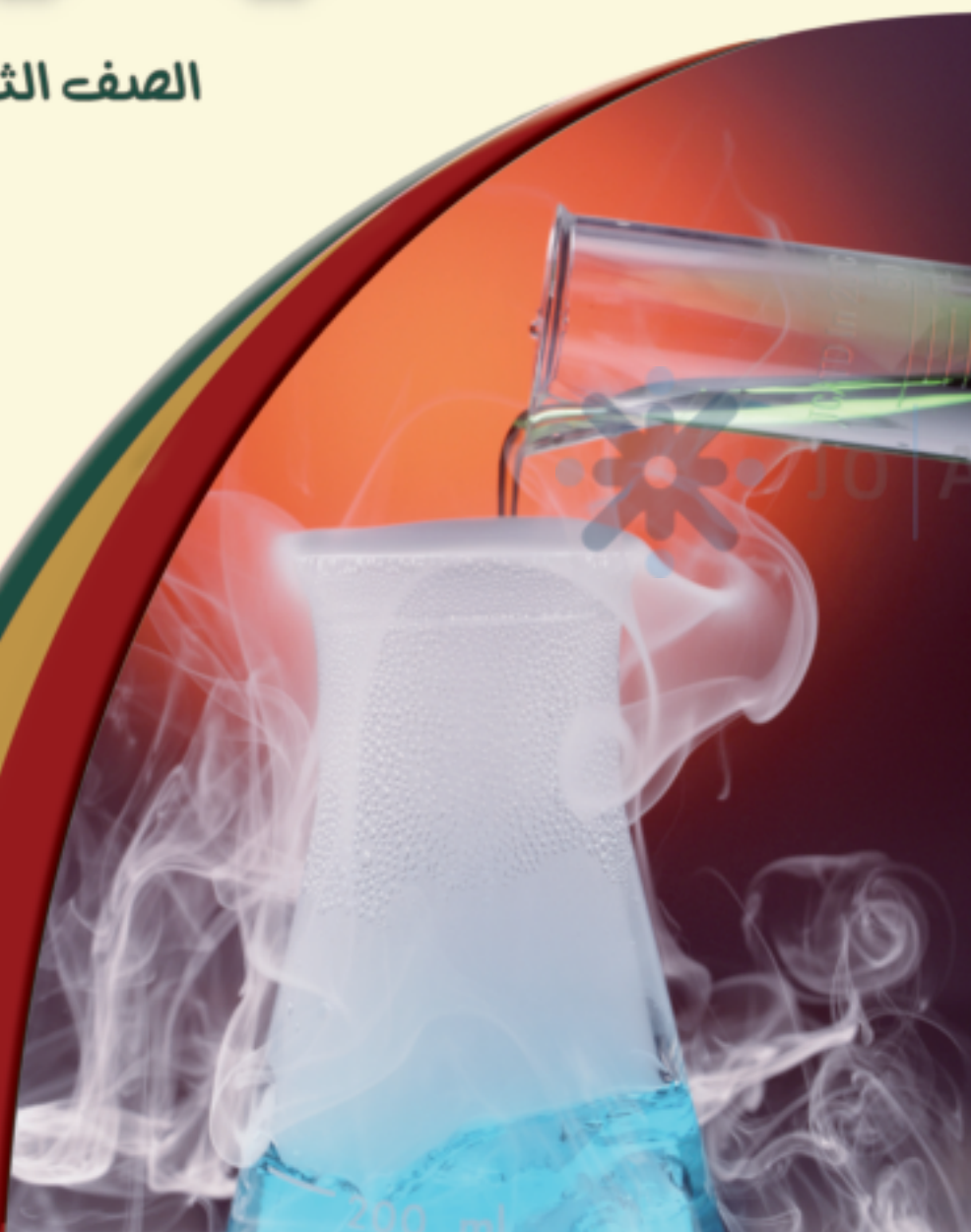




١٢

الكيمياء

الصف الثاني عشر



للفرعين (العلمي والزراعي)

الكيمياء

الصف الثاني عشر

للفرعين (العلمي والزراعي)

١٤٤٠هـ / ٢٠١٩م

ISBN:978-9957-84-773-9



9 789957 847739

المطبعة الوطنية

الكيمياء

الصف الثاني عشر

للفرعين (العلمي والزراعي)

الناشر
وزارة التربية والتعليم
إدارة المناهج والكتب المدرسية

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

هاتف : ٨ - ٥ / ٤٦١٧٣٠٤ ، فاكس : ٤٦٣٧٥٦٩ ، ص.ب: (١٩٣٠) ، الرمز البريدي : ١١١١٨ ،

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

قررت وزارة التربية والتعليم تدريس هذا الكتاب في مدارس المملكة الأردنية الهاشمية جميعها، بناءً على قرار مجلس التربية والتعليم رقم (٢٠١٧/٥) تاريخ ٢٠١٧/١/١٧ م بدءاً من العام الدراسي ٢٠١٧/٢٠١٨ م.

جميع الحقوق محفوظة لوزارة التربية والتعليم
عمان - الأردن - ص.ب: (١٩٣٠)

رقم الإيداع لدى دائرة المكتبة الوطنية

(٢٠١٧/٣/١٥٧١)

ISBN: 978-9957-84-773-9

أشرف على تأليف هذا الكتاب كل من:

أ.د. محمود طاهر الوهر (رئيساً) أ.د. إدريس فالح المومني

أ.د. نذير أحمد الرواشدة د. موسى لافي الصمادي

وقام بتأليفه كل من:

أمانى خليل القرامصة تغريد علي صوافطة

تيسير أحمد الصبيحات فدوى عبد الرحمن عويس

نوال سهيل شموط

التحرير العلمي: أمانى خليل القرامصة

التحرير اللغوي: عبد الرحيم عبدالله يشارات التحرير الفني: نداء فؤاد أبو شنب

التصميم: فخري موسى الشبول الرسم: إبراهيم محمد شاكر

التصوير: أديب أحمد اسماعيل عطوان الإنتاج: د. عبد الرحمن سليمان أبو صعيك

دقق الطباعة وراجعها: حازم محمد الخطيب

٢٠١٧ / ١٤٣٨ هـ

٢٠١٨ - ٢٠١٩ م

الطبعة الأولى

أعيدت طباعته

المقدمة	٥
---------	---

الفصل الدراسي الأول

الوحدة الأولى ١	الحموض والقواعد	٧
-----------------	-----------------	---

الفصل الأول: مفاهيم متعلقة بالحموض والقواعد	٨
---	---

الفصل الثاني: الاتزان في محاليل الحموض والقواعد الضعيفة	٢٧
---	----

الوحدة الثانية ٢	التأكسد والاختزال والكيمياء الكهربائية	٥٧
------------------	--	----

الفصل الأول: التأكسد والاختزال	٥٨
--------------------------------	----

الفصل الثاني: الخلايا الكهركيميائية	٨٠
-------------------------------------	----

الفصل الدراسي الثاني

الوحدة الثالثة ٣	سرعة التفاعل الكيميائي والعوامل المؤثرة فيها	١١٠
------------------	--	-----

الفصل الأول: سرعة التفاعل الكيميائي	١١١
-------------------------------------	-----

الفصل الثاني: نظرية التصادم والعوامل المؤثرة	
--	--

في سرعة التفاعل الكيميائي	١٢٩
---------------------------	-----

الوحدة الرابعة ٤	الكيمياء العضوية	١٥٢
------------------	------------------	-----

الفصل الأول: تفاعلات المركبات العضوية وطرائق تحضيرها	١٥٣
--	-----

الفصل الثاني: المركبات العضوية الحيوية	١٩٤
--	-----



المقدمة

الحمد لله والصلاة والسلام على رسول الله أما بعد؛ فقد جاء كتاب الكيمياء للصف الثاني عشر مكملًا لما تعلمه الطالب في الصفوف السابقة، وتمامًا لمنهاج العلوم في هذه المرحلة، ومنسجمًا مع أهداف وزارة التربية والتعليم وخطة التطوير التربوي، ومتوافقًا مع النتاجات العامة والخاصة لمنهاج الكيمياء في هذه المرحلة.

وروعي في عرض موضوعات هذا الكتاب، استخدام أساليب متعددة ومتنوعة، كالتفكير الناقد والاستقصاء وحل المشكلات والأسئلة السابرة وغيرها.

ويتضمن الكتاب العديد من الأنشطة المختلفة السهلة التنفيذ، والرسومات والأشكال التوضيحية والجداول والأمثلة المتنوعة التي تثير موضوع الدرس. وقد مُهد لكل فصل بمقدمة لها صلة بالحياة وما تعلمه الطالب سابقًا، وتنتهي بأسئلة مثيرة للتفكير، كما تنتهي الفصول بتطبيقات حياتية مرتبطة بالحياة، وأسئلة ختامية تحقق النتاجات المطلوبة. ويمكنك الرجوع إلى الشبكة المعلوماتية للتزود بمعلومات إثرائية كمطالعة ذاتية.

وهذا الكتاب اشتمل على أربع وحدات دراسية موزعة على فصلين دراسيين، كما يأتي:

الوحدة الأولى: الحموض والقواعد.

الوحدة الثانية: التأكسد والاختزال والكيمياء الكهربائية.

الوحدة الثالثة: سرعة التفاعل الكيميائي والعوامل المؤثرة فيها.

الوحدة الرابعة: الكيمياء العضوية.

ونسأل الله أن نكون قد وفقنا في تقديم هذه المادة الدراسية، بما يساعد الطلبة على تعلم نافع مستند إلى تكنولوجيا المعلومات ICT.

علمًا بأن عملية تطوير المناهج والكتب المدرسية عملية مستمرة؛ لذا نرجو زملائنا المعلمين وأولياء الأمور تزويدنا بأي ملاحظات تعني الكتاب في تحسينه، بما يلبي حاجات الطلبة وطموحات المجتمع الأردني.

والله ولي التوفيق



الفصل الدراسي الأول

JO ACADEMY.com



الوحدة الأولى ١

الحموض والقواعد

- مفاهيم متعلقة بالحموض والقواعد
- الاتزان في محاليل الحموض والقواعد الضعيفة
- يتغير لون أزهار نبتة القُرطاسيا بتغير الرقم الهيدروجيني في التربة (درجة الحموضة) فما المقصود بالرقم الهيدروجيني؟ وكيف يتم حسابه؟

مفاهيم متعلقة بالحموض والقواعد

Concepts of Acids and Bases

هل شعرت يوماً بحموضة في معدتك؟ وهل تساءلت عن السائل الموجود في بطارية السيارة؟ فما سبب هذه الحموضة التي شعرت بها؟ وما السائل الذي يوضع في البطارية؟ يطلق على المواد التي تسبب الحموضة في المعدة، أو التي تعطي الليمون طعمه الحمضي، أو التي توضع في بطاريات السيارات اسمُ الحموض، وتتصف بالطعم الحمضي. وبالمقابل، فإن هناك موادّ تتفاعل مع هذه الحموض، وتخلصنا من أثر حموضتها، فهل استخدمت موادّ لتخفيف حموضة معدتك عندما شعرت بحموضتها؟ فما هذه المواد؟ وما تركيبها الكيميائي؟ هذه المواد تسمى القواعد، ومن أمثلتها هيدروكسيد المغنيسيوم الذي تصنع منه الأدوية التي تعمل على إزالة الحموضة الزائدة في المعدة، وهيدروكسيد الصوديوم (الصودا الكاوية) والأمونيا (النشادر) وبعض المنظفات.

ونظراً لأهمية الحموض والقواعد، فقد اهتم العلماء بدراستها والتعرّف إلى خصائصها وتفاعلاتها على مدى طويل من الزمن، وظهرت عدة تعريفات للحمض والقاعدة تفسر سلوكها الكيميائي، وقد تطورت هذه المفاهيم وصولاً إلى يومنا هذا. فكيف تطور مفهوم الحمض والقاعدة؟ وما أهم الظواهر والمفاهيم والعلاقات المرتبطة بهما؟

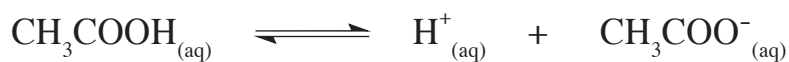
يمكنك الإجابة عن هذين السؤالين وغيرهما بعد دراستك هذا الفصل، ويتوقع منك بعد ذلك أن:

- توضح مفهوم كل من الحمض والقاعدة وفق تعريفات كل من أرهينيوس، وبرونستد – لوري، ولويس.
- تكتب معادلات تمثل تفاعل الحمض والقاعدة وفق تعريف برونستد – لوري، محدّداً الأزواج المترافقة من الحمض والقاعدة.
- تستنتج العلاقة بين تركيز H_3O^+ وتركيز OH^- في المحاليل المائية.
- تحسب الرقم الهيدروجيني pH لبعض محاليل الحموض والقواعد القوية.

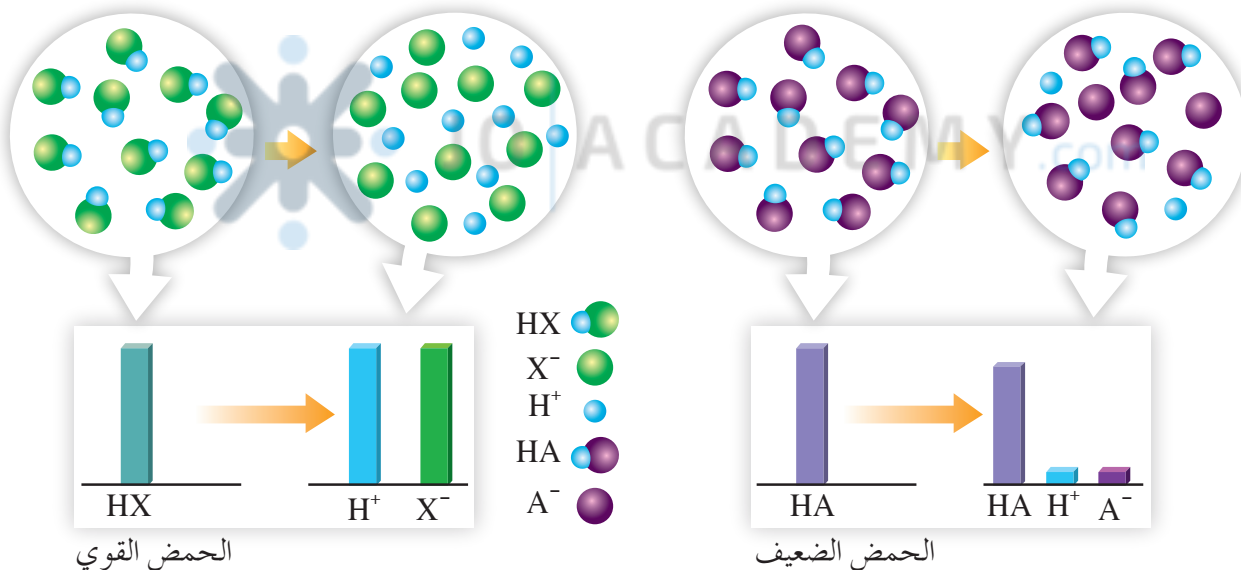
درست في الصف التاسع مفهومي الحمض والقاعدة، وعرفت أن الحمض مادة كهربية تُنتج أيون الهيدروجين H^+ عند إذابتها في الماء، وأن القاعدة مادة كهربية تُنتج أيون الهيدروكسيد OH^- عند إذابتها في الماء، وأن الحموض والقواعد تتفاوت في قوتها بمقدار ما يتأين منها في الماء، فالحمض القوي مثل HCl يتأين كلياً في الماء، كما في المعادلة الآتية:



والحمض الضعيف مثل CH_3COOH يتأين جزئياً في الماء، ويعبر عن معادلة تأينه بتفاعل منعكس على النحو الآتي:



ويبين الشكل (١-١) تأين كل من الحمض القوي HX ، والحمض الضعيف HA في الماء.



الشكل (١-١): تأين الحمض القوي والحمض الضعيف في الماء.

وقد تطور مفهوم الحمض والقاعدة، فظهرت عدة تعريفات لهما، من أهمها:

١- مفهوم أرهينيوس للحموض والقواعد

عرّف أرهينيوس الحمض بأنه مادة تُنتج أيون الهيدروجين H^+ عند إذابتها في الماء. ومن الأمثلة على حموض أرهينيوس: $HClO_4$ و HCN . ويمكن تفسير سلوكهما الحمضي وفق هذا المفهوم، كما في المعادلتين الآتيتين:



سؤال

■ فسّر السلوك الحمضي لمحلول الحمض القوي HBr وفق مفهوم أرهينيوس.

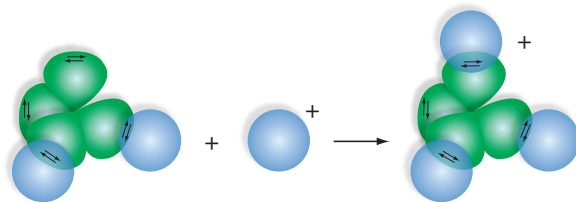
كما عرّف أرهينيوس القاعدة بأنها مادة تُنتج أيون الهيدروكسيد OH^- عند إذابتها في الماء، ومن الأمثلة على قواعد أرهينيوس: KOH و NaOH، ويمكن تفسير سلوكهما القاعدي وفق هذا المفهوم، كما في المعادلتين الآتيتين:



وبالاعتماد على مفهوم أرهينيوس للحموض والقواعد، نجد أن الحمض يحتوي في تركيبه على ذرة هيدروجين H قابلة للتأين، وأن القاعدة تحتوي في تركيبها على مجموعة هيدروكسيد OH^- قابلة للتأين، وعلى الرغم من نجاحه في تفسير السلوك الحمضي والسلوك القاعدي لهذه المواد، إلا أنه لم يتمكن من تفسير السلوك القاعدي لبعض المواد التي لا تحتوي في تركيبها أيون الهيدروكسيد مثل الأمونيا NH_3 . كما أنه عجز عن تفسير الخواص الحمضية والقاعدية لمحاليل بعض الأملاح مثل: NH_4Cl و NaNO_2 ؛ مما دعا للبحث عن مفهوم آخر للحموض والقواعد أكثر شمولاً من مفهوم أرهينيوس.

٢- مفهوم برونستد – لوري للحموض والقواعد والأزواج المترافقة

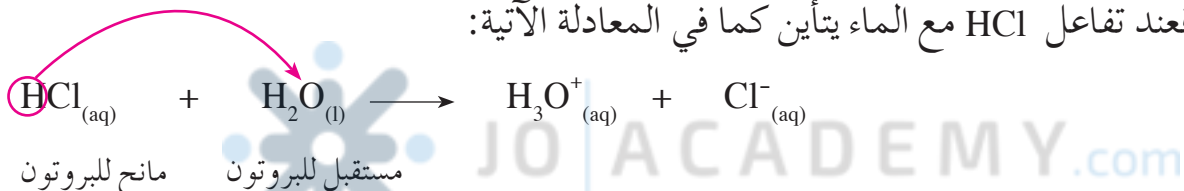
تبيّن مما سبق، أن تأين الحموض يُنتج الأيون السالب وأيون الهيدروجين، ومن المعلوم أن أيون الهيدروجين H^+ هو ذرة هيدروجين فقدت إلكترونًا منها؛ لذا يمكن اعتباره بروتونًا، وهو جسيم متناهٍ في الصغر، ذو كثافة كهربائية عالية، ولا يكون منفردًا في المحلول، وإنما يرتبط بجزيء الماء فيكوّن أيون الهيدرونيوم H_3O^+ ، كما في المعادلة الآتية:



ولذلك سيتم استخدام أيون الهيدرونيوم H_3O^+ في معادلات تأين الحمض، بدلاً من أيون الهيدروجين H^+ من الآن فصاعداً.

ومن خلال دراسة تفاعلات الحموض والقواعد، توصل الكيميائيان برونستد ولوري إلى وضع مفهوم لكل من الحموض والقواعد أكثر شمولاً من مفهوم أرهينيوس، وذلك بالاعتماد على انتقال أيون H^+ بين المواد أثناء التفاعلات. فعرف برونستد - لوري الحمض بأنه مادة (جزيئات أو أيونات) قادرة على منح بروتون (مانح للبروتون) لمادة أخرى في التفاعل، وأن القاعدة هي مادة (جزيئات أو أيونات) قادرة على استقبال بروتون (مستقبل للبروتون) عند تفاعلها مع غيرها.

