخلية الغلفانية، ونحدد منها عدد الإلكترونات المنتقلة بين القطبين.



نلاحظ من المعادلتين أن عدد الإلكترونات المنتقلة (ن) = ٢.

٢- نحسب قيمة Q للتفاعل.

$$Q = \frac{[Zn^{2+}]}{[Cu^{2+}]^2} = \frac{(1 \times 10^{-10})}{(0,1)^2} = 1 \times 10^{-8}$$

٣- من الجدول (٣-٢) نحسب قيمة  $E^{\circ}$  للخلية فنجد أنها تساوي ١,١ فولت.

٤- نعوض القيم السابقة في معادلة نيرنست لحساب جهد الخلية

$$E_{\text{للخلية}} = E^{\circ}_{\text{للخلية}} - \frac{0,0592}{n} \log Q$$

$$= 1,1 - \frac{0,0592}{2} \log 10^{-10}$$

$$E_{\text{للخلية}} = 1,1 - (-0,12) = 1,22 \text{ فولت}$$

لاحظ أن قيمة جهد الخلية = 1,22 فولت؛ أي أن قيمة E التي تمّ قياسها أكبر من القيمة المعيارية E<sup>o</sup>، ممّا يعني أن هذا التغير في تركيز الأيونات، قد أدى إلى زيادة تلقائية التفاعل الحادث في الخلية الغلفانية، مقارنة بالوضع المعياري.

احسب E<sup>o</sup> للخلية الغلفانية التي يحدث فيها التفاعل الآتي:



ثم احسب جهد الخلية عندما يكون تركيز أيونات الفضة (Ag<sup>+</sup>) في المحلول 2 × 10<sup>-3</sup> مول/لتر، بينما يكون تركيز أيونات الخارصين Zn<sup>2+</sup> 0,2 مول/لتر عند 25°س. هل يزداد ميل التفاعل للحدوث بشكل تلقائي، أم يقل؟

بالإضافة إلى استخدام معادلة نيرنست في حساب جهد الخلية الغلفانية عند تغير تراكيز الأيونات في المحاليل، يمكن الاستفادة من المعادلة في حساب تراكيز بعض الأيونات في المحلول داخل الخلية بمعرفة جهد الخلية الغلفانية.

إذا علمت أن المعادلة التالية تمثل التفاعل الذي يحدث في إحدى الخلايا الغلفانية، عند 25°س:



- 1- احسب قيمة E<sup>o</sup> للخلية بالاعتماد على الجدول (3-2).
- 2- إذا كان جهد الخلية يساوي 1,207 فولت عندما يكون تركيز أيونات الفضة 0,1 مول/لتر، احسب تركيز أيونات الكاديوم في المحلول.

والسؤال الآن، ماذا نتوقع أن يحدث لقيمة جهد الخلية الغلفانية مع استمرار التفاعل؟ وكيف نعرف أن التفاعل قد وصل إلى وضع الاتزان؟ وكيف يمكننا حساب ثابت الاتزان في هذه الحالة؟

عرفت أن القوة الدافعة الكهربائية في الخلية الغلفانية تعمل على تحريك الإلكترونات عبر الأسلاك، وتحريك الأيونات بين المحاليل، مما يؤدي إلى تناقص جهد الخلية مع استمرار التفاعل داخل الخلية، إلى أن تتوقف الخلية الغلفانية نهائياً عن العمل بعد فترة. ويمكن تفسير هذا وفق معادلة نيرنست، حيث إن حدوث التفاعل في الخلية الغلفانية يتسبب في زيادة تراكيز المواد الناتجة ونقصان تراكيز المواد المتفاعلة، مما يتسبب في زيادة قيمة  $Q$  وبالتالي لـ  $Q$ ، فتزداد قيمة الجزء الثاني من معادلة نيرنست  $\left( \frac{0.0592}{n} \log Q \right)$ ، مما يقلل الفرق بينه وبين  $E^\circ_{\text{للخلية}}$ ، وهذا يؤدي إلى نقصان قيمة  $E_{\text{للخلية}}$ . ويصل التفاعل إلى الاتزان عندما تصبح قيمة  $E_{\text{للخلية}}$  صفراً، وفي هذه الحالة تصبح قيمة  $Q$  مساوية لقيمة ثابت الاتزان للتفاعل  $K$ .

$$E_{\text{للخلية}} = E^\circ_{\text{للخلية}} - \frac{0.0592}{n} \log Q$$

وعند الوصول للاتزان فإن:

$$\text{صفر} = E^\circ_{\text{للخلية}} - \frac{0.0592}{n} \log K$$

$$E^\circ_{\text{للخلية}} = \frac{0.0592}{n} \log K$$

ويمكن استخدام هذه العلاقة لحساب ثابت الاتزان للتفاعل في الخلية الغلفانية عند  $25^\circ\text{C}$ .

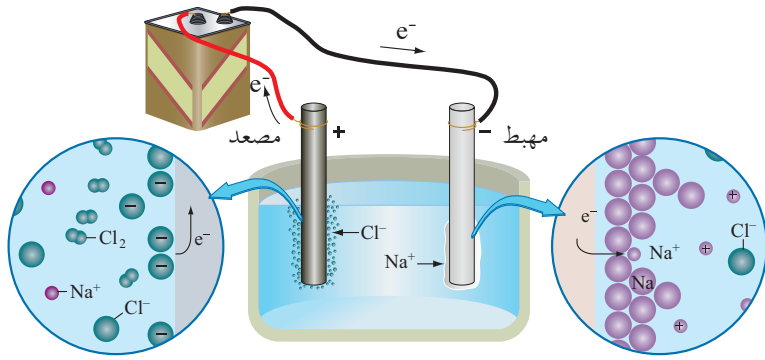
## سادساً

### خلايا التحليل الكهربائي (Electrolytic Cells)

عرفت خلال دراستك للخلايا الغلفانية أنه يمكن الحصول على طاقة كهربائية من تفاعلات التأكسد والاختزال التلقائية، وعرفت أيضاً أن هناك بعض تفاعلات التأكسد والاختزال لا تحدث بشكل تلقائي، فكيف يمكن استخدام الطاقة الكهربائية لإحداث هذه التفاعلات؟

درست سابقاً أن محاليل المواد الأيونية ومصاهيرها توصل التيار الكهربائي، وذلك بسبب وجود أيونات حرة الحركة في كلتا الحالتين، وهكذا، فعند إمرار تيار كهربائي في محلول أو مصهور مادة أيونية، تتحرك الأيونات باتجاه الأقطاب المخالفة لها في الشحنة. ويبيّن الشكل (٣-٩) حركة كل من الأيونات الموجبة والسالبة خلال إمرار تيار كهربائي في مصهور كلوريد الصوديوم  $\text{NaCl}$ .

ادرس الشكل، ثمّ أجب عن الأسئلة الآتية:



الشكل (٣-٩): إمرار التيار الكهربائي في مصهور كلوريد الصوديوم

- اكتب معادلة تفكك كلوريد الصوديوم بالحرارة.
- ما الأيونات الموجودة في مصهور كلوريد الصوديوم؟
- ما أثر إمرار تيار كهربائي في حركة الأيونات؟

لعلك توصلت إلى أنه عند صهر كلوريد الصوديوم NaCl، فإنه يتفكك وفقاً للمعادلة الآتية:



وعند تمرير التيار الكهربائي في مصهور NaCl، تتحرك أيونات الصوديوم الموجبة ( $\text{Na}^+$ ) نحو القطب السالب، حيث تختزل وتتحول إلى ذرات الصوديوم المتعادلة، كما هو موضح في معادلة نصف التفاعل الآتي:



أما أيونات الكلوريد السالبة ( $\text{Cl}^-$ ) فتتحرك نحو القطب الموجب، حيث تتأكسد إلى ذرات الكلور، وتتحد كل ذرتين معاً لتكوين جزيء من غاز الكلور عند المصعد، كما هو موضح في معادلة نصف التفاعل الآتي:



وتسمى الخلية التي يحدث فيها تفاعل التأكسد والاختزال بتأثير التيار الكهربائي بخلية التحليل الكهربائي، وتسمى هذه العملية بالتحليل الكهربائي.

- اكتب معادلة التفاعل الكلي الذي يحدث في خلية التحليل الكهربائي لمصهور كلوريد الصوديوم.
- احسب  $E^\circ$  لهذه الخلية.

لاحظ أن قيمة جهد الخلية سالبة، مما يشير إلى أن هذا التفاعل لا يحدث بصورة تلقائية؛ لذا يُستخدم مصدر للتيار الكهربائي، يعمل على دفع الإلكترونات في الدارة الخارجية، وتحريك الأيونات المختلفة نحو الأقطاب المخالفة لها في الشحنة، مما يتسبب في حدوث تفاعل التأكسد والاختزال.

ما نواتج التحليل الكهربائي لمصهور بروميد البوتاسيوم KBr؟ وضح إجابتك مستعيناً بالمعادلات.



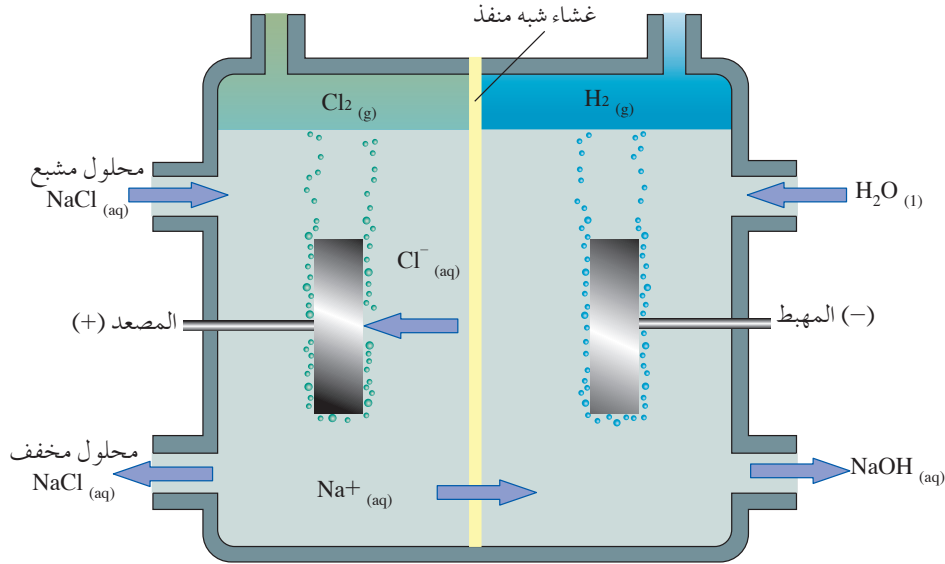
نستنتج ممّا سبق أن عمل خلية التحليل الكهربائي يختلف عن عمل الخلية الغلفانية، ففي خلية التحليل الكهربائي، تحدث تفاعلات التأكسد والاختزال بتأثير الطاقة الكهربائية، بينما تتولد الطاقة الكهربائية في الخلية الغلفانية نتيجة حدوث تفاعلات التأكسد والاختزال.

قارن بين الخلية الغلفانية و خلية التحليل الكهربائي من حيث:



- 1- تحويلات الطاقة في كل منهما.
- 2- شحنة كلّ من المصعد والمهبط.
- 3- إشارة  $E^{\circ}$  للخلية وتلقائية التفاعل في كلّ منهما.

ولكن، هل تختلف نواتج التحليل الكهربائي لمحلول كلوريد الصوديوم عن مصهوره؟

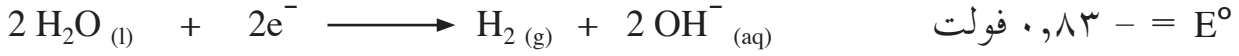


الشكل (٣-١٠): نواتج التحليل الكهربائي لمحلول كلوريد الصوديوم.

يُبيّن الشكل (٣-١٠)، نواتج التحليل الكهربائي لمحلول كلوريد الصوديوم، حيث يتفكك كلوريد الصوديوم في الماء إلى أيونات  $Cl^-$  و  $Na^+$ ، وعند إمرار تيار كهربائي في محلول كلوريد الصوديوم باستخدام أقطاب غرافيت يحدث الآتي:

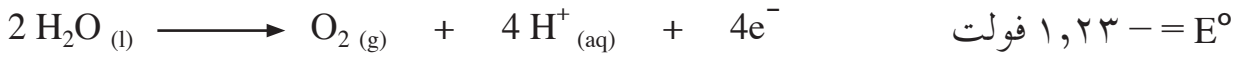


١- عند المهبط تتواجد أيونات  $\text{Na}^+$  وجزيئات الماء  $\text{H}_2\text{O}$ ، وبذلك فإن تفاعلات الاختزال المحتمل حدوثها هي:



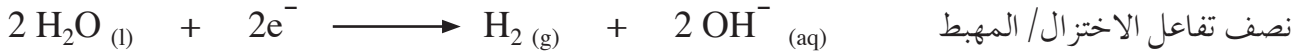
عند وجود عدة تفاعلات يُحتمل حدوثها على المهبط في عملية التحليل الكهربائي، فإن التفاعل الأكثر قابلية للحدوث غالباً هو التفاعل الذي يكون جهده اختزاله أكبر، بناءً على ذلك، يحدث اختزال لجزيئات الماء، ويتصاعد غاز الهيدروجين عند المهبط.

٢- عند المصعد تتواجد أيونات الكلوريد  $\text{Cl}^-$ ، وجزيئات الماء  $\text{H}_2\text{O}$ ، وبذلك فإن تفاعلات التأكسد المحتمل حدوثها هي:



بالتدقيق في قيم  $E^\circ$  لنصفي تفاعلي التأكسد من المتوقع أن يتأكسد الماء؛ لأن جهده تأكسده هو الأعلى، إلا أن ما يحدث عملياً هو تصاعد غاز الكلور.

وبجمع نصفيّ التفاعلين الحادّين، نحصل على معادلة التفاعل الكلي لهذه الخلية:



يُتضح مما سبق أن عملية التحليل الكهربائي لمحلول كلوريد الصوديوم، تؤدي إلى تصاعد غاز الكلور  $\text{Cl}_2$  عند المصعد، وغاز الهيدروجين  $\text{H}_2$  عند المهبط، إضافة إلى تكوّن أيونات الهيدروكسيد  $\text{OH}^-$  في المحلول، حيث تكون مع أيونات  $\text{Na}^+$  محلول هيدروكسيد الصوديوم  $\text{NaOH}$ .

ما نواتج التحليل الكهربائي لمحلول يوديد البوتاسيوم؟ وضح إجابتك بالمعادلات.



وللتعرف إلى عملية التحليل الكهربائي، نفذ النشاط (٣-٢).



### الأدوات والمواد المطلوبة

محلول نترات الرصاص بتركيز ١ مول/لتر، أقطاب غرافيت، أسلاك توصيل، بطارية (٤-٦ فولت)، كأس زجاجية سعة ٢٥٠ مل، قضيب زجاجي.

### الخطوات

١- ركب خلية التحليل الكهربائي باستخدام أقطاب الغرافيت.

٢- ضع ١٥٠ مل من محلول نترات الرصاص  $Pb(NO_3)_2$  في الكأس، ثم أغلق الدارة الكهربائية لمدة خمس دقائق، ماذا تلاحظ؟

- ما الأدلة على حدوث تفاعل كيميائي عند إمرار التيار الكهربائي في محلول نترات الرصاص؟
- اكتب معادلتَي التفاعلين النصف خلويين الحادثين في الخلية، ومعادلة التفاعل الكلية.

### تحذير

يجب الحذر عند استخدام نترات الرصاص؛ وذلك لأن أيون الرصاص من الأيونات الثقيلة السامة حيث يؤثر في مختلف أجهزة الجسم.



شجرة الرصاص

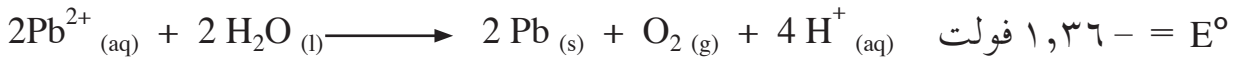
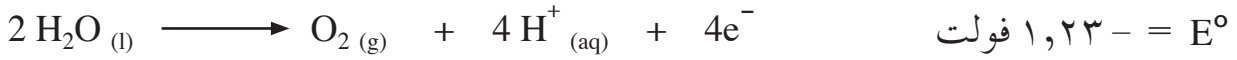
لاحظ كيف تجمّع الرصاص بسرعة على القطب المتصل بالقطب السالب للبطارية، مُكوّنًا شجرة ذات منظر خلاب، تكبُر تدريجياً، بينما تلاحظ تصاعد فقاعات غاز عند القطب المتصل بالقطب الموجب للبطارية، فكيف حدث ذلك؟ وما تأثير مرور التيار الكهربائي في حدوث التفاعل؟ تتأين نترات الرصاص  $Pb(NO_3)_2$  في الماء منتجة أيونات  $Pb^{2+}$ ،  $NO_3^-$  وفق المعادلة الآتية:



وعند إمرار التيار الكهربائي في محلول نترات الرصاص، تتحرك الأيونات باتجاه الأقطاب المخالفة لها في الشحنة حيث:

١- تتواجد أيونات الرصاص  $Pb^{2+}$  عند المهبط، وتُختزل إلى ذرات رصاص Pb.

٢- تتواجد أيونات النترات  $\text{NO}_3^-$  وجزئيات الماء عند المصعد، وعملياً فإن أيونات النترات تبقى في المحلول دون أن يطرأ عليها أي تغيير، أما الماء، فإنه يتأكسد منتجاً الأكسجين، وهذا يعني أن جزئيات الماء أسهل تأكسداً من أيون النترات. وتُبين المعادلتان التاليتان نصفيّ التفاعل اللذين يحدثان عند الأقطاب، والتفاعل الكلي:



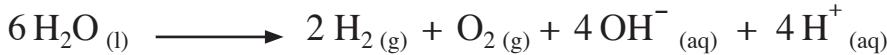
والجدير بالذكر أنه لا يحدث تغير على أيونات بعض الأملاح عند إجراء تحليل كهربائي لمحاليلها المائية، فما هذه الأيونات؟ وما نواتج عملية التحليل الكهربائي لهذه الأملاح؟

لتعرف ذلك. ادرس نواتج عملية التحليل الكهربائي لمحلول كبريتات الصوديوم  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ .

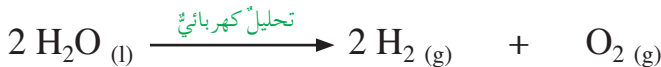
عند إجراء عملية التحليل الكهربائي لمحلول كبريتات الصوديوم باستخدام أقطاب خاملة (كالغرافيت أو البلاتين)، يُلاحظ عملياً تصاعد غاز الهيدروجين عند المهبط، وتصاعد غاز الأكسجين عند المصعد، فكيف تفسّر ذلك؟

عرفت أن أيونات الصوديوم ( $\text{Na}^+$ ) لا تُختزل في المحلول، وإنما تُختزلُ جزئيات الماء بدلاً عنها، ويتصاعد غاز الهيدروجين.

أما أيونات الكبريتات  $\text{SO}_4^{2-}$  فلا تتأكسد، حيث إن تأكسد الماء أسهل من تأكسدها، وينتج عن ذلك غاز الأكسجين. ويمكن تمثيل التفاعل الخلوي الكامل في هذه الخلية بالمعادلة الآتية:



حيث تتكون أيونات  $\text{H}^+$  عند المصعد، بينما تتكون أيونات  $\text{OH}^-$  عند المهبط؛ لذا ومع مرور الوقت، ونتيجة لحركة الأيونات، يحدث التعادل بينهما، ويمكن تمثيل ذلك من خلال المعادلة الكلية الآتية:



نستنتج مما سبق أن التحليل الكهربائي لمحلول كبريتات الصوديوم هو في الواقع تحليل كهربائي للماء.

والجدير بالذكر أن سلوك أيون معين في عملية التحليل الكهربائي يبقى ذاته بغض النظر عن مصدره. فمحاليل  $\text{CuSO}_4$ ،  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ ،  $\text{CuBr}_2$  جميعها تحتوي على الأيون  $\text{Cu}^{2+}$  الذي يُختزل

على المهبط في أثناء تحليلها كهربائياً. وكذلك المحاليل المائية لـ  $\text{NaCl}$ ،  $\text{MgCl}_2$ ،  $\text{KCl}$  وغيرها من الكلوريدات، تعطي غاز الكلور عند المصعد في أثناء التحليل الكهربائي.

لاحظت أنه عند تحليل مصاهير أو محاليل المواد الأيونية، نستخدم أقطاباً خاملة، مثل الغرافيت أو البلاتين، حيث إنها لا تشترك في التفاعلات التي تحدث خلال التحليل الكهربائي، فهي توفر السطح المناسب لحدوث تفاعلات التأكسد والاختزال عليها، أما معظم تطبيقات التحليل الكهربائي، فيُستَخدم فيها أقطاب فعّالة، كما في الطلاء الكهربائي، أو في تنقية الفلزات التي سترد لاحقاً.

ما نواتج التحليل الكهربائي لمحاليل كلٍّ من:  $\text{NaBr}$  (أقطاب بلاتين)،  $\text{CuSO}_4$  (أقطاب غرافيت)؟

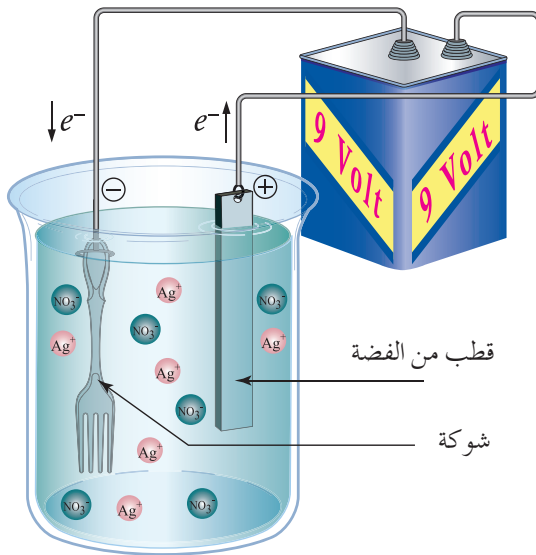


## التطبيقات العملية للتحليل الكهربائي

## سابعاً

### ١- الطلاء الكهربائي

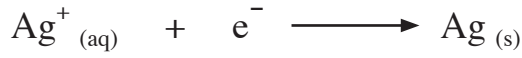
كثيراً ما تُشاهدُ مقاعد حديدية مطلية بالكروم، أو أوانيّ وتحف يُخَيَّلُ لك أنها فضية، ولكن، عند حدوث أيّ كشط فيها، تجد أنها من الحديد، فكيف تمّ طلاؤها؟ وما المبدأ الذي تعتمد عليه عملية الطلاء؟



الشكل (٣-١١): طلاء شوكة حديدية بطبقة من الفضة.

يُعدُّ الطلاء الكهربائي من التطبيقات المهمّة لعملية التحليل الكهربائي، حيث يتم ترسيب طبقة رقيقة من الفلز المراد الطلاء به على المادة المراد طلاؤها خلال عملية التحليل الكهربائي، لحمايتها من التآكل، ولإكسابها مظهراً جميلاً. ويبيّن الشكل (٣-١١) عملية الطلاء الكهربائي لشوكة من الحديد  $\text{Fe}$  بطبقة من الفضة  $\text{Ag}$ ، حيث تُربط الشوكة المراد طلاؤها بالقطب السالب للبطارية (المهبط)، بينما يُربط قضيب من الفضة بالقطب الموجب

للبطارية (المصعد)، ويتم غمس قطبي الخلية في محلول يحتوي على أيونات الفضة  $Ag^+$ ، وعند إغلاق الدارة الكهربائية، تتجه أيونات الفضة نحو المهبط، وتُختزل إلى ذرات الفضة، وتترسب على الشوكة، وبذلك تكتسب بريقاً فضياً لامعاً، كما في المعادلة الآتية:



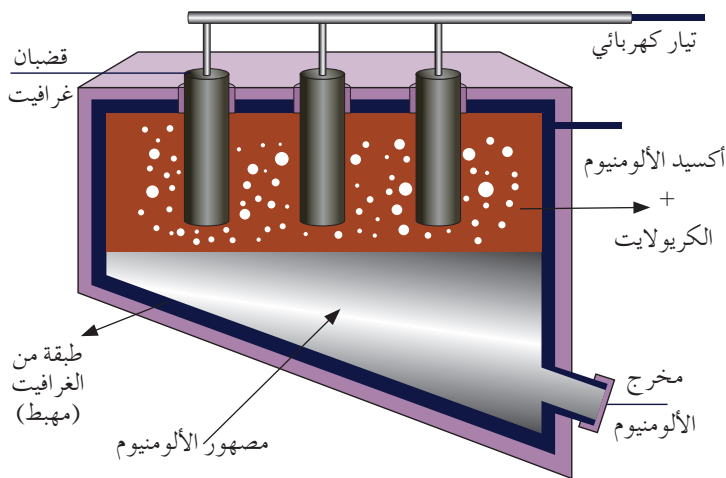
أما عند المصعد فهناك احتمالان للتأكسد؛ إما تأكسد ذرات الفضة المكونة للمصعد، أو تأكسد جزيئات الماء، وبالرجوع لجدول (٣-٢)، يتضح أن ذرات الفضة هي التي تتأكسد عند المصعد، كما في المعادلة الآتية:



وبهذا فإن أيونات الفضة التي ترسب عند المهبط على شكل ذرات فضة، يتم تعويضها بتأكسد ذرات الفضة المكونة للمصعد، بناءً على ذلك، لا يتوقع حدوث تغير على تركيز أيونات الفضة من جراء عملية التحليل الكهربائي.

## ٢- استخراج الألمنيوم

يُعدّ الألمنيوم من أكثر الفلزات انتشاراً في القشرة الأرضية، ومن أهم خاماته البوكسيت (أكسيد الألمنيوم المائي)  $Al_2O_3 \cdot 2H_2O$ ، وقد تمكن العالمان هول وهيرولت عام ١٨٨٦ م من استخراج الألمنيوم بالتحليل الكهربائي لمصهور أكسيد الألمنيوم  $Al_2O_3$ .

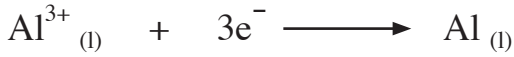


الشكل (٣-١٢): استخراج الألمنيوم من خام البوكسيت.

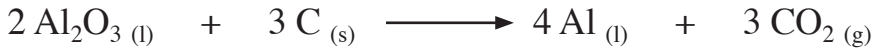
وبسبب ارتفاع درجة انصهار  $Al_2O_3$  (٢٠٥٠°س)، فقد تم تطوير عملية التحليل بخلط أكسيد الألمنيوم مع مادة الكريولايت  $Na_3AlF_6$  لخفض درجة الانصهار، وذلك لتقليل الكلفة الاقتصادية، ويستخدم لهذه العملية خلية من الحديد مبطنة من الداخل بطبقة من الغرافيت كمهبط، أما المصعد فهو عبارة عن عدة قضبان من الغرافيت متصلة بعضها مع

بعض، ومغمورة في المصهور، كما في الشكل (٣-١٢)، حيث تحدث التفاعلات التالية عند الأقطاب:

عند المهبط: يتم اختزال أيونات الألومنيوم ( $Al^{3+}$ )، ويتكوّن الألومنيوم المنصهر الذي يهبط أسفل الخلية، ويتمّ سحبه من مخرج خاص.