فعند تفاعل HCl مع الماء يتأين كما في المعادلة الآتية:



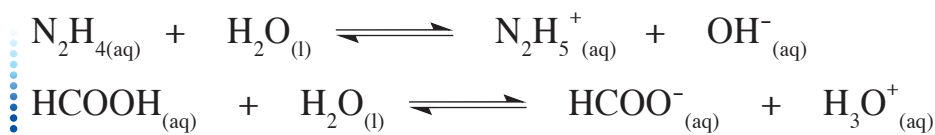
لاحظ أن أيون الهيدروجين H^+ (البروتون) انتقل من جزيء HCl إلى جزيء الماء، وبذلك يكون HCl مانحاً للبروتون، ويعد حمضاً، ويكون الماء مستقبلاً لهذا البروتون، ويعد قاعدة. وعند تفاعل الأمونيا NH_3 مع الماء كما في المعادلة الآتية:



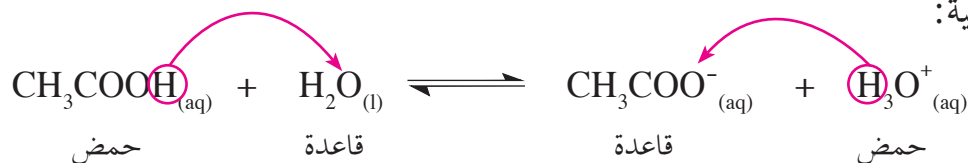
لاحظ أن NH_3 تستقبل بروتوناً من الماء، فتعد قاعدة، وأما الماء فيمنح هذا البروتون، ويعد حمضاً.



■ ادرس التفاعلين الآتين، وعين كلاً من الحمض والقاعدة وفق مفهوم برونستد - لوري في كل منهما:



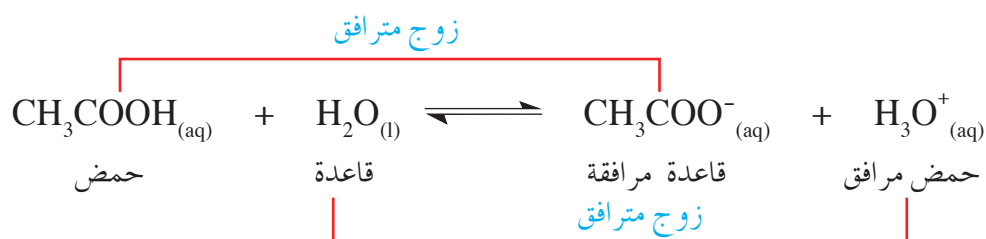
وفي التفاعلات المنعكسة، نلاحظ أن كلا التفاعلين: الأمامي والعكسي يتضمن انتقالاً للبروتون من الحمض إلى القاعدة، فإذا تأملنا تفاعل حمض الإيثانويك CH_3COOH مع الماء، كما في المعادلة الآتية:



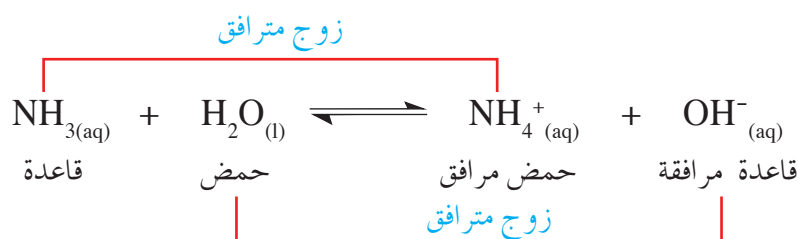
نجد أن CH_3COOH حمض في التفاعل الأمامي؛ لأنه يمنح بروتوناً للماء، وينتج عنه أيون الإيثانوات $\text{CH}_3\text{COO}^{-}$ ، وجزيء الماء يعد قاعدة لأنه يستقبل البروتون، ويكوّن أيون الهيدرونيوم H_3O^{+} .

وبالنظر إلى التفاعل العكسي، نلاحظ أن H_3O^{+} يمنح بروتوناً إلى أيون الإيثانوات $\text{CH}_3\text{COO}^{-}$ ، فيعد حمضاً، ويستقبل أيون الإيثانوات $\text{CH}_3\text{COO}^{-}$ البروتون، فيعد قاعدة. ويسمى الحمض مع القاعدة التي تحوّل إليها زوجاً مترافقاً من حمض وقاعدة، فحمض الإيثانويك CH_3COOH هو الحمض وأيون الإيثانوات $\text{CH}_3\text{COO}^{-}$ هو القاعدة المرافقة الناتجة عنه، وكذلك تسمى القاعدة والحمض الذي تتحوّل إليه زوجاً مترافقاً، فالماء H_2O هو القاعدة وأيون الهيدرونيوم H_3O^{+} هو الحمض المرافق الناتج عنه.

وعليه، فإن أيّ تفاعل لحمض مع قاعدة وفق مفهوم برونستد - لوري، يشتمل على زوجين مترافقين، ويمكن تمثيل الأزواج المترافقة في التفاعل السابق، كما في المعادلة الآتية:



وفي تفاعل الأمونيا NH_3 مع الماء يمكن تمثيل الأزواج المترافقة على النحو الآتي:



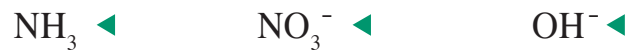
لاحظ أن كلا من NH_3 و NH_4^{+} زوج مترافق، كما أن H_2O و OH^{-} زوج مترافق آخر.



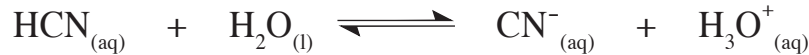
■ عيّن القاعدة المرافقة لكل من الحموض الآتية:



■ عيّن الحمض المرافق لكل من القواعد الآتية:



■ عيّن الأزواج المترافقة في التفاعل الآتي:



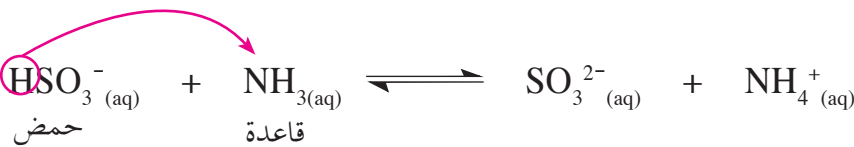
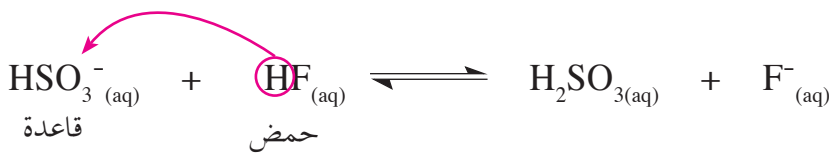
وهناك بعض المواد تسلك سلوكاً حمضياً في بعض تفاعلاتها، وتسلك سلوكاً قاعدياً في تفاعلات أخرى. ولتعرّف ذلك؛ ادرس التفاعلين الآتين، ثم أجب عن السؤالين اللذين يليهما:



● حدّد الحمض والقاعدة في كلا التفاعلين.

● عيّن الأزواج المترافقة في كل منهما.

من الواضح أن HSO_3^- يسلك سلوكاً قاعدياً في التفاعل الأول، فيستقبل بروتوناً من الحمض HF ، ويسلك سلوكاً حمضياً في التفاعل الثاني، فيمنح بروتوناً إلى جزيء NH_3 ، لاحظ المعادلتين الآتين:

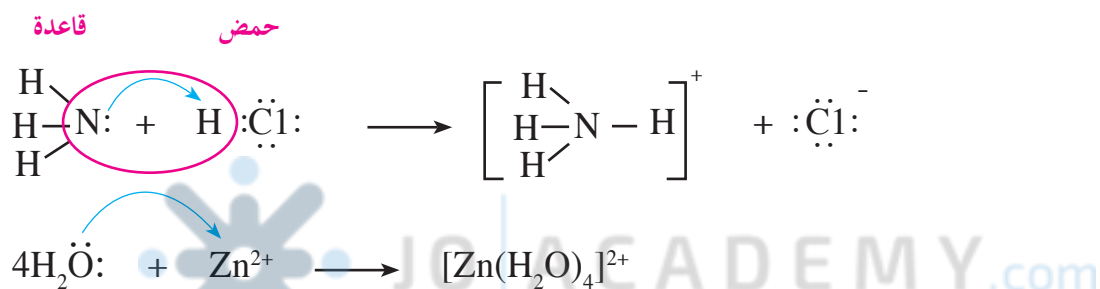


وتسمى مثل هذه المواد المترددة (الأمفوتيرية)؛ لأنها تستطيع أن تتفاعل كحمض أو كقاعدة تبعاً للظروف الموجودة فيها. ومن الأمثلة الأخرى على هذه المواد، جزيء الماء H_2O ، والأيونات السالبة التي تحتوي في تركيبها على ذرة هيدروجين تكون قادرة على منحها لمادة أخرى مثل HS^- ، HCO_3^- .

■ اكتب معادلات تبين سلوك كل من: HCO_3^- و HS^- كحمض في تفاعلهما مع N_2H_4 ، وكقاعدة في تفاعلهما مع HNO_2 .

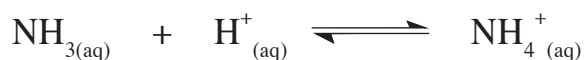
٣- مفهوم لويس للحموض والقواعد

يعتمد مفهوم برونستد - لوري للحموض والقواعد على انتقال البروتون من الحمض إلى القاعدة أثناء التفاعل، إلا أن هذا المفهوم لم يوضح كيف يرتبط البروتون بالقاعدة، كما أنه لم يستطع تفسير السلوك الحمضي أو القاعدي في بعض التفاعلات التي لا تتضمن انتقالاً للبروتون بين المواد؛ لذا فلا بد من وجود مفهوم أكثر شمولاً للحموض والقواعد من مفهوم برونستد - لوري. ولتوضيح ذلك ادرس التفاعلين الآتيين:



لاحظ أن القاعدة مادة تمتلك زوجاً أو أكثر من الإلكترونات غير الرابطة تمنحها للحمض عندما تتفاعل معه؛ مما يشير إلى أن الحموض تمتلك أفلاكاً فارغة تستقبل زوجاً أو أكثر من الإلكترونات غير الرابطة.

وقد درس العالم لويس هذه التفاعلات، والتي تشمل تفاعلات الحموض والقواعد لبرونستد - لوري وغيرها، واقترح مفهومًا للحموض والقواعد؛ فسّر من خلاله السلوك الحمضي والقاعدي للمواد المختلفة اعتماداً على انتقال أزواج من الإلكترونات غير الرابطة بين المواد أثناء حدوث التفاعل، فمثلاً عند تفاعل الأمونيا NH_3 مع الحمض HCl ، نجد أن ذرة النيتروجين في جزيء الأمونيا لديها زوج من الإلكترونات غير مرتبط بأي ذرة أخرى، بينما يحتوي H^+ على فلك فارغ من الإلكترونات، ولذلك يستقبل H^+ زوج الإلكترونات من الأمونيا، وتنشأ رابطة تناسقية بينهما؛ وبهذا يكون H^+ في HCl حمضاً والأمونيا قاعدة. والمعادلة الآتية توضح ذلك:



وعليه، فقد عرّف لويس الحمض على أنه مادة تستطيع أن تستقبل زوجاً أو أكثر من الإلكترونات غير الرابطة من مادة أخرى لاحتوائها على أفلاك فارغة، أما القاعدة فهي مادة تمنح زوجاً أو أكثر من الإلكترونات غير الرابطة لمادة أخرى.

وقد استطاع لويس من خلال هذا التعريف، أن يفسر السلوك الحمضي لأيونات الفلزات الانتقالية في تفاعلاتها، كما في تفاعل أيونات الخارصين Zn^{2+} مع الماء، إذ تتكوّن روابط تناسقية بين أيون Zn^{2+} الذي يحتوي أفلاكاً فارغة، وأربعة جزيئات ماء يمنح كلاً منها زوجاً من الإلكترونات غير الرابطة؛ وبناءً على ذلك يكون الماء قاعدة وأيون Zn^{2+} حمضاً. والمعادلة الآتية توضح ذلك:



■ حدّد حمض لويس وقاعدته في التفاعلات الآتية:



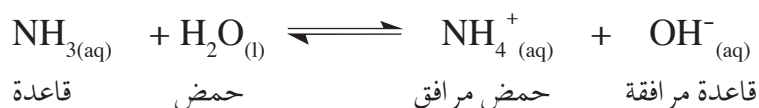
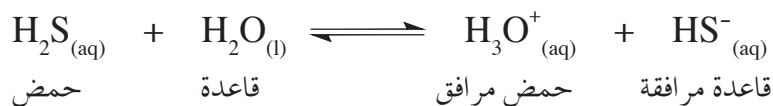
■ أكمل الفراغات في الجدول الآتي، والذي يقارن بين مفاهيم الحموض والقواعد لكل من أرهينيوس وبرونستد-لوري ولويس:

التعريف	الحمض	القاعدة
أرهينيوس	يزيد من تركيز H^+ عند إذابته في الماء	
		مستقبل لبروتون (H^+) في تفاعلاته
		مستقبل لزوج من الإلكترونات غير الرابطة

ثانياً

التأين الذاتي للماء

سبق أن أشرنا إلى أن الماء يسلك سلوكاً حمضياً في بعض التفاعلات وسلوكاً قاعدياً في تفاعلات أخرى، كما في المعادلتين الآتيتين:



والآن، هل يمكنك تعيين الحمض والقاعدة في التفاعل الآتي؟



لاحظ أن أحد جزيئات الماء يكون مانحًا للبروتون (حمض)، والجزيء الثاني يكون مستقبلًا للبروتون (قاعدة)، ورغم معرفتك السابقة أن الماء النقي غير موصل للتيار الكهربائي، إلا أن الدراسات أثبتت أن الماء النقي موصل ضعيف جدًا للتيار الكهربائي؛ وهذا يشير إلى تأينه بدرجة ضعيفة جدًا، ويطلق عليه التأين الذاتي للماء، إذ تكون أيونات الهيدرونيوم H_3O^+ وأيونات الهيدروكسيد OH^- في حالة اتزان مع جزيئات الماء غير المتأينة. ويعبر عن ثابت الاتزان K_c للتفاعل على النحو الآتي:

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

ونظرًا لأن درجة تأين الماء ضعيفة جدًا؛ فإن تركيز الماء يعد ثابتًا. وبالتالي يمكن إدخال تركيزه في ثابت الاتزان للماء. وعليه يمكن التعبير عن ثابت اتزان الماء باستخدام الرمز K_w ، ويسمى ثابت تأين الماء، وقد وجد أن:

$$[\text{OH}^-][\text{H}_3\text{O}^+] = K_w = 1.0 \times 10^{-14} \text{ عند } 25^\circ\text{C}.$$

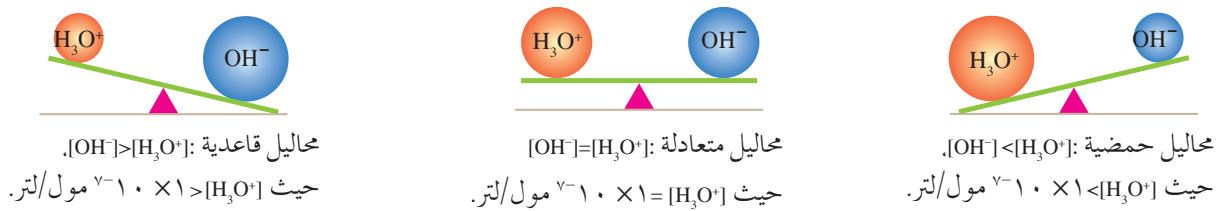
والآن هل يمكنك حساب تركيز أيونات OH^- و H_3O^+ في الماء النقي؟ إذا رجعت إلى معادلة التأين الذاتي للماء تجد أن عدد مولات OH^- يساوي عدد مولات H_3O^+ وهذا يعني أن تركيز أيونات OH^- يساوي تركيز أيونات H_3O^+ ، ويمكن حساب تركيز أي منهما بالاعتماد على قيمة K_w على النحو الآتي:

$$[\text{OH}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 1.0 \times 10^{-7} \text{ عند } 25^\circ\text{C}.$$

وعليه، فإن:

$$[\text{OH}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 1 \times 10^{-7} \text{ مول/لتر.}$$

ولأن $[\text{OH}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+]$ فإن الماء يكون متعادلاً، ويمكن استخدام $[\text{H}_3\text{O}^+]$ و $[\text{OH}^-]$ لتصنيف المحاليل المائية المختلفة، فإذا كان تركيز H_3O^+ أكبر من تركيز OH^- ؛ فإن المحلول يعد حمضيًا، بينما يكون المحلول قاعديًا إذا كان تركيز OH^- فيه أكبر من تركيز H_3O^+ ، وأما إذا كان $[\text{OH}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+]$ فيكون المحلول متعادلاً. ويبين الشكل (٢-١) العلاقة بين $[\text{OH}^-]$ و $[\text{H}_3\text{O}^+]$ في المحاليل الثلاثة السابقة.



الشكل (٢-١): العلاقة بين $[\text{OH}^-]$ و $[\text{H}_3\text{O}^+]$ في المحاليل المائية وطبيعتها.

ولتعرّف كيفية استخدام ثابت تأين الماء K_w في حساب $[\text{H}_3\text{O}^+]$ أو $[\text{OH}^-]$ بمعرفة تركيز الآخر، ادرس المثال الآتي:

مثال (١)

احسب تركيز أيونات OH^- في محلول، إذا علمت أن تركيز أيونات H_3O^+ فيه يساوي $1 \times 10^{-3} \text{ مول/لتر}$ ، وبين إذا ما كان المحلول حمضيًا أم قاعديًا أم متعادلاً.

الحل

بما أن قيمة K_w ثابتة، وهي تساوي $[\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{OH}^-]$ ، فإن:

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

$$[\text{OH}^-] = \frac{1 \times 10^{-14}}{1 \times 10^{-3}} = 1 \times 10^{-11} \text{ مول/لتر.}$$

ولأن تركيز H_3O^+ ($1 \times 10^{-3} \text{ مول/لتر}$) أكبر من تركيز OH^- ($1 \times 10^{-11} \text{ مول/لتر}$)، فإن المحلول حمضي.

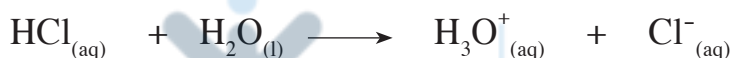
■ أكمل الفراغات في الجدول الآتي، وصنف المحاليل فيه إلى حمضية أو قاعدية أو متعادلة:

رقم المحلول	$[H_3O^+]$ مول/لتر	$[OH^-]$ مول/لتر	طبيعة المحلول
١	1×10^{-4}		
٢		2×10^{-2}	
٣			متعادل

ثالثاً

محاليل الحموض والقواعد القوية

عرفت أن الحموض تتفاوت في قوتها اعتماداً على قدرتها على التأين في الماء، ومنحها البروتون، فمثلاً يتأين الحمض القوي HCl تأيناً كلياً في الماء، كما في المعادلة الآتية:



لاحظ أن تأين HCl يُنتج القاعدة المرافقة Cl^- التي لا ترتبط مع البروتون في المحلول، فلا يتكوّن حمض HCl؛ ولذلك يكون التفاعل غير منعكس، وهذا يشير إلى أن Cl^- قاعدة مرافقة ضعيفة. وينطبق ذلك على الحموض القوية بوجه عام، مثل: $HClO_4$ ، HNO_3 ، HBr ، HI .

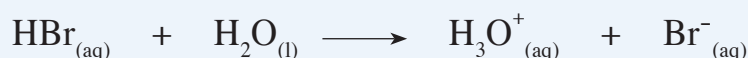
والسؤال الآن: ماذا يحدث لتركيز أيونات H_3O^+ و OH^- عند إضافة حمض قوي للماء النقي؟ ولكي تجيب عن هذا السؤال، ادرس المثال الآتي:

مثال (٢)

احسب تركيز كل من H_3O^+ و OH^- في محلول HBr الذي تركيزه 1×10^{-2} مول/لتر.

الحل

في البداية نكتب معادلة تأين الحمض:



يتأين الحمض HBr كلياً في الماء؛ فيزيد من تركيز أيونات H_3O^+ ، ويعد الحمض المصدر

الرئيس لأيونات الهيدرونيوم في المحلول، ويهمل تركيز H_3O^+ الناتج من التأين الذاتي للماء نظراً لضآلة قيمته، وبالتالي يكون: $[HBr] = [H_3O^+] = 1 \times 10^{-2}$ مول/لتر. ولأن قيمة $K_w = 1 \times 10^{-14}$ ، فإن تركيز OH^- في المحلول يمكن حسابه كما يأتي:

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

$$\frac{K_w}{[H_3O^+]} = [OH^-]$$

$$1 \times 10^{-12} \text{ مول/لتر} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1 \times 10^{-2}} = [OH^-]$$

لاحظ أن تركيز H_3O^+ في هذا المحلول (1×10^{-2} مول/لتر)، وهو أكبر من تركيز OH^- (1×10^{-12} مول/لتر)؛ لذا فإن المحلول حمضي.

سؤال

■ احسب تركيز كل من (H_3O^+ و OH^-) في كل من المحلولين الآتيين:

◀ محلول HCl تركيزه 2×10^{-3} مول/لتر.

◀ محلول HNO_3 تركيزه 5×10^{-2} مول/لتر.

تفاوت القواعد أيضاً في قوتها عند إضافتها إلى الماء النقي تبعاً لمقدار ما يتأين منها؛ إذ إن القاعدة القوية تتأين كلياً في الماء، فهيدروكسيد الصوديوم $NaOH$ مثلاً يتأين كما في المعادلة الآتية:



وينتج عن هذا التأين أيونات Na^+ التي لا تتفاعل عادة مع أيونات OH^- في المحلول لإعادة تكوين $NaOH$ ، نظراً لكون قوى التجاذب بين أيونات Na^+ وجزيئات الماء أقوى منها بين أيونات Na^+ و OH^- ، وينطبق ذلك على القواعد القوية الأخرى، مثل: KOH ، $LiOH$.

ويمكن حساب تركيز أيونات H_3O^+ و OH^- عند إضافة قاعدة قوية للماء كما في المثال الآتي:

احسب تركيز كل من OH^- و H_3O^+ في محلول NaOH الذي تركيزه ٠,١ مول/لتر.

الحل

نكتب معادلة تأين NaOH :



يتأين NaOH كلياً في الماء، وينتج أيون الهيدروكسيد OH^- الذي يكون تركيزه مساوياً لتركيز NaOH ، ويساوي ٠,١ مول/لتر. ويمكن حساب تركيز H_3O^+ كما يأتي:

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

$$0,1 \times [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-14}$$

$$\frac{10^{-14} \times 1}{0,1} = [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$10^{-13} \text{ مول/لتر} = [\text{H}_3\text{O}^+]$$

لاحظ عند إضافة قاعدة قوية إلى الماء يزداد تركيز أيونات OH^- في المحلول، ويقل تركيز أيونات H_3O^+ .

سؤال

■ احسب تركيز كل من OH^- و H_3O^+ في كلا المحلولين الآتيين:

◀ محلول KOH تركيزه 4×10^{-2} مول/لتر.

◀ محلول LiOH حُضر بإذابة $2,5 \times 10^{-4}$ مول منه في الماء؛ للحصول على محلول حجمه ١٠٠ مل.

رابعاً

الرقم الهيدروجيني (pH)

عرفت أن المحاليل تصنف إلى حمضية أو قاعدية أو متعادلة، بناءً على تركيز أيون الهيدرونيوم H_3O^+ ، أو تركيز أيون الهيدروكسيد OH^- في المحلول، وتعرّفت طريقة حساب تركيز أيونات H_3O^+ ، وأيونات OH^- في محاليل الحموض والقواعد القوية، وبالتدقيق في قيم تركيز أيونات H_3O^+ و OH^- في المحاليل السابقة، تجدها قليلة في كثير من الأحيان، فتركيزهما في الماء النقي

1.0×10^{-7} مول/لتر، ولا يخفى أن هناك صعوبة في التعامل مع الأسس السالبة وإجراء عمليات حسابية عليها؛ لذا فقد اصطلح الكيميائيون للتعبير عن هذه التراكيز من خلال ما يسمى الرقم الهيدروجيني للمحلول (pH) والذي يمكننا من التعامل مع الأسس بطريقة أسهل، فالمحلول الذي تركيز H_3O^+ فيه 1.0×10^{-7} مول/لتر تكون قيمة pH فيه تساوي ٧، والمحلول الذي تركيز H_3O^+ فيه 1.0×10^{-13} مول/لتر تكون قيمة pH فيه تساوي ١٣، وهكذا.

لاحظ أننا أخذنا الأس السالب وحولناه إلى عدد صحيح موجب، فما العلاقة بين القيمتين؟ إذا دققت النظر في القيمتين تجد أن $7 = -\log 1.0 \times 10^{-7}$ ، وأن $13 = -\log 1.0 \times 10^{-13}$ ، وهكذا فإنه يمكن تعريف الرقم الهيدروجيني (pH) بأنه اللوغاريتم السالب للأساس ١٠ لتركيز أيون الهيدرونيوم H_3O^+ في المحلول. ويعبر عنه رياضياً بالعلاقة الآتية:

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

ولتتعرف كيفية حساب الرقم الهيدروجيني (pH) في المحاليل الحمضية والقاعدية، ادرس المثالين الآتين:

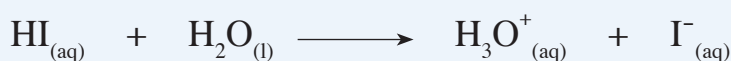


مثال (٤)

احسب الرقم الهيدروجيني (pH) لمحلول HI الذي تركيزه 1.0×10^{-3} مول/لتر.

الحل

يتأين الحمض HI كلياً في الماء، كما في المعادلة الآتية:



وعليه فإن $[HI] = [H_3O^+] = 1.0 \times 10^{-3}$ مول/لتر.

ويكون الرقم الهيدروجيني للمحلول:

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

$$= -\log 1.0 \times 10^{-3}$$

$$= -(3 + \log 1.0)$$

$$= -(3 + 0) = 3$$

احسب الرقم الهيدروجيني لمحلول KOH الذي تركيزه 2×10^{-1} مول/لتر. (لو $5 = 0.7$)

الحل

يتأين KOH في الماء كما في المعادلة الآتية:



ولأن KOH قاعدة قوية، فإن $[\text{KOH}] = [\text{OH}^-] = 2 \times 10^{-1}$ مول/لتر.

ويمكن حساب $[\text{H}_3\text{O}^+]$ كما يأتي:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{2 \times 10^{-1}} = 5 \times 10^{-13} \text{ مول/لتر.}$$

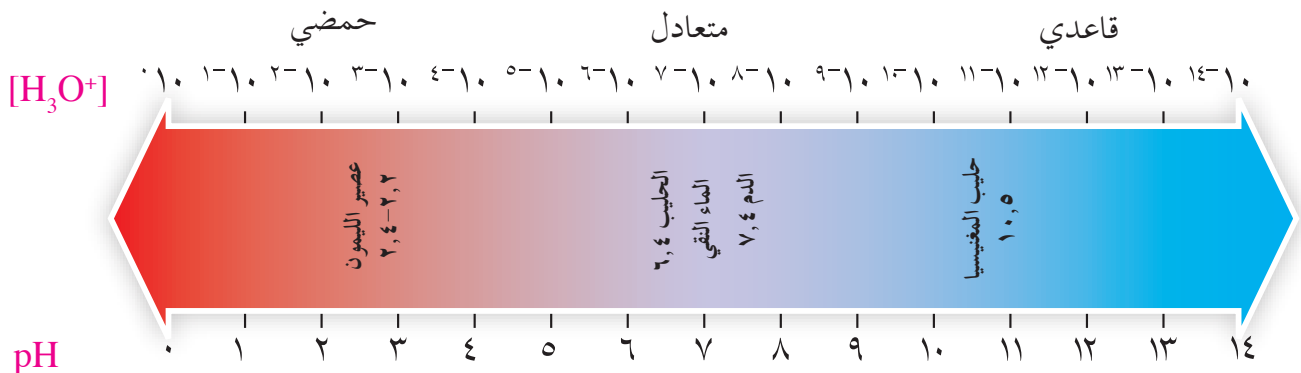
وعليه، يكون الرقم الهيدروجيني:

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

$$= -\log (5 \times 10^{-13}) = -(\log 5 + \log 10^{-13})$$

$$= -(\log 5 - 13) = 13 - \log 5$$

يتضح مما سبق، أن الرقم الهيدروجيني للماء النقي يساوي ٧، وفي محلول الحمض يكون أقل من ٧، بينما يكون في محلول القاعدة أكبر من ٧. وينطبق ذلك على المحاليل المائية الأخرى؛ لذا يعد الرقم الهيدروجيني مقياساً لدرجة الحموضة والقاعدية في المحاليل المختلفة. تمعن الشكل (٣-١) الذي يبين العلاقة بين قيمة pH و تركيز H_3O^+ في المحاليل.



الشكل (٣-١): العلاقة بين pH و $[\text{H}_3\text{O}^+]$.

يتضح من الشكل السابق أن قيمة pH للمحلول تقل من اليمين إلى اليسار، ويزداد تركيز H_3O^+ بهذا الاتجاه. وعليه يمكن الاستنتاج أن قيمة pH تقل مع ازدياد حموضة المحلول، وتزداد بنقصانها. وبالعكس فإن قيمتها تزداد بازدياد قاعدية المحلول، وتقل بنقصانها، وهذا يعني أن الرقم الهيدروجيني للمحاليل القاعدية بشكل عام يكون أكبر منه للمحاليل الحمضية.



■ احسب الرقم الهيدروجيني (pH) لكلا المحلولين الآتين:

◀ حمض البيركلوريك $HClO_4$ الذي تركيزه $1,5 \times 10^{-2}$ مول/لتر.

◀ حمض HBr الذي تركيزه 3×10^{-3} مول/لتر.

علمًا بأن لو $1,5 = 1,8$ ، لو $3 = 0,5$

■ يبين أي المحلولين أكثر حمضية.

والآن، كيف يمكن حساب $[H_3O^+]$ و $[OH^-]$ بمعرفة الرقم الهيدروجيني؟

لمعرفة ذلك ادرس المثال الآتي:



عينة عصير البرتقال لها رقم هيدروجيني $5,8$. فما تركيز H_3O^+ و OH^- في العينة؟
(لو $1,6 = 0,2$).

الحل

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

$$5,8 = -\log [H_3O^+]$$

$$5,8 - 1,0 = -\log [H_3O^+]$$

$$-4,2 = -\log [H_3O^+]$$

$$10^{-4,2} = [H_3O^+]$$

$$[H_3O^+] = 1,6 \times 10^{-5} \text{ مول/لتر.}$$

ومنها نحسب تركيز OH^- كما يأتي:

$$\frac{K_w}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = [\text{OH}^-]$$
$$\frac{10^{-14}}{10^{-10} \times 1,6} =$$

$$= 6,25 \times 10^{-5} \text{ مول/لتر.}$$

سؤال

■ إذا علمت أن قيمة pH لعينة دم الإنسان = 7,4، فما تركيز أيون الهيدرونيوم H_3O^+ في دمه؟ علمًا بأن $\text{pH} = 4,6$



كيف يمكن تغيير لون أزهار نبات القُرطاسيا؟



الشكل (١-٤): نبات القُرطاسيا.

لنبات القُرطاسيا أزهار متعددة الألوان تتغير بتغير درجة حموضة التربة التي تنبت فيها، وقد استفاد المزارعون من هذه الظاهرة، فقاموا بتغيير لون أزهارها عن طريق التحكم في الرقم الهيدروجيني للتربة التي تنبت فيها، فغيّروا لونها من الزهري إلى الأزرق وبالعكس اعتمادًا على امتصاص النبتة للألمنيوم.

فإذا كانت التربة حمضية والرقم الهيدروجيني لها أقل من 6 فإن النبتة تمتص الألمنيوم، ويكون لونها أزرق. وأما إذا كانت التربة قاعدية، فلا تستطيع النبتة امتصاص الألمنيوم ويكون لونها زهريًا، فالمزارع يستطيع تغيير pH للتربة للحصول على لون النبتة المرغوب، فإذا أراد نبتة بلون زهري أضاف الكلس (كربونات الكالسيوم) إلى التربة لرفع الرقم الهيدروجيني لها، وإذا أراد اللون الأزرق فإنه يضيف كبريتات الألمنيوم والقليل من الخل مع ماء الري، لتقليل الرقم الهيدروجيني للتربة.

للاستزادة يمكنك الرجوع إلى الشبكة المعلوماتية مستعينًا بالعبارات المفتاحية الآتية: نبات القُرطاسيا،

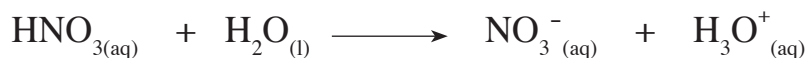
Hydrangea macrophylla ، تغيير لون أزهار القُرطاسيا.

أسئلة الفصل

(١) وضح المقصود بكل من:

قاعدة أرهينيوس، حمض برونستد - لوري، قاعدة لويس، الرقم الهيدروجيني (pH).

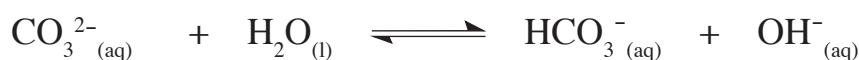
(٢) ادرس التفاعلين الآتيين، وعين الحمض والقاعدة في كل منهما وفق مفهوم برونستد - لوري.



(٣) أكمل الجدول الآتي:

معادلة التفاعل	الحمض	القاعدة المرافقة	القاعدة	الحمض المرافق
$\text{HF} + \text{HCO}_3^- \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{F}^-$				H_2CO_3
$\text{CH}_3\text{NH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \dots + \text{OH}^-$	H_2O			
$\text{N}_2\text{H}_5^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \dots + \dots$			H_2O	
$\dots + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^- + \dots$		$\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-$		

(٤) ادرس التفاعلين الآتيين، ثم أجب عما يأتي:



أ (وضح سلوك الماء (كحمض أو قاعدة) في كل منهما.

ب (حدّد الأزواج المترافقة من الحمض والقاعدة في كل منهما.

(٥) فسّر مستعيناً بمعادلة كيميائية السلوك الحمضي لحمض الهيدروسيانيك HCN وفق مفهوم أرهينيوس.

(٦) فسّر مستعيناً بمعادلات السلوك القاعدي للأمونيا NH_3 وفق مفهوم برونستد - لوري، ولويس.

(٧) عين حمض لويس وقاعدته في التفاعلين الآتيين:



٨) حدّد طبيعة المحلول (حمضي، قاعدي، متعادل) لكل مما يأتي:

أ) محلول تركيز H_3O^+ فيه 3×10^{-11} مول/لتر.

ب) محلول قيمة pH له = ٢

ج) محلول تركيز أيونات OH^- فيه 2×10^{-10} مول/لتر.

٩) أي من الآتية يعد أمفوتيريًا:



١٠) تم إذابة ٨١,٠ غ من HBr في الماء فتكوّن محلول حجمه ٥٠٠ مل. احسب pH للمحلول،

علمًا بأن الكتلة المولية لـ HBr = ٨١ غ/مول، لو = ٢ = ٣,٠

١١) احسب كتلة KOH اللازمة لتحضير محلول حجمه لتر، والرقم الهيدروجيني له ٣,٢، علمًا

بأن الكتلة المولية لهيدروكسيد البوتاسيوم KOH = ٥٦ غ/مول، لو = ٥ = ٧,٠

١٢) أراد مزارع زيادة إنتاجه من نبات القُرطاسيا ذي اللون الأزرق، فما الاقتراح المناسب الذي

تقدمه له؟



الاتزان في محاليل الحموض والقواعد الضعيفة

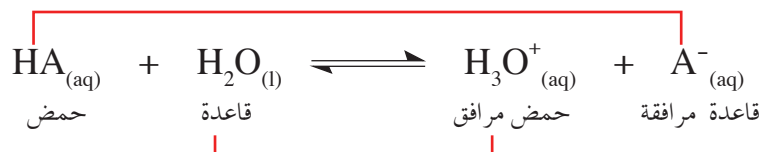
Acid–Base Equilibria

هناك العديد من الحموض الضعيفة التي نستخدمها في حياتنا مثل الأسبرين المسكن للآلام، وحمض الأسكوربيك المعروف بفيتامين ج، وحمض الكربونيك الموجود في المشروبات الغازية، وكذلك العديد من القواعد الضعيفة، مثل كربونات الصوديوم المائية (صودا الغسيل) التي تدخل في تركيب مساحيق غسيل الملابس. وقد تبين أنه يسهل حساب الرقم الهيدروجيني لمحاليل الحموض والقواعد القوية، لكن الحموض والقواعد الضعيفة تتأين جزئياً، وبدرجات متفاوتة، فكيف يمكن حساب الرقم الهيدروجيني لمحاليلها؟

يمكنك الإجابة عن هذا السؤال وغيره بعد دراستك هذا الفصل، ويتوقع منك بعد ذلك أن:

- توضّح مفهوم كل من الملح، والتميّه، والأيون المشترك، والمحللول المنظم.
- تُجري حسابات تتعلق بالاتزان في المحاليل المائية للحموض والقواعد الضعيفة.
- تميّز بين الذوبان والتميّه.
- تفسّر التأثير الحمضي أو القاعدي لمحاليل الأملاح.
- توظّف مهاراتك الرياضية في الحسابات المتعلقة بتأثير الأيون المشترك، والمحللول المنظم.
- تفسّر آلية عمل المحلول المنظم، وتقدر أهميته في الحياة.

عرفت في الفصل الأول من هذه الوحدة أن الحموض القوية تتأين كلياً في الماء؛ فيكون التفاعل غير منعكس، بينما تتأين الحموض الضعيفة جزئياً، فيكون التفاعل منعكساً. فمثلاً يتأين الحمض الضعيف HA جزئياً كما في المعادلة الآتية:



لاحظ أنه ينتج عن تأين الحموض الضعيفة، بالإضافة لأيون الهيدرونيوم الأيون السالب A^- الذي يعد قاعدة مرافقة قوية نسبياً يمكنها أن ترتبط بأيون الهيدرونيوم في المحلول، وتكوّن الحمض HA من جديد، فتصل الأيونات الناتجة وجزئيات الحمض غير المتأينة إلى حالة انزان. ويمكن التعبير عن ثابت الانزان للتفاعل السابق عند درجة حرارة محدّدة على النحو الآتي:

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

وبما أن تركيز الماء في المحاليل لا يتغير بدرجة كبيرة، فيمكن اعتبار تركيزه ثابتاً، ودمجه مع ثابت الانزان K_c ، عندها يرمز لثابت الانزان بالرمز K_a ، ويسمى ثابت تأين الحمض الضعيف، ويعبر عنه رياضياً كما يأتي:

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

يتضح من العلاقة الرياضية السابقة أن قيمة K_a تزداد بزيادة تركيز H_3O^+ ، وهذا التركيز يزداد بزيادة قدرة الحمض على التأين، وهو ما يطلق عليه قوة الحمض، أي أن قيمة K_a تزداد بزيادة قوة الحمض، وبهذا تعد قيمة K_a مقياساً لهذه القوة، وتجدر الإشارة إلى أنه كلما زادت قوة الحمض قلّت قوة القاعدة المرافقة الناتجة عن تأينه؛ لأن زيادة قوة الحمض تؤدي إلى زيادة مقدار التأين فيصعب على الأيونات الناتجة الارتباط معاً لإعادة تكوّن الحمض. ويبيّن الجدول (١-١) قيم ثوابت التأين لعدد من الحموض الضعيفة عند درجة ٢٥ °س.

الجدول (١-١): قيم ثوابت التآين لعدد من الحموض الضعيفة عند ٢٥°س.

اسم الحمض	الصيغة	Ka
حمض الكبريتيت	H ₂ SO ₃	١.٠ × ١٠ ^{-٢}
حمض الهيدروفلوريك	HF	١.٠ × ٧.٢ × ١٠ ^{-٤}
حمض النيتريت	HNO ₂	١.٠ × ٤ × ١٠ ^{-٤}
حمض الميثانويك	HCOOH	١.٠ × ١.٧ × ١٠ ^{-٤}
حمض البنزويك	C ₆ H ₅ COOH	١.٠ × ٦.٥ × ١٠ ^{-٥}
حمض الإيثانويك	CH ₃ COOH	١.٠ × ١.٨ × ١٠ ^{-٥}
حمض الكربونيك	H ₂ CO ₃	١.٠ × ٤.٣ × ١٠ ^{-٧}
حمض الهيبوكلوريت	HOCl	١.٠ × ٣.٥ × ١٠ ^{-٨}
حمض الهيدروسيانيك	HCN	١.٠ × ٦.٢ × ١٠ ^{-١٠}



■ بالاعتماد على الجدول (١-١)، أجب عن الأسئلة الآتية:

◀ اكتب صيغة الحمض الأقوى وصيغة قاعدته المرافقة.