عند المصعد: ينطلق غاز الأكسجين الذي يتفاعل جزء منه مع قضبان الغرافيت لينتج غاز ثاني أكسيد الكربون، وهذا التفاعل يؤدي إلى تآكل القضبان تدريجياً؛ لذا يتمّ تبديلها دورياً. ويمكن تمثيل التفاعل الكلي للخلية بالمعادلة الآتية:



والألومنيوم الناتج يكون نقياً بدرجة عالية، إلا أنه يتطلب مقادير هائلة من الطاقة الكهربائية لاستخلاصه؛ لذا بدأ الاهتمام بتزايد بإعادة تدوير علب المشروبات، والأشياء المصنوعة من الألومنيوم.

لا يمكن الحصول على المغنيسيوم والألومنيوم بالتحليل الكهربائي لمحلول أحد أملاحهما. فسّر ذلك.



### ٣- تنقية الفلزات

توجد الفلزات في الطبيعة على شكل خامات، حيث تتمّ معالجة هذه الخامات بطرق كيميائية للحصول على الفلزات بصورة شبه نقية، ثم تتمّ تنقيتها من الشوائب في مرحلة لاحقة بالتحليل الكهربائي، كما في عملية استخلاص النحاس التي درستها في الصف التاسع.

#### قضية للبحث



بالرجوع إلى بعض الكتب العلمية المتوفرة في مكتبة المدرسة، أو باستخدام الشبكة الإلكترونية، ابحث عن التطبيقات العملية للخلايا الكهركيميائية في المجالات المختلفة، مثل صناعة البطاريات وتنقية الفلزات، ثم ناقشها مع زملائك في الصف. ويمكنك الاستعانة بالكلمات المفتاحية التالية في البحث عبر الشبكة الإلكترونية:

Electrochemical Cells Applications, Electrolysis Applications, .....

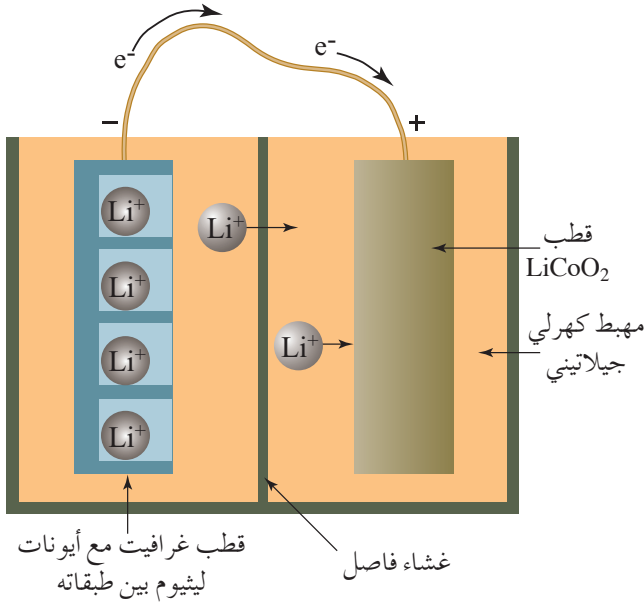
### بطارية أيون الليثيوم (Lithium Ion Battery)



الشكل (٣ - ١٣): بعض بطاريات أيون الليثيوم .

تعدُّ بطارية أيون الليثيوم من التطبيقات المهمة للخلايا الغلفانية القابلة لإعادة الشحن، حيث تُستخدم بكثرة في الأجهزة الإلكترونية من مثل؛ الحاسوب الشخصي، والهاتف المحمول، والكاميرات الرقمية. وتعدُّ بطارية أيون الليثيوم من البطاريات الحديثة، حيث يعود إنتاج أول بطارية منها إلى بداية السبعينات، بينما تم إنتاج أول بطارية أيون ليثيوم قابلة لإعادة الشحن عام ١٩٩١ م.

### تركيب البطارية



الشكل (٣ - ١٤): رسم توضيحي لبطارية أيون الليثيوم.

بطارية أيون الليثيوم خلية غلفانية، يتكوّن فيها المصعد من الغرافيت، بينما يتكوّن المهبط من أحد أكاسيد الفلزات، ويعود نشاط هذه البطارية إلى المادة الكهرلية فيها، التي تتكوّن من أحد أملاح الليثيوم الصلبة ومذيب عضوي (مثل: الإيثر)، وتعمل المادة الكهرلية على إنتاج أيونات الليثيوم  $Li^+$  التي تعمل كموصل بين المصعد والمهبط عند استخدام البطارية لتوليد التيار الكهربائي.

وتمثل المعادلة التالية التفاعل الحادث في بطارية أيون الليثيوم :



### مميزات البطارية

- ١- يمكن صناعة هذه البطارية بأشكال وأحجام مختلفة، لتتلاءم مع الأجهزة المختلفة.
- ٢- خفيفة الوزن، وتعطي طاقة عالية مقارنة بوزنها.
- ٣- تحافظ على الشحن لفترة طويلة، كما أنها لا تفقد شحنتها في حال عدم الاستخدام.
- ٤- يمكن إعادة شحنها بسرعة، كما يمكن لبعض هذه البطاريات (Smart Batteries) أن تقوم بعملية إعادة شحن ذاتية.

### عيوب البطارية

- ١- مُدَّة صلاحية البطارية تعتمد على وقت التصنيع، وليس على عدد مرات إعادة الشحن.
  - ٢- تتأثر بدرجة الحرارة، حيث يكون فقدها للشحنة أكبر عند درجات الحرارة العالية.
  - ٣- بما أنها تعطي مقداراً عالياً للطاقة، فإنها تفقد الشحن فجأة، دون أن تعطي مؤشرات؛ مثل ضعف التيار الكهربائي، كغيرها من البطاريات.
  - ٤- غالية الثمن مقارنة بالبطاريات الأخرى.
  - ٥- التفاعلات داخل بطارية أيون الليثيوم خطيرة؛ لذا يجب التعامل معها بحذر.
- ويجري العمل حالياً على تطوير هذا النوع من البطاريات. فقد أُعلن عام ٢٠٠٥م عن تطوير بطارية ليثيوم صغيرة جداً في حجمها، تتميز بالسرعة العالية في الشحن، والسعة العالية للشحنة الكهربائية، كما تتميز بفترة عمر أطول من البطاريات المستخدمة حالياً.



١ - وضح المقصود بكل من:

الخلية الغلفانية، خلية التحليل الكهربائي، القنطرة الملحية، المصعد، قطب الهيدروجين المعياري.

٢ - ضع دائرة حول رمز العبارة الصحيحة في كل مما يأتي:

١. المادة التي تشكل المصعد في الخلية الغلفانية التي يحدث فيها التفاعل التالي هي:



أ (  $\text{Ni}^{2+}$  )      ب (  $\text{Fe}$  )      ج (  $\text{Ni}$  )      د (  $\text{Fe}^{2+}$  )

٢. جهد الخلية المعياري  $E^\circ$  للخلية السابقة بالفولت يساوي:

أ ( ٠,٦٩ )      ب ( -٠,٦٩ )      ج ( ٠,١٩ )      د ( -٠,١٩ )

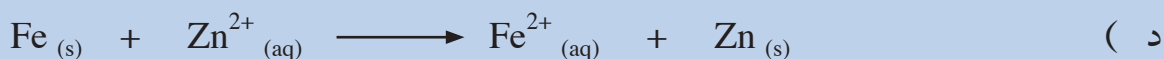
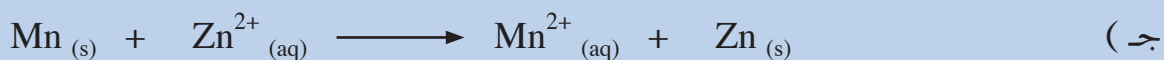
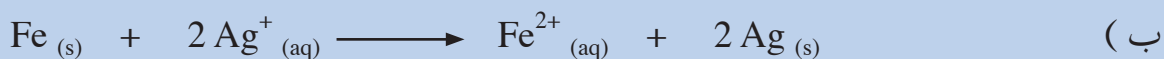
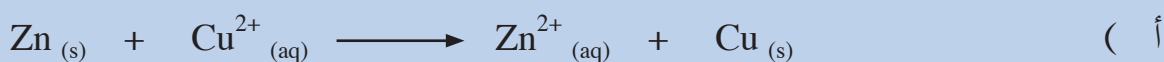
٣. إذا علمت أن المعادلة التالية تمثل تفاعلاً ممكن الحدوث في الظروف المعيارية، فإن:



أ (  $\text{I}_2$  عامل مؤكسد أقوى من  $\text{Pb}^{2+}$  )      ب (  $\text{Pb}$  عامل مؤكسد

ج (  $\text{I}_2$  عامل مختزل )      د (  $\text{I}^-$  عامل مختزل أقوى من  $\text{Pb}$  )

٤. التفاعل غير التلقائي بين التفاعلات التالية هو:



٥. اعتماداً على معادلة نيرنست، يصبح جهد الخلية مساوياً للصفر عند:

- أ ( وصول التفاعل إلى الاتزان )      ب ( زيادة تراكيز المواد الناتجة )  
ج ( نقصان تراكيز المواد الناتجة )      د ( زيادة تراكيز المواد المتفاعلة )

٥٦. عند إمرار تيار كهربائي في محلول مادة مجهولة باستخدام أقطاب بلاتين، لوحظ تصاعد غاز الهيدروجين عند المهبط، وغاز الأكسجين عند المصعد. فإن المادة المجهولة هي:

- أ ( نترات الفضة  
ب ( بروميد الخارصين  
ج ( كلوريد النحاس (II)  
د ( نترات الصوديوم

٥٧. عند تحليل محلول يوديد البوتاسيوم KI تركيزه ١ مول/ لتر كهربائياً باستخدام أقطاب غرافيت، تكون نواتج التحليل كما يأتي:

- أ ( اليود والبوتاسيوم  
ب ( اليود والأكسجين  
ج ( اليود والهيدروجين  
د ( الهيدروجين والأكسجين

٥٨. العبارة التي لا تنطبق على خلية التحليل الكهربائي:

- أ ( إشارة المهبط سالبة  
ب ( حدوث تفاعل التأكسد عند المصعد  
ج ( يكون التفاعل فيها غير تلقائي  
د ( يكون جهد التفاعل  $E^\circ$  للخلية موجباً.

٣ - لديك الجدول التالي الذي يمثل قيم جهود الاختزال المعيارية لبعض الأقطاب.

نصف تفاعل الاختزال	$E^\circ$ اختزال (فولت)
$Ag^+ + e^- \rightleftharpoons Ag$	٠,٨٠
$Cl_2 + 2e^- \rightleftharpoons 2 Cl^-$	١,٣٦
$K^+ + e^- \rightleftharpoons K$	٢,٩٢ -
$Br_2 + 2e^- \rightleftharpoons 2 Br^-$	١,٠٦
$Zn^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Zn$	٠,٧٦ -
$Cu^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Cu$	٠,٣٤

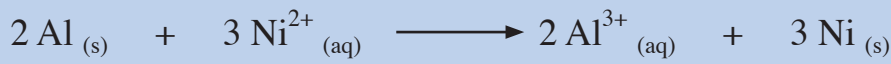
- أ ( حدّد أضعف عامل مؤكسد، وأضعف عامل مختزل في الجدول.  
ب ( اذكر عنصرين يستطيعان أكسدة النحاس وآخرين يستطيعان اختزال الكلور.

- ( ج ) حدّد العنصرين اللذين يكوّنان خلية غلفانية ذات أقل فرق جهد، ثم احسب جهد الخلية.
- ( د ) أي العناصر في الجدول تستطيع إطلاق الهيدروجين من مركباته على شكل غاز؟
- ( هـ ) هل يمكن تحريك محلول كبريتات البوتاسيوم بملعقة من النحاس؟ وضح إجابتك.
- ( و ) إذا استُخدم قطبا الفضة والنحاس لتكوين خلية غلفانية، فما قيمة  $E^\circ$  للخلية؟ اكتب معادلة التفاعل الحاصل.

٤ - احسب قيمة  $E$  و  $E^\circ$  عند درجة حرارة  $25^\circ\text{C}$ ، لكلّ من التفاعلين التاليين بالاعتماد على تراكيز الأيونات الموضحة:



عندما يكون تركيز أيونات  $\text{Sn}^{2+}$   $0,05$  مول/لتر، وتركيز أيونات  $\text{Ni}^{2+}$   $0,01$  مول/لتر.



عندما يكون تركيز أيونات  $\text{Ni}^{2+}$   $0,08$  مول/لتر، وتركيز أيونات  $\text{Al}^{3+}$   $0,02$  مول/لتر.

٥ - الجهد المعياري  $E^\circ$  للخلية الغلفانية الممثلة بالتفاعل التالي يساوي ( $0,6365$  فولت).



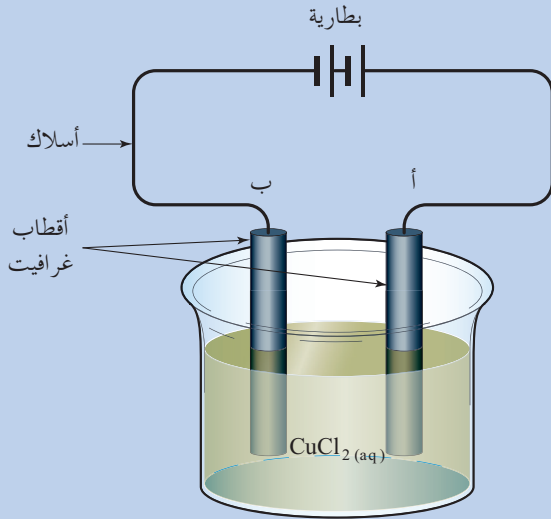
فإذا كانت قيمة جهد الخلية  $0,4438$  فولت عندما يكون تركيز أيونات الخارصين  $\text{Zn}^{2+}$   $0,05$  مول/لتر، احسب تركيز أيونات الرصاص  $\text{Pb}^{2+}$ .

٦ - أ ) إذا سُكب محلول اليود على قطعة معدنية مطلية بالكروم، هل تتوقع حدوث تفاعل؟ وضح إجابتك مستعيناً بالمعادلات.

ب ) أريد طلاء مادة بطبقة من النيكل باستخدام محلول  $\text{NiSO}_4$ ، إلى أي الأقطاب يتم ربط المادة المراد طلاؤها (المصعد أم المهبط)؟ فسّر إجابتك.

ج ) تقلُّ شدة اللون الأزرق لمحلول كبريتات النحاس (II)  $\text{CuSO}_4$  عند تحليله كهربائياً باستخدام أقطاب بلاتين. فسّر ذلك.

٧ - بيّن الشكل المجاور خلية التحليل الكهربائي لمحلول كلوريد النحاس (II)  $\text{CuCl}_2$ ، ادرس الشكل ثمّ أجب عن الأسئلة الآتية:



- أ ( ما الدقائق الموجودة في المحلول؟  
 ب ( أي القطبين؛ (أ) أم (ب) يشكل المصعد،  
 وأيُّهما يشكل المهبط؟  
 ج ( وضح بالأسهم اتجاه حركة الأيونات  
 في المحلول، وحركة الإلكترونات  
 في الدارة الخارجية.  
 د ( بيّن بالمعادلات التفاعلات التي تحدث عند كل قطب، والتفاعل الخلوي الكلي.  
 هـ ( احسب  $E^\circ$  لخلية التحليل.  
 و ( ماذا تعني إشارة  $E^\circ$  لهذه الخلية؟

٨ - أيّ من الأيونات التالية يمكن أن تُختزل عند التحليل الكهربائي لمحاليلها المائية:  
 (  $\text{Ag}^+$  ،  $\text{Al}^{3+}$  ،  $\text{K}^+$  ،  $\text{Mg}^{2+}$  ) ؟

## أسئلة الوحدة

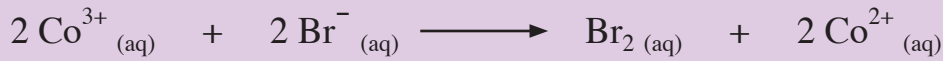
١ - وضح المقصود بكلّ من:

العامل المؤكسد، المهبط، المصهور، التحليل الكهربائي، جهد الاختزال المعياري.

٢ - ما عدد مولات الإلكترونات المفقودة أو المكتسبة في كلّ من التحويلات الآتية:



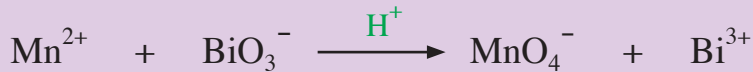
٣ - أ ) حدد كلاً من العامل المؤكسد والعامل المختزل في كلّ من التفاعلات الآتية:



ب ) اعتماداً على المعادلات السابقة، أيهما أقوى كعامل مختزل Hg ، أم  $\text{Co}^{2+}$  ؟ وضح إجابتك.

ج ) ما التغير في عدد التأكسد لذرة الكبريت في المعادلة الثالثة ؟

٤ - وازن كلاً من المعادلتين التاليتين بطريقة نصف التفاعل:



٥ - اعتماداً على الجدول (٣-٢)

١ . حدّد العامل المؤكسد الأقوى في كلّ من الأزواج الآتية:



٠٢ . حدّد العامل المختزل الأقوى في كلّ من الأزواج الآتية:

( أ ) ( Cr ، Na ) ( ب ) ( H<sub>2</sub>O ، H<sub>2</sub> ) ( ج ) ( I<sup>-</sup> ، Br<sup>-</sup> )

٦ - خلية غلفانية مكونة من قطب خارصين مغموس في محلول ZnSO<sub>4</sub> تركيزه ١ مول/لتر، وقطب غاليوم مغموس في محلول GaCl<sub>3</sub> تركيزه ١ مول/لتر، فإذا وُجد أن جهد الخلية المعياري E<sup>o</sup> ٠,٢٣ فولت، وأن قطب الخارصين هو القطب السالب.

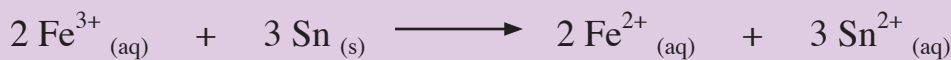
( أ ) اكتب نصف تفاعل المصعد ونصف تفاعل المهبط للخلية.

( ب ) اكتب معادلة التفاعل الكلي للخلية الغلفانية.

( ج ) احسب E<sup>o</sup> لنصف التفاعل ( Ga<sup>3+</sup> + 3e<sup>-</sup> → Ga ).

( د ) احسب الجهد المعياري للخلية الغلفانية المكونة من النحاس والغاليوم.

٧ - بالاعتماد على بيانات الجدول (٣ - ٢)، ودون حساب جهد الخلية، حدّد أي التفاعلات التالية يحدث بصورة تلقائية:



٨ - إذا كان لديك التفاعل الآتي:



( أ ) احسب E<sup>o</sup> للخلية

( ب ) إذا تم قياس جهد الخلية عند ٢٥°س، ووجد أنه ١,٣٢٢ فولت عندما يكون تركيز أيونات الكروم ٠,٨ مول/لتر، احسب تركيز أيونات الفضة.

٩ - ما نواتج التحليل الكهربائي (أقطاب خاملة) لكلّ من:

( أ ) محلول كلوريد المغنيسيوم (MgCl<sub>2</sub>)

( ب ) محلول نترات الخارصين (Zn(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>)

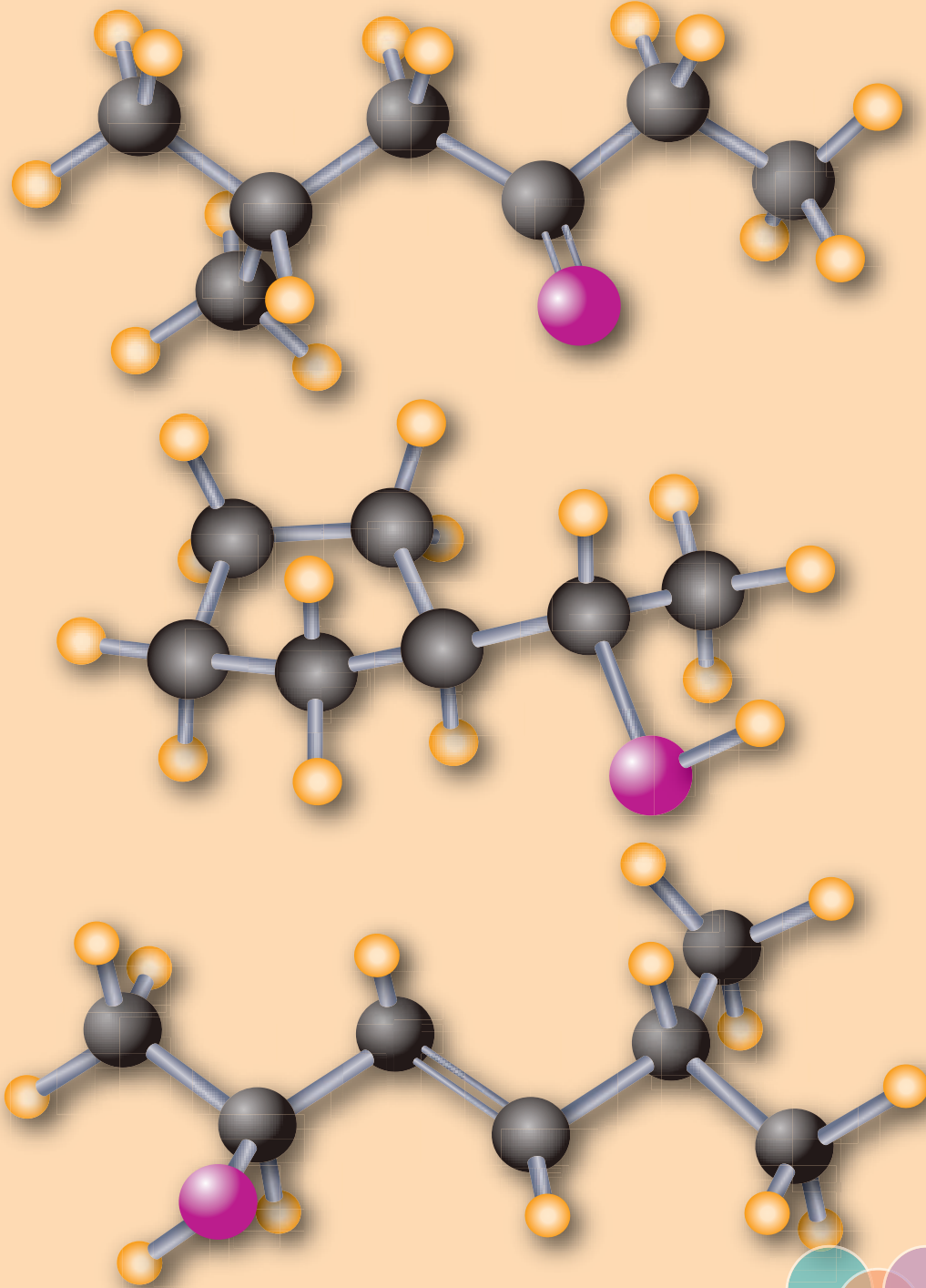
١٠ - ما نواتج التحليل الكهربائي لمزيج من مصهور يوديد الكالسيوم  $\text{CaI}_2$ ، وبروميد الخارصين  $\text{ZnBr}_2$ ؟

١١ - إذا علمت أن التفاعلين التاليين يميلان للحدوث بشكل تلقائي:



أ) رتب الأيونات ( $\text{Mg}^{2+}$ ،  $\text{Ba}^{2+}$ ،  $\text{Al}^{3+}$ ) تنازلياً حسب قوتها كعوامل مؤكسدة.

ب) أي العناصر السابقة: ( $\text{Ba}$ ،  $\text{Mg}$ ،  $\text{Al}$ ) الأقوى كعامل مختزل؟



• ما التفاعلات الكيميائية التي تؤدي لإنتاج المركبات العضوية بأنواعها المختلفة؟





## الفصل الأول ١ تفاعلات المركبات العضوية

تعرفت خلال دراستك للمستوى الثاني بعض أنواع المركبات العضوية، وطرق تسميتها، وبعضاً من خصائصها الفيزيائية، ولما لهذه المركبات من أهمية كبرى في حياة الإنسان كدورها في الصناعات الغذائية والدوائية، والمنظفات والمبلمرات والمركبات الحيوية، وغيرها؛ فإن دراسة التفاعلات الكيميائية لهذه المركبات، وطرق تحضيرها قد استأثرت بجانب كبير من اهتمام العلماء، فما أنواع تفاعلات المركبات العضوية؟ وكيف توظف هذه التفاعلات في تحضير المركبات المختلفة؟ هذا ما ستتعرفه بعد دراستك لهذا الفصل.

ويتوقع منك بعد دراسة هذا الفصل أن:

- توضح طبيعة الروابط في المركبات العضوية.
- تكتب معادلات كيميائية تعبر عن تفاعلات الاستبدال (الإحلال)، والإضافة، والحذف، والتأكسد والاختزال لبعض المركبات العضوية، وتشمل: الهيدروكربونات، والكحولات، والأمينات، والإثيرات، وهاليدات الألكيل، والألديهايدات، والكيتونات، والحموض الكربوكسيلية، والإسترات.
- تميز مخبرياً بين بعض المركبات العضوية.
- تستقصي طرائق تحضير بعض المركبات العضوية في المختبر وفي الصناعة.
- تقدر أهمية تنوع المركبات العضوية في حياتنا اليومية.
- تقيم الآثار الإيجابية والسلبية المتعلقة بتطوير عمليات تصنيع المواد العضوية وتطبيقاتها.

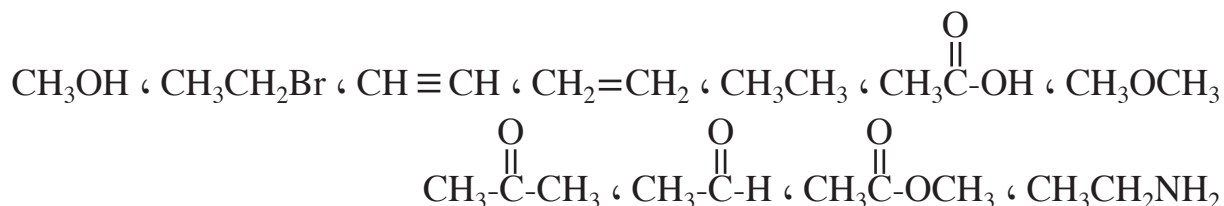
درست سابقاً مركبات عضوية مختلفة، وتعرفت صيغها البنائية وأنواع الروابط فيها ومجموعاتها الوظيفية، وقوى الترابط بين جزيئاتها. ولتذكيرك بهذه المركبات، نفذ النشاط (٤ - ١).



### المركبات العضوية

### نشاط (٤ - ١)

لديك المركبات العضوية الآتية:



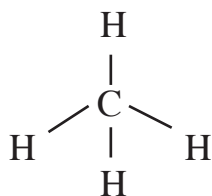
نظم جدولاً لهذه المركبات يتضمن المعلومات الآتية:

العائلة التي ينتمي إليها المركب، اسم المجموعة الوظيفية، اسم المركب، قوى الترابط الرئيسة بين الجزيئات.