◀ لديك محلولان حمضيان متساويان في التركيز: HF و CH₃COOH فأيهما يكون تركيز

H₃O⁺ فيه أعلى؟

◀ أيّ المحلولين رقمه الهيدروجيني أعلى: C₆H₅COOH أم HCN، إذا كان لهما التركيز

نفسه؟

◀ أيهما أقوى: القاعدة المرافقة للحمض HNO₂، أم القاعدة المرافقة للحمض HOCl؟

◀ هل تتوقع أن تكون قيمة pH لمحلول حمض الميثانويك HCOOH الذي تركيزه

١.٠ × ١٠^{-٢} مول/لتر أكبر أم أقل من ٢؟ لماذا؟

والآن، كيف يمكن حساب الرقم الهيدروجيني pH لمحاليل الحموض الضعيفة؟ لتعرّف

ذلك، ادرس المثال الآتي:

احسب الرقم الهيدروجيني (pH) لمحلول حمض الميثانويك HCOOH الذي تركيزه ٠,١ مول/لتر، علماً بأن K_a للحمض $= 1,7 \times 10^{-4}$ ، لو $4,1 = pK_a$ ،

الحل

يتأين حمض الميثانويك في الماء كما في المعادلة الآتية:



٠,١	صفر	صفر	التركيز
- س	+ س	+ س	بداية التأين
- ٠,١ س	س	س	مقدار التغير
			عند الاتزان

فإذا فرضنا أن (س) مول/لتر يتأين من الحمض، فعند الاتزان يكون:

$$[HCOO^-] = [H_3O^+] = \text{س}$$

$$[HCOOH] = 0,1 - \text{س}$$

وبسبب صغر قيمة K_a للحمض؛ فإن قيمة س تكون صغيرة جداً، فيمكن إهمالها في حالة الجمع أو الطرح، وعليه يكون:

$$[HCOOH]_{\text{عند الاتزان}} = [HCOOH]_{\text{الابتدائي}} = 0,1 \text{ مول/لتر.}$$

ويمكن التعويض عن قيم تراكيز المواد في تعبير ثابت التأين K_a على النحو الآتي:

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

$$\frac{\text{س}^2}{0,1} = 1,7 \times 10^{-4}$$

$$\text{س}^2 = 1,7 \times 10^{-4} \times 0,1$$

$$\text{س} = \sqrt{1,7 \times 10^{-5}} = 4,1 \times 10^{-3}$$

$$\text{س} = [H_3O^+] = 4,1 \times 10^{-3} \text{ مول/لتر.}$$

$$\text{pH} = -\log 4,1 \times 10^{-3}$$

$$= 2,39$$

كما يمكن حساب قيمة ثابت التأين K_a لمحاليل الحموض الضعيفة بمعرفة الرقم الهيدروجيني للمحلول، كما هو موضح في المثال الآتي:

مثال (٢)

محلول حمض ضعيف (HA) تركيزه ٠,١ مول/لتر، ورقمه الهيدروجيني يساوي ٢,٨. احسب قيمة ثابت تأين الحمض (K_a).

الحل

يتأين الحمض في الماء كما في المعادلة الآتية:



وكي نستطيع حساب K_a للحمض، نحسب أولاً $[H_3O^+]$ من الرقم الهيدروجيني للمحلول على النحو الآتي:

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

$$[H_3O^+] = 10^{-2,8} = 1,6 \times 10^{-3} \text{ مول/لتر}$$

$$[H_3O^+] = 1,6 \times 10^{-3} \text{ مول/لتر}$$

وبالرجوع إلى معادلة التأين يتضح أن:

$$[A^-] = [H_3O^+] = 1,6 \times 10^{-3} \text{ مول/لتر}$$

$$[HA] = 0,1 - 1,6 \times 10^{-3} \approx 0,1 \text{ مول/لتر}$$

وبالتعويض في تعبير ثابت التأين K_a :

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

نجد أن:

$$K_a = \frac{1,6 \times 10^{-3} \times 1,6 \times 10^{-3}}{0,1}$$

$$K_a = 2,56 \times 10^{-5}$$

■ بالرجوع إلى الجدول (١-١)، أجب عن الأسئلة الآتية:

- ◀ احسب قيمة الرقم الهيدروجيني لمحلول HF الذي تركيزه ٠,٢ مول/لتر. لو $1,2 \times 10^{-4}$
- ◀ احسب تركيز محلول حمض HNO_2 الذي رقمه الهيدروجيني ٢,٤، علمًا بأن $\text{K}_a = 4 \times 10^{-4}$
- ◀ احسب قيمة K_a لمحلول الحمض الضعيف HZ الذي تركيزه ٠,٢ مول/لتر، ورقمه الهيدروجيني يساوي ٤.

ثانيًا

الانزان في محاليل القواعد الضعيفة

تتأين القواعد الضعيفة جزئيًا في الماء، وينتج عنها أيون موجب يعد حمضًا مرافقًا قويًا نسبيًا؛ لذا فهو يتفاعل مع أيون OH^- في المحلول، ويكوّن القاعدة من جديد، إلى أن تصل الأيونات الناتجة وجزئيات القاعدة غير المتأينة إلى حالة اتزان. فمثلاً تتأين القاعدة الضعيفة (B) كما في المعادلة الآتية:



ويمكن التعبير عن ثابت الاتزان للتفاعل على النحو الآتي:

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

وكما في الحموض الضعيفة، فإن تركيز الماء يبقى ثابتًا، ويمكن دمجه مع ثابت الاتزان K_c ، وعندها يرمز له بالرمز K_b ، ويسمى ثابت تأين القاعدة الضعيفة، ويعبر عنه رياضياً على النحو الآتي:

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

يتضح من العلاقة الرياضية السابقة، أن قيمة ثابت تأين القاعدة الضعيفة (K_b) يزداد بزيادة تركيز OH^- ، وهذا التركيز يزداد بزيادة قدرة القاعدة على التأين، وهي ما يطلق عليه قوة القاعدة، أي أن

قيمة K_b تزداد بزيادة قوة القاعدة، وبهذا تعد قيمة K_b مقياساً لقوة القاعدة، وتجدر الإشارة هنا أيضاً أنه كلما زادت قوة القاعدة قلّت قوة الحمض المرافق الناتج عن تأينها. ويبيّن الجدول (١-٢) قيم ثوابت التأين لعدد من القواعد الضعيفة عند ٢٥°س.

الجدول (١-٢): قيم ثوابت التأين لعدد من القواعد الضعيفة عند ٢٥°س.

اسم القاعدة	صيغة القاعدة	معادلة التأين	K_b
إيثيل أمين	$C_2H_5NH_2$	$C_2H_5NH_2 + H_2O \rightleftharpoons C_2H_5NH_3^+ + OH^-$	$١٠ \times ٥,٦ \times 10^{-4}$
ميثيل أمين	CH_3NH_2	$CH_3NH_2 + H_2O \rightleftharpoons CH_3NH_3^+ + OH^-$	$١٠ \times ٤,٤ \times 10^{-4}$
أمونيا	NH_3	$NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$	$١٠ \times ١,٨ \times 10^{-5}$
هيدرازين	N_2H_4	$N_2H_4 + H_2O \rightleftharpoons N_2H_5^+ + OH^-$	$١٠ \times ١,٣ \times 10^{-6}$
بيريدين	C_5H_5N	$C_5H_5N + H_2O \rightleftharpoons C_5H_5NH^+ + OH^-$	$١٠ \times ١,٧ \times 10^{-9}$
أنيلين	$C_6H_5NH_2$	$C_6H_5NH_2 + H_2O \rightleftharpoons C_6H_5NH_3^+ + OH^-$	$١٠ \times ٣,٨ \times 10^{-10}$



■ بالرجوع إلى الجدول (١-٢)، أجب عن الأسئلة الآتية:

◀ أيهما أقوى: القاعدة NH_3 ، أم القاعدة N_2H_4 ؟

◀ اكتب صيغة الحمض المرافق الأضعف في الجدول.

◀ حدّد الأزواج المترافقة في محلول القاعدة الأضعف.

◀ أيّ المحلولين يكون تركيز OH^- فيه أعلى: محلول الأمونيا NH_3 ، أم محلول البيريدين

C_5H_5N ، إذا كان لهما التركيز نفسه؟

◀ أيّ المحلولين رقمه الهيدروجيني أقل: أهو محلول ميثيل أمين، أم محلول الهيدرازين،

إذا كان لهما التركيز نفسه؟

ويمكن الاستفادة من قيم K_b في تعيين الرقم الهيدروجيني لمحاليل بعض القواعد الضعيفة.

ولتوضيح ذلك، ادرس المثال الآتي:

احسب الرقم الهيدروجيني لمحلول الأمونيا، الذي تركيزه ٠,٤ مول/لتر، علماً بأن K_b للأمونيا = $1,8 \times 10^{-5}$.

الحل

نكتب معادلة تأين الأمونيا:



التركيز

٠,٤	صفر	صفر	بداية التآين
س -	س +	س +	مقدار التغير
٠,٤ - س	س	س	عند الاتزان

فإذا فرضنا أن (س) مول/لتر يتأين من القاعدة NH_3 ، فعند الاتزان يكون:

$$[NH_4^+] = [OH^-] = س$$

$$[NH_3] = ٠,٤ - س$$

وبسبب صغر قيمة K_b للقاعدة؛ فإن قيمة س تكون صغيرة جداً، فيمكن إهمالها، ويكون

$$[NH_3]_{\text{عند الاتزان}} = [NH_3]_{\text{الابتدائي}} = ٠,٤ \text{ مول/لتر.}$$

وعليه، فإنه يمكن التعويض عن قيم تراكيز المواد في تعبير ثابت التآين K_b على النحو الآتي:

$$\frac{[OH^-][NH_4^+]}{[NH_3]} = K_b$$

$$\frac{س^2}{٠,٤} = 1,8 \times 10^{-5}$$

$$س^2 = ٠,٤ \times 1,8 \times 10^{-5}$$

$$س = \sqrt{٠,٤ \times 1,8 \times 10^{-5}}$$

$$س = [OH^-] = 2,68 \times 10^{-3} \text{ مول/لتر.}$$

ولحساب $[H_3O^+]$ نستخدم ثابت تأين الماء K_w كما يأتي:

$$\frac{K_w}{[OH^-]} = [H_3O^+]$$

$$\frac{10^{-14} \times 1}{10^{-3} \times 2,68} = [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$= 10^{-12} \times 3,7 \text{ مول/لتر.}$$

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

$$= -\log 10^{-12} \times 3,7$$

$$= 12 - 0,6 = 11,4$$



■ كم غراماً من الهيدرازين N_2H_4 يلزم لتحضير محلول حجمه ٢,٠ لترًا، ورقمه الهيدروجيني

٨,١٠، علمًا بأن K_b للهيدرازين $= 1,3 \times 10^{-6}$ ، والكتلة المولية له $= 32$ غ/مول،

ولو $1,6 = 0,2$

الخواص الحمضية والقاعدية لمحاليل الأملاح

ثالثًا

درست في الفصل السابق خصائص الحموض والقواعد وبعض الحسابات المتعلقة بها، كما درست في الصف التاسع الأملاح، وعرفت أنها تنتج من تفاعل الحمض والقاعدة، فهل للأملاح خصائص حمضية، أم خصائص قاعدية، أم أنها متعادلة؟ لتعرّف ذلك، نفذ النشاط (١-١).

نشاط (١-١) الخواص الحمضية والقاعدية لمحاليل بعض الأملاح

أُجريت تجربة لقياس الرقم الهيدروجيني لعدد من الأملاح، وكانت النتائج كما هو موضح في الشكل (١-٥). ادرسه، ثم أجب عن الأسئلة التي تليه:



NH_4Cl



NaCl



NaCN

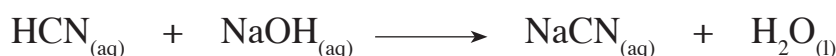
الشكل (١-٥): الرقم الهيدروجيني لعدد من الأملاح.

- أي محاليل الأملاح حمضيّ، وأيها قاعديّ، وأيها متعادل؟
- اكتب معادلات كيميائية تمثل تفاعل الحمض والقاعدة لتكوين كل من الأملاح السابقة.
- صنّف الحموض والقواعد المكونة للأملاح في البند ٢ إلى قوية وضعيفة.

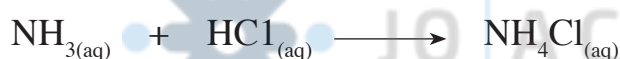
نتج الأملاح المشار إليها في النشاط (١-١) عن تعادل حمض مع قاعدة، فملح كلوريد الصوديوم NaCl، ينتج عن تعادل الحمض القوي HCl مع القاعدة القوية NaOH، كما في المعادلة:



وملح سيانيد الصوديوم NaCN، ينتج عن تعادل الحمض الضعيف HCN مع القاعدة القوية NaOH، كما في المعادلة:



وأما ملح كلوريد الأمونيوم NH₄Cl فينتج عن تعادل الحمض القوي HCl مع القاعدة الضعيفة NH₃، والمعادلة الآتية تبين ذلك:



ويمكن لبعض هذه الأملاح أن تتفكك في الماء مكونة أيونات موجبة وأخرى سالبة، وبعض

هذه الأيونات القدرة على التفاعل مع الماء، وإنتاج أيونات H₃O⁺ أو OH⁻.

يطلق على تفاعل أيونات الملح مع الماء اسم التميّه (Hydrolysis)، ويعرف التميّه بأنه قدرة

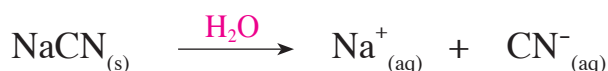
أيونات الملح على التفاعل مع الماء وإنتاج أيونات H₃O⁺ أو OH⁻ أو كليهما.

وتجدر الإشارة هنا إلى أن هناك فرقاً بين عملية التميّه وعملية الذوبان، فعملية التميّه تتضمن تفكك الملح إلى أيونات لها القدرة على التفاعل مع الماء، وتغيير تركيز أيونات H₃O⁺ أو OH⁻ في المحلول. وأما عملية الذوبان فتتضمن تفكك الملح إلى أيونات ليس لها القدرة على التفاعل مع الماء، مثل NaCl، مما يقي على تركيز أيونات H₃O⁺ أو OH⁻ كما هو في المحلول، وبذلك يكون محلول الملح متعادلاً.

والسؤال الآن: هل لمصدر أيونات الملح من الحمض والقاعدة علاقة بتحديد سلوكه الحمضي أو القاعدي؟ للإجابة عن هذا السؤال؛ سندرس أنواع الأملاح تبعاً لحموضتها أو قاعديتها:

١- الأملاح القاعدية

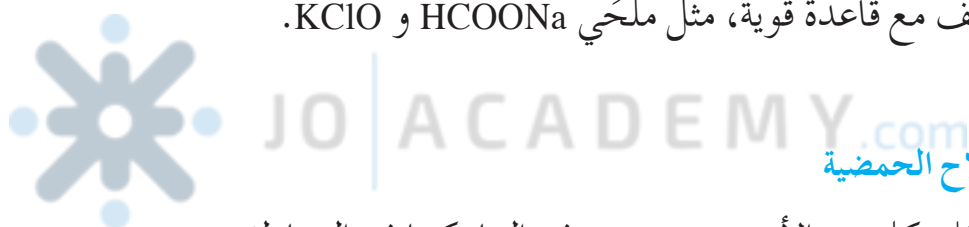
يتفكك سيانيد الصوديوم NaCN في الماء كما في المعادلة الآتية:



لاحظ أن أيونات الصوديوم Na^+ مصدرها القاعدة القوية NaOH، وهي لا تتفاعل مع الماء وتبقى في المحلول على شكل أيونات، فلا تؤثر في تركيز H_3O^+ أو OH^- ، وأما أيونات CN^- فهي تعد قاعدة مرافقة قوية نسبيًا للحمض الضعيف HCN حسب مفهوم برونستد - لوري، فهي تتفاعل مع الماء وتسحب منه H^+ ويتكون نتيجة لذلك حمض HCN وأيون الهيدروكسيد OH^- فيزداد تركيز أيون OH^- في المحلول، وتزداد قاعديته، ويصبح الرقم الهيدروجيني له أكبر من ٧، ويكون تأثير الملح قاعديًا كما في المعادلة الآتية:



وينطبق ذلك على الأملاح الأخرى المشابهة للملح NaCN، والنتيجة من تفاعل حمض ضعيف مع قاعدة قوية، مثل ملح HCOONa و KClO .

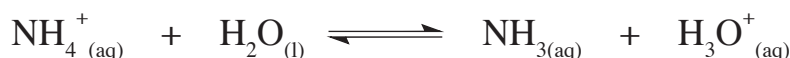


٢- الأملاح الحمضية

يتفكك كلوريد الأمونيوم NH_4Cl في الماء كما في المعادلة:



وكما تعلم، فإن أيونات Cl^- تعد قاعدة مرافقة ضعيفة للحمض القوي HCl، فلا تتفاعل مع الماء (لا تتميّه) أي أنها لا ترتبط بالبروتون في المحلول، ولا تؤثر في تركيز أيونات H_3O^+ . وأما أيونات الأمونيوم NH_4^+ فهي حمض مرافق قوي نسبيًا للقاعدة الضعيفة NH_3 ، وعليه فإنها تتميّه، أي تتفاعل مع الماء وتمنحه البروتون H^+ ، فتتكون أيونات H_3O^+ في المحلول ويزداد تركيزها فيه، فيقل الرقم الهيدروجيني عن ٧، ويكون تأثير الملح حمضيًا، والمعادلة الآتية توضح ذلك:



وينطبق ذلك على الأملاح الأخرى المشابهة للملح NH_4Cl ، والنتيجة من تفاعل حمض قوي مع قاعدة ضعيفة، مثل ملح $\text{CH}_3\text{NH}_3\text{Br}$ و $\text{N}_2\text{H}_5\text{Cl}$.

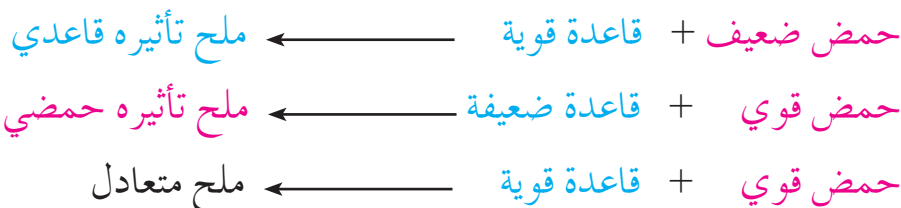
٣- الأملاح المتعادلة

يتفكك كلوريد الصوديوم NaCl في الماء كما في المعادلة الآتية:



لاحظ أن أيونات Cl^- تعد قاعدة مرافقة ضعيفة للحمض القوي HCl ، فلا تتفاعل مع الماء (لا تتميّه)، أي لا ترتبط بالبروتون في المحلول، ولا تؤثر في تركيز أيونات H_3O^+ ، وأما أيونات Na^+ فإن مصدرها القاعدة القوية NaOH ؛ لذلك فهي لا تتفاعل مع الماء، وتبقى في المحلول على شكل أيونات Na^+ ، فلا تؤثر في تركيز أيونات H_3O^+ . وبناءً على ذلك يبقى الرقم الهيدروجيني للماء كما هو ٧، ويكون محلول ملح NaCl متعادلاً.

يتضح مما سبق، أن السلوك الحمضي أو القاعدي لمحلول الملح، يعتمد على مصدر الأيونات المكونة له؛ فمحلول الملح الناتج عن تفاعل حمض ضعيف مع قاعدة قوية مثل ملح سيانيد الصوديوم NaCN يكون قاعدياً، ومحلول الملح الناتج عن تفاعل حمض قوي مع قاعدة ضعيفة مثل ملح كلوريد الأمونيوم NH_4Cl يكون حمضياً، وأما محلول الملح الناتج عن تفاعل حمض قوي مع قاعدة قوية، مثل ملح كلوريد الصوديوم NaCl فيكون متعادلاً.



سؤال

■ حدّد طبيعة محاليل كل من الأملاح الآتية (حمضي، قاعدي، متعادل):



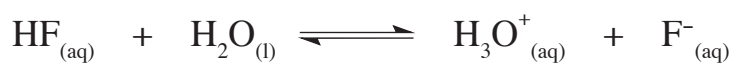
■ فسّر مستعيناً بمعادلات السلوك الحمضي أو القاعدي أو المتعادل لكل من الأملاح الآتية:



■ أيّ الملحّين الآتين يعد ذوبانه في الماء تميّها: $\text{C}_5\text{H}_5\text{NHCl}$ ، KI ؟

عرفت مما سبق، أن بعض محاليل الأملاح لها تأثير حمضي، وبعضها له تأثير قاعدي، وقد يكون بعضها متعادلاً، فماذا نتوقع أن يحدث لقيمة pH لمحلول حمض ضعيف أو محلول قاعدة ضعيفة عندما يضاف إليه ملح ذو تأثير حمضي أو قاعدي؟

درست سابقاً أنّ الأيونات الناتجة في محلول الحمض الضعيف تكون في حالة اتزان مع جزيئات الحمض غير المتأينة، فمثلاً محلول الحمض الضعيف HF يحتوي على أيونات F^- ، وأيونات H_3O^+ ، وجزيئات الحمض غير المتأينة HF، وتكون جميعها في المحلول في حالة اتزان، كما يتضح من المعادلة الآتية:



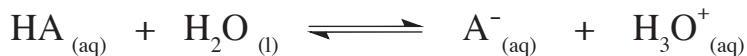
وعند إضافة الملح NaF إلى محلول حمض HF؛ فإنه يتفكك كلياً كما في المعادلة:



نلاحظ من المعادلتين السابقتين أن هناك مصدرين لأيونات F^- في المحلول، أحدهما الحمض HF والآخر الملح NaF؛ لذلك يطلق على هذا الأيون اسم الأيون المشترك، ويُعرف الملح NaF بملح الحمض الضعيف HF. فما تأثير الأيون المشترك على الرقم الهيدروجيني (pH) للمحلول؟ لاحظ أن تفكك الملح يزيد تركيز أيونات F^- ، وبناء على مبدأ لوتشاتيليه فإن الاتزان للتفاعل الأول سوف يندفع نحو اليسار، أي أن أيونات F^- ستتفاعل مع أيونات H_3O^+ وتكون الحمض HF، وهذا يقلل من تركيز H_3O^+ في المحلول (كما يقلل من تأين الحمض)؛ فيؤدي إلى زيادة الرقم الهيدروجيني (pH) للمحلول.

والآن، كيف نحسب الرقم الهيدروجيني (pH) لمحلول الحمض الضعيف عندما يضاف إليه ملح يحتوي أيوناً مشتركاً؟

إذا كان لدينا محلول يحتوي حمضاً ضعيفاً (HA)، وملحه (NaA) الناتج عن تفاعل ذلك الحمض مع قاعدة قوية، يمكننا حساب تركيز H_3O^+ في المحلول من خلال ثابت تأين الحمض (K_a). ولتوضيح ذلك نكتب معادلة تأين الحمض ومعادلة تفكك الملح على النحو الآتي:



معادلة تأين الحمض الضعيف:



معادلة تفكك الملح:

ولأن نسبة قليلة من جزيئات الحمض تتأين فيمكن إهمال ما يتأين منه، واعتبار تركيز الحمض الضعيف HA يساوي تركيز الحمض الابتدائي، وبالمقابل فإن تركيز الأيون A^{-} يساوي تركيز الملح NaA الذي يتفكك كلياً، وتكون معظم أيونات A^{-} مصدرها الملح وليس الحمض. أي أن:

$$[\text{الحمض}] = [\text{HA}]_{\text{الابتدائي}}$$

$$[\text{الملح}] = [\text{A}^{-}]$$

فإذا عرفنا قيمة K_a للحمض؛ فإنه يمكن حساب تركيز H_3O^{+} على النحو الآتي:

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

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

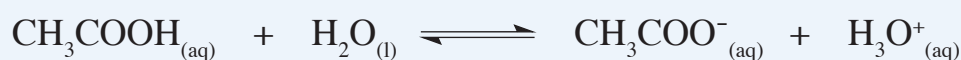
وبذلك يمكن معرفة كيفية تأثير الأيون المشترك على قيمة pH.



إذا كان لديك لتر من محلول حمض الإيثانويك CH_3COOH الذي تركيزه ٠,٢ مول/لتر، وأضيف إليه ٠,٢ مول من ملح إيثانوات الصوديوم CH_3COONa ، احسب التغير في قيمة pH للمحلول، مُفترضاً أن حجم المحلول لم يتغير بسبب إضافة الملح. مع العلم بأن K_a للحمض $\text{CH}_3\text{COOH} = 1,8 \times 10^{-5}$

الحل

نحسب أولاً pH لمحلول الحمض CH_3COOH قبل إضافة الملح، إذ يتأين الحمض في الماء كما في المعادلة الآتية:



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

وبما أن $[\text{CH}_3\text{COO}^{-}] = [\text{H}_3\text{O}^{+}]$ ، فإن:

$$\frac{[H_3O^+]}{[CH_3COOH]} = K_a$$

$$[CH_3COOH] K_a = [H_3O^+]$$

$$\sqrt{[CH_3COOH] K_a} = [H_3O^+]$$

$$\sqrt{0,2 \times 10^{-1} \times 1,8} = [H_3O^+]$$

$$3^{-10} \times 1,90 = [H_3O^+]$$

$$[H_3O^+] - \text{لو} = \text{pH}$$

$$3^{-10} \times 1,90 - \text{لو} =$$

$$2,72 = 1,90 - 3 =$$

ولمعرفة التغير في قيمة pH للمحلول، نحسب قيمة pH بعد إضافة الملح. فملح إيثانوات الصوديوم يتفكك في المحلول كما في المعادلة الآتية:



لاحظ أن عدد مولات الأيونات CH_3COO^- الناتجة يساوي عدد مولات الملح CH_3COONa المضافة، وبناءً عليه يكون تركيز الأيون CH_3COO^- مساوياً لتركيز الملح CH_3COONa ؛ أي أن:

$$\begin{aligned} \frac{\text{عدد المولات}}{\text{الحجم}} &= [CH_3COONa] \\ 0,2 \text{ مول/لتر} &= \frac{0,2}{1} = [CH_3COONa] = [CH_3COO^-] \end{aligned}$$

وبتعويض هذه التراكيز في تعبير ثابت التآين للحمض، يمكن حساب $[H_3O^+]$ في المحلول كما يأتي:

$$\frac{[CH_3COO^-] [H_3O^+]}{[CH_3COOH]} = K_a$$

$$\frac{0,2 \times [H_3O^+]}{0,2} = 10^{-1} \times 1,8$$

$$[H_3O^+] = 10^{-1} \times 1,8 \text{ مول/لتر}$$

$$\text{pH} = -\text{لو} [H_3O^+] = -\text{لو} 10^{-1} \times 1,8$$

$$\text{pH} = 5 - \text{لو} 1,8$$

$$\text{pH} = 5 - 0,26 = 4,74$$

نلاحظ أن إضافة الأيون المشترك (CH_3COO^-) إلى محلول الحمض الضعيف CH_3COOH أدى إلى زيادة قيمة pH من ٢,٧٢ إلى ٤,٧٤. فقلّت حمضية المحلول. أي أن التغير في pH يساوي $٢,٧٢ - ٤,٧٤ = ٢,٠٢$



- وضح أثر إضافة الملح HCOONa على قيمة pH لمحلول حمضه الضعيف HCOOH .
- احسب قيمة pH لمحلول مكون من ٠,٢ مول/لتر من حمض HNO_2 ، عند إضافة ٠,٣ مول من الملح NaNO_2 إلى لتر من محلول الحمض. علماً بأن K_a للحمض $= 4 \times 10^{-4}$.

والآن، بعد أن تعرّفت أثر إضافة الملح إلى محلول حمضه الضعيف، فماذا 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 كما في المعادلة الآتية:



ويتفكك الملح كلياً في المحلول كما في المعادلة الآتية:



لاحظ أن إضافة الملح NH_4Cl إلى محلول القاعدة NH_3 ، يزيد تركيز الأيون المشترك NH_4^+ الذي يتفاعل مع OH^- ويمنحه البروتون، ويقلل من تأين القاعدة NH_3 ، أي أن التفاعل وفق مبدأ لوتشاتيليه يندفع بالاتجاه العكسي في محلول القاعدة، فيقل بذلك تركيز OH^- وتقل قيمة pH للمحلول.

ويمكن حساب $[\text{OH}^-]$ في المحلول من خلال ثابت تأين الأمونيا K_b على النحو الآتي:

$$\frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = K_b$$

ويكون:

$$[\text{NH}_3] = [\text{NH}_3]_{\text{الابتدائي}}$$

$$[\text{NH}_4\text{Cl}] = [\text{NH}_4^+]$$

وبتعويض قيمة K_b للأمونيا؛ فإنه يمكن حساب تركيز OH^- كالآتي:

$$\frac{[\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+]} K_b = [\text{OH}^-]$$

وبمعرفة تركيز $[\text{OH}^-]$ ، يمكن حساب $[\text{H}_3\text{O}^+]$ باستخدام ثابت تأين الماء K_w ؛ ثم حساب قيمة pH للمحلول، ومعرفة أثر إضافة الأيون المشترك إلى محلول القاعدة الضعيفة، والذي يؤدي عادةً إلى نقصان قيمة pH للمحلول.



■ لديك لتر من محلول الهيدرازين N_2H_4 الذي تركيزه ٠,٢ مول/لتر، فإذا علمت أن:

K_b للهيدرازين $= 1,3 \times 10^{-6}$ ، فأجب عن الأسئلة الآتية:

◀ احسب قيمة pH للمحلول.

◀ كم تصبح قيمة pH للمحلول عند إضافة ٠,٣ مول من الملح $\text{N}_2\text{H}_5\text{Cl}$ إلى لتر منه.

يتضح مما سبق، أنه يمكن زيادة الرقم الهيدروجيني لمحلول الحمض الضعيف بإضافة كمية مناسبة من ملح الحمض إليه، ويمكن تقليل الرقم الهيدروجيني لمحلول القاعدة الضعيفة بإضافة كمية مناسبة من ملح القاعدة إليه.

خامساً

المحاليل المنظمة

تحتاج معظم التطبيقات المهمة في حياتنا إلى ضبط الرقم الهيدروجيني ضمن مدى محدد أثناء حدوث التفاعلات الكيميائية، ويُستخدم لذلك محاليل يُطلق عليها اسم المحاليل المنظمة (Buffer Solutions)، وهي ذات أهمية في عمليات الترسيب والطلاء وصناعة الشامبو ودباغة الجلود وغيرها. وللمحاليل المنظمة أهمية كبيرة لحدوث العمليات الفسيولوجية التي تحدث في أجسام الكائنات الحية عند درجة حموضة معينة، كعملية نقل الدم للأوكسجين من الرئتين إلى

الخلايا، التي تحدث عند pH يساوي ٧,٤ تقريبًا. فما المقصود بالمحلول المنظم؟ وكيف يعمل على ضبط الرقم الهيدروجيني أثناء حدوث التفاعل؟

يمكن الحصول على المحلول المنظم بإحدى طريقتين، فإما أن يحتوي على حمض ضعيف مثل حمض الإيثانويك CH_3COOH وأحد أملاحه من قاعدة قوية مثل إيثانات الصوديوم CH_3COONa ، وهذا المحلول يُعرف بالمحلول المنظم الحمضي، أو أن يحتوي على قاعدة ضعيفة مثل الأمونيا NH_3 وأحد أملاحها من حمض قوي مثل NH_4Cl ، فيعرف بالمحلول المنظم القاعدي. ولتعرّف كيف تتغير قيمة الرقم الهيدروجيني للمحلول المنظم الحمضي عند إضافة كمية قليلة من الحمض القوي أو القاعدة القوية إليه نفذ النشاط الآتي:

نشاط (٢-١) المحلول المنظم

ادرس الجدول الآتي الذي يبيّن نتائج تجربة لقياس الرقم الهيدروجيني (pH) للماء المقطر، ولمحلول منظم (مكوّن من ١ مول/لتر من حمض الإيثانويك CH_3COOH و ١ مول/لتر من الملح CH_3COONa) قبل إضافة كمية قليلة من الحمض أو القاعدة إلى كل منهما وبعد الإضافة، ثم أجب عن الأسئلة التي تليه.

التجربة	المادة	pH قبل الإضافة	المادة المضافة	pH بعد إضافة الحمض أو القاعدة	التغير في pH
١	لتر واحد من الماء المقطر	٧	٠,١ مول HCl	١	٦
٢	لتر واحد من الماء المقطر	٧	٠,١ مول NaOH	١٣	
٣	لتر واحد من المحلول المنظم	٤,٧٤	٠,١ مول HCl	٤,٦٦	
٤	لتر واحد من المحلول المنظم	٤,٧٤	٠,١ مول NaOH	٤,٨٣	

- ما مقدار التغير في قيمة pH في كل تجربة؟
- أيهما أكبر مقدارًا، التغير في قيمة pH عند إضافة HCl للماء المقطر أم للمحلول المنظم؟
- أيهما أكبر مقدارًا، التغير في قيمة pH عند إضافة NaOH للماء المقطر أم للمحلول المنظم؟

يتضح من النشاط السابق أن المحاليل المنظمة تتميز بقدرتها على مقاومة التغير في الرقم الهيدروجيني، إذ إنه يتغير بمقدار طفيف عند إضافة كمية قليلة من الحمض القوي أو القاعدة القوية إليها. والسؤال الآن كيف تعمل المحاليل المنظمة على مقاومة التغير في الرقم الهيدروجيني؟ عرفت أن هناك نوعين من المحاليل المنظمة هما: المحلول المنظم الحمضي، والمحلول المنظم القاعدي، وسنتناول فيما يأتي كل نوع منهما، ونوضح عمل المحلول المنظم عند إضافة الحمض القوي أو القاعدة القوية إليه.

١- المحلول المنظم الحمضي

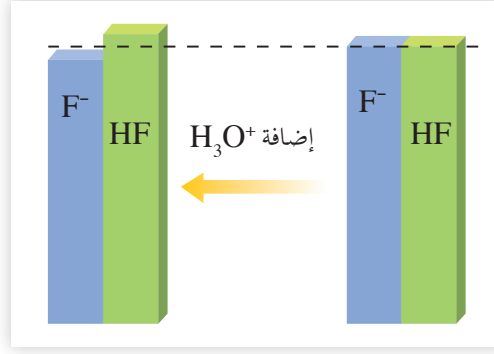
يعتمد عمل المحلول المنظم الحمضي على وجود كل من الحمض الضعيف وقاعدته المرافقة وكذلك على النسبة بين تركيزيهما، وكي نوضح عمله عند إضافة كمية قليلة من الحمض القوي أو القاعدة القوية إليه؛ سندرس المحلول المنظم المكوّن من حمض الهيدروفلوريك HF وقاعدته المرافقة F^- ، إذا كان لهما التركيز نفسه، وكانا في حالة اتزان كما هو مبين في المعادلة الآتية:



يقاوم المحلول المنظم التغير في pH عن طريق التخلص من H_3O^+ أو OH^- المضاف إليه. فعند إضافة الحمض القوي مثل HCl فإنه يتأين كلياً في المحلول منتجاً أيونات H_3O^+ ، وهذه الأيونات تتفاعل مع القاعدة المرافقة F^- ويتكوّن الحمض HF كما في المعادلة الآتية:



وبهذا يزداد تركيز الحمض HF، ويقل تركيز القاعدة F^- ، لاحظ الشكل (١-٦)، وهكذا يتخلص المحلول من الزيادة الحاصلة في تركيز H_3O^+ نتيجة إضافة الحمض HCl، ولا يحدث تغير كبير على قيمة pH للمحلول.



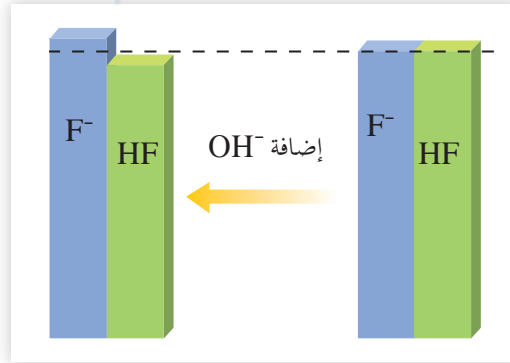
المحلول المنظم قبل إضافة الحمض القوي
المحلول المنظم بعد إضافة الحمض القوي

الشكل (٦-١): أثر إضافة حمض قوي مثل HCl إلى المحلول المنظم في تركيز كل من HF و F^- .

وأما عند إضافة القاعدة القوية NaOH فإنها تتأين في المحلول منتجة أيونات OH^- ، التي تتفاعل مع الحمض الضعيف HF في المحلول كما في المعادلة الآتية:



وهذا يقلل من تركيز الحمض HF، ويتكوّن نتيجة لذلك القاعدة المرافقة F^- ويزداد تركيزها في المحلول، لاحظ الشكل (٧-١)، وبهذا يتخلص المحلول من الزيادة في تركيز OH^- الناتجة عن إضافة القاعدة القوية NaOH، ولا يحدث تغير كبير على قيمة pH للمحلول المنظم.

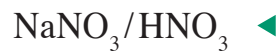


المحلول المنظم قبل إضافة القاعدة القوية
المحلول المنظم بعد إضافة القاعدة القوية

الشكل (٧-١): أثر إضافة قاعدة قوية مثل NaOH إلى المحلول المنظم في تركيز كل من HF و F^- .



أيّ المحاليل المكوّنة من أزواج المواد الآتية تصلح كمحاليل منظمة؟



٢- المحلول المنظم القاعدي

يتكوّن المحلول المنظم القاعدي من قاعدة ضعيفة وحمضها المرافق، مثل القاعدة NH_3 والحمض المرافق NH_4^+ ، فالأيونات OH^- و NH_4^+ تكون في حالة اتزان مع جزيئات القاعدة غير المتأينة كما في المعادلة الآتية:



وعند إضافة حمض مثل HCl إلى المحلول فإن أيونات H_3O^+ الناتجة تتفاعل مع القاعدة NH_3 في المحلول على النحو الآتي:



وهذا يقلل تركيز القاعدة NH_3 فيتكون الحمض المرافق NH_4^+ ويزداد تركيزه، وبهذا يتخلص المحلول من الزيادة في تركيز H_3O^+ ، ولا تتأثر قيمة pH للمحلول المنظم بشكل ملموس.



■ وضح كيف يقاوم المحلول المنظم ($\text{NH}_4\text{Cl} / \text{NH}_3$) التغير في قيمة pH عند إضافة كمية قليلة من قاعدة قوية مثل NaOH إليه.

ولتتمكن من حساب التغير في قيمة pH لمحلول منظم عند إضافة الحمض القوي أو القاعدة القوية إليه، ادرس المثال الآتي:

مثال (٥)

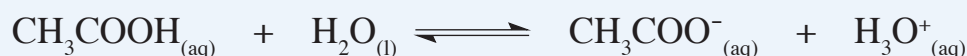
محلول منظم يتكون من الحمض CH_3COOH والملح CH_3COONa وتركيز كل منهما ٠,٥ مول/لتر، فإذا علمت أن قيمة K_a للحمض = $1,8 \times 10^{-5}$ احسب:

(١) قيمة pH للمحلول المنظم.

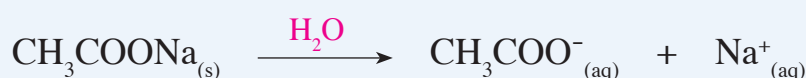
(٢) قيمة pH للمحلول عند إضافة ٠,١ مول من الحمض HCl إلى لتر من المحلول.

(١) لحساب قيمة pH للمحلول المنظم:

نحسب أولاً $[H_3O^+]$ في المحلول، حيث يتأين الحمض CH_3COOH وفقاً للمعادلة الآتية:



ويتفكك ملح إيثانوات الصوديوم كما في المعادلة الآتية:



يمكن إهمال مقدار ما يتأين من الحمض CH_3COOH واعتبار تركيزه ثابتاً (مساوياً لتركيزه الابتدائي)؛ وبهذا يكون مصدر أيونات CH_3COO^- هو تفكك الملح، ويكون تركيزها مساوياً لتركيز الملح. أي أن:

$$[CH_3COOH] = [CH_3COOH]_{\text{الابتدائي}} = 0,5 \text{ مول/لتر.}$$

$$[CH_3COONa] = [CH_3COO^-] = 0,5 \text{ مول/لتر.}$$

وبالتعويض في تعبير ثابت تأين الحمض الضعيف يمكن حساب $[H_3O^+]$ كما يأتي:

$$\frac{[CH_3COO^-][H_3O^+]}{[CH_3COOH]} = K_a$$

ومنها:

$$\frac{[CH_3COOH]}{[CH_3COO^-]} K_a = [H_3O^+]$$

$$\frac{0,5}{0,5} \times 1,8 \times 10^{-5} = [H_3O^+]$$

$$1,8 \times 10^{-5} = [H_3O^+]$$

$$pH = -\log 1,8 \times 10^{-5} = 4,74$$

(٢) حساب pH عند إضافة ٠,١ مول من HCl.

عند إضافة ٠,١ مول من HCl إلى لتر من المحلول فإن أيونات H_3O^+ الناتجة تتفاعل مع أيونات CH_3COO^- ليتكون الحمض CH_3COOH وفق المعادلة الآتية:



وبالتالي، يقل تركيز أيونات CH_3COO^- بمقدار تركيز H_3O^+ المضاف، ويكون تركيزها الجديد كما يأتي:

$$[CH_3COO^-]_{\text{الجديد}} = [CH_3COO^-]_{\text{الابتدائي}} - [H_3O^+]_{\text{المضاف}}$$
$$= 0,1 - 0,5 = 0,4 \text{ مول/لتر.}$$

وأما تركيز الحمض CH_3COOH ؛ فإنه يزداد بمقدار تركيز H_3O^+ المضاف، ويكون تركيزه الجديد كما يأتي:

$$[CH_3COOH]_{\text{الجديد}} = [CH_3COOH]_{\text{الابتدائي}} + [H_3O^+]_{\text{المضاف}}$$
$$= 0,1 + 0,5 = 0,6 \text{ مول/لتر.}$$

وبالتعويض في تعبير ثابت تأين الحمض الضعيف، نحصل على تركيز H_3O^+ في المحلول على النحو الآتي:

$$\frac{[CH_3COOH]}{[CH_3COO^-]} K_a = [H_3O^+]$$

$$\frac{0,6}{0,4} \times 10^{-10} = [H_3O^+]$$

$$[H_3O^+] = 10^{-10} \times 1,5 \text{ مول/لتر.}$$

$$pH = -\log 10^{-10} \times 1,5$$

$$pH = 5 - \log 1,5 = 5 - 0,18 = 4,82$$

لاحظ أن إضافة ٠,١ مول من محلول HCl (حمض قوي) غير قيمة pH من ٤,٧٤ إلى ٤,٥٧ أي أنها سببت تغيراً طفيفاً مقداره ٠,١٧ وحدة في قيمة pH للمحلول، وهذا التغير قليل نسبياً إذا قارنته بالتغير الذي يحدث بسبب إضافة الكمية نفسها من الحمض HCl للماء كما في النشاط (١-٢)، فقيمة pH للماء تغير من ٧ إلى ١ أي بمقدار ٦ وحدات.