عرفت أن ذرة الكربون لديها القدرة على تكوين أربع روابط مشتركة مع ذرات كربون، أو مع ذرات أخرى، وقد تكون جميع هذه الروابط أحادية، أو قد تتضمن روابط ثنائية أو ثلاثية، تحتوي روابط من النوع ( $\sigma$ ) و ( $\pi$ )، وفيما يأتي ستتعرف هذه الروابط والأفلاك المكونة لها.

### ١ - الروابط الأحادية والأفلاك المهجنة $sp^3$

إن أبسط مركب عضوي يوضح الروابط الأحادية لذرة الكربون هو جزيء الميثان  $\text{CH}_4$ . ادرس الشكل (٤ - ١)، واستعن بمعلوماتك السابقة للإجابة عن الأسئلة الآتية:

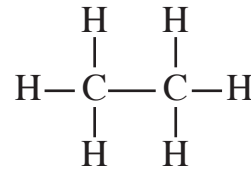
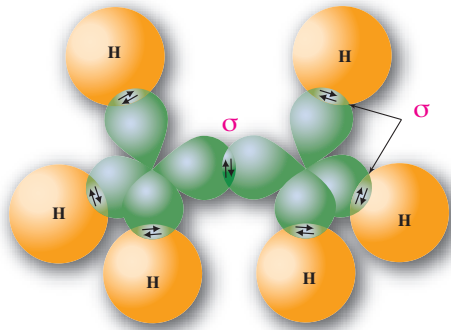


- ما نوع تهجين ذرة الكربون في جزيء الميثان؟
- ما نوع الأفلاك المتداخلة في تكوين الرابطة ( $\text{C}-\text{H}$ )؟
- ما عدد روابط  $\sigma$  في جزيء الميثان؟

الشكل (٤ - ١): الروابط في جزيء الميثان.

لاحظ أن ذرة الكربون في جزيء الميثان تكوّن أربع روابط مشتركة من نوع  $\sigma$  مع أربع ذرات هيدروجين، وبذلك فإن الروابط تتجه نحو رؤوس شكل رباعي الأوجه منتظم، حيث تكون الزاوية بين الروابط  $109,5^\circ$ ، وهذا يتطلب أن يكون تهجين ذرة الكربون  $sp^3$ ، وبالتالي تنتج الرابطة (C-H) من تداخل فلك s من ذرة الهيدروجين، وفلك  $sp^3$  من ذرة الكربون.

وفي الألكانات الأخرى، ترتبط ذرات الكربون بعضها مع بعض بروابط مشتركة أحادية من نوع  $\sigma$ ، ويكون تهجين ذرات الكربون  $sp^3$ . فمثلاً في جزيء الإيثان  $C_2H_6$ ، تنتج الرابطة بين ذرتي الكربون من تداخل فلكين مهجينين من نوع  $sp^3$ . والشكل (أ/٢-٤) يبين هذه الروابط، بينما يبين الشكل (ب/٢-٤) الأفلاك المتداخلة في تكوين هذه الروابط.



الشكل (ب/٢-٤): الأفلاك المتداخلة في روابط الإيثان.

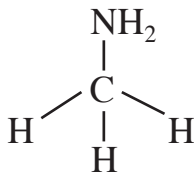
الشكل (أ/٢-٤): الروابط في جزيء الإيثان.

إذا علمت أن الصيغة الجزيئية للبروبان هي  $C_3H_8$ ، أجب عن الأسئلة الآتية:

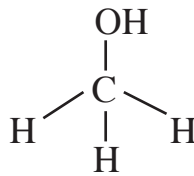


- ١- ما نوع تهجين ذرات الكربون في البروبان؟
- ٢- ما الأفلاك المتداخلة في تكوين الروابط (C - C) و (C - H)؟
- ٣- ما عدد روابط  $\sigma$  في الجزيء؟

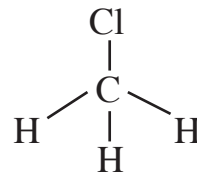
إن التهجين  $sp^3$  لا يقتصر على ذرات الكربون في الألكانات فقط؛ بل يتعداها إلى ذرات الكربون في هاليدات الألكيل، والأمينات، والكحولات وغيرها. ويبين الشكل (٣-٤) الروابط في بعض جزيئات هذه المركبات:



ميثيل أمين



ميثانول

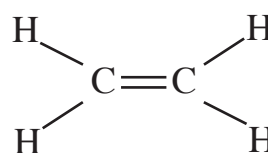
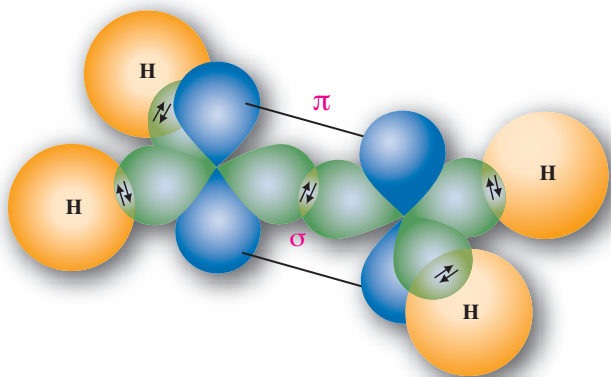


كلوروميثان

الشكل (٣-٤): الروابط في بعض الجزيئات العضوية.

## ٢- الرابطة الثنائية والأفلاك المهجنة $sp^2$

تعدّ الألكينات مركبات هيدروكربونية غير مشبعة؛ إذ تحتوي على رابطة ثنائية، وأبسط الألكينات جزيء الإيثين  $C_2H_4$ ، ويوضح الشكل (٤-٤/أ) الروابط في جزيء الإيثين، كما يوضح الشكل (٤-٤/ب) الأفلاك المتداخلة في تكوين هذه الروابط. ادرس الشكلين، ثم أجب عن الأسئلة التي تليهما.



الشكل (٤-٤/ب): الأفلاك المتداخلة في روابط الإيثين.

الشكل (٤-٤/أ): الروابط في جزيء الإيثين.

- ما عدد روابط  $\sigma$  التي تكونها ذرة الكربون الواحدة في جزيء الإيثين؟
- ماذا تتوقع أن يكون تهجين ذرة الكربون؟
- ما الأفلاك المتداخلة في تكوين الرابطة  $(C-H)$ ؟
- ما الأفلاك المتداخلة في تكوين الرابطة الثنائية بين ذرتي الكربون  $(C=C)$ ؟

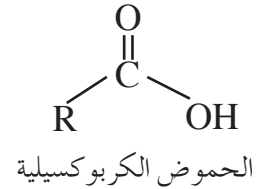
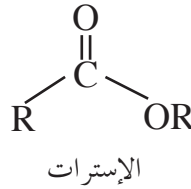
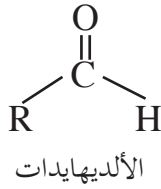
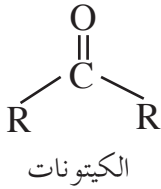
بعد إجابتك عن الأسئلة السابقة، يتبين لك أن ذرة الكربون في الإيثين تكوّن ثلاث روابط مشتركة من النوع  $\sigma$ ، تتجه نحو رؤوس شكل مثلث مستوٍ (مسطح)، وبهذا فإنها تستخدم ثلاثة أفلاك مهجنة من النوع  $sp^2$ ، أما الرابطة  $\pi$ ، فتنتج من التداخل الجانبي لفلكي  $2p$  بين ذرتي الكربون المتجاورتين. والسؤال الآن، هل توجد مركبات عضوية أخرى ترتبط فيها ذرة الكربون برابطة ثنائية مع ذرة أخرى غير الكربون؟ لتتعرف ذلك، نفذ النشاط (٤-٢).



## الرابطه الشائيه في بعض المركبات العضويه

نشاط (٤-٢)

ادرس الأشكال التاليه التي تمثل الصيغ العامه لكل من الحموض الكربوكسيليه، والإسترات، والألديهيدات والكيٲونات، ثم أجب عن الأسئلة التي تليها:

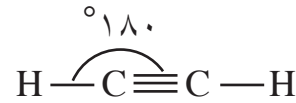
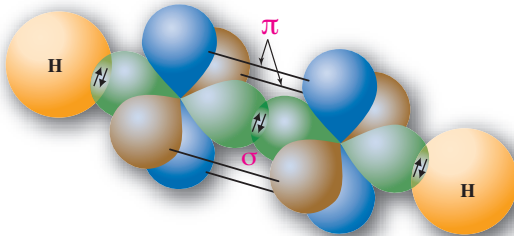


- ١- ما عدد روابط  $\sigma$  التي تكوّنها ذرة الكربون المبيّنه في كل من هذه الجزيئات؟
- ٢- ماذا تتوقع أن يكون تهجين ذرة الكربون في كل منها؟
- ٣- أيّ الذرتين أعلى كهرسلبية C أم O؟
- ٤- أيّ الرابطتين تمتلك صفات قطبيه (C=C) أم (C=O)؟

لعلك تستنتج أن ذرة الكربون في الجزيئات السابقه تستخدم ثلاثة أفلاك مهجنه من النوع  $sp^2$ ، أما الرابطه  $\pi$ ، فتنتج من التداخل الجانبي لفلكي  $2p$  بين ذرتي الكربون والأكسجين، وتمتلك الرابطه (C=O) صفات قطبيه ناتجه عن فرق الكهرسلبية بين الذرتين C و O.

### ٣- الرابطه الثلاثيه والأفلاك المهجنه $sp$

يمثل الشكل (٤-٥/أ) الروابط في جزيء الإيثاين (الإستيلين)  $C_2H_2$  أبسط الألكاينات المعروفة، أما الشكل (٤-٥/ب)، فيوضح الأفلاك المتداخلة في تكوين هذه الروابط. ادرس الشكلين، ثم أجب عن الأسئلة التي تليهما:



الشكل (٤-٥/ب): الأفلاك المتداخلة في روابط الإيثاين.

الشكل (٤-٥/أ): الروابط في جزيء الإيثاين.

- ما عدد روابط  $\sigma$  التي تكوّنها ذرّة الكربون في جزئيّ الإيثانين؟
- ماذا تتوقع أن يكون نوع تهجين ذرتي الكربون في الجزئيّ؟
- ما الأفلاك المتداخلة في تكوين الرابطة الثلاثية بين ذرتي الكربون في الجزئيّ؟
- ما شكل جزئيّ الإيثانين؟

تلاحظ أن ذرتي الكربون في جزئيّ الإيثانين تكوّنان رابطتين من النوع  $\sigma$ ، ورابطتين من النوع  $\pi$ ، ويكون شكل الجزئيّ خطياً، وبذلك فإن كل ذرة كربون قد استخدمت فلكين مهجينين من نوع  $sp$ ، بالإضافة إلى فلكي  $2p$ .

## تفاعلات المركبات العضوية

## ثانياً

تختلف المركبات العضوية في طبيعة الروابط المكونة لها؛ فمنها المشبعة المحتوية على روابط أحادية، ومنها غير المشبعة المحتوية على روابط ثنائية أو ثلاثية، ومنها القطبية ومنها غير القطبية؛ لذا، تعتمد تفاعلات المركب العضوي على الروابط بين ذراته. ومع أن المركبات العضوية تعدّ بالملايين، وتفاعلاتها كثيرة لا حصر لها، إلا أنه يمكن تصنيف التفاعلات العضوية بناءً على طريقة حدوثها في أنواع تشمل الإضافة والحذف والاستبدال والتأكسد والاختزال، إضافة إلى تفاعلاتها كحموض وقواعد. فكيف تحدث هذه التفاعلات؟ وما نواتجها العضوية؟ هذا ما ستعرفه بعد أن تدرسها بشيء من التفصيل.

### ١- تفاعلات الإضافة

تتميز بعض المركبات العضوية غير المشبعة التي تحتوي روابط ثنائية أو ثلاثية بتفاعلات الإضافة؛ إذ تتضمن هذه التفاعلات اتحاداً بين مادتين لإنتاج مادة واحدة جديدة، تضم جميع الذرات في المواد المتفاعلة. فما الدافع لحدوث تفاعلات الإضافة؟ وما التغيّر الذي يحدث على الروابط خلال هذه التفاعلات؟ لتعرف ذلك، ستدرس تفاعلات الإضافة في كل من الألكينات والألكاينات ومركبات الكربونيل.

أ - الإضافة في الألكينات: تمثل المعادلة العامة التالية إضافة مادة (X-Y) إلى الألكين. ادرس المعادلة، ثم أجب عن الأسئلة التي تليها.



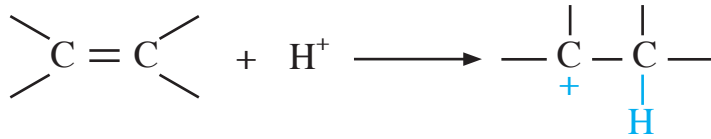
- أي الرابطتين المكونتين للرابطة الثنائية كسرت خلال التفاعل  $\sigma$  أم  $\pi$ ؟
- ما الذي حدث للرابطة  $\sigma$  في المادة (X-Y)؟
- ما نوع الروابط الجديدة التي تكونت في المركب الناتج؟ وما عددها؟

درست سابقاً أن التفاعل الكيميائي يشتمل على كسر روابط، وتكوين روابط جديدة. ولعلك لاحظت في التفاعل المبين أن رابطة  $\sigma$  في المادة (X-Y) المضافة إلى الألكين قد كسرت، كما تم كسر الرابطة الضعيفة  $\pi$  بين ذرتي الكربون، لتتكوّن بذلك رابطتان قويتان من نوع  $\sigma$  في المركب الناتج. وبهذا يعدّ وجود الرابطة  $\pi$  في المركب العضوي سبباً لحدوث تفاعل الإضافة. ولكن ما طبيعة المواد التي تتفاعل مع الرابطة الثنائية في الألكينات؟

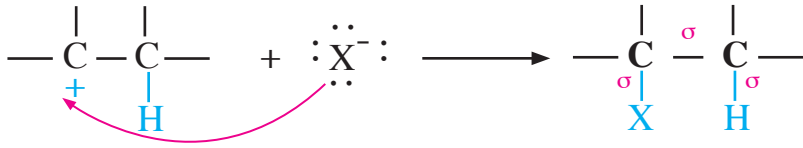
تعدّ الرابطة الثنائية مركزاً غنياً بالإلكترونات، مما يشجع المواد التي تفتقر إلى الإلكترونات على مهاجمة هذه الرابطة والتفاعل معها، وتسمى المواد الفقيرة بالإلكترونات إلكتروفيلات (Electrophiles)، ومن أبسط أمثلتها ( $\text{H}^+$ ،  $\text{Cl}^+$ ،  $\text{Br}^+$ ) التي يحتاج كل منها لزوج من الإلكترونات حتى يكتمل الغلاف الأخير فيه، ويصل لحالة الثبات، وفي المقابل، تسمى الرابطة الثنائية الغنية بالإلكترونات، نيوكليوفيل (Nucleophile).

إن حاجة الإلكتروليفيل للإلكترونات تدفعه لمهاجمة الرابطة الثنائية للحصول على إلكترونات الرابطة الضعيفة  $\pi$ ، حيث ينتهي به المطاف إلى الارتباط بإحدى ذرتي كربون الرابطة الثنائية. ومن أشهر تفاعلات الإضافة في الألكينات، إضافة هاليدات الهيدروجين HX، والماء  $\text{H}_2\text{O}$ ، والهيدروجين  $\text{H}_2$  والهالوجينات  $\text{X}_2$ .

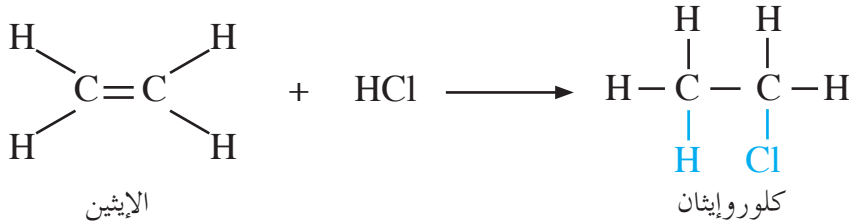
١٠ إضافة هاليدات الهيدروجين (HCl، HBr، HI): يوفر الحمض (H-X) الإلكتروليفيل  $\text{H}^+$  والنيوكليوفيل  $\text{X}^-$ ؛ لذا يبدأ التفاعل بأن يهاجم الإلكتروليفيل  $\text{H}^+$  الرابطة الثنائية؛ حيث يرتبط بإحدى ذرتي كربون الرابطة الثنائية، مما يؤدي إلى كسر الرابطة  $\pi$ ، وظهور شحنة موجبة على ذرة الكربون الأخرى، فيتكون بذلك أيون كربوني موجب، كما هو موضح بالمعادلة العامة الآتية:



والأيون الكربوني الموجب (إلكتروفيل) مادة وسطية غير ثابتة تحتاج إلى الإلكترونات؛ لذا يتفاعل مع النيوكليوفيل  $\text{X}^-$  الغني بالإلكترونات، كما هو موضح بالمعادلة الآتية:



ويطلق على هذا النوع من التفاعلات، الإضافة الإلكتروفيلية (Electrophilic Addition)، لأنها تبدأ بمهاجمة الإلكتروفيل للرابطة الثنائية. وعندما يكون عدد ذرات الهيدروجين متماثلاً على طرفي الرابطة الثنائية (ألكين متماثل)، فإنه يتم إضافة  $\text{H}^+$  إلى إحدى ذرتي كربون الرابطة الثنائية، وإضافة  $\text{X}^-$  إلى ذرة الكربون الأخرى دون تمييز، كما هو موضح في إضافة كلوريد الهيدروجين  $\text{HCl}$  إلى الإيثين لإنتاج كلوروايثان.

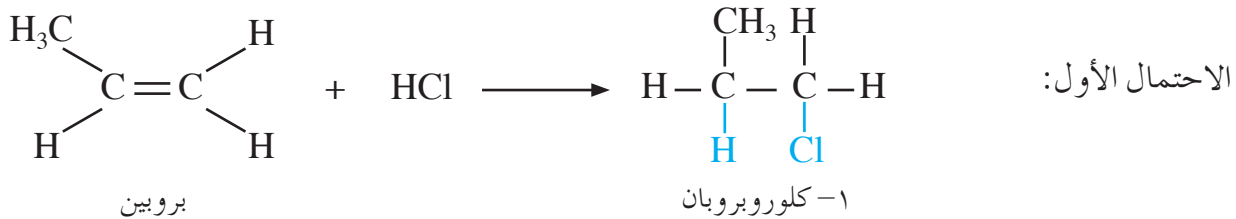


$$\begin{array}{c} \text{CH}_3 & \text{CH}_3 \\ | & | \\ \text{CH}_3-\text{C}=\text{C}-\text{CH}_3 \end{array}$$

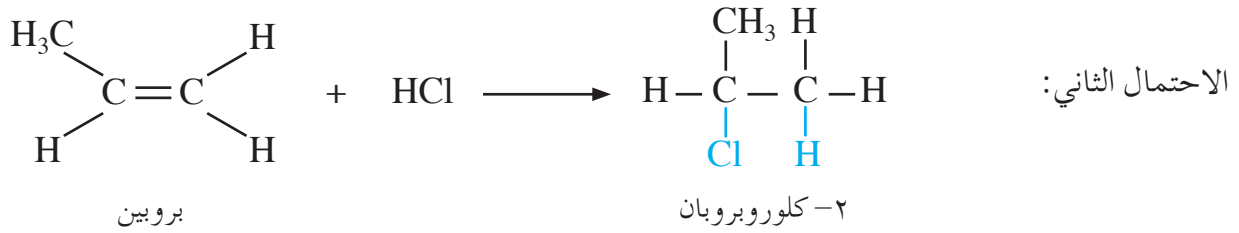
اكتب معادلة كيميائية تبين إضافة  $\text{HBr}$  إلى المركب

?

والسؤال الآن، كيف يضاف  $\text{HCl}$  إلى ألكين غير متماثل؟ لتتعرف ذلك. ادرس الناتجين المحتملين لإضافة  $\text{HCl}$  إلى البروبين:







تلاحظ أن المركبين الناتجين هما المتصاوغان ١- كلوروبروبان و ٢- كلوروبروبان، ولكن، أي الاحتمالين هو الأرجح حدوثاً؟ لقد بينت النتائج التجريبية أن الاحتمال الثاني هو الأرجح؛ إذ يتفق ذلك مع ثبات الأيون الكربوني المتكوّن خلال التفاعل، حيث إن إضافة  $\text{H}^+$  إلى ذرة كربون الرابطة الثنائية المرتبطة بالعدد الأكبر من ذرات الهيدروجين، ينتج أيوناً كربونياً ثانوياً، وهو أكثر ثباتاً من الأيون الأولي الناتج عن إضافة  $\text{H}^+$  إلى ذرة الكربون ذات العدد الأقل من ذرات الهيدروجين، وبهذا فإن الناتج الرئيس هو ٢- كلوروبروبان. وهذا يتفق مع ما توصل إليه العالم الروسي ماركوفنيكوف (Markownikoff)؛ إذ وضع قاعدة مشهورة في تفاعلات الإضافة سميت باسمه، وتنص على أنه "عند إضافة مركب غير متماثل مثل حمض  $\text{HX}$  إلى الرابطة الثنائية في ألكين غير متماثل، فإن الطرف الموجب  $\text{H}^+$  من المركب يضاف إلى ذرة كربون الرابطة الثنائية المرتبطة بالعدد الأكبر من ذرات الهيدروجين".

$$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ | \\ \text{CH}_3-\text{C}=\text{CH}-\text{CH}_3 \end{array}$$

اكتب معادلة كيميائية تبين إضافة  $\text{HBr}$  إلى المركب

?

\*يتدرج ثبات الأيونات الكربونية على النحو:

$$\text{R}-\overset{+}{\text{C}}\text{H}_2 \quad < \quad \text{R}-\overset{+}{\text{C}}\text{H}-\text{R} \quad < \quad \begin{array}{c} \text{R}-\overset{+}{\text{C}}-\text{R} \\ | \\ \text{R} \end{array}$$

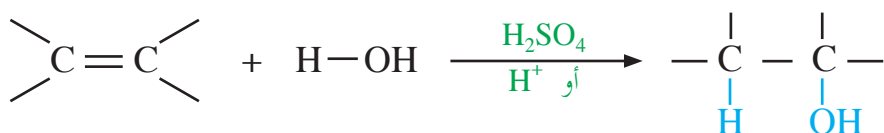
أيون أولي أيون ثانوي أيون ثالثي

وكلما زاد ثبات الأيون الكربوني كلما كان تكوّنه أسهل؛ لذا فإن إضافة  $\text{HCl}$  إلى البروبين تتخذ المسار الذي يتكون فيه الأيون الثانوي الأكثر ثباتاً والأسرع تكوناً.

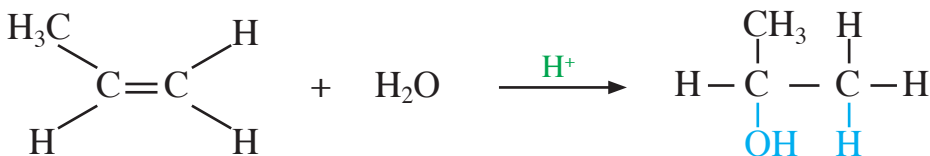
$$\begin{array}{l} \text{CH}_3-\text{CH}=\text{CH}_2 \xrightarrow{\text{H}^+} \begin{array}{c} \text{H} \\ | \\ \text{CH}_3-\text{CH}^+-\text{CH}_2 \end{array} \quad (\text{الأكثر ثباتاً}) \\ \text{CH}_3-\text{CH}=\text{CH}_2 \xrightarrow{\text{H}^+} \begin{array}{c} \text{H} \\ | \\ \text{CH}_3-\text{CH}-\text{CH}_2^+ \end{array} \quad (\text{الأقل ثباتاً}) \end{array}$$

\* المعلومات الواردة في هذا الصندوق غير مطلوبة في امتحان الثانوية العامة.

٠٢ إضافة الماء: لا يُضاف الماء مباشرة إلى الرابطة الثنائية، مع أنه يصنف نيوكليوفيل، ولكنه يضاف بوجود حمض قوي كعامل مساعد. ويمكن تفسير ذلك؛ أن الماء ضعيف التآين؛ لذا فهو غير قادر على منح البروتون إلى الرابطة  $\pi$  في الألكين، مما يستدعي وجود عامل مساعد مثل حمض الكبريتيك  $H_2SO_4$ ، حيث يوفر الحمض الإلكتروني  $H^+$  الذي يتفاعل مع الرابطة الثنائية لتكوين أيون كربوني، يتفاعل بدوره مع  $H_2O$  لإنتاج الكحول. وتوضح المعادلة العامة التالية إضافة الماء إلى الألكينات في وسط حمضي:

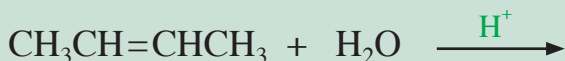


وتتفق هذه الإضافة مع قاعدة ماركونيكوف؛ إذ يضاف الطرف الموجب للماء  $H^+$  من الوسط الحمضي إلى ذرة كربون الرابطة الثنائية المرتبطة بالعدد الأكبر من ذرات الهيدروجين فيتكون الأيون الكربوني المستقر، ويُضاف له جزيء  $H_2O$  النيوكليوفيلي لمعادلته، ثم يغادر  $H^+$  جزيء الماء فيتكون الكحول، بينما يضاف الطرف السالب لجزيء الماء  $OH^-$  إلى ذرة كربون الرابطة الثنائية المرتبطة بالعدد الأقل من ذرات الهيدروجين، والمثال التالي يوضح إضافة الماء إلى البروبين:

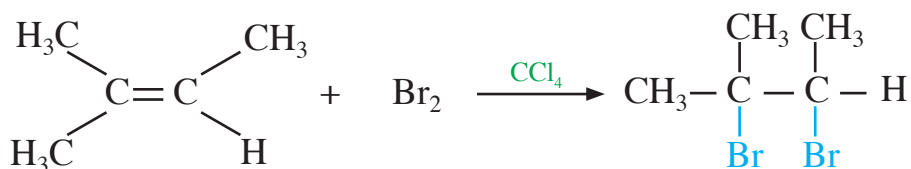


١- اكتب معادلة كيميائية توضح إضافة  $H_2O$  في وسط حمضي إلى ١- بيوتين.

٢- أكمل المعادلة الآتية:



٠٣ إضافة الهالوجينات: عند اقتراب جزيء هالوجين مثل  $Br_2$  من الرابطة الثنائية الغنية بالإلكترونات، فإنه يُستقطب، حيث تحمل ذرة  $Br$  القريبة من الرابطة الثنائية شحنة جزئية موجبة، وتحمل ذرة  $Br$  البعيدة شحنة جزئية سالبة، مما يسهل إضافة  $Br_2$  إلى الرابطة الثنائية، ويوضح المثال التالي إضافة البروم  $Br_2$  المذاب في  $CCl_4$  إلى أحد الألكينات:



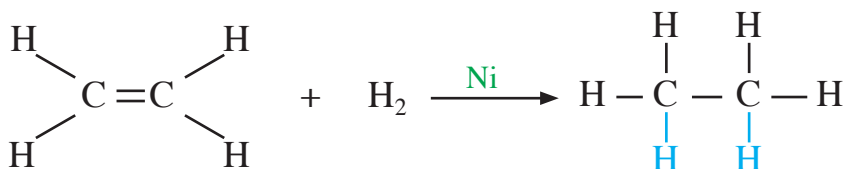
٢- ميثيل-٢- بيوتين

ونظراً لسهولة تفاعل محلول البروم مع الألكينات، فإنه يُستخدم مخبرياً للتمييز بين الهيدروكربونات المشبعة كالألكانات، والهيدروكربونات غير المشبعة كالألكينات؛ إذ يفقد محلول البروم لونه الأحمر عندما يتفاعل مع الهيدروكربونات غير المشبعة المحتوية على الرابطة الثنائية (أو الثلاثية) عند درجة حرارة الغرفة، أو في الظلام، بينما لا تتفاعل الألكانات مع محلول البروم تحت الظروف ذاتها.



- ١- اكتب معادلة كيميائية توضح إضافة الكلور  $\text{Cl}_2$  إلى ٢- هكسين.
- ٢- كيف تميز مخبرياً بين البروبان والبروبين؟ اكتب معادلة كيميائية توضح التفاعل الحاصل.

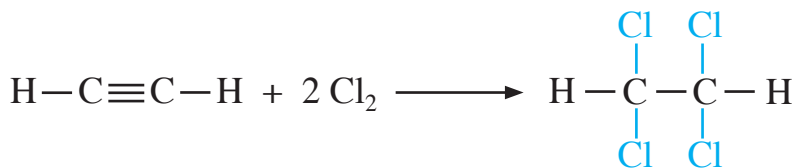
٤٠ إضافة الهيدروجين (الهدرجة): يتم التفاعل بإضافة ذرتي الهيدروجين إلى ذرتي كربون الرابطة الثنائية لينتج مركباً مشبعاً (ألكان)، وتحدث هذه العملية بوجود أحد العوامل المساعدة كالنيكل Ni أو البلاتين Pt أو البلاديوم Pd، الذي يعمل على إضعاف الرابطة (H-H)؛ ليسهل إضافة ذرتي الهيدروجين إلى الألكين، كما هو مبين في المعادلة الآتية:



اكتب معادلة كيميائية تبين إضافة الهيدروجين إلى البروبين  $\text{CH}_3\text{CH}=\text{CH}_2$ .

ب- الإضافة في الألكينات: تحتوي الألكينات رابطتين من النوع  $\pi$  في الرابطة الثلاثية؛ لذا فإن تفاعلات الإضافة في الألكينات تشبه تفاعلات الإضافة في الألكينات؛ إذ تتفاعل الألكينات مع الهالوجينات وهاليدات الهيدروجين وغيرها، ولكن يتم إضافة ٢ مول من المادة المتفاعلة إلى الرابطة الثلاثية، وذلك لكسر رابطتي  $\pi$  الضعيفتين. والأمثلة التالية توضح بعض هذه التفاعلات:

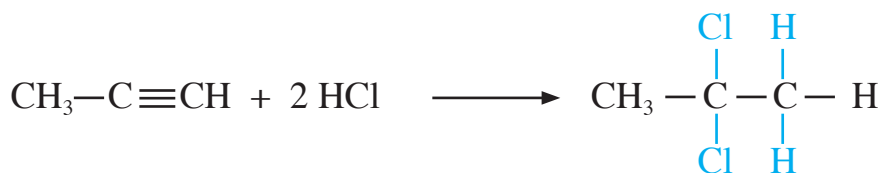
١٠ إضافة الهالوجينات: تضاف الهالوجينات لذرتي كربون الرابطة الثلاثية في خطوتين، تكون نتيجهما كسر رابطتي  $\pi$  في الألكاين، وتكوين أربع روابط  $\sigma$  في المركب الناتج، كما في المعادلة الآتية:



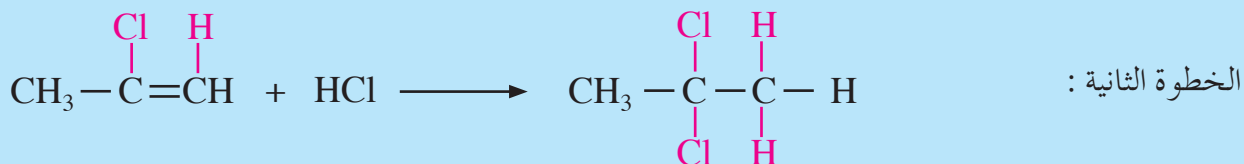
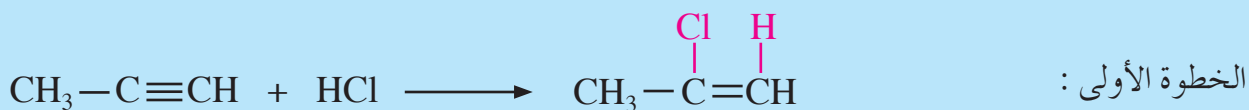
١ - اكتب معادلة كيميائية تبين إضافة ٢ مول من محلول  $\text{Br}_2$  الأحمر المذاب في  $\text{CCl}_4$  إلى ١ - بيوتائين.

٢ - كيف تميز مخبرياً بين الإيثان والإيثانين؟ اكتب معادلة كيميائية توضح التفاعل.

٢. إضافة هاليدات الهيدروجين  $\text{HX}$ : يُضاف إلى الألكاينات ٢ مول من جزيئات الحمض  $\text{HX}$  في خطوتين تتبع قاعدة ماركوفنيكوف في كل منهما، وتكون النتيجة النهائية إضافة ذرتي هيدروجين الحمض إلى ذرة كربون الرابطة الثلاثية المرتبطة بالعدد الأكبر من ذرات الهيدروجين، كما في المعادلة الآتية:



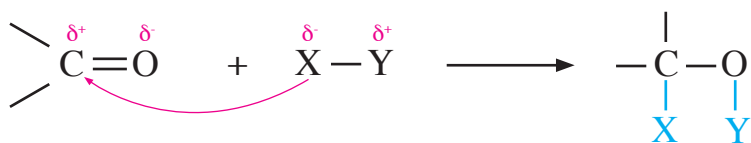
\* يمكن توضيح إضافة  $\text{HCl}$  إلى البروبانين بالخطوتين الآتيتين:



وفي المحصلة فإن ذرتي الهيدروجين ترتبطان بذرة الكربون المرتبطة بالعدد الأكبر من ذرات الهيدروجين، وهذا يتفق مع قاعدة ماركوفنيكوف.

\* المعلومات الواردة في هذا الصندوق غير مطلوبة في امتحان الثانوية العامة.

ج - تفاعلات الإضافة في الألديهيدات والكيونونات: تعرفت فيما سبق أن الألديهيدات والكيونونات تتميز بوجود مجموعة الكربونيل القطبية. فما أثر قطبية مجموعة الكربونيل في تفاعلات الإضافة؟ إن ذرة الكربون الموجبة في هذه المجموعة تفتقر للإلكترونات، وتعوض حاجتها هذه بالتفاعل مع مواد غنية بالإلكترونات، مما يؤدي إلى كسر الرابطة  $\pi$ ، ودفع الإلكترونات باتجاه ذرة الأكسجين ذات الكهربية العالية، وحيث إن التفاعل ينشأ عن مهاجمة نيوكليوفيل لمجموعة الكربونيل، فإن هذا النوع من التفاعلات يسمى الإضافة النيوكليوفيلية (Nucleophilic Addition)، التي تمثل بالمعادلة العامة الآتية:



تلاحظ من معادلة التفاعل أن الطرف السالب  $\delta^-$  من المركب القطبي  $(\text{X}-\text{Y})$ ، قد أضيف إلى ذرة الكربون الموجبة في مجموعة الكربونيل، أما الطرف الموجب  $\delta^+$  فقد أضيف إلى ذرة الأكسجين السالبة. وفيما يلي أمثلة على تفاعلات الإضافة في مركبات الكربونيل.

١. إضافة مركب غرينيارد  $(\text{R}-\text{MgX})$ : ينتج مركب غرينيارد من تفاعل هاليدات الألكيل مع فلز المغنيسيوم Mg بوجود الإيثر كما في المعادلة العامة الآتية:



وبيين التفاعل التالي تحضير أحد مركبات غرينيارد البسيطة (ميثيل كلوريد المغنيسيوم):



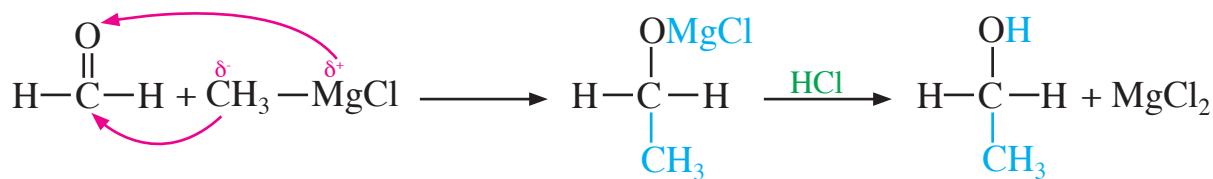
أكمل المعادلتين الآتيتين: ?

$$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{Cl} + \text{Mg} \xrightarrow{\text{إيثر}}$$

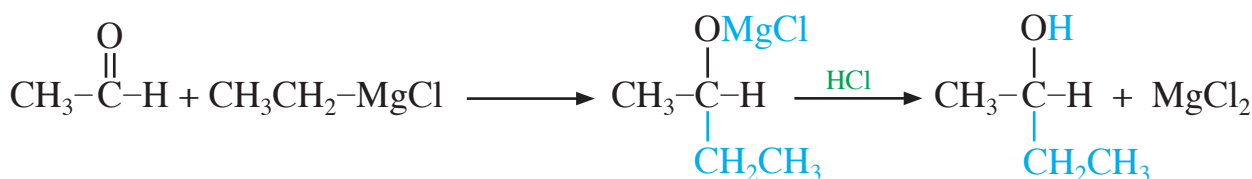
$$\text{CH}_3-\underset{\text{Br}}{\text{CH}}-\text{CH}_3 + \text{Mg} \xrightarrow{\text{إيثر}}$$

وحيث إن كهربية ذرة Mg أقل من كهربية ذرة الكربون المرتبطة بها في مجموعة الألكيل R؛ فإن ذرة Mg تحمل شحنة جزئية موجبة، أما ذرة الكربون فتحمل شحنة جزئية سالبة، وبذلك تكون الرابطة  $(\text{C}-\text{MgX})$  قطبية، يمثل طرفها السالب (ذرة الكربون) النيوكليوفيل، الذي يبدأ التفاعل مع مجموعة الكربونيل.

ولتتعرف كيف تتم إضافة مركب غرينيارد إلى مجموعة الكربونيل، تفحص المعادلة الآتية:



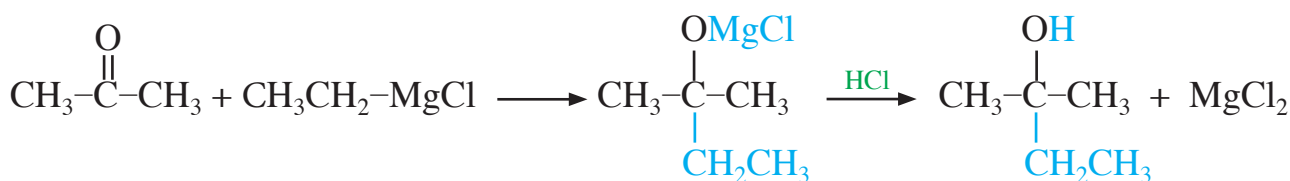
تلاحظ من المعادلة أن الطرف السالب  $\overset{\delta^-}{\text{C}}\text{H}_3$  في مركب غرينيارد يضاف إلى ذرة الكربون الموجبة في مجموعة الكربونيل، أما الطرف الموجب ( $\text{MgCl}$ )، فيضاف إلى ذرة الأكسجين ليعادل الشحنة السالبة المتكونة عليها. وبذلك، ينتج مركب وسطي يتم تحويله إلى كحول بإضافة حمض مثل  $\text{HCl}$ . ويحتوي الكحول الناتج على عدد من ذرات الكربون يساوي مجموع عدد ذرات الكربون في مركبي الكربونيل وغرينيارد. وتعدُّ مركبات غرينيارد مهمة في تحضير الكحولات المختلفة من مركبات الكربونيل؛ فمثلاً يستخدم الميثانال مع مركبات غرينيارد في تحضير الكحولات الأولية، أما الألددهايدات الأخرى فتستخدم مع مركبات غرينيارد في تحضير الكحولات الثانوية، بينما تستخدم الكيتونات مع مركبات غرينيارد في تحضير الكحولات الثالثية، والأمثلة التالية تبين إضافة إيثيل كلوريد المغنيسيوم إلى كل من الإيثانال، والبروبانول:



إيثانال

إيثيل كلوريد المغنيسيوم

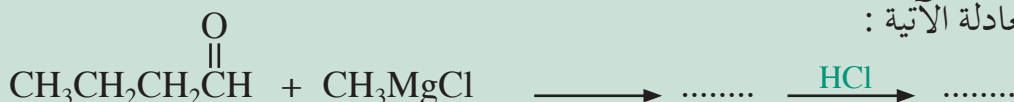
٢- بيوتانول (كحول ثانوي)



بروبانول

إيثيل كلوريد المغنيسيوم

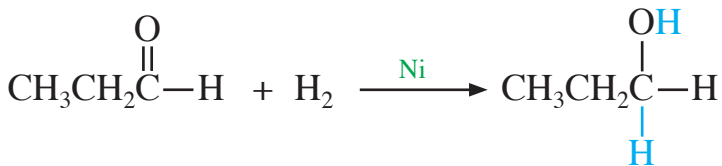
٢-ميثيل-٢-بيوتانول (كحول ثالثي)



أكمل المعادلة الآتية :

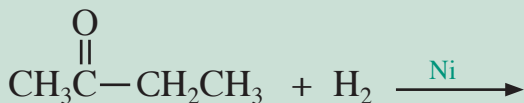
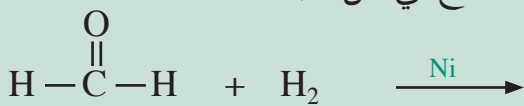


٢. إضافة الهيدروجين: يضاف الهيدروجين بوجود عامل مساعد إلى مجموعة الكربونيل نظراً لوجود رابطة  $\pi$  فيها، تماماً كما في الألكينات، وينتج عن هذه الإضافة كحولات أولية وثانوية، ويمكن توضيح ذلك من خلال معادلة التفاعل الآتية:



• ما صنف الكحول الناتج؟

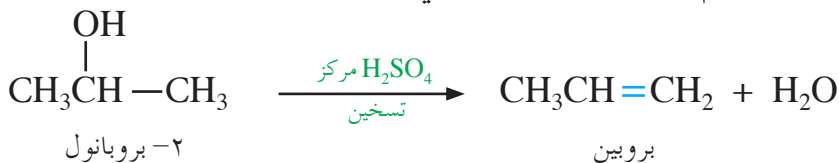
أكمل المعادلتين التاليتين، واذكر صنف الكحول الناتج في كل منهما.



## ٢- تفاعلات الحذف

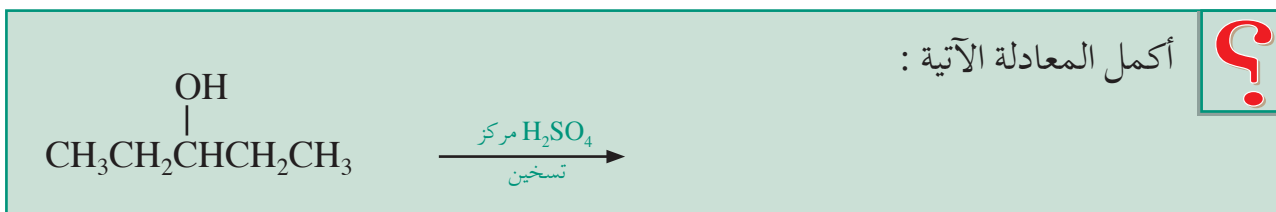
عرفت أن تفاعلات الإضافة تحدث بكسر بعض الروابط عند إضافة جزيء مثل HX أو H<sub>2</sub>O إلى الرابطة الثنائية المتضمنة رابطة  $\pi$ ، لينتج عن ذلك مركب مشبع. بينما يحدث عكس ذلك في تفاعلات الحذف؛ إذ يتم نزع جزيء مثل HX أو H<sub>2</sub>O من المركب المشبع لتكوين رابطة ثنائية (ألكين)، وتعدّ تفاعلات الحذف من التفاعلات الشائعة للكحولات وهاليدات الألكيل.

أ - حذف الماء من الكحولات: حتى تعرف الحذف في الكحولات، والناتج العضوي لهذه التفاعلات. ادرس المعادلة التالية، ثم أجب عن الأسئلة التي تليها:

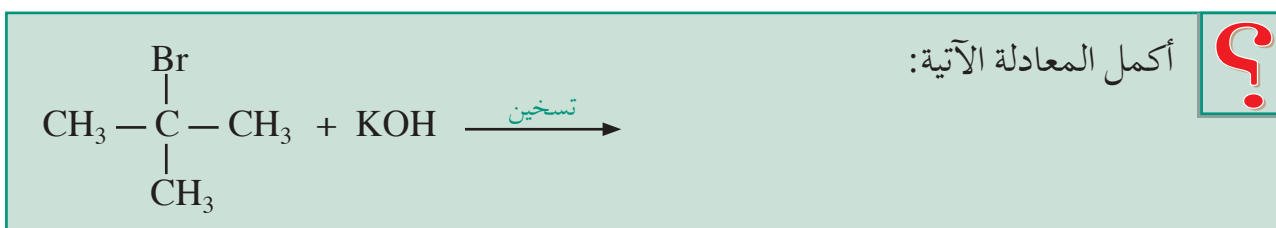
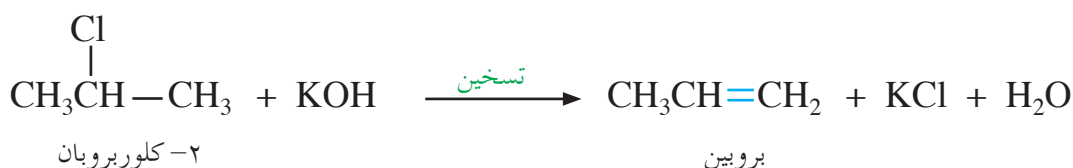


- ما الجزيء الذي تم حذفه من الكحول؟
  - ما المادة غير العضوية المستخدمة في تفاعل الحذف؟
  - إلى أي عائلة من المركبات العضوية ينتمي المركب الناتج من تفاعل الحذف؟
- بعد إجابتك عن الأسئلة السابقة، لعلك تستنتج أن الحذف يتم من ذرتي كربون متجاورتين؛

إذ تحذف مجموعة (OH) عن ذرة كربون، وتحذف ذرة H عن ذرة كربون مجاورة لها، وبذلك تتكون رابطة ثنائية بين ذرتي الكربون لإنتاج الألكين. وتستخدم مادة شديدة العشق للماء كحمض الكبريتيك  $H_2SO_4$  المركز، لتعمل على انتزاع جزيء الماء من الكحول، ويجري التفاعل عادةً بتسخين الكحول مع الحمض لإسراع التفاعل.



ب- حذف HX من هاليدات الألكيل: يحدث تفاعل الحذف بشكل رئيس في هاليدات الألكيل الثانوية والثالثية، وحيث إن الجزيء المتوقع حذفه هو حمض HX، فإن التفاعل يتطلب وجود قاعدة قوية؛ إذ يتم حذف جزيء HX من ذرتي كربون متجاورتين بتسخين هاليد الألكيل مع قاعدة قوية مثل KOH لإنتاج الألكين، كما في المعادلة الآتية:



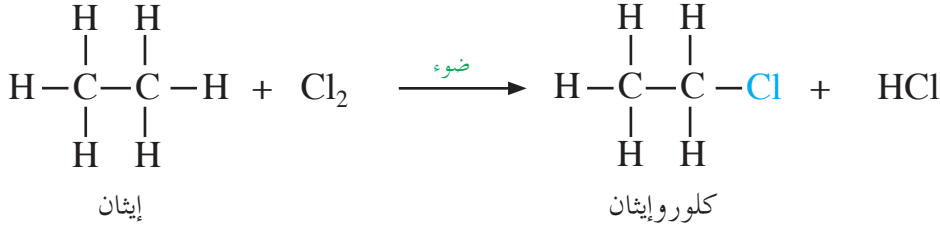
أما هاليدات الألكيل الأولية فتتفاعل بالاستبدال بشكل رئيس كما سيرد لاحقاً.

### ٣- تفاعلات الاستبدال (الإحلال)

تتفاعل بعض المركبات العضوية بالاستبدال، حيث تستبدل فيها إحدى الذرات (أو المجموعات) بذرة (أو مجموعة) أخرى من مركب آخر. وتعدّ تفاعلات الاستبدال من التفاعلات الشائعة في المركبات العضوية، لما لها من أهمية في تحضير العديد من المركبات العضوية. وفيما يلي أمثلة لتفاعلات الاستبدال المشهورة في كل من الألكانات والكحولات وهاليدات الألكيل، والحموض الكربوكسيلية.



أ - الاستبدال في الألكانات (هلعنة الألكانات): تتفاعل الألكانات مع الهالوجينات بوجود الضوء أو التسخين، حيث تحل ذرة الهالوجين محل إحدى ذرات الهيدروجين في الألكان، لينتج بذلك هاليد الألكيل. وقد يستمر استبدال ذرات هيدروجين أخرى من الألكان تبعاً لكمية الهالوجين المتوافرة، ولظروف التفاعل، مما يؤدي إلى إنتاج مركبات تحوي ذرة هالوجين واحدة (استبدال أحادي)، أو ذرتي هالوجين (استبدال ثنائي)، أو أكثر. ولكن، سنقتصر في هذا المجال على الاستبدال الأحادي. وتوضح معادلة التفاعل التالية مثلاً على الاستبدال الأحادي في الإيثان:



ويعمل الضوء أو (الحرارة) على كسر الرابطة الأضعف (Cl—Cl) في المواد المتفاعلة، وإنتاج ما يسمى بالجذور الحرة (Free Radicals)، التي تحتوي على إلكترونات منفردة، وتعدّ الجذور الحرة مواد نشطة تتفاعل مع الألكانات، مما يؤدي في النهاية إلى إحلال ذرة الهالوجين محل ذرة الهيدروجين في الألكان.

$\text{CH}_4 + \text{Cl}_2 \xrightarrow{\text{ضوء}}$

أكمل المعادلة الآتية:

?

يحتاج تفاعل الألكان مع الكلور إلى طاقة على شكل ضوء (من مصباح زئبقي)، أو حرارة (بإمرار الغازين في أنبوب ساخن)، وهذه الطاقة تسبب كسر الرابطة (Cl—Cl)؛ مما يؤدي إلى تكوين جذور الكلور، كما في المعادلة\*:

$$\text{Cl}-\text{Cl} \xrightarrow[\text{أو حرارة}]{\text{ضوء}} \text{Cl}^\bullet + \text{Cl}^\bullet$$

ولأنّ جذر الكلور يحتاج لإكمال غلافه الأخير؛ لذا فهو نشط جداً للتفاعل، حيث ينتزع ذرة هيدروجين من الألكان، فيتكون الجذر الحر للألكيل.

$$\text{R}-\text{H} + \text{Cl}^\bullet \longrightarrow \text{R}^\bullet + \text{HCl}$$

ثم يقوم الجذر الحر الجديد R<sup>•</sup> بانتزاع ذرة كلور من جزيء Cl<sub>2</sub> آخر؛ فيتكون هاليد الألكيل وجذر كلور جديد يستأنف التفاعل.

$$\text{R}^\bullet + \text{Cl}-\text{Cl} \longrightarrow \text{R}-\text{Cl} + \text{Cl}^\bullet$$

\* المعلومات الواردة في هذا الصندوق غير مطلوبة في امتحان الثانوية العامة.

ب - الاستبدال في الكحولات: تتفاعل الكحولات مع الحموض HX بالاستبدال، وحيث إن رابطة (C-OH) في الكحول قوية، فإن التفاعل يبدأ بأن يكسب الكحول البروتون من الحمض HX لإنتاج (R-OH<sub>2</sub><sup>+</sup>) وبذلك تضعف الرابطة (C-O) ويسهل كسرها، حيث يتم استبدال مجموعة الهيدروكسيل (OH) في الكحول مع ذرة الهالوجين (X).

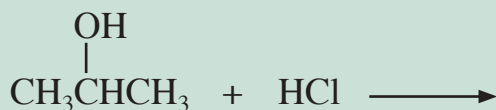
وتوضح المعادلة التالية مثلاً لتفاعل الإيثانول مع الحمض HBr:



الإيثانول

برومو إيثان

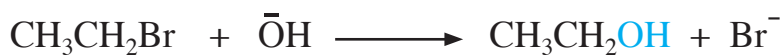
خطوات تفاعل الاستبدال في الكحولات الثانوية والثالثية\*:



أكمل المعادلة الآتية:



ج - الاستبدال في هاليدات الألكيل: عرفت أن هاليدات الألكيل الثانوية والثالثية تتفاعل بالحذف بشكل رئيس عند تسخينها مع قاعدة قوية. أما هاليدات الألكيل الأولية فإنها غالباً ما تتفاعل بالاستبدال، وذلك بوجود قواعد قوية مثل (OH) أو أيون الكوكسيد (RO<sup>-</sup>), حيث تستبدل هذه الأيونات السالبة بذرة الهالوجين لإنتاج الكحولات والإثيرات، كما هو موضح بالمعادلتين الآتيتين:



برومو إيثان

إيثانول

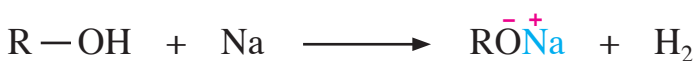


كلوروميثان

ثنائي ميثيل إثير

تلاحظ أن الكحول قد نتج من المعادلة الأولى، بينما نتج الإثير من المعادلة الثانية. ويمكن الحصول على الأيون (RO<sup>-</sup>) من تفاعل الكحول مع فلز نشط كالصوديوم لإنتاج مركب أيوني، كما هو موضح في المعادلة العامة الآتية:

\* المعلومات الواردة في هذا الصندوق غير مطلوبة في امتحان الثانوية العامة.



والمثال التالي يبين معادلة تفاعل الميثانول مع الصوديوم:



ولهذا التفاعل أهميته في الكشف عن الكحول، وتمييزه عن غيره من المركبات العضوية؛ إذ يعدّ انطلاق غاز الهيدروجين مؤشراً لتفاعل الكحول.

كيف تميز مخبرياً بين الإيثان والإيثانول؟ اكتب معادلة كيميائية توضح التفاعل الحاصل.

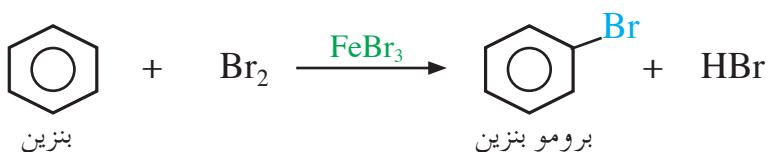


ويمكن تفسير تفاعلات الاستبدال في هاليدات الألكيل؛ بأن الرابطة (C-X) في هاليد الألكيل قطبية؛ لذا تكون ذرة الكربون موجبة (إلكتروفيل)، أما الأيونات  $\bar{O}H$ ،  $\bar{O}R$  فهي نيوكليوفيلات قوية غنية بالإلكترونات، تهاجم ذرة الكربون الموجبة وترتبط بها، مما يؤدي إلى كسر الرابطة (C-X) الضعيفة فيحل النيوكليوفيل محل ذرة الهالوجين (X) التي تغادر على شكل أيون  $X^-$ .