سؤال

■ احسب قيمة pH للمحلول المنظم في مثال (٥) عند إضافة ٠,١ مول من القاعدة NaOH إلى لتر من المحلول.

■ محلول منظم حجمه لتر يتكون من القاعدة NH_3 تركيزها ٠,٣ مول/لتر والملح NH_4Cl تركيزه ٠,٤ مول/لتر. فإذا علمت أن $\text{K}_b \text{ NH}_3 = 1,8 \times 10^{-5}$ احسب:

◀ pH للمحلول المنظم.

◀ pH للمحلول عند إضافة ٠,٢ مول من الحمض HBr إلى المحلول.

◀ pH للمحلول عند إضافة ٠,٢ مول من القاعدة KOH إلى المحلول.



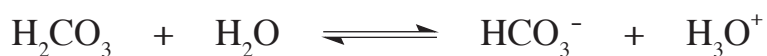
الدم محلول منظم



الشكل (١-٨): عينة دم.

تؤدي المحاليل المنظمة دوراً مهماً في صحة أجسام الكائنات الحية. ويعد وجودها ضرورياً لعمل أجهزة الجسم، وسير العمليات الحيوية فيه، ولأن الإنسان أكثر المخلوقات تنوعاً في الأطعمة، فالطماطم وعصائر الفواكه التي يتناولها الإنسان ذات خصائص حمضية، وبعض الخضروات مثل الخيار تكون ذات خصائص قاعدية، وهذا قد يؤثر في حموضة الدم وانتظام العمليات الحيوية فيه، إلا أن الدم يعد محلولاً منظماً طبيعياً يتراوح الرقم الهيدروجيني له بين (٧,٣٥ - ٧,٤٥)؛ ويحتوي على عدة أنظمة من المحاليل المنظمة، التي تعمل على ضبط الرقم الهيدروجيني له عند هذه

الحدود باستمرار، وأهم هذه المحاليل محلول حمض الكربونيك وأيون الكربونات الهيدروجينية
($\text{HCO}_3^-/\text{H}_2\text{CO}_3$)



فعند انخفاض تركيز أيون الهيدرونيوم H_3O^+ في الدم، يزداد تأين حمض الكربونيك H_2CO_3 لإنتاج أيونات H_3O^+ جديدة للمحافظة على تركيز ثابت من أيون الهيدرونيوم H_3O^+ ؛ فيبقى الرقم الهيدروجيني (pH) للدم ثابتاً عند ٧,٤ تقريباً. وأما عند زيادة تركيز H_3O^+ فإنه يتفاعل مع الأيون HCO_3^- ، ويتكون الحمض H_2CO_3 وهو ضعيف التأين، فهو يتفكك في الرئة مكوناً الماء وثاني أكسيد الكربون CO_2 الذي يتم التخلص منه عن طريق التنفس (الزفير)، وبذلك يتخلص الدم من زيادة H_3O^+ فيه، ويبقى محافظاً على درجة حموضته.

للاستزادة يمكنك الرجوع إلى الشبكة المعلوماتية مستعيناً بالعبارات المفتاحية الآتية: المحاليل المنظمة

في جسم الإنسان، Buffer Solutions in Human Body.



« أسئلة الفصل »

- (١) وضح المقصود بكل مما يأتي:
- الملح، التميّه، المحلول المنظم، الأيون المشترك.
- (٢) اكتب معادلة تفكك كل من الأملاح الآتية في الماء:
- NH_4Cl ، NaBr ، KHS ، CH_3COONa
- (٣) أي الأملاح الآتية يتميّه في الماء، وأيها لا يتميّه؟
- CH_3COOK ، LiCl ، NaCN ، NH_4Cl
- (٤) ما الحمض والقاعدة اللذان يكونان كلاً من الأملاح الآتية عند تفاعلها؟
- NaOCl ، NH_4NO_3 ، HCOONa ، KI
- (٥) صنّف محاليل الأملاح الآتية إلى حمضية وقاعدية ومتعادلة:
- KNO_2 ، NaCN ، KNO_3 ، $\text{N}_2\text{H}_5\text{Cl}$ ، LiBr
- (٦) اكتب معادلات كيميائية توضح السلوك الحمضي أو القاعدي لمحاليل الأملاح الآتية:
- (أ) $\text{CH}_3\text{NH}_3\text{Cl}$ (ب) $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOK}$
- (٧) احسب قيمة pH لمحلول الحمض HX الذي تركيزه ٠,٢ مول/لتر، علماً بأن
- $K_a \text{ للحمض} = 2 \times 10^{-10}$.
- (٨) احسب الرقم الهيدروجيني لمحلول منظم مكوّن من محلول حمض البنزويك $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$ الذي تركيزه ٠,٢ مول/لتر، ومحلول بنزوات الصوديوم $\text{C}_6\text{H}_5\text{COONa}$ الذي تركيزه ٠,١ مول/لتر. علماً بأن $K_a \text{ للحمض} = 6,5 \times 10^{-5}$.
- (٩) كم غراماً من NaNO_2 يجب إضافتها إلى ١٠٠ مل من محلول HNO_2 بتركيز ٠,١ مول/لتر لتعطي محلولاً له $\text{pH} = 4$ ؟ علماً بأن $K_a \text{ للحمض} \text{HNO}_2 = 4 \times 10^{-4}$ والكتلة المولية للملح $\text{NaNO}_2 = 69$ غ/مول.

١٠) محلول منظم مكوّن من قاعدة ضعيفة C_5H_5N تركيزها ٠,٣ مول/لتر، وملح C_5H_5NHBr تركيزه ٠,٣ مول/لتر. فإذا علمت أن K_b للقاعدة $C_5H_5N = 1,7 \times 10^{-9}$ ، أجب عما يأتي:

أ) ما صيغة الأيون المشترك؟

ب) احسب pH للمحلول المنظم.

ج) كم تصبح قيمة pH عند إضافة ٠,٢ مول من HCl إلى لتر من المحلول المنظم.

١١) إذا احتوى الدم على المحلول المنظم المكون من H_2CO_3 / HCO_3^- وضّح كيفية عمل الدم على مقاومة الزيادة في تركيز H_3O^+ فيه.

١٢) لديك خمسة محاليل مائية بتركيزات محدّدة. معتمداً على المعلومات الواردة في الجدول، أجب عن الأسئلة الآتية:

المحلول	المعلومات	تركيز المحلول (مول/لتر)
HCN	$K_a = 6,2 \times 10^{-10}$	٠,٣
HNO_2	$[NO_2^-] = 1,1 \times 10^{-2}$	٠,٣
NH_3	$[NH_4^+] = 9 \times 10^{-3}$	٠,٢
N_2H_5Cl	$pH = 4,7$	٠,٥
NH_4Cl	$[H_3O^+] = 3 \times 10^{-5}$	٠,٥

أ) ما قيمة pH لمحلول HCN؟

ب) احسب قيمة K_b لمحلول NH_3 .

ج) ما صيغة القاعدة المرافقة الأقوى؟

د) أي الحمضين الموجودين في الجدول له أعلى K_a ؟

هـ) أي المحلولين الملحيين N_2H_5Cl أو NH_4Cl أقل قدرة على التميّه؟

و) ماذا تتوقع أن يحدث لقيمة pH لمحلول NH_3 عند إضافة كمية من ملح NH_4Br إليه (تزداد ، تقل ، تبقى ثابتة).

١٣- محلول منظم مكوّن من الحمض HZ تركيزه ٠,٤ مول/لتر وملح KZ تركيزه ٠,٥ مول/لتر، فإذا علمت أن K_a للحمض $= 2 \times 10^{-5}$ احسب:

أ) تركيز H_3O^+ للمحلول المنظم.

ب) كم غراماً من NaOH الصلب يجب إذابتها في لتر من المحلول المنظم لتصبح قيمة pH للمحلول النهائي تساوي ٥. علماً بأن الكتلة المولية لـ NaOH = ٤٠ غ/مول.

أسئلة الوحدة

- (١) اختر الإجابة الصحيحة لكل فقرة من الفقرات الآتية:
- (١) المادة التي تمثل حمض لويس فقط فيما يأتي، هي:
- (أ) Cl^- (ب) NF_3 (ج) Cu^{2+} (د) H_2O
- (٢) أيُّ المواد الآتية تسلك كحمض في بعض التفاعلات وكقاعدة في تفاعلات أخرى؟
- (أ) HCOO^- (ب) SO_3^{2-} (ج) CH_3NH_3^+ (د) HCO_3^-
- (٣) تؤدي إضافة محلول الملح NH_4Cl إلى محلول NH_3 إلى:
- (أ) خفض قيمة pH (ب) رفع قيمة pH
- (ج) لا تتأثر قيمة pH (د) تصبح $\text{pH} = 7$
- (٤) المحلول الذي له أعلى pH من بين المحاليل الآتية المتساوية في التراكيز هو:
- (أ) KBr (ب) NaNO_2 (ج) $\text{N}_2\text{H}_5\text{NO}_3$ (د) KOH
- (٥) إذا كانت قيمة pH لمحلول مكوّن من الحمض HA والملح KA لهما التركيز نفسه تساوي ٤، فإن K_a للحمض يساوي:
- (أ) 10^{-4} (ب) 10^{-8} (ج) ٤ (د) 10^{-16}
- (٦) الرقم الهيدروجيني لخليط مكوّن من الحمض الضعيف HC ($K_a = 2 \times 10^{-9}$)، وملحه NaC لهما التركيز نفسه هو:
- (أ) ٥ (ب) أكبر من ٥ (ج) أقل من ٥ (د) ٧
- (٧) ما أثر إضافة الملح KNO_2 إلى محلول HNO_2 ؟
- (أ) زيادة $[\text{H}_3\text{O}^+]$ (ب) نقص $[\text{H}_3\text{O}^+]$
- (ج) نقص قيمة pH (د) نقص $[\text{HNO}_2]$
- (٨) الرقم الهيدروجيني لمحلول الحمض HBr الذي تركيزه ١ مول/لتر يساوي:
- (أ) صفرًا (ب) ١ (ج) ٢ (د) ٤

٢) مستعيناً بالجدول المجاور لمجموعة من الحموض الافتراضية الضعيفة، أجب عن الأسئلة الآتية:

الحمض	Ka
HX	$6,3 \times 10^{-5}$
HY	$4,5 \times 10^{-4}$
HZ	$1,8 \times 10^{-5}$
HQ	$1,7 \times 10^{-4}$

أ) اكتب صيغة القاعدة المرافقة للحمض الأضعف.

ب) أيّ المحلولين HY أم HQ يكون تركيز H_3O^+ فيه أقل إذا كان لهما التركيز نفسه؟

ج) احسب pH للحمض HX الذي تركيزه ٠,٠٢ مول/لتر.

د) احسب الرقم الهيدروجيني للمحلول المنظم الذي

حُضِر بإذابة ٠,٠١ مول من الملح KY في ٥٠٠ مل من محلول الحمض HY الذي تركيزه ٠,٠١ مول/لتر.

هـ) حُضِر محلول منظم بإذابة ٢,٣١٢ غ من الملح NaQ في ٢٠٠ مل من محلول الحمض HQ. فإذا علمت أن الرقم الهيدروجيني للمحلول المنظم = ٤، والكتلة

المولية لـ NaQ = ٦٨ غ/مول. احسب تركيز الحمض HQ.

و) ما صيغة الأيون المشترك للمحلول المنظم المكون من الحمض HZ والملح KZ؟

٣) بيّن أثر إضافة كل من المواد الآتية في قيمة pH للمحلول (تقل، تزداد، تبقى ثابتة):

أ) مول من KCl إلى ٥٠٠ مل من محلول KOH.

ب) مول من LiBr إلى ٥٠٠ مل من محلول HBr.

ج) مول من NaCN إلى ٥٠٠ مل من محلول HCN.

د) مول من CH_3NH_3Cl إلى ٥٠٠ مل من محلول CH_3NH_2 .

Kb	القاعدة
$1,8 \times 10^{-5}$	NH_3
$4,4 \times 10^{-4}$	CH_3NH_2
$1,7 \times 10^{-9}$	C_5H_5N
$1,3 \times 10^{-6}$	N_2H_4
$3,8 \times 10^{-11}$	$C_6H_5NH_2$

٤) مستعيناً بالجدول المجاور لمجموعة من القواعد

الضعيفة التي لها التركيز نفسه، أجب عن الأسئلة الآتية:

أ) ما صيغة القاعدة الأقوى؟

ب) ما صيغة الحمض المرافق الذي له أقل pH؟

ج) احسب قيمة الرقم الهيدروجيني (pH) لمحلول $C_6H_5NH_2$ ذي التركيز ٠,١ مول/لتر.

د) أكمل المعادلة الآتية، وحدد زوجي الحمض والقاعدة المترافقين فيها:



هـ) كم غرامًا من N_2H_5Cl يجب إضافتها إلى ٤٠٠ مل من محلول N_2H_4 بتركيز

٠,٤ مول/لتر لتصبح قيمة pH للمحلول تساوي ٨,٤٢؟ مع العلم أن الكتلة

المولية للملح $N_2H_5Cl = 69$ غ/مول.

و) كم تصبح قيمة pH للمحلول السابق إذا أضيف إليه ٠,٠٤ مول من الحمض HCl ؟

٥) فسّر مستعينًا بالمعادلات، كلاً مما يأتي:

أ) التأثير الحمضي لمحلول الملح NH_4NO_3 .

ب) التأثير القاعدي لمحلول الملح $NaOCl$.

ج) التأثير القاعدي للأمينات RNH_2 حسب مفهوم لويس.

٦) الجدول الآتي يبين عددًا من المحاليل الافتراضية وقيم pH لها، أي هذه المحاليل يمثل:

المحلول الافتراضي	A	B	C	D	E	F
pH	٤,٥	٨,٧	٠	٧	١٢	٦

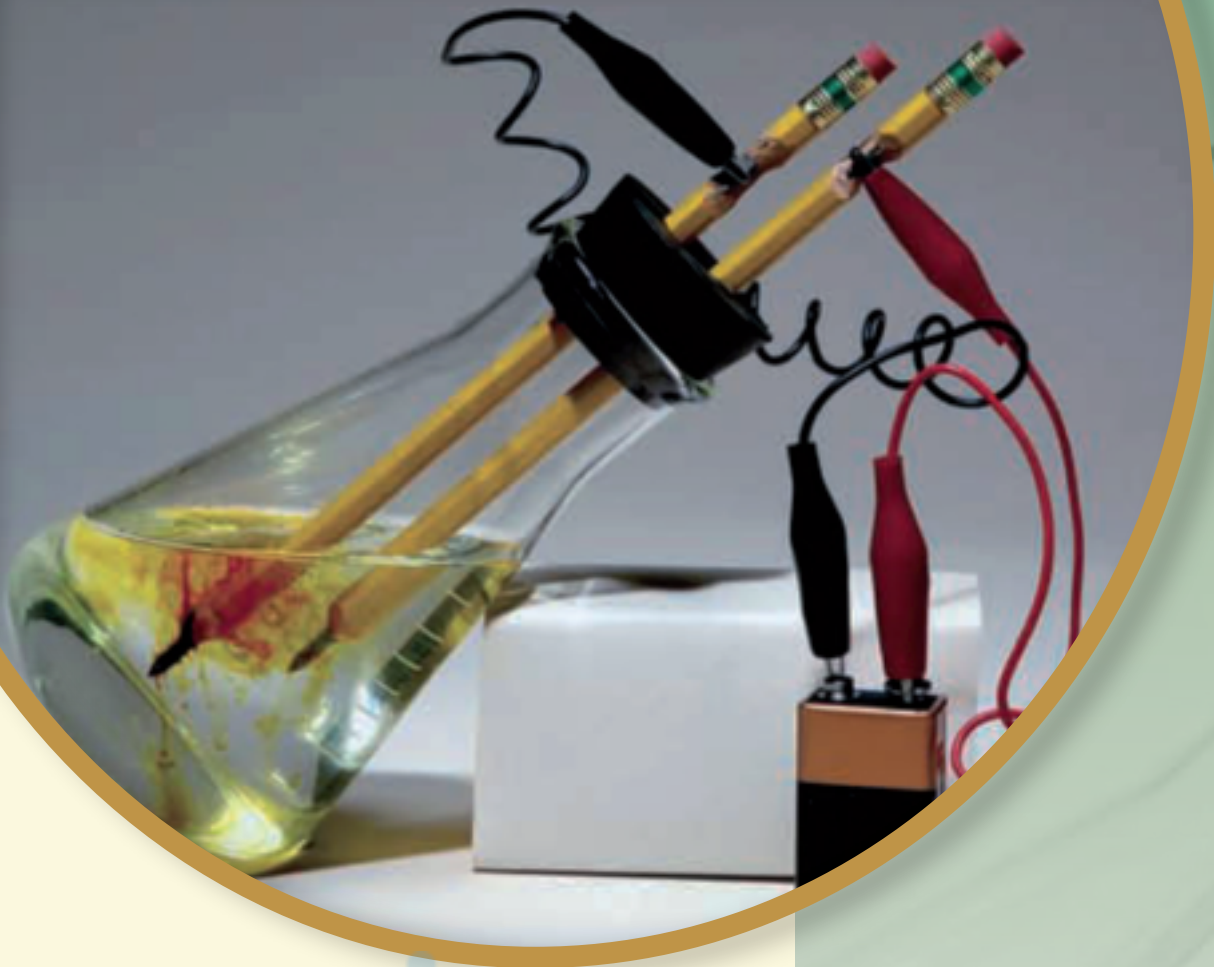
أ) القاعدة الأقوى.

ب) محلول $NaCl$.

ج) محلول HNO_3 الذي تركيزه ١ مول/لتر.

د) قاعدة $[OH^-]$ فيها 5×10^{-6} مول/لتر.

هـ) حمض $[H_3O^+]$ فيه 3×10^{-9} مول/لتر.



الوحدة الثانية ٢

التأكسد والاختزال والكيمياء الكهربائية

• التأكسد والاختزال

• الخلايا الكهركيميائية

• ما دور الكيمياء الكهربائية في استخلاص العناصر من أملاحها؟

التأكسد والاختزال

Oxidation and Reduction

تعد تفاعلات التأكسد والاختزال من التفاعلات المهمة التي تحدث في حياتنا، فالطعام الذي نتناوله يتأكسد في أجسامنا ليمدنا بالطاقة اللازمة للعمليات الحيوية المختلفة، ووسائل النقل بأنواعها تتحرك بالطاقة الناتجة عن تأكسد الوقود عند احتراقه داخل محركاتها، والفلزات كالحديد والألمنيوم يتم استخلاصها باختزال أيوناتهما من خاماتها باستخدام عوامل مختزلة. فما المقصود بالتأكسد والاختزال؟ وما المقصود بالعوامل المؤكسدة والعوامل المختزلة؟ وكيف يمكن موازنة معادلات التأكسد والاختزال؟

يمكنك الإجابة عن هذه الأسئلة وغيرها بعد دراستك هذا الفصل، ويتوقع منك بعد ذلك أن:

- توضّح المقصود بكل من المفاهيم الآتية: التأكسد، والاختزال، وعدد التأكسد، والعامل المؤكسد، والعامل المختزل، والتأكسد والاختزال الذاتي.
- تحسب عدد التأكسد لذرات العناصر في المركبات المختلفة.
- توازن معادلات التأكسد والاختزال بطريقة نصف التفاعل.
- تعطي أمثلة على استخدامات تفاعلات التأكسد والاختزال في الحياة.