أكمل المعادلتين الآتيتين:



د - الاستبدال في البنزين: يتفاعل البنزين مع مركبات عديدة، ومنها تفاعله مع الهالوجينات كالبروم  $Br_2$  بوجود عامل مساعد  $FeBr_3$ . وتبين المعادلة التالية هذا التفاعل:



ويمكن تفسير التفاعل بأن جزيء  $Br_2$  يتفاعل مع  $FeBr_3$  لإنتاج  $FeBr_4^-$  والإلكتروفيل  $Br^+$  الذي يهاجم إحدى ذرات الكربون في حلقة البنزين الغنية بالإلكترونات، ونظراً للثبات الكبير لحلقة البنزين، فإن التفاعل لا يؤدي لإضافة  $Br^+$ ، بل يؤدي إلى استبدال ذرة  $Br$  بإحدى ذرات

الهيدروجين على حلقة البنزين، أي أن التفاعل يُعد استبدالاً إلكترونياً. ويتفاعل جزيء الكلور  $Cl_2$  بالطريقة نفسها بوجود  $FeCl_3$ .

أكمل المعادلة الآتية:



هـ - الاستبدال في الحموض الكربوكسيلية: تتفاعل الحموض الكربوكسيلية مع الكحولات بوجود حمض قوي مثل  $H_2SO_4$  كعامل مساعد، وينتج عن ذلك استبدال مجموعة ( $\bar{O}R$ ) في الكحول بمجموعة ( $\bar{O}H$ ) في الحمض لينتج الإستر والماء، وتسمى هذه العملية الأسترة. والمعادلة التالية تُبين تكوين إيثانوات الميثيل من تفاعل حمض الإيثانويك والميثانول.



وكما تلاحظ فإن تفاعل الأسترة هو تفاعل منعكس يصل إلى حالة الاتزان؛ لذا يمكن دفعه باتجاه اليمين (للأمام) بإزالة الماء الناتج من خليط التفاعل، فتزداد بذلك سرعة التفاعل الأمامي - مبدأ لوتشاتيليه - وتزداد كمية الإستر الناتج.

أكمل المعادلة الآتية:



ويتفكك الإستر بالتسخين مع محلول قاعدة قوية مثل  $NaOH$ ، فينتج الكحول وملح الحمض الكربوكسيلي، ويطلق على هذه العملية التَّصَبُّن؛ نظراً لاستخدامها في صناعة الصابون باستخدام الإسترات الموجودة في الزيوت والدهون، وتوضَّح المعادلة العامة التالية تفكك الإستر:



ويمكن التمثيل على ذلك بمعادلة تفكك إيثانوات الميثيل.



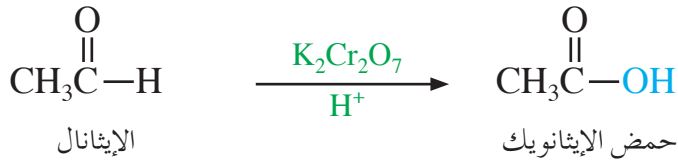
اكتب معادلة تفكك بيوتانوات الإيثيل بالتسخين مع محلول NaOH.



#### ٤- تفاعلات التأكسد والاختزال

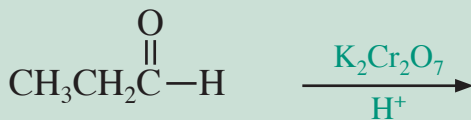
تُوصف عملية زيادة محتوى الأوكسجين في المركب العضوي، أو انتزاع الهيدروجين منه بأنها تأكسد، بينما توصف عملية انتزاع الأوكسجين من المركب العضوي، أو زيادة محتوى الهيدروجين فيه بأنها اختزال. وفيما يلي أمثلة لهذه التفاعلات:

أ - تأكسد الألديهيدات: تتأكسد الألديهيدات في وسط حمضي بوجود عامل مؤكسد مثل داكرومات البوتاسيوم  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ، ولتعرف ناتج عملية الأوكسدة. ادرس معادلة تأكسد الإيثانال التالية، ثم أجب عن الأسئلة التي تليها:



- ما التغير الذي طرأ على عدد ذرات الأوكسجين في الإيثانال؟
- إلى أي عائلة من المركبات العضوية ينتمي المركب الناتج؟

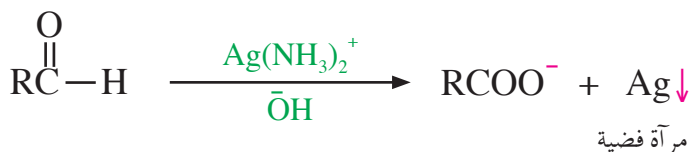
عند مقارنة عدد ذرات الأوكسجين في المركبين المتفاعل والناتج، تلاحظ زيادة ذرة أوكسجين في المركب العضوي الناتج، أي أن المجموعة الوظيفية  $(-\overset{\text{O}}{\parallel}\text{C}-\text{H})$  المُميّزة للألديهيد تحولت إلى مجموعة  $(-\overset{\text{O}}{\parallel}\text{C}-\text{OH})$  المُميّزة للحمض الكربوكسيلي، وبذلك تنتج عن أكسدة الألديهيدات حموض كربوكسيلية.



أكمل المعادلة الآتية:



أما الكيتونات فإنها صعبة التأكسد في الظروف نفسها التي تتأكسد عندها الألددهيات؛ لذا تحتاج إلى ظروف خاصة، ويُستفاد من هذه الخاصية في إمكانية الكشف عن الألددهيات وتمييزه عن الكيتون، ويعدّ اختبار المرآة الفضية أحد الطرق المستخدمة في ذلك، حيث يُسخّن مزيج الألددهيات ومحلول تولنز (المكون من نترات الفضة والأمونيا) في أنبوب اختبار، فتترسب الفضة على جدار الأنبوب مكونة مرآة فضية. والمعادلة المبسطة التالية توضح التفاعل:

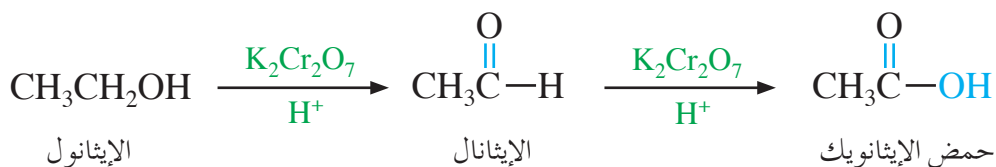


أما الكيتونات فلا تتأكسد بمحلول تولنز.

ما الصيغة البنائية للمركب الذي صيغته الجزيئية  $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$ ، ويتفاعل مع محلول تولنز؟  
اكتب معادلة التفاعل الذي يحدث.



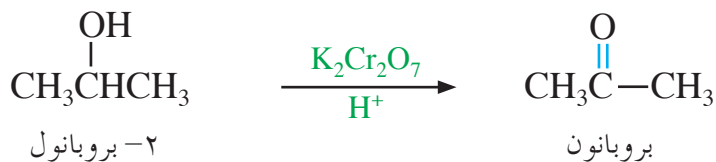
ب- تأكسد الكحولات: تتأكسد الكحولات الأولية والثانوية باستخدام عامل مؤكسد مثل داكرومات البوتاسيوم  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  في وسط حمضي، ولتوضيح ذلك. ادرس معادلة تأكسد الإيثانول:



• ما التغير الذي طرأ على عدد ذرات الهيدروجين عند تحول الإيثانول إلى الإيثانال؟

نلاحظ من المعادلة السابقة أن الإيثانول (كحول أولي) يتأكسد منتجاً الإيثانال (ألددهيد)، ويصاحب ذلك نزع ذرتي هيدروجين؛ إذ تُنزع إحداهما عن مجموعة (OH)، والأخرى عن ذرة الكربون الحاملة لها. ونظراً لسهولة تأكسد الألددهيات، فإن الإيثانال يتأكسد منتجاً حمض الإيثانويك.

وتتأكسد الكحولات الثانوية أيضاً باستخدام العامل المؤكسد داكرومات البوتاسيوم في وسط حمضي. ولكن ما ناتج هذه الأكسدة؟ لتعرف ذلك. ادرس معادلة تأكسد ٢- بروبانول، ثم أجب عن الأسئلة التي تليها:



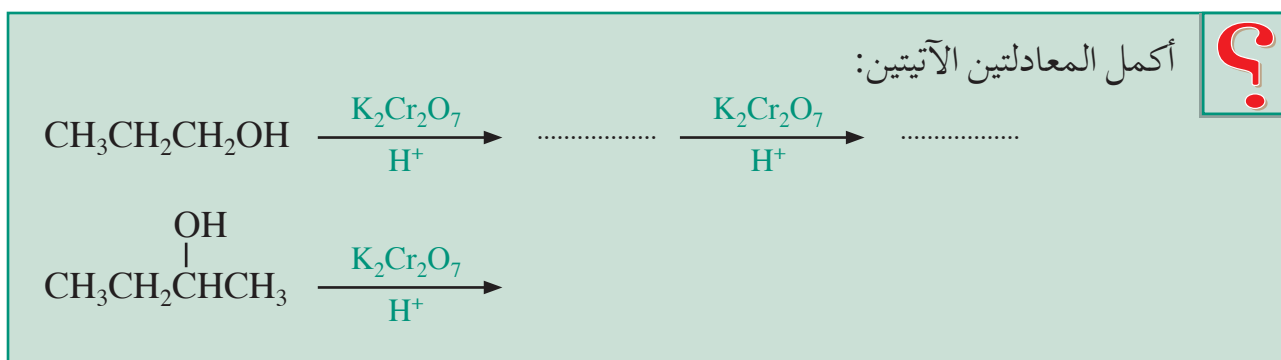
• إلى أي عائلة من المركبات العضوية ينتمي المركب الناتج عن الأكسدة؟

• ما التغير الذي طرأ على عدد ذرات الهيدروجين؟

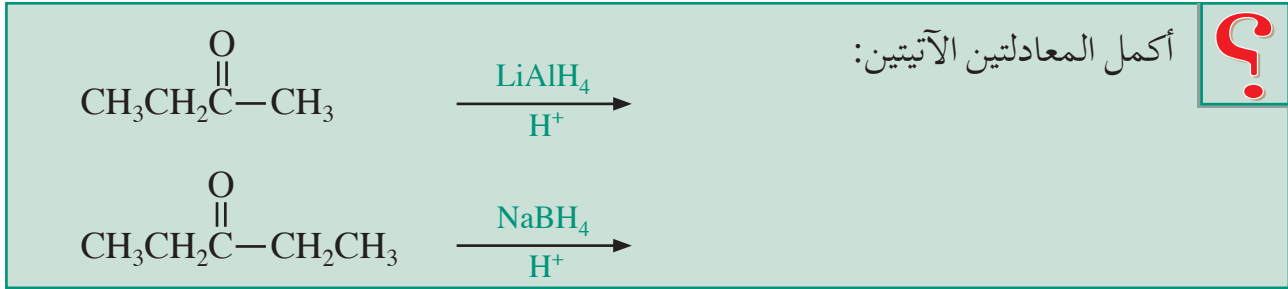
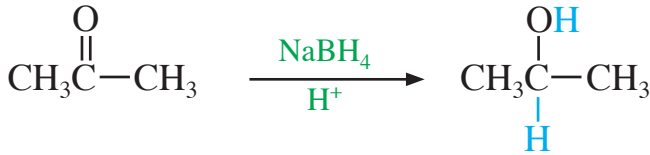
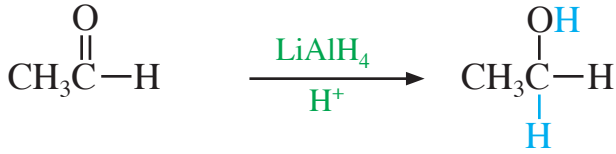
تلاحظ من المعادلة، أن ٢-بروبانول (كحول ثانوي) يتأكسد إلى بروبانون (كيتون)، ويصاحب ذلك نزع ذرتي هيدروجين.

والآن بعد أن درست تأكسد الكحولات الأولية والثانوية، فهل تتأكسد الكحولات الثالثية تحت الظروف ذاتها؟

لقد عرفت أن عملية التأكسد تتم بنزع ذرتي هيدروجين، إحداهما من مجموعة (OH)، والأخرى من ذرة الكربون الحاملة للمجموعة. وفي الكحولات الثالثية، فإن ذرة الكربون الحاملة لمجموعة (OH) لا تحمل ذرة H يمكن حذفها مع ذرة H المرتبطة بالأكسجين، (أي لا يمكن نزع ذرتي H) وبذلك فإنها لا تتأكسد تحت الظروف ذاتها.



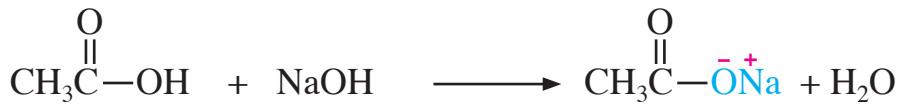
ج- اختزال الألددهايدات والكيتونات: يؤدي الاختزال إلى نقص ذرات الأكسجين من المركب العضوي، أو زيادة عدد ذرات الهيدروجين فيه، وبهذا تعدّ إضافة الهيدروجين (الهدرجة) بوجود عامل مساعد مثل Ni إلى مركبات الكربونيل (وكذلك الألكينات) اختزالاً، ويمكن استخدام عوامل مختزلة مختلفة، مثل بوروهيدريد الصوديوم  $\text{NaBH}_4$ ، وهيدريد الليثيوم والألومنيوم  $\text{LiAlH}_4$  في وسط مائي أو حمضي، حيث تعدّ هذه العوامل مصدراً لأيون الهيدريد ( $\text{H}^-$ ) الذي يعدّ نيوكليوفيلاً يهاجم ذرة الكربون الموجبة في مجموعة الكربونيل، ويرتبط بها، بينما يرتبط  $\text{H}^+$  من الوسط بذرة الأكسجين، مما يؤدي إلى اختزالها. ويمكن توضيح ذلك في المعادلتين الآتيتين:



## ٥- تفاعلات المركبات العضوية كحموض وقواعد

تتفاعل المركبات العضوية التي لها صفات حمضية (كالحموض الكربوكسيلية) مع القواعد، بينما تتفاعل المركبات التي لها صفات قاعدية (كالأمينات) مع الحموض. وستتعرف في هذا البند بعضاً من هذه التفاعلات:

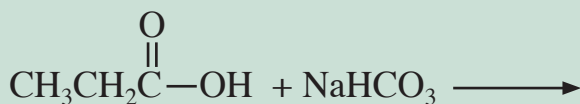
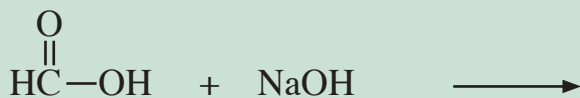
أ - تفاعلات الحموض الكربوكسيلية: تتفاعل الحموض الكربوكسيلية مع القواعد القوية مثل هيدروكسيد الصوديوم NaOH، لإنتاج الملح والماء، كما تتفاعل مع القواعد الأضعف مثل كربونات الصوديوم الهيدروجينية NaHCO<sub>3</sub>، لإنتاج الملح والماء وغاز ثاني أكسيد الكربون. وتوضح المعادلتين التاليتين هذه التفاعلات:



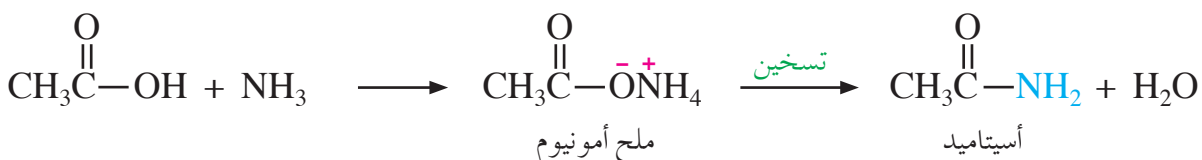
تلاحظ إنتاج ملح إيثانوات الصوديوم في كلتا المعادلتين السابقتين، ويتميّز تفاعل الحمض مع كربونات الصوديوم الهيدروجينية بانطلاق غاز CO<sub>2</sub>؛ لذا يستخدم هذا التفاعل في الكشف عن الحمض الكربوكسيلي، وتمييزه عن المركبات العضوية الأخرى.



أكمل المعادلتين الآتيتين:



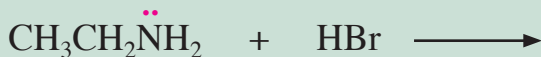
كما تتفاعل الحموض الكربوكسيلية مع الأمونيا لتكوين أملاح الأمونيوم التي ينتج عن تسخينها أميدات، كما هو موضح في المعادلة الآتية:



ب- تفاعلات الأمينات مع الحموض: تُعزى الصفات القاعدية في الأمينات إلى وجود زوج إلكترونات غير رابط على ذرة النتروجين، كما هو الحال في الأمونيا، وبذلك تتفاعل الأمينات مع الحموض القوية مثل HCl، لتكوّن أملاحاً، كما في معادلة التفاعل الآتية:



أكمل المعادلة الآتية:



## تحضير المركبات العضوية

## ثالثاً

بعد أن درست تفاعلات المركبات العضوية، وتعرفت من خلالها المواد المتفاعلة والنتيجة، والعوامل المساعدة اللازمة لهذه التفاعلات، فإنك ستدرس في هذا البند توظيف تلك التفاعلات في تحضير المركبات العضوية المختلفة من مركبات عضوية أخرى مناسبة ومتوافرة. ولا بد في هذا المجال أن نذكر أن هناك طرقاً صناعية، وأخرى مخبرية لتحضير المركبات العضوية، وسنبداً دراستنا بالطرق المخبرية البسيطة المستخدمة في تحضير بعض المركبات، مستفيدين بذلك من أنواع التفاعلات التي درستها فيما سبق.

## ١- تحضير الألكينات

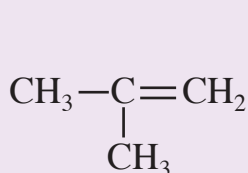
تتميز الألكينات بوجود الرابطة الثنائية بين ذرتي الكربون التي تضم النوعين  $\sigma$  و  $\pi$ ، وحتى تتعرف كيفية تحضير الألكين. ادرس المثال الآتي:

### مثال (١)

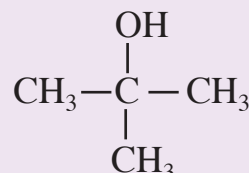
إذا توافر لديك في المختبر المركب ٢-ميثيل-٢-بروبانول، فكيف تحضر منه مركب ٢-ميثيل بروبين؟

### الحل

بالنظر إلى الصيغة البنائية للمركب المتوافر في المختبر، والمركب المطلوب تحضيره:

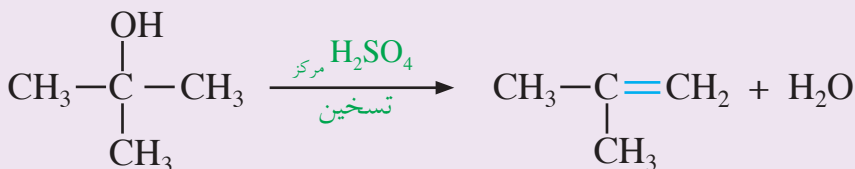


٢-ميثيل بروبين (المطلوب تحضيره)



٢-ميثيل-٢-بروبانول (المتوفر)

لاحظ أن المركب المتوافر في المختبر عبارة عن كحول، بينما المطلوب تحضيره هو ألكين. والآن، ما نوع التفاعل المناسب الذي يحول الكحول إلى الألكين؟ تعلمت أن التفاعل هو حذف جزيء الماء HOH من الكحول، كما هو موضح في معادلة التفاعل الآتية:



وبذلك ينتج المركب المطلوب تحضيره.



باستخدام البروبانول ( $\text{CH}_3\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{CH}_3$ ) وأية مواد غير عضوية مناسبة، بيّن كيف تحضر البروبين ( $\text{CH}_3\text{CH}=\text{CH}_2$ ).

## ٢- تحضير هاليدات الألكيل

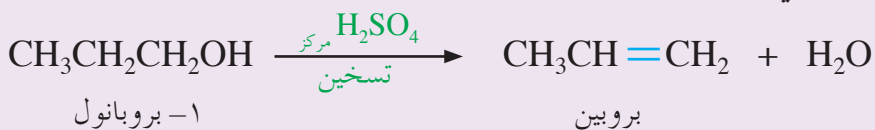
درست فيما سبق عدداً من التفاعلات التي تؤدي إلى إدخال ذرة هالوجين في المركب العضوي. وحتى توظف بعضاً من هذه التفاعلات في تحضير هاليدات الألكيل. ادرس المثال الآتي:

### مثال (٢)

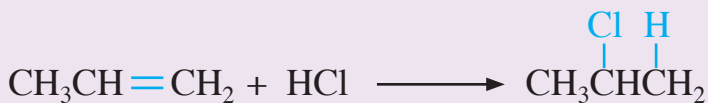
باستخدام المركب ١- بروبانول ( $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$ ) وأية مواد غير عضوية مناسبة، بين كيف تحضر المركب ٢- كلوروبروبان ( $\text{CH}_3\text{CH}(\text{Cl})\text{CH}_3$ ).

### الحل

بمقارنة الصيغ البنائية لكل من الكحول المتوافر، والمركب المطلوب تحضيره، تجد أنه لا يمكن تحويل المركب ١- بروبانول مباشرة إلى ٢- كلوروبروبان باستخدام تفاعل الاستبدال؛ لأن الناتج سيكون ١- كلوروبروبان، وهو ليس المركب المطلوب تحضيره. إذن لا بد من التفكير بطريقة أخرى للحصول على ٢- كلوروبروبان. فما التفاعل المناسب لذلك؟ إن التفاعل هو حذف الماء من الكحول (١- بروبانول)، كما في المعادلة الآتية:



ثم يلي هذه الخطوة، إضافة حمض  $\text{HCl}$  إلى البروين وفق قاعدة ماركونيكوف، وذلك لإنتاج المركب المطلوب ٢- كلوروبروبان، كما في المعادلة الآتية:



يُن بالمعادلات الكيميائية كيف تحضر المركب ٢- بروموبوتان من البيوتانول



( $\text{CH}_3\overset{\text{O}}{\parallel}\text{C}-\text{CH}_2\text{CH}_3$ ) وأية مواد غير عضوية مناسبة.

## ٣- تحضير الكحولات

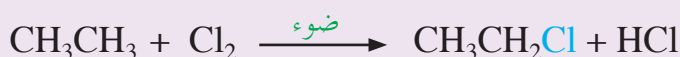
تعرفت سابقاً عدداً من التفاعلات التي تؤدي إلى استحداث مجموعة (OH) في المركب العضوي. ولتوظيف بعض هذه التفاعلات في تحضير الكحولات. ادرس المثالين الآتيين:

### مثال (٣)

باستخدام الإيثان  $\text{CH}_3\text{CH}_3$ ، وأية مواد غير عضوية مناسبة، بين كيف تحضر الإيثانول  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ .

### الحل

بمقارنة الصيغ البنائية لكل من الإيثان والإيثانول، تجد أنه لا يمكن تحويل الإيثان مباشرة إلى الإيثانول؛ لذا لا بد من تحويل الإيثان أولاً إلى مركب يمكن فيما بعد تحويله إلى الكحول. فما التفاعل المناسب لذلك؟ تعلم أن الإيثان يتفاعل بالاستبدال مع أحد الهالوجينات كالكلور بوجود الضوء، كما في المعادلة الآتية:



وبهذا ينتج كلور إيثان الذي يتفاعل بالاستبدال مع  $\text{OH}^-$ ، لينتج الكحول المطلوب، كما هو موضح في المعادلة الآتية:

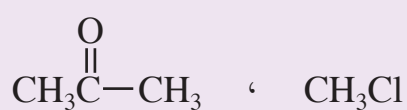


### مثال (٤)

باستخدام البروبانول و كلوروميثان وأية مواد غير عضوية مناسبة، بين كيف يمكن تحضير ٢-ميثيل-٢-بروبانول.

### الحل

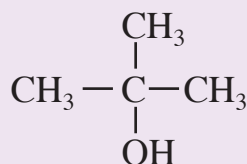
بمقارنة الصيغ البنائية للمركب المطلوب تحضيره والمركبين المتوافرين للبدء بهما:



بروبانول

كلوروميثان

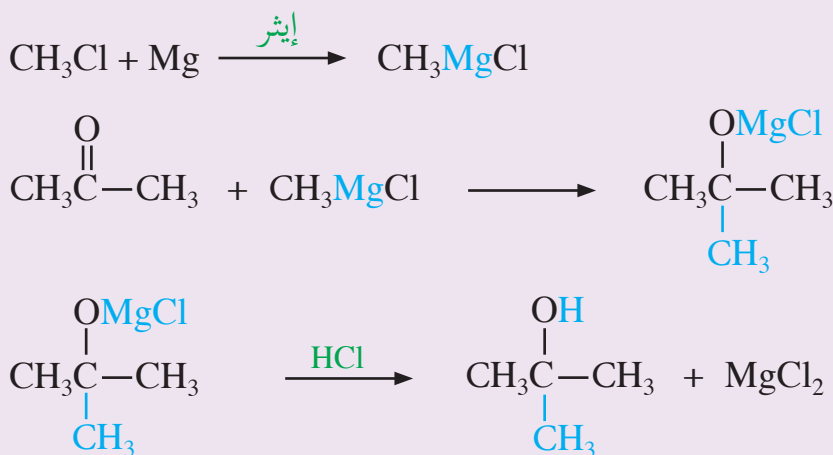
(المركبين المتوافرين)



٢-ميثيل-٢-بروبانول

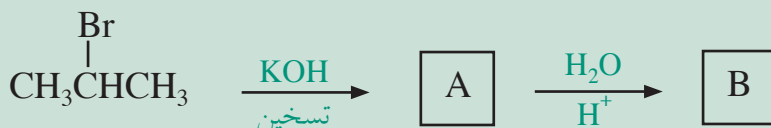
(المركب المطلوب تحضيره)

نلاحظ إن الكحول المطلوب تحضيره يحتوي على ٤ ذرات كربون، وأن هذا العدد يساوي مجموع أعداد ذرات الكربون في المركبين المتوافرين للبدء بهما، وبهذا فإن التفاعل المناسب هو إضافة مركب غرينيارد إلى البروبانول. وكما عرفت سابقاً يمكن الحصول على مركب غرينيارد من تفاعل هاليد الألكيل (مثل كلوروميثان) مع المغنيسيوم بوجود الإيثر، وبذلك فإن خطوات التحضير تكون على النحو الآتي:



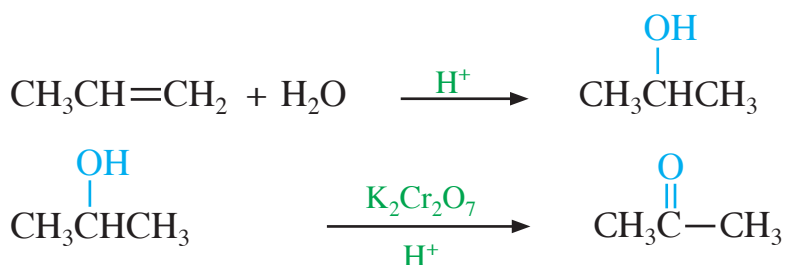
١ - بين بالمعادلات الكيميائية كيف تحضر: ٢- بيوتانول باستخدام مركبي الإيثانال والإيثرين وأية مواد غير عضوية مناسبة.

٢ - استنتج الصيغة البنائية للمركبين العضويين المشار إليهما بالرمزين A و B.



#### ٤- تحضير الألديهيدات والكتونات

عرفت فيما سبق أن الألديهيدات تنتج عن أكسدة الكحولات الأولية، بينما تنتج الكيتونات عن أكسدة الكحولات الثانوية، وذلك باستخدام عامل مؤكسد مثل  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  في وسط حمضي. وتوضّح المعادلتين التاليتين تحضير البروبانول من برومين:





مستخدماً الإيثان وأية مواد غير عضوية مناسبة، بين بالمعادلات الكيميائية كيف تُحضّر الإيثانال.

## ٥- تحضير الحموض الكربوكسيلية

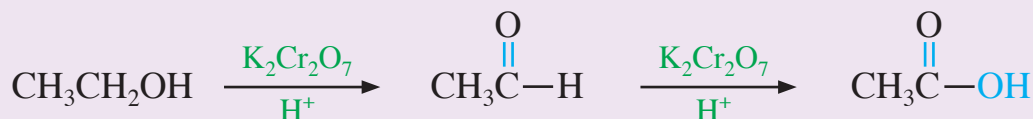
تنتج الحموض الكربوكسيلية من تأكسد الكحولات الأولية، أو تأكسد الألددهيدات باستخدام عامل مؤكسد مثل  $K_2Cr_2O_7$  في وسط حمضي. ولتتعرف ذلك. ادرس المثال الآتي:

### مثال (٥)

يتوافر لديك في المختبر غاز الإيثين. بين بالمعادلات كيف تستخدمه في تحضير حمض الإيثانويك.

### الحل

بما أن المركب المتوافر للبدء به هو الإيثين، فإنه يمكن إضافة الماء إليه (بوسط حمضي)، لينتج الإيثانول الذي يتأكسد بدوره منتجاً في النهاية حمض الإيثانويك، كما هو موضح بالمعادلتين الآتيتين:



١- باستخدام الميثان  $CH_4$  وأية مواد غير عضوية مناسبة، بين بالمعادلات الكيميائية كيف تحضر حمض الميثانويك.

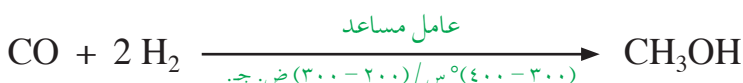
٢- استنتج الصيغة البنائية للمركبات العضوية المشار إليها بالرموز A و B و C في المخطط الآتي:



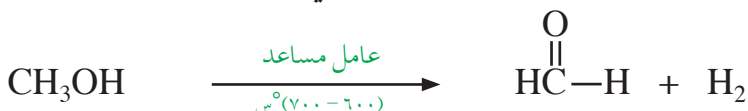
## رابعاً

### تحضير مركبات عضوية صناعياً

بعد أن درست الطرق المخبرية في تحضير المركبات العضوية، فإنك ستتعرف الآن بعضاً من الأمثلة لمركبات عضوية تحضر صناعياً، حيث تعتمد الطرق الصناعية على توافر ظروف وعوامل مساعدة خاصة. ومن الأمثلة على ذلك: تحضير الميثانول والميثانال وحمض الإيثانويك؛ إذ يحضر الميثانول عن طريق هدرجة أول أكسيد الكربون، كما في المعادلة:



ويستخدم الميثانول الناتج في تحضير الميثانال بوجود عامل مساعد، كما في المعادلة:



وأيضاً يتفاعل الميثانول مع أول أكسيد الكربون بوجود عامل مساعد، لينتج حمض الإيثانويك، كما في المعادلة الآتية:



### قضية للبحث



للمركبات العضوية آثار مختلفة في البيئة، ومن أشهرها المركبات العضوية المتطايرة (VOCs)، ابحث من خلال الرجوع إلى بعض الكتب العلمية المتوفرة في مكتبة المدرسة، أو باستخدام الشبكة الإلكترونية عن بعض هذه المركبات؛ مصادرها وأهم آثارها في البيئة (الماء والهواء والترربة)، وفي الكائنات الحية، ثم ناقش ما توصلت إليه مع زملائك في الصف.

ويمكنك الاستعانة بالكلمات المفتاحية التالية في البحث عبر الشبكة الإلكترونية:

Effect of Volatile Organic Compounds, Volatile Organic Compounds, VOCs and Environment,.....

### بعض الآثار الإيجابية والسلبية للمركبات العضوية

ازدهرت الصناعات الكيميائية المتعلقة بإنتاج المركبات العضوية، وأصبح هناك استخدامات واسعة لهذه المنتجات، فمثلاً يستخدم الميثان في إنتاج الكلوروفورم والفورمالديهايد وحبير المطابع، أما الإيثين فيدخل في صناعة المبلمرات. ويستخدم الإيثانين في صناعة المطاط، ويخلط مع الأكسجين ليحترق الخليط منتجاً حرارة عالية كافية لقطع الفلزات ولحامها. ويدخل الإيثانول في صناعة الأدوية، والعطور، والمطاط، والطلاء، وفي عمليات التعقيم، وكذلك فهو مذيب عضوي فعّال. ويستخدم الميثانال (فورمالديهايد) كمطهر عام، وفي حفظ العينات البيولوجية، وفي إنتاج الأصباغ والبلاستيك. ويستخدم حمض الميثانويك في صباغة النسيج، ودباغة الجلود، وهو مطهر عام. أما حمض الإيثانويك فيدخل في صناعة الخل والعطور والأصباغ والبلاستيك. ويعد الأستون (بروبانول) مذيباً عضوياً يستخدم في إزالة الطلاء عن الأظافر. واستُخدمت الإسترات في إضفاء نكهات متنوعة على الأطعمة والمشروبات كالعصير، واستُخدمت في منتجات عديدة على نطاق واسع كالبلاستيك والمنظفات الصابونية وغير الصابونية، والمبيدات الحشرية، والأصباغ، والعقاقير الطبية والألياف الصناعية كالداكرون، والأورلون، والنايلون.

وقد نتج عن تعدد الصناعات والاستخدامات الواسعة لمنتجات المركبات العضوية بعض المشكلات البيئية، حيث تراكمت مخلفات هذه المركبات في البيئة، مما تسبب في تلوث الهواء واليابسة والمياه، ويعزى ذلك إلى أنها غير قابلة للتحلل الحيوي، فمثلاً، مبلمرات الإيثرات (ثنائي فينيل متعدد البروم)، تجعل البلاستيك يقاوم الاحتراق، إلا أن هذه المركبات قليلة الذوبان في الماء؛ لذا تتراكم في المياه وفي التربة، وتنتشر على شكل دقائق معلقة في الهواء، فتنتقل إلى الكائنات الحية من خلال الطعام أو التنفس. وقد أشارت بعض الدراسات إلى تأثير هذه المركبات في الجهاز العصبي وجهاز المناعة في جسم الإنسان، وكذلك فإن بعض المبيدات مثل (DDT) و(ألفا هكسان) لا تتحلل بسهولة، مما جعل بعض الدول تحظر استخدامها نهائياً، فقد أكدت الدراسات العلمية على أنهما مسببان رئيسان لأمراض الكبد والسرطان.

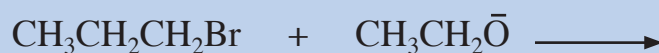
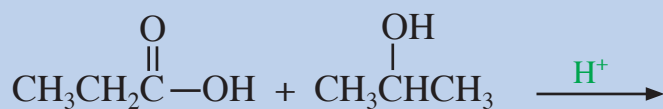
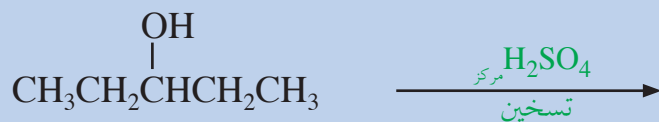
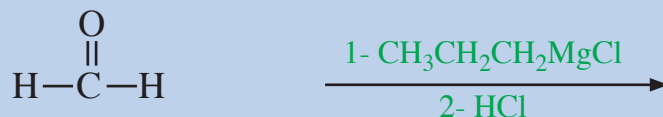
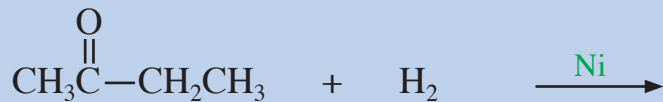


- ١ - وضح المقصود بكلّ من:
- تفاعل الإضافة، الأسترة، التّصّبِن، الإلكتروفيل، النيوكليوفيل.
- ٢ - اختر رمز الإجابة الصحيحة لكل فقرة مما يأتي:
- ٠١ عدد روابط  $\pi$  في الصيغة (HC  $\equiv$  CH) يساوي:
- أ ( ١ ) ب ( ٢ ) ج ( ٣ ) د ( ٤ )
- ٠٢ في جزيء الإيثين (CH<sub>2</sub> = CH<sub>2</sub>) تنشأ الرابطة  $\sigma$  بين ذرتي الكربون من تداخل فلكين من نوع:
- أ ( sp ) ب ( p ) ج ( sp<sup>2</sup> ) د ( sp<sup>3</sup> )
- ٠٣ التفاعل الذي يحول البروبانول إلى ٢-بروبانول، يسمى:
- أ ( اختزال ) ب ( تأكسد ) ج ( حذف ) د ( استبدال )
- ٠٤ في التفاعل الآتي (CH<sub>3</sub> - C  $\equiv$  CH + 2 HBr)، يكون الناتج:
- أ ( CH<sub>3</sub>CH<sub>2</sub>CHBr<sub>2</sub> ) ب ( CH<sub>3</sub>CBr<sub>2</sub>CH<sub>3</sub> )  
 ج ( CH<sub>3</sub>CHBrCH<sub>2</sub>Br ) د ( BrCH<sub>2</sub>CH<sub>2</sub>CH<sub>2</sub>Br )
- ٠٥ عند تسخين ٣-كلوروبنتان مع KOH ينتج:
- أ ( ١-بنتاين ) ب ( ٢-بنتين ) ج ( بنتان ) د ( ٣-بنتانول )
- ٠٦ المركب الناتج عن أكسدة ٢-بيوتانول باستخدام محلول K<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub> في وسط حمضي، هو:
- أ ( بيوتانول ) ب ( بيوتانال )  
 ج ( ٢-بيوتين ) د ( حمض البيوتانويك )
- ٠٧ يستخدم محلول تولنز للكشف عن:
- أ ( الكحولات ) ب ( الألديهيدات ) ج ( الكيتونات ) د ( الألكينات )

٨٠. الغاز الناتج عن تفاعل حمض الإيثانويك مع كربونات الصوديوم الهيدروجينية، هو:

أ ( O<sub>2</sub> )      ب ( H<sub>2</sub> )      ج ( CO<sub>2</sub> )      د ( CO )

٣ - اكتب الناتج العضوي في كل من المعادلات التالية، ثم اذكر نوع التفاعل:



٤ - اكتب معادلة التفاعل الذي يحدث عند:

أ ( تفاعل البروبين مع الهيدروجين بوجود Ni كعامل مساعد.

ب ( تسخين ٢- بيوتانول مع حمض البيوتانويك بوجود حمض H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> المركز.

ج ( تفاعل ٢- بنتانول مع دايكرومات البوتاسيوم في وسط حمضي.

د ( تفاعل البيوتانول مع ميثيل كلوريد المغنيسيوم متبوعاً بإضافة HCl للمركب الناتج.

٥ - مبتدئاً من المركب ٢- كلوروبروبان ومستخدماً أية مواد غير عضوية مناسبة، يبين بالمعادلات

كيف تحضر البروبانول.



تحتوي أجسام الكائنات الحية أنواعاً متعددة من الجزيئات العضوية ذات البناء المعقد، يطلق عليها المركبات الحيوية، تلعب دوراً مهماً في النشاطات الحيوية وتحولات الطاقة التي تحدث في الجسم. فالسكريات هي المصدر الرئيس للطاقة اللازمة للتفاعلات التي تحدث في أجسام الكائنات الحية، وتشكل البروتينات المكوّن الأساسي لعضلات الجسم، وتعمل الأنزيمات على تحفيز التفاعلات المختلفة في الجسم، كما تقوم الهرمونات بتنظيم وظائف الأعضاء المختلفة وعمليات البناء والهدم التي تحدث في الخلايا، و تدخل الدهون في تكوين الأغشية البلازمية للخلايا، وتعدّ مخزناً احتياطياً مهماً للطاقة الضرورية للجسم.

فما هذه المركبات؟ وما تركيبها الكيميائي؟ وما الدور الذي يلعبه كل منها في الجسم؟ هذا ما ستتعرفه بعد دراستك لهذا الفصل.

ويتوقع منك بعد دراسة هذا الفصل أن:

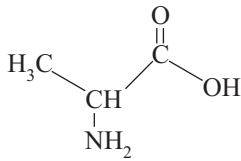
- تميز وحدات البناء الأساسية لبعض المركبات الحيوية.
- تبين كيفية ارتباط وحدات البناء الأساسية لتكوين بعض المركبات الحيوية.
- تقدر أهمية المركبات الحيوية في حياتنا اليومية.

جميع الأشكال والمعادلات والجداول الواردة في هذا الفصل ليست للحفظ.

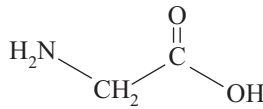
توجد البروتينات في جميع الخلايا الحية، وتعدُّ من الجزيئات الضخمة التي تشكل ٥٠٪ من كتلة الجسم الجاف؛ فهي تدخل في تركيب العضلات والأغشية الخلوية والشعر والأظافر، كما تقوم بالعديد من الوظائف الحيوية كعمليات نقل الأكسجين بين الخلايا، وتحفيز التفاعلات الحيوية كعمليات هدم الدهون في الجسم. وتشير الدراسات المختلفة إلى أن البروتينات مكوّنة من وحدات بنائية تعرف بالحموض الأمينية. فما الحموض الأمينية؟ وكيف ترتبط هذه الحموض فيما بينها لتكوين البروتين؟

### ١- الحموض الأمينية

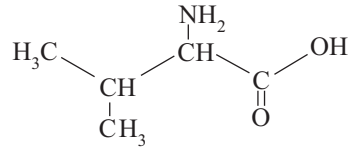
تعدُّ الحموض الأمينية وحدة البناء الأساسية للبروتينات، ولكي تتعرف تركيب الحموض الأمينية. ادرس الصيغ البنائية للحموض الأمينية التالية، ثم أجب عن الأسئلة التي تليها:



ألانين



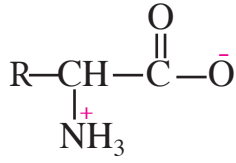
غلايسين



فالين

- ما العناصر الأساسية المكونة للحموض الأمينية؟
  - ما المجموعات الوظيفية المشتركة في كل من هذه الصيغ؟ اكتب صيغ هذه المجموعات.
  - أي هذه المجموعات لها سلوك حمضي؟ وأيها لها سلوك قاعدي؟
  - قارن مواقع المجموعات الوظيفية بالنسبة إلى بعضها مع بعض في كل من الحموض السابقة.
- لعلك توصلت إلى أن الحمض الأميني يتكون من مجموعة كربوكسيل (-COOH) حمضية، ومجموعة أمين (-NH<sub>2</sub>) قاعدية، إضافة إلى السلسلة الهيدروكربونية (R) التي تختلف من حمض إلى آخر، وتجدر الإشارة هنا إلى أن الحموض التي تكون فيها مجموعة الأمين مرتبطة بذرة الكربون المجاورة لمجموعة الكربوكسيل، يطلق عليها الحموض الأمينية ألفا (α)، حيث تتكون البروتينات من هذا النوع من الحموض.

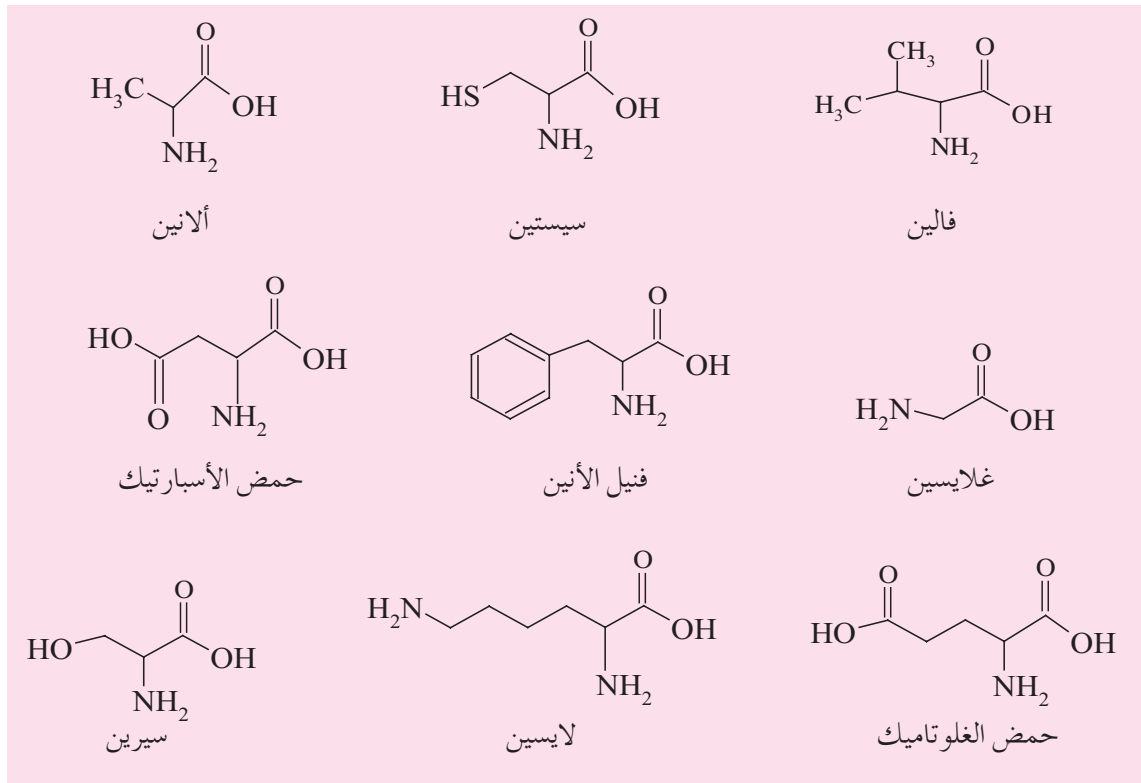
تلاحظ مما سبق أن الحموض الأمينية تتكون من عناصر أساسية هي الكربون والهيدروجين والأكسجين، والنيتروجين. وقد وجد في محاليل الحموض الأمينية أن مجموعة الكربوكسيل



الشكل (٤-٦): الأيون المزدوج.

الحمضية تمنح البروتون ( $\text{H}^+$ ) إلى مجموعة الأمين القاعدية، وبهذا يوجد الحمض الأميني في المحلول على شكل أيون مزدوج كما في الشكل (٤-٦)، وبناءً على ذلك، فإن الحمض الأميني يسلك كحمض في الوسط القاعدي، كما يسلك كقاعدة في الوسط الحمضي، أما في الوسط المتعادل، فإنه يكون متعادلاً.

كما أن بعض الحموض الأمينية تحتوي عناصر أو مجموعات وظيفية أخرى، ولتتعرف إلى بعضها. ادرس الشكل (٤-٧)، ثم أجب عن الأسئلة التي تليه:



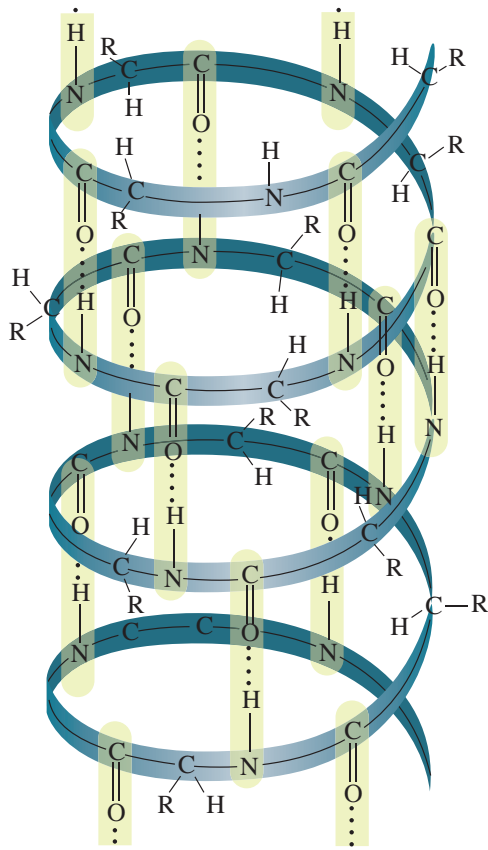
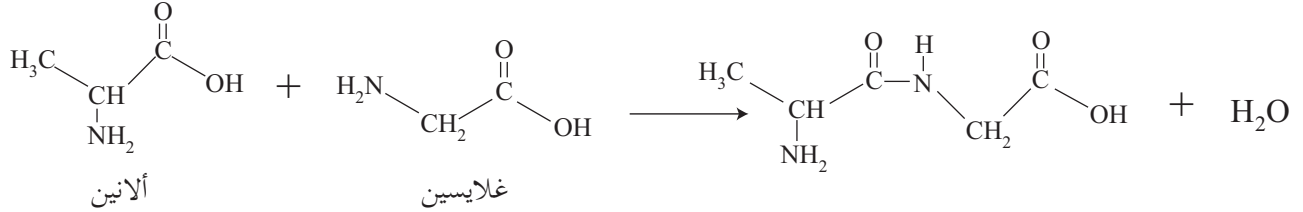
الشكل (٤-٧): الصيغ البنائية لبعض الحموض الأمينية.

• أي الحموض يحتوي على:

- \* مجموعة كربوكسيل
- \* مجموعة هيدروكسيل
- \* مجموعة أمين
- \* مجموعة فينيل

## ٢- تكوين البروتينات

تعد البروتينات مبلمرات طبيعية ناتجة عن اتحاد حموض أمينية من النوع (α). فكيف ترتبط الحموض الأمينية فيما بينها لتكوين البروتين؟ وماذا يطلق على المركب الناتج من اتحادها؟ وما نوع الرابطة التي تنشأ بين الحموض الأمينية؟ لتتعرف ذلك، ادرس المعادلة التالية، التي تبين اتحاد الحمض الأميني ألانين مع الحمض الأميني غلايسين:



الشكل (٤-٨): سلسلة بروتين حلزونية.

لاحظ أن مجموعة الكربوكسيل في الحمض الأميني ألانين، ترتبط بمجموعة الأمين في الحمض الأميني غلايسين برابطة تعرف بالرابطة الببتيدية (رابطة أميدية)، وذلك بحذف جزيء ماء، ويسمى المركب الناتج عن اتحاد حمضين أمينين ثنائي الببتيد. وعند اتحاد ثلاثة حموض أمينية، فإن المركب الناتج يسمى ثلاثي الببتيد، أما عند ارتباط عدد كبير من الحموض الأمينية خلال عملية تكوين البروتين، فإنه يطلق على تتابع الحموض الأمينية، سلسلة عديد الببتيد، وتتخذ هذه السلسلة أشكالاً مختلفة، ترتبط أجزاؤها بروابط هيدروجينية، كما في الشكل (٤-٨) الذي يبين أحد أشكال هذه السلاسل التي تتخذ ترتيباً حلزونياً.

والجدير بالذكر أن أنواع البروتينات ووظائفها تختلف تبعاً لاختلاف عدد الحموض الأمينية في السلسلة وكذلك ترتيبها ونوعها. وهذا يفسر التنوع الهائل في أنواع البروتينات ووظائفها، على الرغم من أن عدد الحموض الأمينية الأساسية الموجودة في الطبيعة حوالي عشرين حمضاً أمينياً.



- جزء من سلسلة بروتين مكوّنة من أربعة حموض أمينية، أجب عن الأسئلة التالية المتعلقة بها:
- ١- ما عدد الروابط الببتيدية في هذا الجزء من السلسلة؟
  - ٢- ماذا يطلق على هذا الجزء من السلسلة؟
  - ٣- ما عدد جزيئات الماء الناتجة عن اتحاد هذه الحموض؟

## الكربوهيدرات (Carbohydrates)

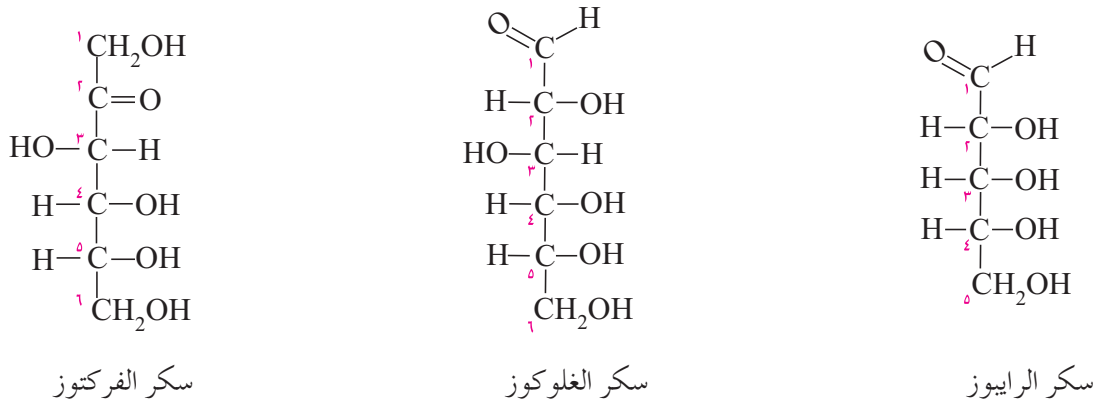
## ثانياً

درست في صفوف سابقة هذا النوع من المركبات، وعرفت أنها من المواد الغذائية الأساسية التي تتواجد في أجسام الكائنات الحية، فما هذه المركبات؟ وما أنواعها؟

تتكون الكربوهيدرات من ثلاثة عناصر أساسية هي الكربون، والهيدروجين، والأكسجين. وقد دلت الدراسات على أن هذه المركبات تمثل مبلمرات تتكون من وحدات أبسط منها؛ إذ تتحلل في الوسط الحمضي لتعطي وحدات صغيرة تعرف بالسكريات الأحادية، مثل سكر الغلوكوز  $C_6H_{12}O_6$  (سكر العنب) الذي يمثل السكر الرئيس في الدم. فما أنواع السكريات؟ وما تركيبها الكيميائي؟ وكيف ترتبط فيما بينها؟ وما طبيعة هذه الروابط؟ ستتعرف فيما يلي تصنيف السكريات وطبيعة الروابط فيما بينها:

### ١- السكريات الأحادية

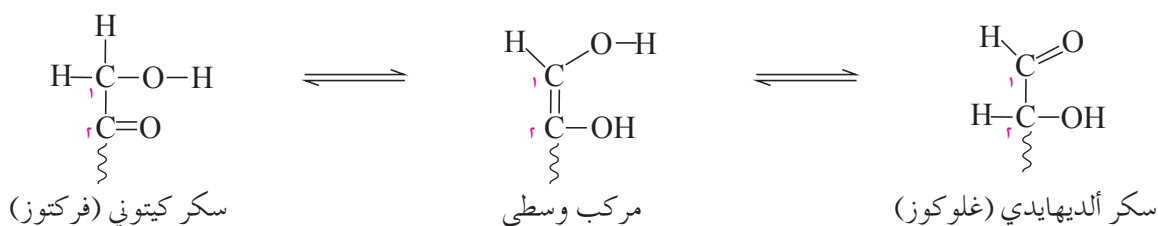
تعدّ السكريات الأحادية من أبسط أنواع السكريات؛ إذ لا تتحلل إلى وحدات أصغر منها، ولتتعرف هذه السكريات و تركيبها الكيميائي، ادرس الشكل (٤-٩)، ثم أجب عن الأسئلة التي تليه.