درست في الصف التاسع تفاعلات التأكسد والاختزال، وعرفت أن مفهوم التأكسد كان يُستخدم في البداية لوصف اتحاد العناصر بالأكسجين، كما استخدم مفهوم الاختزال لوصف نزع الأكسجين من خامات أكاسيد العناصر. وعرفت أيضاً أنه يمكن التعبير عن التأكسد والاختزال عن طريق فقد أو كسب الإلكترونات. ولتذكر ذلك، ادرس المعادلة الآتية، ثم أجب عن الأسئلة التي تليها:



● ما التغير الذي حدث على ذرة Ni؟

● ما التغير الذي حدث على أيون Cu^{2+} ؟

لاحظ أن ذرة النيكل فقدت إلكترونين وتحولت إلى أيون النيكل Ni^{2+} ، كما في المعادلة الآتية:



واكتسب أيون النحاس هذين الإلكترونين ليتحول إلى ذرة متعادلة Cu على النحو الآتي:



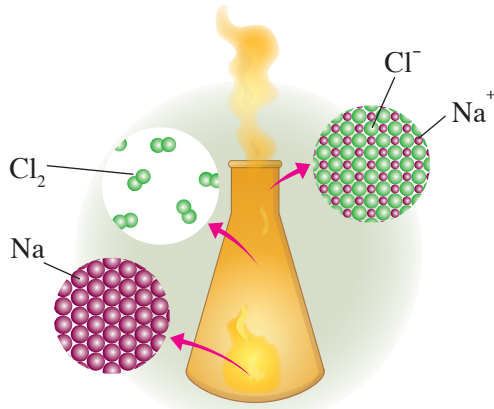
يطلق على عملية فقد المادة للإلكترونات أثناء التفاعل التأكسد ويطلق على عملية اكتساب

المادة للإلكترونات أثناء التفاعل الاختزال. لاحظ أن عدد الإلكترونات التي اكتسبتها أيونات Cu^{2+}

في المعادلة يساوي عدد الإلكترونات التي فقدتها ذرات Ni. ويمكن كتابة معادلة التفاعل الكلي

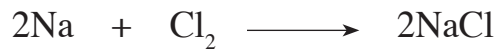
بجمع نصفي التفاعل كالاتي:





الشكل (٢-١): تفاعل الصوديوم مع الكلور لإنتاج كلوريد الصوديوم.

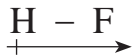
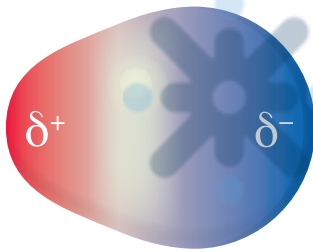
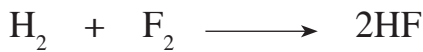
■ يتفاعل الكلور مع الصوديوم لإنتاج كلوريد الصوديوم حسب المعادلة الآتية:



◀ حدّد ذرة العنصر التي تأكسدت وذرة العنصر التي اختزلت في التفاعل.

◀ اكتب نصفي تفاعل التأكسد والاختزال في التفاعل.

والسؤال الآن: هل جميع تفاعلات التأكسد والاختزال تتضمن انتقالًا كاملاً للإلكترونات؟ لتعرّف ذلك، ادرس التفاعل الآتي:



الشكل (٢-٢): الرابطة القطبية في جزيء HF.

لاحظ أن الرابطة في جزيء HF الناتج من التفاعل هي رابطة تساهمية، وبسبب اختلاف الكهرسلبية بين ذرتي H و F فإن الإلكترونات تنزاح للذرة الأعلى كهرسلبية (F)؛ فتكتسب شحنة جزئية سالبة، وتكتسب ذرة H شحنة جزئية موجبة؛ لذا تكون الرابطة التساهمية الناتجة قطبية كما في الشكل (٢-٢).

وبسبب هذا الانزياح الجزئي للإلكترونات الرابطة يمكن اعتبار هذا النوع من التفاعلات "تفاعل تأكسد واختزال" رغم عدم فقد

الإلكترونات أو اكتسابها كلياً، الأمر الذي يشير إلى قصور في تعريف التأكسد والاختزال بأنهما خسارة أو كسب الإلكترونات؛ لذا أصبح من الضروري الحديث عن مفهوم آخر أكثر شمولاً، ليعبر عن تفاعلات التأكسد والاختزال، وهو مفهوم عدد التأكسد. فما المقصود بعدد التأكسد؟ وكيف نعبر عن تفاعلات التأكسد والاختزال في ضوء عدد التأكسد؟

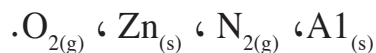
١- عدد التأكسد

يعرف عدد التأكسد بأنه الشحنة الفعلية لأيون الذرة في المركبات الأيونية، أما في المركبات الجزيئية

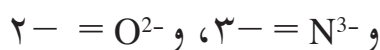
فيعرّف بأنه الشحنة التي يُفترض أن تكتسبها الذرة المكوّنة للرابطة التساهمية مع ذرة أخرى فيما لو كسبت الذرة التي لها أعلى كهربية إلكترونية الرابطة كلياً وخسرت الأخرى هذه الإلكترونات. وبناءً على ذلك، يكون عدد تأكسد F في جزيء HF هو -١، وعدد تأكسد H هو +١

وكي تُحدد أعداد التأكسد للذرات في المركبات المختلفة، عليك مراعاة القواعد الآتية:

أ - عدد تأكسد الذرة في العناصر الحرة سواء أكانت ذرات أم جزيئات، يساوى صفراً، مثل:



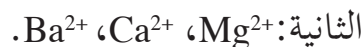
ب- عدد تأكسد الذرة في الأيون أحادي الذرة يساوي شحنة الأيون، مثل: $Na^+ = +١$ ،



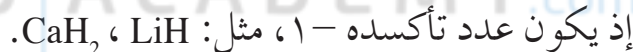
ج- أعداد تأكسد ذرات عناصر المجموعة الأولى (القلويات) في الجدول الدوري

والمجموعة الثانية (القلويات الترابية) والألمنيوم تكون موجبة، وهي على التوالي

+١، +٢، +٣، ومن الأمثلة على المجموعة الأولى: Li^+ ، Na^+ ، K^+ ، وعلى المجموعة

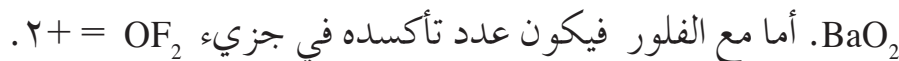


د- عدد تأكسد الهيدروجين في جميع المركبات يساوي +١، باستثناء هيدريدات الفلزات،



هـ- عدد تأكسد الأكسجين في مركباته يساوي -٢، ما عدا بعض الحالات مثل فوق الأكاسيد

فيكون عدد تأكسده -١ مثل: فوق أكسيد الهيدروجين H_2O_2 وفوق أكسيد الباريوم



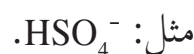
و- عدد تأكسد ذرات عناصر المجموعة السابعة (الهالوجينات) في المركبات الأيونية

يساوي -١، مثل: MgI_2 ، $NaBr$ ، NH_4Cl . ويكون موجباً في المركبات التي تحتوي

على الأكسجين مثل: $HClO$ ، أما الفلور فعدد تأكسده في مركباته دائماً -١ مثل: HF .

ز- مجموع أعداد التأكسد لجميع الذرات في المركب المتعادل يساوي صفراً، مثل Na_2CO_3 .

ح- مجموع أعداد التأكسد لجميع الذرات في الأيون متعدد الذرات يساوي شحنة الأيون،



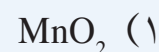
والآن كيف يمكن الاستفادة من القواعد السابقة في حساب عدد التأكسد للذرات في

المركبات؟ لتوضيح ذلك، ادرس المثالين الآتيين:

ما عدد تأكسد المنغنيز Mn في كل من:



الحل



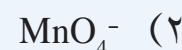
اعتماداً على القواعد السابقة يكون عدد تأكسد الأكسجين = -2
وبما أن المركب متعادل؛ فإن مجموع عددي التأكسد لذرتي الأكسجين وذرة المنغنيز
يساوي صفراً. لذا يمكن حساب عدد تأكسد المنغنيز على النحو الآتي:
مجموع أعداد التأكسد في المركب = (عدد ذرات الأكسجين × عدد تأكسده) + (عدد
ذرات المنغنيز × عدد تأكسده)

$$(2 \times -2) + (1 \times \text{س}) = 0$$

$$-4 + \text{س} = 0$$

$$\text{س} = +4$$

❖ عدد تأكسد Mn يساوي $+4$



لاحظ أن مجموع أعداد التأكسد لجميع الذرات في الأيون MnO_4^- = -1
مجموع أعداد التأكسد في الأيون MnO_4^- = (عدد ذرات الأكسجين × عدد تأكسده)
+ (عدد ذرات المنغنيز × عدد تأكسده)

$$(4 \times -2) + (1 \times \text{س}) = -1$$

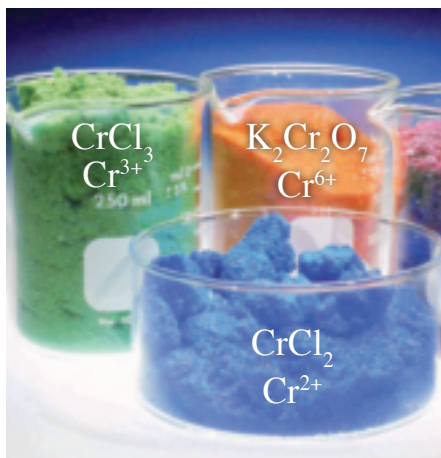
$$-8 + \text{س} = -1$$

$$\text{س} = -1 + 8 = +7$$

❖ عدد تأكسد Mn يساوي $+7$

لاحظ أن عدد تأكسد المنغنيز في MnO_2 هو $+4$ وعدد تأكسده في MnO_4^- هو $+7$ ، مما يشير
إلى أنه قد يكون لذرات العنصر الواحد أكثر من عدد تأكسد في مركباته المختلفة. انظر الشكل

(٢-٣)، الذي يبين اختلاف أعداد تأكسد عنصر الكروم في أملاحه.



الشكل (٢-٣): اختلاف أعداد تأكسد الكروم في أملاحه.

مثال (٢)

ما عدد تأكسد الكلور في HClO_4

الحل

٠ = (عدد ذرات الأكسجين $\times$ عدد تأكسده) + (عدد ذرات الكلور $\times$ عدد تأكسده) + (عدد ذرات الهيدروجين $\times$ عدد تأكسده)

$$0 = (1 \times 1) + (1 \times \text{س}) + (4 \times 2) = 0$$

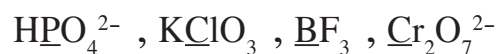
$$1 + \text{س} + 8 = 0$$

$$7 + \text{س} = 0$$

❖ عدد تأكسد Cl يساوي $7+$

سؤال

■ ما عدد تأكسد الذرة التي تحتها خط في كل مما يأتي:



٢- مفهوم التأكسد والاختزال بالاعتماد على عدد التأكسد

لقد استدعى تغيير مفهومي التأكسد والاختزال بما يتلاءم ومفهوم عدد التأكسد إلى تغيير طريقة

التعبير عن مفهوم التأكسد والاختزال. ولتعرّف ذلك، ادرس التفاعل الآتي، ثم أجب عن الأسئلة التي تليه:



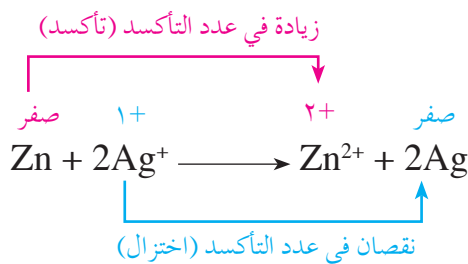
- حدّد المادة التي اختزلت والمادة التي تأكسدت، ثم اكتب معادلات أنصاف التفاعلات.
 - ما عدد تأكسد كل من Zn و Ag في المواد المتفاعلة؟
 - ما عدد تأكسد كل من Zn و Ag في المواد الناتجة؟
 - كيف تغير عدد تأكسد Zn وعدد تأكسد Ag في التفاعل؟
- يتضح من التفاعل السابق أن ذرات الخارصين Zn قد فقدت الإلكترونات - أي أنها تأكسدت - ويمكن تمثيل عملية التأكسد بنصف التفاعل الآتي:



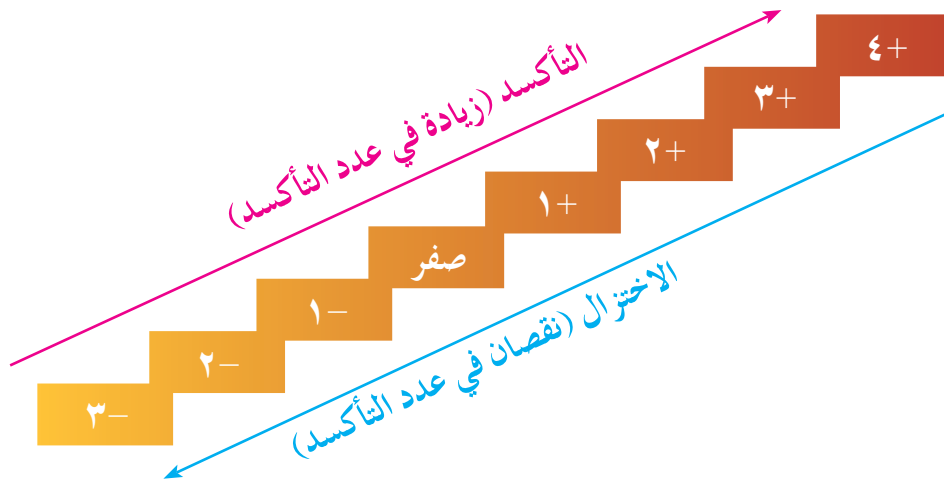
لاحظ أن عدد تأكسد Zn قد تغير من صفر إلى +٢ أي أنه ازداد بمقدار ٢
كما يتضح أيضاً أن أيونات الفضة Ag^+ قد اكتسبت الإلكترونات - أي أنها اختزلت - كما في نصف التفاعل الآتي:



لاحظ أن عدد تأكسد Ag قد تغير من +١ إلى صفر أي أنه نقص بمقدار ١
وبناءً على ذلك، فإن تفاعلات التأكسد والاختزال يرافقها تغير في أعداد التأكسد لبعض ذرات العناصر في التفاعل، إذ يزداد عدد التأكسد للذرات التي تتأكسد، في حين يقل عدد التأكسد للذرات التي تُختزل.



وبهذا يمكن تحديد الذرات التي تأكسدت والتي اختزلت في التفاعل بمعرفة التغير في أعداد تأكسدها. لاحظ الشكل (٢-٤).



الشكل (٢-٤): علاقة التأكسد والاختزال بعدد التأكسد.

مثال (٣)

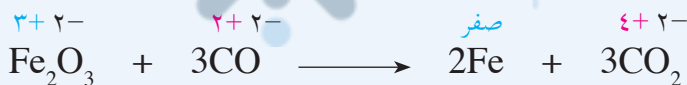
ادرس المعادلة الآتية:



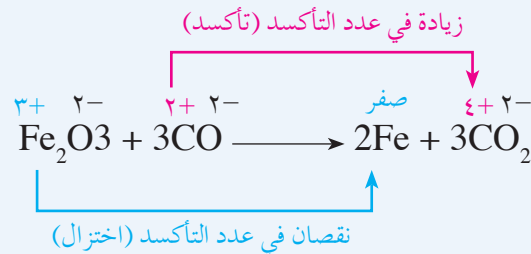
ثم بيّن الذرات التي تأكسدت والذرات التي اختزلت باستخدام التغير في أعداد التأكسد.

الحل

في البداية نحدد عدد تأكسد كل ذرة في المواد المتفاعلة والنواتجة:



ثم نحدد التغير في عدد التأكسد لتحديد أي الذرات قد تأكسدت، وأيها قد اختزلت.



لاحظ أن عدد تأكسد الحديد قد تغير من ٣+ إلى صفر؛ أي نقص بمقدار ٣، وهذا يعني أنه اختزل، في حين تغير عدد تأكسد الكربون من ٢+ إلى ٤+؛ أي ازداد بمقدار ٢؛ مما يدل على أنه قد تأكسد.

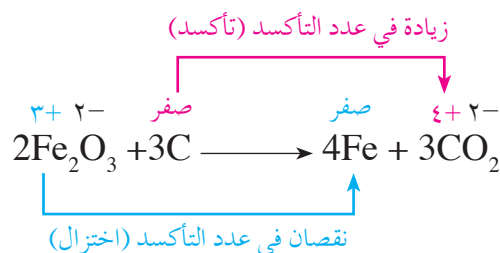
■ حدّد الذرات التي تأكسدت والذرات التي اختزلت في كل من المعادلتين الآتيتين بالاعتماد على التغير في عدد التأكسد:



ثانيًا

العوامل المؤكسدة والعوامل المختزلة

عند استخلاص الحديد من خام الهماتيت Fe_2O_3 فإنه يتم تحويل أيونات الحديد Fe^{3+} إلى ذرات الحديد Fe المتعادلة، وهذه العملية تحتاج إلى أن يكتسب أيون Fe^{3+} ثلاثة إلكترونات ليتحول إلى ذرة Fe متعادلة، وكي تكتسب أيونات الحديد هذه الإلكترونات لابد من وجود مادة أخرى تعطيها الإلكترونات التي تحتاجها (تختزلها)، مثل ذرات الكربون، فالكربون هنا تأكسد، ولكنه اختزل أيونات الحديد. وأيونات الحديد اختزلت، ولكنها أكسدت الكربون. ويمكن تمثيل التفاعل الكلي بين Fe_2O_3 والكربون، كما في المعادلة الآتية:



وإذا تفحصت المعادلة تجد أن Fe_2O_3 عامل مؤكسد؛ لأنه تسبب في أكسدة الكربون، في حين أن الكربون عامل مختزل؛ لأنه اختزل Fe^{3+} . وعليه فإنه يمكن تعريف العامل المؤكسد بأنه المادة التي يحدث لها اختزال في التفاعل، وتسبب في أكسدة غيرها، أما العامل المختزل فهو المادة التي تتأكسد في التفاعل وتسبب في اختزال غيرها. ولتعرّف كيفية تحديد العامل المؤكسد والعامل المختزل في التفاعلات، ادرس المثالين الآتيين:

حدّد العامل المؤكسد والعامل المختزل في التفاعل الآتي:

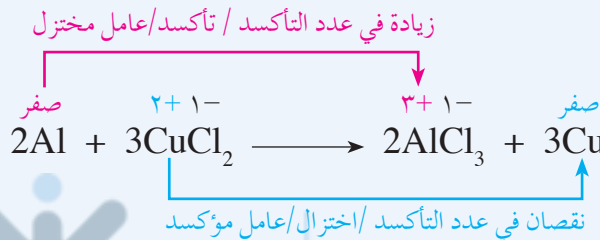


الحل

في البداية نحدد أعداد التأكسد للذرات في المواد المتفاعلة والنتيجة.

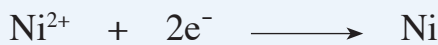


لاحظ أن عدد تأكسد الألمنيوم Al زاد بمقدار ٣؛ أي أنه تأكسد؛ لذا يعد Al عاملاً مختزلاً، بينما نقص عدد تأكسد النحاس بمقدار ٢، أي أنه اختزل؛ لذا يعد CuCl_2 عاملاً مؤكسداً.



ورغم أن التأكسد أو الاختزال قد يحدث لذرة واحدة في المركب أو الأيون متعدد الذرات، إلا أن كامل المركب أو الأيون متعدد الذرات يُعد العامل المؤكسد، أو العامل المختزل. ففي المثال السابق اختزلت ذرات النحاس ولم يحدث تغيير على ذرات الكلور ومع ذلك تم اعتبار المركب CuCl_2 كاملاً العامل المؤكسد.

هل يحتاج حدوث نصف التفاعل الآتي لعامل مؤكسد أم لعامل مختزل.



الحل

لحل هذا السؤال، نحتاج أولاً إلى تحديد طبيعة نصف التفاعل، وبتفحصه نجد أنه نصف تفاعل اختزال؛ لأن أيونات النيكل قد اختزلت فيه، وكما يتم اختزال هذه الأيونات، فلا بد من وجود عامل مختزل يختزلها؛ لذا فإن نصف التفاعل يحتاج إلى عامل مختزل.