الشكل (٤-٩): بعض أنواع السكريات الأحادية.

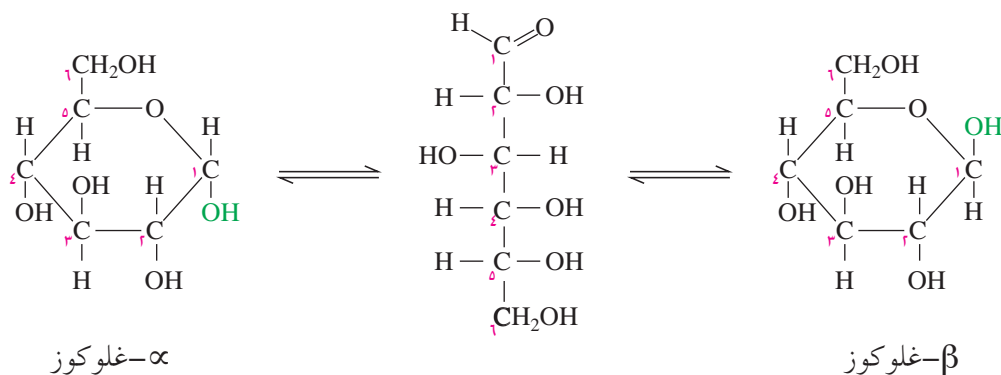
- ما عدد ذرات الكربون في كل من السكريات المبينة في الشكل؟
- ما نوع المجموعات الوظيفية في كل منها؟
- ما العائلة التي ينتمي إليها كل من هذه السكريات؟

لعلك توصلت إلى أن عدد ذرات الكربون يختلف من سكر أحادي إلى آخر، فالرايوز يتكون من خمس ذرات كربون، ويسمى سكرًا خماسياً، في حين يتكون كل من الفركتوز والغلوكوز من ست ذرات كربون، وتسمى سكريات سداسية. ويتراوح عدد ذرات الكربون في السكريات الأحادية بشكل عام بين (٣-٦) ذرات كربون، كما تلاحظ أنها تحتوي نوعين من المجموعات الوظيفية، هما مجموعة الهيدروكسيل، ومجموعة الكربونيل؛ لذا يطلق على كل من الرايوز والغلوكوز بالسكريات الألديهيائية، بينما يطلق على الفركتوز سكر كيتوني. وقد أثبتت الدراسات أن الفركتوز يمكنه الاستجابة لكاشف تولنز، مما يشير إلى أنه يتحول من الصورة الكيتونية (الفركتوز) إلى الألديهيائية (الغلوكوز) في البناء المفتوح وذلك بتغيرات تنحصر في ذرتي الكربون رقم ١ و ٢، الشكل (٤-١٠).



الشكل (٤-١٠): الفركتوز يتحول من الصورة الكيتونية إلى الألديهيائية.

كما تشير الدراسات إلى أن السكريات تتواجد بأحد شكلين، هما البناء المفتوح والبناء الحلقي؛ إذ يتحول البناء المفتوح إلى البناء الحلقي، نتيجة لحدوث تفاعل داخلي بين المجموعات الوظيفية. ولتتعرف كيف يتكون البناء الحلقي للغلوكوز. ادرس الشكل (٤-١١)، ثم أجب عن الأسئلة التي تليه.




الشكل (٤-١١): تكوين البناء الحلقي للغلوكوز.



- ما رقم ذرتي الكربون اللتين يحدث الارتباط بينهما لتكوين البناء الحلقي؟
- هل الحلقة الناتجة سداسية أم خماسية؟
- ما وجه الاختلاف بين الحلقتين في الشكل؟

تلاحظ أن البناء الحلقي للغلوكوز يتكون نتيجة تفاعل داخلي يحدث بين مجموعة الألددهايد على ذرة الكربون رقم (١)، مع مجموعة الهيدروكسيل على ذرة الكربون رقم (٥)، وتتكون نتيجة لذلك حلقة سداسية، كما تلاحظ أن مجموعة الهيدروكسيل المرتبطة بذرة الكربون رقم (١)، إما أن تكون تحت مستوى الحلقة، ويطلق على السكر في هذه الحالة ( $\alpha$ -غلوكوز)، أو قد تكون فوقها، ويطلق عليها ( $\beta$ -غلوكوز).

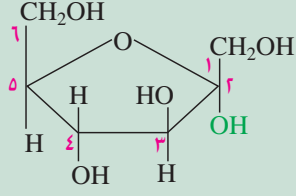


يكون الفركتوز بناءً حلقيًا كما في الشكل التالي،تمعن الشكل، ثم أجب عن الأسئلة التي تليه:

١- ما نوع الحلقة المبنية في الشكل (خماسية أم سداسية)؟

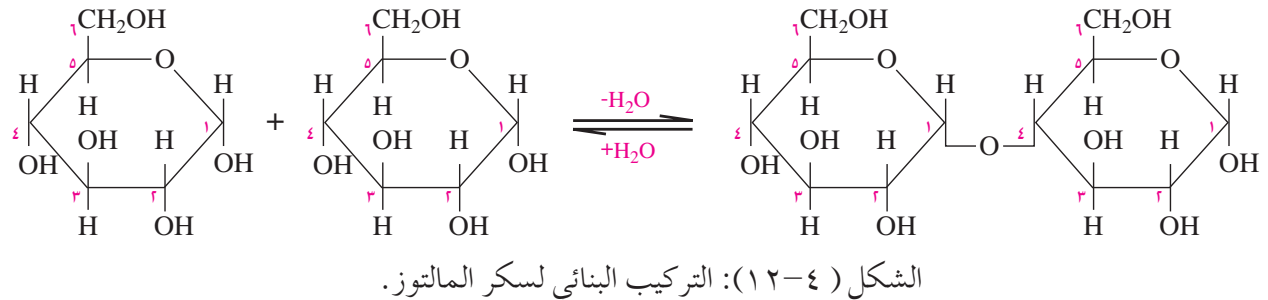
٢- عين ذرتي الكربون اللتين يحدث الارتباط بينهما لتكوين البناء الحلقي.

٣- هل الحلقة في الشكل تمثل ( $\alpha$ -فركتوز)، أم ( $\beta$ -فركتوز)؟



## ٢- السكريات الثنائية

تتكون السكريات الثنائية من ارتباط وحدتين من السكريات الأحادية، كما في السكروز والمالتوز واللاكتوز، ولتوضيح طريقة تكوّن هذه السكريات، ادرس الشكل (٤-١٢) الذي يبين التركيب البنائي لسكر المالتوز، ثم أجب عن الأسئلة التي تليه:



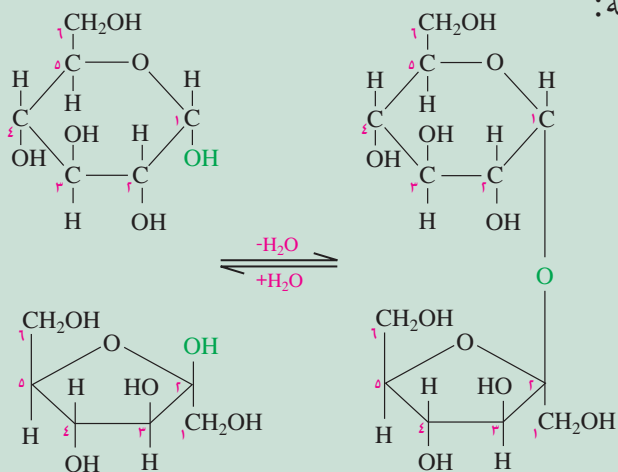
- ما وحدات البناء الأساسية المكونة لسكر المالتوز؟
- ما رقم كل من ذرتي الكربون المشاركتين في تكوين الرابطة بين الوحدتين؟

لاحظ أن سكر المالتوز ينتج من ارتباط وحدتين من ( $\alpha$ -غلو كوز) برابطة تعرف بالرابطة الغلايكوسيدية، حيث ترتبط ذرة الكربون رقم (١) من الوحدة الأولى مع ذرة الكربون رقم (٤) من الوحدة الثانية، وذلك بحذف جزيء ماء، ويطلق على هذا النوع من الروابط الغلايكوسيدية ( $\alpha$  - ١ : ٤).



يتكون السكروز (سكر المائدة) من وحدتين من السكر الأحادي، كما في الشكل التالي،

تمعن الشكل، ثم أجب عن الأسئلة التي تليه:



١- ما نوع الحلقات المكونة

للسكروز (خماسية أم سداسية)؟

٢- ما وحدات البناء الأساسية

المكونة للسكروز؟

٣- ما رقم كل من ذرتي

الكربون المشاركتين في تكوين

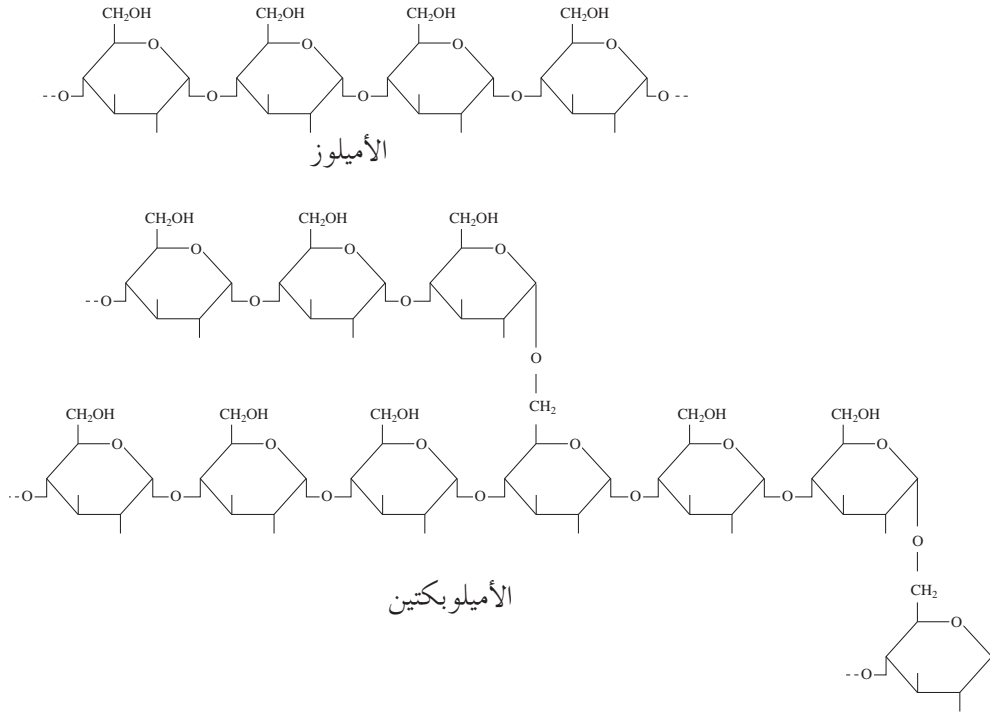
الرابطة بين الوحدتين؟

### ٣- السكريات المتعددة

يتميز هذا النوع من السكريات بأنه يتكون من عدد كبير من وحدات السكر الأحادي، ترتبط فيما بينها بروابط غلايكوسيدية، ويُعدُّ النشا والغلايكوجين والسيليلوز من أهم هذه السكريات، فما خصائص كل منها؟ وما وحدات البناء الأساسية المكونة لها؟

أ - النشا **Starch** : يخزن النبات النشا كمصدر احتياطي للطاقة في جذور النباتات وثمارها وبذورها، حيث يتحول النشا إلى الغلو كوز عند نقص تركيزه في الخلايا لتزويدها بالطاقة الضرورية للعمليات الحيوية التي تحدث فيها.

يتكون النشا من عدد كبير جداً من وحدات السكر الأحادي ( $\alpha$ -غلو كوز)، ترتبط فيما بينها بروابط غلايكوسيدية، وقد دلت الدراسات التجريبية على أن النشا يتكون من نوعين من المبلمرات، أحدهما يذوب في الماء هو الأميلوز، الذي يشكل (١٠ - ٢٠٪) من كتلة النشا، ويوجد على شكل سلاسل غير متفرعة، والنوع الثاني لا يذوب في الماء، ويطلق عليه أميلوبكتين، ولتتعرف تركيب هذين النوعين من المبلمرات، ادرس الشكل (٤-١٣)، ثم أجب عن الأسئلة التي تليه:



الشكل ( ٤-١٣ ): المبلمرات المكونة للنشا.

- أي الشكلين مكون من سلاسل متفرعة؟ وأيها مكون من سلاسل غير متفرعة؟
- ما أرقام ذرات الكربون المكونة للروابط الغلايكوسيدية بين وحدات الغلوكوز في الأميلوز؟
- ما أرقام ذرات الكربون المكونة للروابط الغلايكوسيدية بين السلاسل المتفرعة في الأميلوبكتين؟
- ما نوع الروابط الغلايكوسيدية بين الوحدات الأساسية في سلسلة الأميلوبكتين؟

لعلك تستنتج أن وحدات السكر ( $\alpha$ -غلوكوز) في الأميلوز، ترتبط فيما بينها بروابط غلايكوسيدية من النوع ( $\alpha$ : ١-٤)، تنشأ بين ذرة الكربون رقم (١) في الوحدة الأولى، وذرة الكربون رقم (٤) في الوحدة الثانية، أما الأميلوبكتين فيتكون من ارتباط سلاسل الأميلوز فيما بينها برابطة غلايكوسيدية من النوع ( $\alpha$ : ١-٦)، تنشأ بين ذرة الكربون رقم (١) في السلسلة وذرة الكربون رقم (٦) في السلسلة الأخرى. وبهذا نجد أن الأميلوبكتين يتكون من عدد أكبر بكثير من وحدات ( $\alpha$ -غلوكوز) مقارنة بالأميلوز.

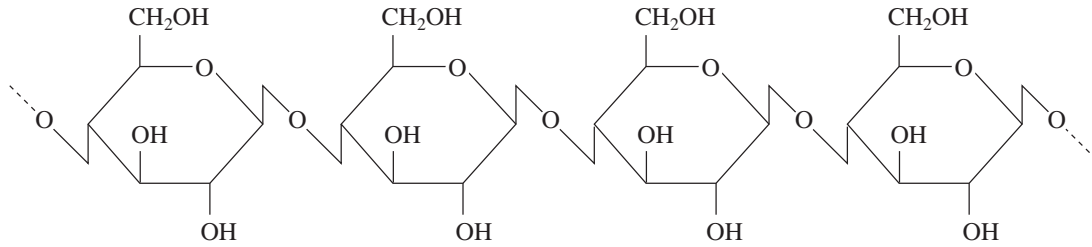


قارن بين الأميلوز والأميلوبكتين من حيث:

- ١- نوع الترابط الغلايكوسيدي ضمن السلسلة الواحدة
- ٢- وجود التفرع
- ٣- الذوبان في الماء

ب- الغلايكوجين: يعدّ الغلايكوجين المخزون الرئيس للجلوكوز في جسم الإنسان، حيث يتركز وجوده في الكبد والعضلات، وبذلك فهو من مصادر الطاقة الرئيسة للجسم. فعند نقص نسبة الجلوكوز في الخلايا، يعمل الجسم على تحويل الغلايكوجين إلى الجلوكوز، لتزويدها بالطاقة الضرورية للعمليات الحيوية التي تحدث فيها. وللغلايكوجين تركيب يشبه تركيب الأميلوبكتين، إلا أنه أكثر تفرعاً، وسلسله أكثر طولاً؛ لذا فإن له كتلة مولية أكبر بكثير من الكتلة المولية للأميلوبكتين.

ج- السليلوز: يشكل السليلوز هيكل النبات، وهو يتواجد على شكل سلاسل غير متفرعة، ترتبط فيما بينها بروابط هيدروجينية، مما يجعلها متماسكة بقوة. وهذا يتناسب مع وظيفتها الرئيسة كدعامة للهيكل النباتي. ولتتعرف التركيب البنائي للسليلوز. ادرس الشكل (٤-١٤)، ثم أجب عن الأسئلة التي تليه:



الشكل (٤-١٤): التركيب البنائي للسليلوز.

- ما نوع وحدات البناء الأساسية المكونة للسليلوز؟
  - ما نوع الرابطة الغلايكوسيدية بين وحدات البناء الأساسية في السليلوز؟
- تلاحظ أن وحدة البناء الأساسية للسليلوز هي وحدات السكر الأحادي ( $\beta$  - جلوكوز)، ترتبط فيما بينها برابطة غلايكوسيدية من نوع ( $\beta$  - ١ : ٤).



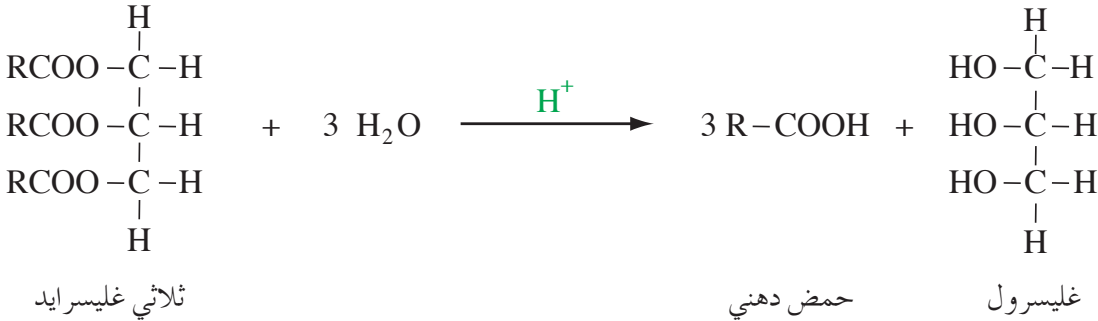
قارن بين الأميلوز والسليلوز من حيث:

- ١- وحدات البناء الأساسية في كل منهما.
- ٢- الروابط الغلايكوسيدية في كل منهما.

تعدّ الليبيدات مصدراً مهماً للطاقة في جسم الإنسان والحيوان، فهي تضم أنواعاً مختلفة من المركبات، من أشهرها الدهون والزيوت والستيرويدات. فما التركيب الكيميائي لهذه المركبات؟ وما الدور الحيوي لكل منها؟

### ١- الدهون والزيوت

تستخدم أنواع مختلفة من الزيوت والدهون في عمليات طهو الطعام، فالسمن والزبدة يمثلان الدهون، بينما يمثل كل من زيت الزيتون، وزيت الذرة، وزيت الصويا الزيوت. فما أوجه الشبه والاختلاف بين الدهون والزيوت؟ ومم يتكون كل منهما؟ لتتعرف ذلك، ادرس المعادلة العامة التالية، التي تمثل تحلل مول من (ثلاثي الغليسرايد) في وسط حمضي، ثم أجب عن الأسئلة التي تليها:



- إلى أي عائلة عضوية تنتمي كل من المواد المتفاعلة والنتيجة؟
- ما عدد مولات الحموض الدهنية الناتجة عن تفكك مول واحد من الدهن؟
- ما عدد مجموعات الهيدروكسيل (OH) في الغليسول؟
- ما عدد الحموض الدهنية اللازمة للتفاعل مع مجموعات (OH) في جزيء واحد من الغليسول؟ وما اسم المركب الناتج؟

تعدّ الدهون والزيوت من الإسترات، ويحتوي الجزيء منها على ثلاث مجموعات إستر؛ لذا تسمى بالإسترات الثلاثية، ويطلق عليها أيضاً ثلاثي الغليسرايد، وتتكون من اتحاد الغليسول مع ثلاثة حموض دهنية قد تكون متشابهة أو مختلفة. وتتميز بأنها مركبات غير قطبية، ترتبط فيما بينها بقوى

لندن الضعيفة، وهذا يفسر انخفاض درجة انصهارها، كما أنها لا تذوب في الماء؛ وإنما تذوب في المذيبات العضوية، مثل رباعي كلوريد الكربون والبنزين والإيثر. ولتتعرف تركيب بعض الحموض الدهنية ودرجات انصهارها. ادرس الجدول (٤-١)، ثم أجب عن الأسئلة التي تليه.

\* الجدول (٤-١): تركيب بعض الحموض الدهنية ودرجة انصهار كل منها.

درجة الانصهار (°س)	الصيغة البنائية	الحمض
٥٨	$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_{12}\text{COOH}$	حمض الميراستيك
٦٣	$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_{14}\text{COOH}$	حمض البالمتيك
٧٠	$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_{16}\text{COOH}$	حمض الستيريك
١٣	$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_7\text{CH}=\text{CH}(\text{CH}_2)_7\text{COOH}$	حمض الأوليك
٥ -	$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_4\text{CH}=\text{CHCH}_2\text{CH}=\text{CH}(\text{CH}_2)_7\text{COOH}$	حمض اللينولييك

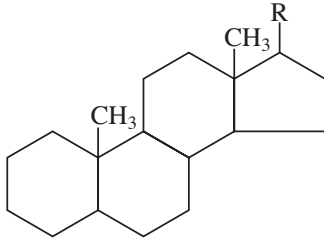
- أي الحموض الدهنية يعدّ صلباً، وأيها يعدّ سائلاً عند درجة حرارة الغرفة؟
- أي الحموض الدهنية يعدّ حمضاً مشبعاً؟
- ما المجموعة الوظيفية المميزة للحمض الدهني؟
- كم مولاً من حمض الأوليك يلزم للتفاعل مع مول من الغليسرول ليكون مولاً من ثلاثي الغليسرأيد؟

إن الحموض الدهنية هي حموض عضوية كربوكسيلية، تحتوي على أكثر من اثنتي عشرة ذرة كربون. ويكون بعضها صلباً (الدهون)، وبعضها الآخر سائلاً (الزيوت)، كما أن بعضها يكون مشبعاً، مثل حمض البالمتيك، وبعضها الآخر غير مشبع، مثل حمض اللينولييك.

هذا وتعدّ الدهون مصدراً مهماً للطاقة في الكائن الحي (الإنسان والحيوان)، كما أنها تخزن في جسم الإنسان في طبقات تحت الجلد، ويتركز وجودها في منطقة البطن وحول الأعضاء الداخلية كالقلب والكليتين والرئتين، وتعمل على حماية هذه الأعضاء من الصدمات الخارجية، كما أنها تشكل عازلاً للحرارة بين الجسم والوسط الخارجي.

\* المعلومات الواردة في الجدول ليست للحفظ.

## ٢- الستيرويدات



الشكل (٤-١٥): التركيب العام للستيرويدات.

تعدّ الستيرويدات من المركبات الحيوية في الجسم. ومن أمثلتها الكوليستيرول الذي يدخل في تركيب الأغشية الخلوية، وفي بعض الفيتامينات كفيتامين (د)، وبعض الهرمونات. ويبين الشكل (٤-١٥) التركيب العام للستيرويدات.

تلاحظ من الشكل أن الستيرويدات تتكون من أربع حلقات مدمجة، ثلاث منها سداسية، وحلقة خماسية، إضافة إلى سلسلة هيدروكربونية (R)، تختلف من ستيرويد لآخر، وتتميز الستيرويدات بأنها لا تذوب في الماء، ولكنها تذوب في الدهون؛ لذا فهي تخزن في الأنسجة الدهنية في الجسم. ومن الجدير بالذكر أن معظم الستيرويدات يتم تكوينها في الجسم، فالكبد مثلاً، ينتج حوالي ٧٠٪ من حاجة الجسم من الكوليستيرول. وعلى الرغم من حاجة الجسم للكوليستيرول، إلا أن زيادة نسبته في الدم تؤدي إلى ترسبه في الأوعية الدموية، مما يسبب تصلبها وعدم قدرتها على الانقباض والانبساط، مما يعيق حركة الدم في هذه الأوعية، ويساعد على تخثر الدم فيها، مكوناً ما يعرف بالجلطة الدموية.

لا تؤدي الحمية الغذائية إلى خفض سريع لنسبة الكوليستيرول في الدم. فسّر ذلك.

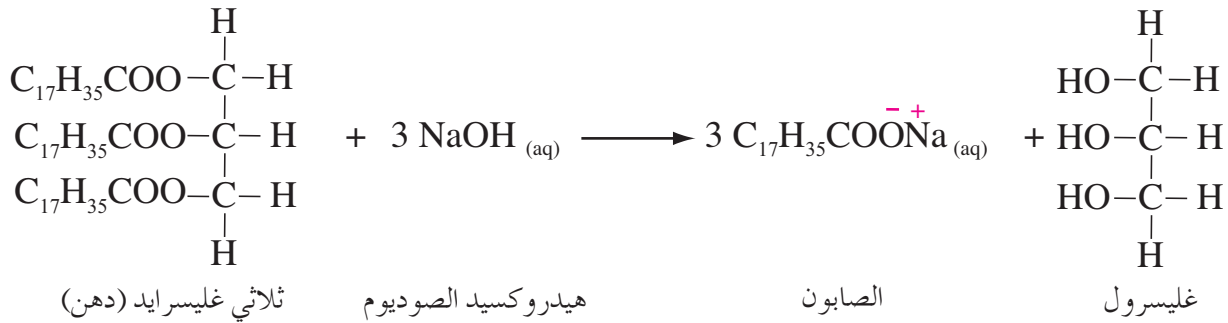


### هدرجة الزيوت

تحتوي الزيوت النباتية على روابط ثنائية، تجعلها عرضة للتلف بفعل الرطوبة والحرارة والضوء في أثناء عملية التخزين، مما يكسبها نكهة ورائحة غير مرغوب فيهما، وتصبح غير صالحة للاستهلاك؛ لذا يفضل تحويلها الى دهون صلبة عند درجات الحرارة العادية، وذلك بهدرجتها، وتحويل بعض الروابط الثنائية فيها الى روابط أحادية. وتتم هدرجة الزيوت بوجود عامل مساعد مثل النيكل. ويتكون نتيجة لذلك السمن النباتي، مما يسهل عملية تخزينها ونقلها.

### صناعة الصابون

الصابون هو أملاح الصوديوم لحموض دهنية، مثل ستيرات الصوديوم ( $C_{17}H_{35}COO^-Na^+$ )، ويحضر الصابون بغلي الزيت أو الدهن مع محلول مائي لهيدروكسيد الصوديوم NaOH، ويستمر تحريك الزيت مع المحلول حتى يتكوّن الصابون كما في المعادلة الآتية:



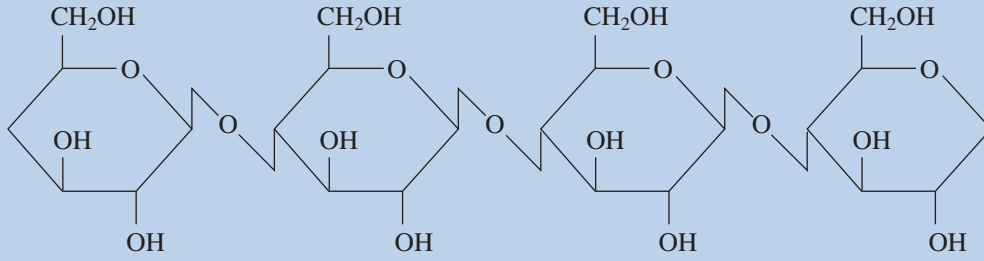
ثم يعالج الصابون بإضافة محلول مشبع من كلوريد الصوديوم، يعمل على فصل الصابون على شكل طبقة طافية فوق محلول كلوريد الصوديوم والغليسرول، ثم تفصل طبقة الصابون عن المحلول، ويتم تنقيتها، ثم يضاف إليها مواد ملونة ومواد عطرية لتحسين مظهرها ورائحتها، وبعد ذلك يتم تشكيلها بقوالب مختلفة.

يعتمد عمل الصابون على طبيعة تركيب جزيئات الصابون التي تتكون من شقين، أحدهما عضوي، يتمثل في السلسلة الهيدروكربونية التي تستطيع إذابة المواد الدهنية والتفاعل معها، أما الشق الثاني، فيتمثل في الطرف الأيوني ( $COO^-Na^+$ ) الذي يرتبط بالماء، ويجري معه ساحباً الطرف الهيدروكربوني والمواد الذائبة فيه.



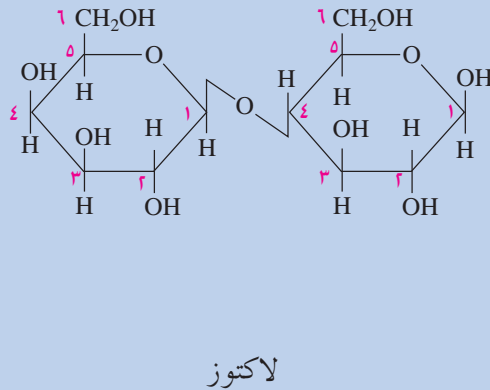
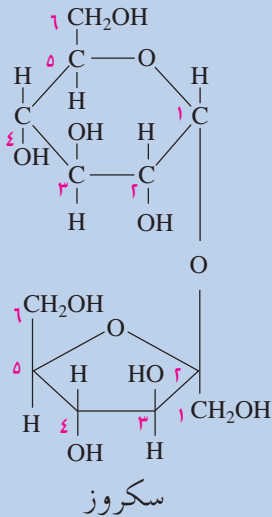
- ١- ما وحدة البناء الأساسية في كل من المركبات الآتية:  
البروتينات ، السليلوز ، الغلايكوجين ، المالتوز؟
- ٢- اذا علمت أن جزءاً من سلسلة عديد الببتيد يتكون من عشرة حموض أمينية، فأجب عن الأسئلة الآتية:
- أ ( ما نوع الروابط التي تربط بين هذه الحموض في السلسلة؟  
ب ( ما عدد الروابط الببتيدية في السلسلة؟  
ج ( ما عدد جزيئات الماء الناتجة عن الارتباط؟
- ٣- فسّر كلاً مما يأتي:
- أ ( على الرغم من أن عدد الحموض الأمينية المتوافرة في الطبيعة حوالي عشرين حمضاً، إلا أن هناك آلاف الأنواع من البروتينات.  
ب ( ارتفاع درجة انصهار الحموض الأمينية مقارنة بالمركبات العضوية الحياتية الأخرى.
- ٤- قارن بين الغلوكوز والفركتوز والرايبوز من حيث:
- أ ( المجموعة الوظيفية للبناء المفتوح.  
ب ( عدد ذرات الكربون.  
ج ( أنواع الحلقات ( خماسية أم سداسية) في البناء الحلقي.
- ٥- ما نوع الوحدة البنائية لسكر الغلوكوز التي:
- أ ( تدخل في تكوين النشا؟  
ب ( تدخل في تكوين السليلوز؟  
ج ( تدخل في تكوين المالتوز؟

٦- الشكل المجاور يبين مقطعاً من سلسلة سيليلوز، ادرس الشكل، ثم أجب عن الأسئلة التي تليه:



- أ ( ما نوع الروابط التي تربط بين جزيئات الغلوكوز في هذا السكر؟  
 ب ( ما نوع الرابطة الغلايكوسيدية ( $\alpha$  أم  $\beta$ ) بين جزيئات الغلوكوز؟  
 ج ( ما عدد جزيئات الماء الناتجة عن تكوين هذه السلسلة؟

٧- الشكل التالي يبين تركيب كل من السكرين الثنائيين (اللاكتوز و السكروز)، ادرس الشكل، ثم أجب عن الأسئلة التي تليه:



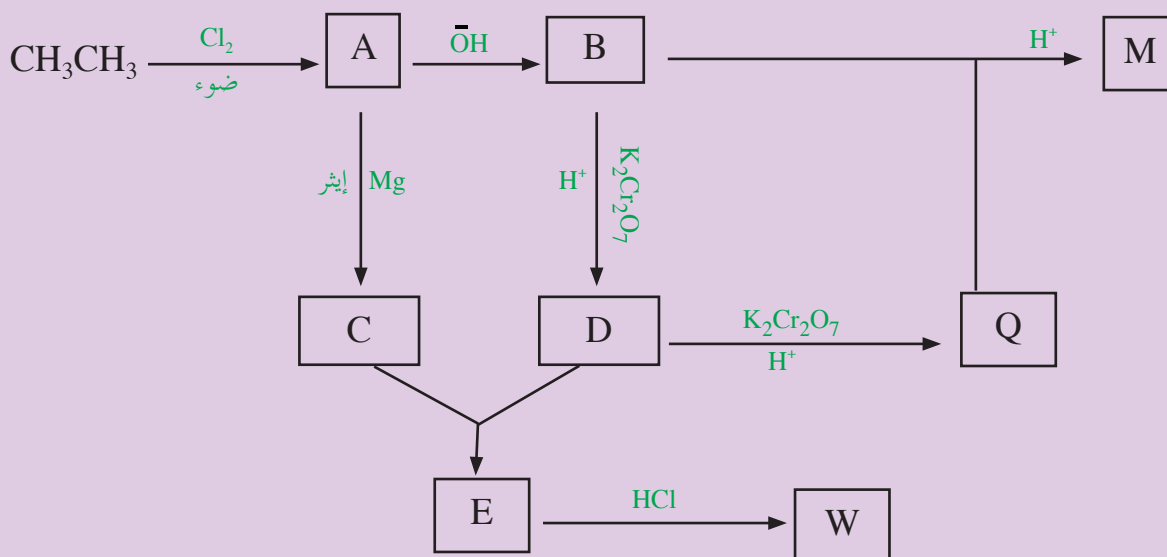
- أ ( ما عدد ونوع الحلقات المكونة لكل منهما (خماسية أم سداسية)؟  
 ب ( ما رقمي ذرتي الكربون المشاركتين في تكوين الرابطة الغلايكوسيدية في كل منهما؟  
 ج ( ما نوع الرابطة الغلايكوسيدية في كل منهما؟

## أسئلة الوحدة

١- كيف تميز مخبرياً بين كل زوج من المركبات الآتية:

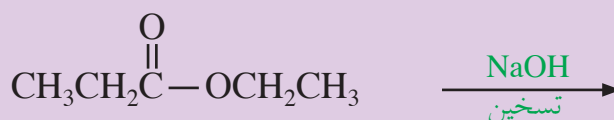
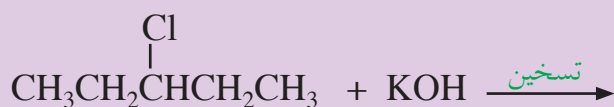
- أ ( البروبان ، والبروبين )  
 ب ( البيوتانول ، والبيوتانال )  
 ج ( الإيثانول ، والإيثان )  
 د ( حمض الإيثانويك ، والإيثانال )

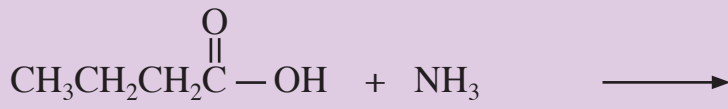
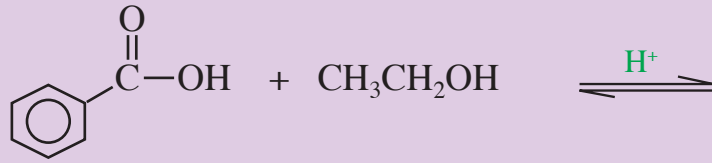
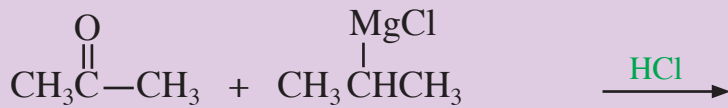
٢- استنتج الصيغة البنائية للمركبات العضوية المشار إليها بالرموز:



٣- بيّن بالمعادلات طريقة تحضير المركب  $\text{CH}_3\text{C}(=\text{O})\text{CH}_3$  مبتدئاً بالمركبين  $\text{CH}_4$  و  $\text{CH}_2=\text{CH}_2$ ،  
 ومستخدماً أية مواد غير عضوية مناسبة.

٤- أكمل المعادلات الآتية:





٥- اختر رمز الاجابة الصحيحة لكل فقرة مما يأتي:

١. تفاعل الميثانول مع حمض الميثانويك بوجود قطرات من حمض قوي، يعدّ مثلاً لتفاعل:

( أ ) تصبن ( ب ) حذف ( ج ) استبدال ( د ) إضافة

٢. تستخدم كربونات الصوديوم الهيدروجينية  $\text{NaHCO}_3$  في الكشف عن المركب:

( أ )  $\text{CH}_3\overset{\text{O}}{\parallel}\text{C}-\text{H}$  ( ب )  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$  ( ج )  $\text{CH}_2=\text{CH}_2$  ( د )  $\text{CH}_3\text{COOH}$

٣. في معادلة التفاعل: ( A )  $\xrightarrow{\text{عامل مساعد}} \text{CO} + \text{CH}_3\text{OH}$ ، يشير الرمز A إلى:

( أ ) الميثانول ( ب ) حمض الإيثانويك  
( ج ) الإيثانال ( د ) الإيثانول

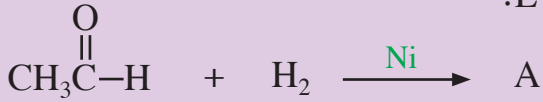
٤. يعدّ تفاعل البنزين مع الكلور  $\text{Cl}_2$  بوجود  $\text{FeCl}_3$  مثلاً على:

( أ ) الاستبدال النيوكليوفيلي ( ب ) الاستبدال الإلكتروفيلي  
( ج ) الإضافة النيوكليوفيلية ( د ) الإضافة الإلكتروفيلية

٥. ناتج تفاعل الكيتونات مع مركبات غرينيارد وحمض الهيدروكلوريك، هو:

( أ ) كحولات أولية ( ب ) كحولات ثانوية  
( ج ) كحولات ثالثة ( د ) حموض كربوكسيلية

٦ - فيما يأتي سلسلة من التفاعلات التي تبتدئ بالإيثانال (CH<sub>3</sub>CHO)، ما الصيغة البنائية لكل من النواتج العضوية المشار إليها بالرموز بدءاً من A إلى E:



٧ - مركب عضوي X يحتوي ثلاث ذرات كربون، يتفاعل مع فلز الصوديوم مطلقاً غاز الهيدروجين. ولدى أكسدة المركب X بوجود محلول دايكرومات البوتاسيوم في وسط حمضي، تكوّن المركب العضوي Y الذي يغير لون ورقة عباد الشمس إلى الأحمر، كما أنه يتفاعل مع كربونات الصوديوم والهيدروجينية مطلقاً غاز ثاني أكسيد الكربون CO<sub>2</sub>. ولدى تسخين مزيج من المركبين X ، Y بوجود قطرات من حمض قوي مركز، فإنه يتكون المركب العضوي Z المتميز برائحته العطرة.

أ ( ما الصيغة البنائية لكل من المركبات العضوية X ، Y ، Z ؟

ب ( اكتب معادلات كيميائية تمثل التفاعلات الحادثة.

٨ - ما نواتج تفكك (تميّه) كل من المواد الآتية:

أ ( السكروز      ب ( المالتوز      ج ( ثلاثي غليسرايد؟

٩ - قارن بين السليلوز والأميلوبكتين والغلايكوجين من حيث:

أ ( نوع وحدات البناء الأساسية لكل منها.

ب ( نوع الروابط بين الوحدات الأساسية في السلسلة الواحدة.

ج ( الذوبان في الماء.

د ( الوظيفة الحيوية لكل منها.

١٠- إذا علمت أن مادة دهنية تتكون من اتحاد جزيئات حمض الستيريك مع الغليسرول، فأجب عن

الأسئلة الآتية:

أ ( ما عدد جزيئات الماء الناتجة عن تكوين كل جزيء من هذه المادة؟

ب ( ما الاسم العام لها؟

## مسرد المصطلحات Glossary

درجة الحرارة المطلقة	Absolute Temperature	درجة الحرارة (كلفن)، إذ إن الصفر المطلق يساوي $-273^{\circ}\text{C}$ .
• طاقة التنشيط	Activation Energy	الحد الأدنى من الطاقة الذي يجب توافره للمواد المتفاعلة لكي تتفاعل.
• تفاعل إضافة	Addition Reaction	تفاعل يتم بين مادتين لإنتاج مادة واحدة باستخدام جميع الذرات من المادتين.
• حمض أرهينيوس	Arrhenius Acid	مادة تزيد من تركيز أيون الهيدروجين $\text{H}^+$ عند إذابتها في الماء.
• قاعدة أرهينيوس	Arrhenius Base	مادة تزيد من تركيز أيون الهيدروكسيد $\text{OH}^-$ عند إذابتها في الماء.
• حمض برونستد - لوري	Brønsted-Lowry Acid	مادة قادرة على إعطاء البروتون لمادة أخرى (مانح البروتون).
• قاعدة برونستد - لوري	Brønsted-Lowry Base	مادة قادرة على استقبال البروتون (مستقبل للبروتون) من مادة أخرى.
• محلول منظم	Buffer Solution	محلول يقاوم التغير في الرقم الهيدروجيني عند إضافة كميات قليلة من حمض أو قاعدة إليه.
• الكربوهيدرات	Carbohydrate	مركبات تتكون من الكربون والهيدروجين والأكسجين.
• العامل المساعد	Catalyst	مادة تؤثر في سرعة التفاعل الكيميائي دون أن تتأثر كيميائياً.
• الاتزان الكيميائي	Chemical Equilibrium	حالة تكون فيها سرعة التفاعل الأمامي مساوية لسرعة التفاعل العكسي.
• الأيون المشترك	Common Ion	أيون ينتج من تأين مادتين مختلفتين (ملح وحمض أو ملح وقاعدة).
• الحمض المرفق	Conjugate Acid	مادة تنتج عن استقبال القاعدة للبروتون.
• الأزواج المترافقة	Conjugate Acid-Base Pairs	الحمض والقاعدة المتكونتين نتيجة استقبال البروتونات ومنحها.

المادة تنتج عن منح الحمض للبروتون.	Conjugate Base	• القاعدة المرافقة
الحالة التي لا يبدي النظام فيها أي تغير في خصائصه،	Daynamic	• الاتزان الديناميكي
حيث تكون سرعة التفاعل الأمامي مساوية لسرعة التفاعل العكسي.	Equilibririum	
التصادم الذي يتوافر فيه طاقة كافية، ويتم بالتوجه المناسب وينتج منه مواد ناتجة.	Effective Collision	• التصادم الفعال
أداة تتكون من أقطاب مغموسة في محلول أو مصهور مادة كهربية، بحيث يحدث فيها تفاعل كيميائي لإنتاج تيار كهربائي.	Electrochemical Cell	• الخلية الكهركيميائية
تفاعل تأكسد واختزال منتج للكهرباء، وفيه يتحول جزء من الطاقة الكيميائية المخزنة في المواد المتفاعلة إلى طاقة كهربائية.	Electrochemical Reaction	• التفاعل الكهركيميائي
فرع من فروع علم الكيمياء يهتم بدراسة العلاقة بين الطاقة الكهربائية والطاقة الكيميائية.	Electrochemistry	• الكيمياء الكهربائية
إمرار تيار كهربائي في محلول أو مصهور مادة كهربية لإحداث تغير كيميائي.	Electrolysis	• التحليل الكهربائي
أداة تستخدم مواد كهربية، والطاقة الكهربائية لإحداث تفاعل كيميائي، غير قابل للحدوث في الظروف العادية (تفاعل غير تلقائي).	Electrolytic cell	• خلية التحليل الكهربائي
أكبر قيمة لفرق الجهد الكهربائي بين الأقطاب في الخلية الغلفانية.	Electromotive Force	• القوة الدافعة الكهربائية
مواد فقيرة بالإلكترونات مثل $H^+$ ، $Br^+$ ، $Cl^+$ ، يحتاج الغلاف الأخير فيها لزوج إلكترونات للوصول إلى حالة الثبات.	Electrophile	• إلكتروفيل
الإضافة التي تبدأ فيها الخطوة الأولى بمهاجمة الإلكتروفيل للرابطة الثنائية.	Electrophilic Addition	• إضافة إلكتروفيلية
طلاء مادة كهربائياً بطبقة من مادة أخرى باستخدام موصل كهربائي.	Electroplating	• الطلاء الكهربائي



تفاعل يتم فيه حذف جزئيء ماء من الكحول أو جزئيء حمض HX من هاليد الألكيل لتكوين هيدروكربون غير مشبع كالألكين.	Elimination Reaction	• تفاعل الحذف
النقطة التي عندها يصبح عدد مولات $H_3O^+$ من الحمض مساويا لعدد مولات $OH^-$ من القاعدة خلال المعايرة.	Equivalence Point	• نقطة التكافؤ
تفاعل الحمض الكربوكسيلي مع الكحول بوجود حمض قوي مركز لإنتاج الإستر.	Esterification Reaction	• تفاعل الأسترة
حمض عضوي كربوكسيلي ذو سلسلة كربونية طويلة يزيد عدد ذرات الكربون فيها عن ١٢ ذرة.	Fatty Acid	• حمض دهني
ذرة أو مجموعة من الذرات تحتوي إلكترونات منفرداً مثل $CH_3^\bullet$ ، $Br^\bullet$ وتحتاج لإلكترون آخر حتى يكتمل غلافها الأخير.	Free Radical	• جذر حر
خلية كهركيميائية يحدث فيها تفاعل تأكسد واختزال تلقائي يؤدي إلى إنتاج تيار كهربائي.	Galvanic Cell	• الخلية الغلفانية
المركب الناتج من تفاعل هاليد الألكيل مع المغنيسيوم بوجود الإيثر.	Grignard Reagent	• مركب غرينيارد
اللوغاريتم السالب للأساس ١٠ لتركيز أيون الهيدرونيوم $H_3O^+$ في المحلول.	Hydrogen Number	• الرقم الهيدروجيني
تفاعل يتم فيه إضافة الهيدروجين إلى المركب غير المشبع للحصول على مركب مشبع بوجود عامل مساعد.	Hydrogenation Reaction	• تفاعل الهدرجة
تفاعل أيونات الملح مع الماء لإنتاج $OH^-$ أو $H_3O^+$ .	Hydrolysis	• التميء
حمض أو قاعدة ضعيفة يتغير لونها تبعاً للرقم الهيدروجيني للوسط الذي توضع فيه.	Indicator	• الكاشف
مادة قادرة على استقبال زوج أو أكثر من الإلكترونات.	Lewis Acid	• حمض لويس
مادة قادرة على منح زوج واحد من إلكتروناتها غير الرابطة لمادة أخرى.	Lewis Base	• قاعدة لويس
مركبات عضوية حيائية تذوب في المذيبات العضوية غير القطبية.	Lipids	• الليبيدات

يضاف الطرف الموجب (الإلكتروفيل) $H^+$ إلى ذرة كربون الرابطة الثنائية المرتبطة بالعدد الأكبر من ذرات الهيدروجين.	Markownikoff's Rule	• قاعدة ماركوفنيكوف
منحنى بياني يبين العلاقة بين عدد الجزيئات وطاقتها الحركية.	Maxwell-Boltzmann Distribution Energy	• توزيع ماكسويل - بولترمان للطاقة الحركية
معادلة تربط جهد الخلية $E$ ، بالقيمة المعيارية لجهد الخلية $E^0$ ، وتراكيز الأيونات في المحلول (Q).	Nernst Equation	• معادلة نيرنست
مواد غنية بالإلكترونات مثل $OH^-$ ، $Br^-$ ، $Cl^-$ .	Nucleophile	• نيوكليوفيل
الإضافة التي تبدأ فيها الخطوة الأولى بمهاجمة النيوكليوفيل لمجموعة الكربونيل.	Nucleophilic Addition	• إضافة نيوكليوفيلية
عملية إضافة الهيدروجين إلى الزيوت النباتية المحتوية على روابط ثنائية لتحويل جزء من هذه الروابط إلى روابط أحادية، وذلك بوجود عامل مساعد مثل النيكل.	Oil hydrogenation	• هدرجة الزيوت
فقد المادة للإلكترونات خلال التفاعل الكيميائي.	Oxidation	• التأكسد
الشحنة التي ستكسبها الذرة فيما لو أعطيت إلكترونات الرابطة كلياً للذرة الأعلى كهرسلبية.	Oxidation Number	• عدد التأكسد
تفاعل يتم فيه زيادة محتوى الأكسجين من المركب أو نقص محتوى الهيدروجين.	Oxidation reaction	• تفاعل تأكسد
نوع من التفاعلات الكيميائية يتم فيه انتقال الإلكترونات من مادة كيميائية إلى مادة أخرى.	Oxidation Reduction Reaction	• تفاعل تأكسد واختزال
المادة التي تكسب الإلكترونات في تفاعل التأكسد والاختزال.	Oxidizing Agents	• العامل المؤكسد
رابطة تنشأ بين مجموعة كربوكسيل من حمض أميني ومجموعة أمين من حمض أميني آخر.	Peptide Bond	• رابطة ببتيدية
مبلمرات طبيعية، وحدة بنائها الأساسي حموض أمينية.	Proteins	• البروتينات
ثابت التناسب يبين سرعة التفاعل وتراكيز المواد المتفاعلة.	Rate Constant	• ثابت السرعة

قانون يبيّن العلاقة بين سرعة التفاعل وتراكيز المواد المتفاعلة.	Rate Law	• قانون السرعة
مجموع القوى المرفوع لها تراكيز المواد المتفاعلة في قانون السرعة.	Reaction Order	• رتبة التفاعل
المادة التي تفقد الإلكترونات في تفاعل التأكسد والاختزال.	Reducing Agents	• العامل المختزل
اكتساب المادة للإلكترونات خلال التفاعل الكيميائي.	Reduction	• الاختزال
مادة أيونية تتكون من تفاعل الحمض مع القاعدة.	Salt	• الملح
تفكك الإستر بتسخينه مع محلول قاعدة قوية مثل NaOH لإنتاج ملح الحمض الكربوكسيلي والكحول.	Saponification	• التصبن
سلوك بعض جزيئات الماء كحمض وبعضها كقاعدة في الماء النقي.	Self-Ionization of Water	• التأين الذاتي للماء
جهد القطب عندما يكون تركيز المذاب ١ مول/لتر، وضغط الغاز ١ ض. ج. وعند درجة حرارة ٢٥°س.	Standard Electrode Potential	• جهد القطب المعياري
تفاعل يتم فيه استبدال ذرة (أو مجموعة ذرات) بذرة (أو مجموعة ذرات) في مركب ما.	Substitution Reaction	• تفاعل الاستبدال
الإضافة التدريجية لمحلول حمض إلى محلول قاعدة أو العكس.	Titration	• المعايرة
مركبات عضوية حيائية تتكون من اتحاد الغليسرول مع ثلاثة حموض دهنية.	Triglycerides	• ثلاثي غليسرأيد
شكل الحمض الأميني الناتج عن منح مجموعة الكربوكسيل فيه البروتون لمجموعة الأمين.	Zwitterion	• أيون مزدوج

## قائمة المراجع

### أولاً : المراجع العربية

- ١ - الصالحي، ناجح (٢٠٠١). موسوعة الكيمياء الحديثة. ط٣. عمان: دار عالم الثقافة للنشر والتوزيع، الأردن.
- ٢ - الخطيب، إبراهيم؛ اعبيد، مصطفى (٢٠٠٤). الكيمياء العامة. عمان: دار عالم المسيرة للنشر والتوزيع والطباعة، الأردن.
- ٣ - خطايبه، عبدالله (٢٠٠٥). تعليم العلوم للجميع. عمان: دار المسيرة للنشر والتوزيع والطباعة، الأردن.
- ٤ - برادي جيمس؛ هيومستون، جيرارد. ترجمة: سعسع، سليمان؛ حلبي، مأمون (١٩٩٠). الكيمياء العامة، المبادئ والبنية. نيويورك: جون وايلي وأبناؤه للنشر.

### ثانياً : المراجع الأجنبية

- 1- Clark, J. (2003). **Longman GCSE Chemistry**, 2<sup>nd</sup> Edition. Harlow: Peason Education.
- 2- Ebbing, D. D; Wrighton, M. S. (2006). **General Chemistry**; 8<sup>th</sup> Edition. Boston: Houghton Mifflin Company.
- 3- Stoker, H. S. (1999). **Introduction to Chemcial Principles**, 6<sup>th</sup> Edition. New Jersey: Prentice Hall, Inc.
- 4- McMurry, J. (2004). **Organic Chemistry**, 6<sup>th</sup> Edition. New Jersey: Thomson learning Inc.
- 5- Hart, H; Craine, E; Hart, D. (2003). **Organic Chemistry A short course**. 11<sup>th</sup> Edition. Boston: Houghtor Mifflin Company.
- 6- Devlin, T. M. (2006). **Text Book of Biochemistry With Clinic Correlations**. 6<sup>th</sup>. Edition. New York: John Willy & Sons Inc.
- 7- Campbell, M. K; Farrekkm S. O. (2006). **Biochemistry**. 5<sup>th</sup> Edition. Australia: Thomson Books/Cole.
- 8- Brown, R. L; Lemy, H. E' Bursten, B. E. (2006). **Chemistry The Central Science**, 10<sup>th</sup> Edition. New Jersy: Prentice Hall, Inc.
- 9- Brady, J. E. (2006). **General Chemistry; Principles and Struture**, 9<sup>th</sup> Edition. New York: John Willy & Sons Inc.
- 10- Solomons, T; Graham W. (2004). **Organic Chemistry**, 8th Edition. New York: John Willy & Sons Inc.

تم بحمد الله