■ حدّد العامل المؤكسد والعامل المختزل في التفاعلين الآتيين:



■ أيّ نصفي التفاعلين الآتيين يحتاج إلى عامل مؤكسد؟ وأيها يحتاج إلى عامل مختزل؟



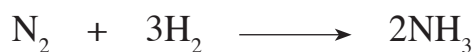
ومن الجدير بالذكر، أن هناك مواد تسلك كعوامل مؤكسدة في بعض التفاعلات، وعوامل مختزلة في تفاعلات أخرى. ويحدد ذلك طبيعة المواد التي تتفاعل معها، فمثلاً يسلك الهيدروجين كعامل مختزل عند تفاعله مع الأكسجين، كما في التفاعل الآتي:



في حين يسلك كعامل مؤكسد عندما يتفاعل مع الليثيوم:



■ في أي التفاعلين الآتيين يكون سلوك النيتروجين N_2 كعامل مؤكسد، وفي أيهما يكون سلوكه كعامل مختزل:



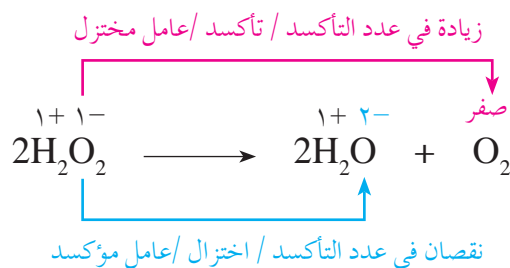
ويمكن أن تسلك بعض المواد كعامل مؤكسد وكعامل مختزل في التفاعل نفسه، فمثلاً: يتحلل فوق أكسيد الهيدروجين لينتج الماء وغاز الأكسجين، وفق المعادلة الآتية:



- ما عدد تأكسد كل ذرة في التفاعل؟
- أي الذرات تأكسدت؟ وأيها اختزلت؟

● حدّد العامل المختزل والعامل المؤكسد؟

عند تحديد أعداد التأكسد للذرات في المعادلة السابقة نلاحظ أن الأكسجين هو العنصر الوحيد الذي حدث له تغيير في عدد تأكسده، إذ يتغير من -١ في أحد جزيئات H_2O_2 إلى -٢ في H_2O ، أي يحدث اختزال لذرة الأكسجين، ويعد H_2O_2 عاملاً مؤكسداً. وفي الوقت نفسه، يتغير عدد تأكسد الأكسجين من -١ في جزيء آخر من H_2O_2 إلى صفر في O_2 ، أي يحدث له تأكسد، ويُعدّ H_2O_2 في هذه الحالة عاملاً مختزلاً. لاحظ أن H_2O_2 سلك كعامل مؤكسد وكعامل مختزل في التفاعل نفسه. ويسمى هذا النوع من التفاعلات التأكسد والاختزال الذاتي.



■ بيّن سلوك البروم Br_2 كعامل مؤكسد وكعامل مختزل في التفاعل الآتي:



ثالثاً

موازنة معادلات التأكسد والاختزال بطريقة نصف التفاعل (أيون - إلكترون)

درست في الصف العاشر، أن المعادلة الكيميائية الموزونة هي تعبير بالرموز والأرقام يعطي وصفاً لتفاعل كيميائي معين، وعرفت أهميتها في الحسابات الكيميائية المختلفة. ودرست أيضاً كيفية موازنة المعادلات الكيميائية بطريقة المحاولة والخطأ. وكي تكون المعادلة الكيميائية موزونة، فلا بد من تحقق شرطين هما:

- ◀ **قانون حفظ المادة،** وينص على: تساوي أعداد الذرات وأنواعها في طرفي المعادلة الكيميائية.
- ◀ **قانون حفظ الشحنة الكهربائية،** وينص على: تساوي المجموع الجبري للشحنات في طرفي المعادلة.

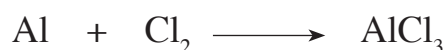
ففي المعادلة الكيميائية الموزونة الآتية:



نلاحظ أن عدد ذرات الفضة في طرفي المعادلة يساوي ٢، وعدد ذرات النيكل يساوي ١، وكذلك فإن الشحنة الكهربائية في الطرفين تساوي ٢+

سؤال

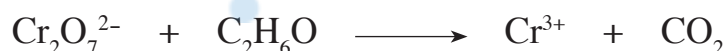
■ وازن المعادلة الكيميائية الآتية بطريقة المحاولة والخطأ، ثم تحقق من قانوني حفظ المادة والشحنة في طرفي المعادلة.



■ لماذا تعد المعادلة الكيميائية الآتية معادلة غير موزونة؟



والآن، حاول موازنة المعادلة الآتية بطريقة المحاولة والخطأ:



لا بد أنك توصلت إلى صعوبة موازنة هذه المعادلة بطريقة المحاولة والخطأ، فهناك عدد كبير من تفاعلات التأكسد والاختزال التي يصعب موازنتها بهذه الطريقة؛ لذا لجأ العلماء إلى اقتراح عدة طرائق لموازنة هذه التفاعلات كطريقة نصف التفاعل (أيون - إلكترون)، وهي تعتمد على فصل معادلة التفاعل الكلية إلى نصفين: نصف تفاعل التأكسد، ونصف تفاعل الاختزال، ثم موازنة كل نصف تفاعل على حدة. وبعد ذلك مساواة عدد الإلكترونات المفقودة والمكتسبة في نصفي التفاعل ثم جمع النصفين؛ لنحصل على المعادلة النهائية الموزونة. ولتوضيح ذلك، ادرس المثال الآتي:

وازن معادلة التفاعل الآتية:

الحل

(١) في البداية نقسم التفاعل إلى نصفين؛ اعتماداً على المواد المتفاعلة والنتيجة:



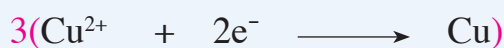
(٢) نوازن ذرات العناصر والشحنة الكهربائية: لاحظ أن عدد تأكسد الألمنيوم زاد بمقدار ٣ نتيجة فقده ثلاثة إلكترونات - أي تأكسد - لذا نضع ثلاثة إلكترونات مع المواد الناتجة على النحو الآتي:



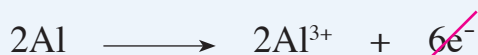
أما عدد تأكسد النحاس فقد نقص بمقدار ٢ نتيجة اكتسابه لإلكترونين - أي اختزل - لذا نضع إلكترونين مع المواد المتفاعلة كالتالي:



(٣) نساوي عدد الإلكترونات المفقودة والمكتسبة: لاحظ أن عدد الإلكترونات المفقودة في نصف تفاعل التأكسد = ٣، بينما عدد الإلكترونات المكتسبة في نصف تفاعل الاختزال = ٢. لكي تكون المعادلة الكيميائية موزونة، فلا بد من مساواة عدد الإلكترونات المفقودة والمكتسبة. لذا نضرب المعادلة الأولى بـ ٢ والثانية بـ ٣



(٤) نجمع نصفي التفاعل للحصول على معادلة التفاعل الموزونة:



وتجدر الإشارة إلى أن عددًا كبيرًا من تفاعلات التأكسد والاختزال تحدث في محاليل حمضية وقاعدية، فهل تختلف موازنة هذه التفاعلات عما درسته في المثال السابق؟

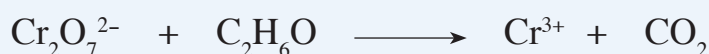
١- موازنة المعادلات في وسط حمضي

للماء وأيونات الهيدروجين H^+ دور هام في موازنة المعادلات الكيميائية في الوسط الحمضي، إذ تختلف موازنة المعادلات باختلاف الوسط الذي يجري فيه التفاعل. ولتعرّف كيفية موازنة المعادلات الكيميائية في وسط حمضي سنعود إلى المعادلة التي حاولت موازنتها بطريقة المحاولة والخطأ ولم تتمكن من ذلك، ونحاول موازنتها في وسط حمضي كما يأتي:



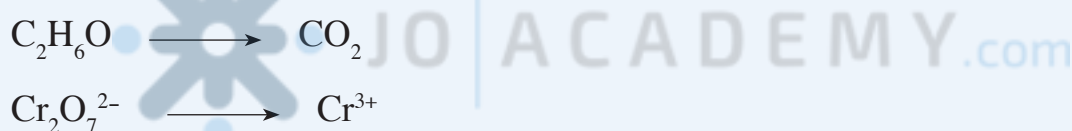
مثال (٧)

وازن المعادلة الآتية بطريقة نصف التفاعل في وسط حمضي.



الحل

(١) في البداية نقسم التفاعل إلى نصفي تفاعل بالاعتماد على المواد المتفاعلة والنتيجة:



(٢) نوازن كل نصف تفاعل على النحو الآتي:

أ (نوازن ذرات العناصر عدا الأكسجين والهيدروجين. لاحظ أن عدد ذرات الكربون في نصف التفاعل الأول غير متساو في الطرفين؛ لذا نساوي عدد ذرات الكربون في طرفي المعادلة كالتالي:



ب) نوازن ذرات الأكسجين بإضافة عدد من جزيئات الماء H_2O يساوي الفرق في ذرات الأكسجين بين المواد المتفاعلة والنتيجة، إلى الطرف الذي يحتوي أقل عدد من ذرات الأكسجين. ففي نصف التفاعل السابق لاحظ أن عدد ذرات الأكسجين في المواد المتفاعلة = ١ وعددها في المواد الناتجة = ٤؛ لذا نضيف ٣ جزيئات ماء إلى

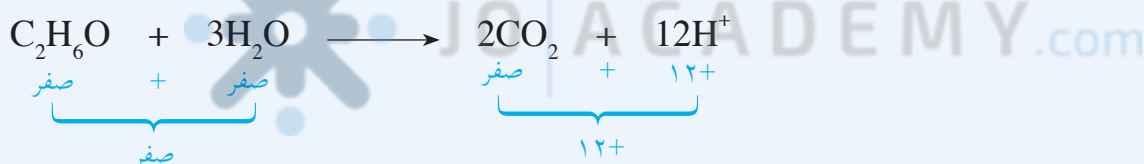
المواد المتفاعلة؛ ليصبح عدد ذرات O في الطرفين يساوي ٤.



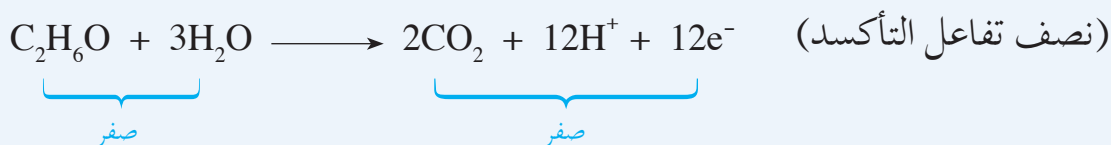
(ج) نوازن ذرات الهيدروجين بإضافة عدد من أيونات الهيدروجين H^+ يساوي الفرق في ذرات الهيدروجين بين المواد المتفاعلة والنتيجة إلى الطرف الذي يحتوي أقل عدد من ذرات الهيدروجين. لاحظ أن مجموع ذرات الهيدروجين في المواد المتفاعلة يساوي ١٢، بينما لا يوجد ذرات هيدروجين في المواد الناتجة لذا نضيف ١٢ أيون H^+ إلى المواد الناتجة؛ ليصبح عدد ذرات H في الطرفين يساوي ١٢



(د) نوازن الشحنة الكهربائية في طرفي المعادلة بإضافة عدد من الإلكترونات إلى أحد الطرفين، ليصبح المجموع الجبري للشحنات متساوياً على طرفي المعادلة. لاحظ أن المجموع الجبري للشحنات في المواد المتفاعلة = صفراً، بينما في المواد الناتجة = $12+$



لذا، نضيف ١٢ إلكترونًا إلى المواد الناتجة، ليتساوى مجموع الشحنات على الطرفين، ونحصل على معادلة موزونة تمثل نصف التفاعل الأول كما يأتي:



لاحظ أنه تم إضافة الإلكترونات إلى الطرف الذي يكون فيه المجموع الجبري للشحنات أكبر.

(٣) نطبق الخطوات السابقة على نصف التفاعل الثاني وعلى النحو الآتي:

أ (موازنة الذرات عدا الأكسجين والهيدروجين:



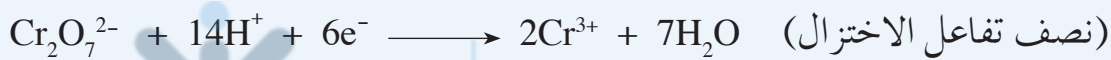
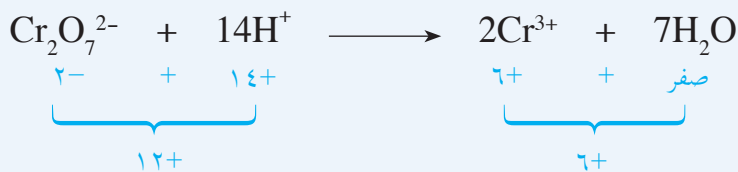
ب) موازنة ذرات الأكسجين بإضافة عدد من جزيئات الماء إلى الطرف الذي ينقصه الأكسجين يساوي عدد ذرات الأكسجين الناقصة:



ج) موازنة ذرات الهيدروجين بإضافة عدد من أيونات H^+ إلى الطرف الذي ينقصه الهيدروجين يساوي عدد ذرات الهيدروجين الناقصة:



د) موازنة الشحنة عن طريق إضافة الإلكترونات بحيث تتساوى الشحنات على طرفي المعادلة:

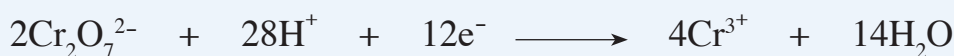


وبذلك نكون قد وازنا كلاً من نصفي التفاعل على حدة، وعلينا الانتقال إلى موازنة المعادلة الكلية.

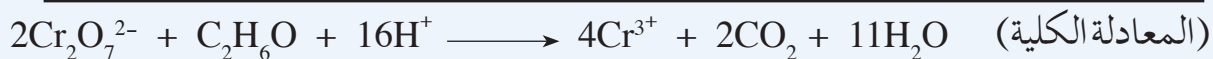
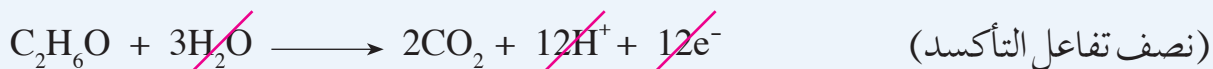
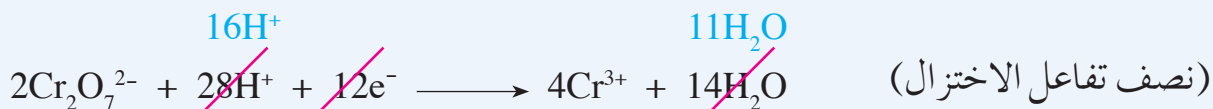
٤) نضرب أحد النصفين أو كليهما بأعداد مناسبة لجعل عدد الإلكترونات المكتسبة في أحدهما يساوي عدد الإلكترونات المفقودة في الآخر. وفي هذا المثال، نضرب نصف تفاعل الاختزال بـ ٢



فيصبح:



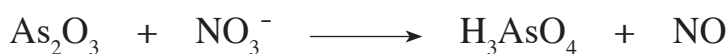
٥) نجمع نصفي التفاعل للحصول على المعادلة الموزونة، فيتم حذف الإلكترونات وبعض المواد المشتركة من طرفي المعادلة.



وهكذا نكون قد وازنا المعادلة كليًا.



■ وازن المعادلتين الآتيتين بطريقة نصف التفاعل في وسط حمضي.

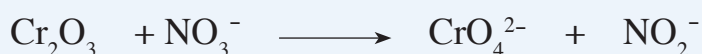


٢- موازنة المعادلات في وسط قاعدي

لموازنة المعادلات الكيميائية في وسط قاعدي، نستخدم الخطوات السابقة المستخدمة في الوسط الحمضي نفسها، ثم نضيف عددًا من أيونات الهيدروكسيد OH^- إلى طرفي المعادلة الكيميائية الموزونة لتتعادل مع أيونات H^+ ، وتكوين جزيئات الماء H_2O . ولتعرّف كيف يتم ذلك، ادرس المثال الآتي:



وازن المعادلة الآتية بطريقة نصف التفاعل في وسط قاعدي:



الحل

نطبق الخطوات السابقة التي استخدمناها في موازنة المعادلة في وسط حمضي على النحو الآتي:

(١) نقسم التفاعل إلى نصفي تفاعل بالاعتماد على المواد المتفاعلة والمواد الناتجة.

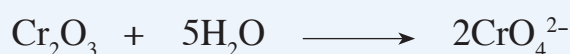


(٢) نوازن النصف الأول على النحو الآتي:

أ (موازنة الذرات عدا الأكسجين والهيدروجين.



ب) موازنة الأكسجين بإضافة H_2O :



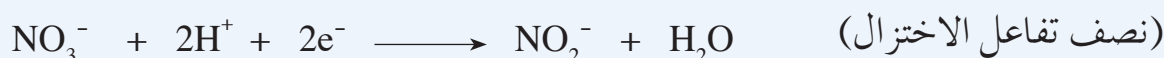
ج) موازنة الهيدروجين بإضافة H^+ :



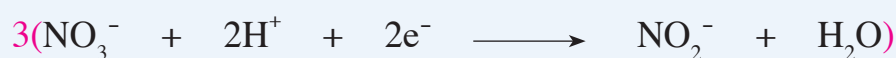
د (موازنة الشحنات عن طريق إضافة الإلكترونات:



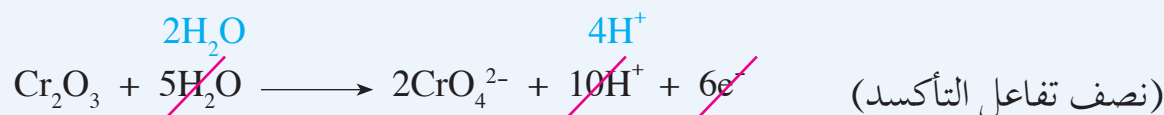
(٣) نطبق الخطوات السابقة على نصف التفاعل الثاني.



(٤) نساوي عدد الإلكترونات المفقودة والمكتسبة، وذلك بضرب نصف تفاعل الاختزال بـ ٣



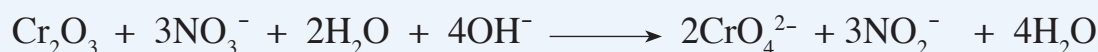
(٥) نجمع نصفي التفاعل للحصول على المعادلة الموزونة.



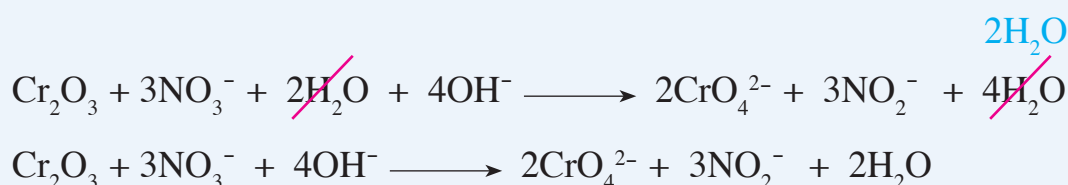
٦) نضيف عددًا من أيونات OH^- يساوي عدد أيونات H^+ إلى طرفي المعادلة.



٧) نجمع أيونات OH^- و H^+ الموجودة في طرف واحد من المعادلة معًا للحصول على جزيئات ماء.



٨) نحذف عددًا متساويًا من جزيئات الماء المشتركة من الطرفين، لتبقى جزيئات الماء في أحدهما فقط.



■ وازن المعادلة الآتية في وسط قاعدي، ثم حدّد العامل المؤكسد والعامل المختزل فيها.



كيف نعمل وجبة ساخنة باستخدام الماء البارد؟

حل الكيميائيون مشكلة تسخين الوجبات الجاهزة التي يتناولها رواد الفضاء بسبب عدم توافر مرافق للطبخ، وذلك عن طريق ابتكار سخان الطعام عديم اللهب (Flameless Ration Heater FRH). يعتمد مبدأ هذا السخان على تفاعلات التأكسد والاختزال، وذلك عن طريق توليد الحرارة بأكسدة المغنيسيوم عن طريق تفاعله مع الماء، حسب المعادلة الآتية:



لكن هذا التفاعل بطيء جدًا، لا يُنتج الحرارة المطلوبة؛ لذا يتم تسريعه بإضافة الحديد وملح

الطعام إلى المغنيسيوم المتفاعل، وينطلق من التفاعل طاقة حرارية تُقدر بـ ٣٥٥ كيلوجول قادرة على غلي لتر من الماء.

وهذا السخان يتكوّن من كيس شبه مُنفذ موجود فيه خليط من المغنيسيوم والحديد والملح وهو موضوع في كيس بلاستيكي مقاوم للحرارة.

وعند استخدامه يوضع الكيس شبه المنفذ (الذي يحتوي على خليط من المغنيسيوم والحديد والملح) والوجبة المراد تسخينها والمغلقة جيّداً في الكيس البلاستيكي ثم تضاف إليهما كمية من الماء، ويتركان مدة ١٠ دقائق تكون كافية لتسخين الوجبة.



الشكل (٢-٥): مكونات السخان عديم اللهب



الشكل (٢-٦): تسخين وجبة طعام جاهزة باستخدام السخان عديم اللهب.

للاستزادة يمكنك الرجوع إلى الشبكة المعلوماتية مستعيناً بالعبارات المفتاحية الآتية:

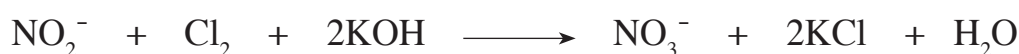
Flameless Ration Heater (FRH)، سخان الطعام عديم اللهب.

(١) وضح المقصود بكل مما يأتي:

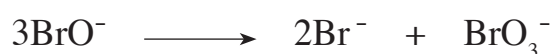
عدد التأكسد، العامل المؤكسد، العامل المختزل، التأكسد والاختزال الذاتي.

(٢) ما عدد تأكسد النيتروجين N في كل مما يأتي: N_2O_3 ، N_2O ، NO ، NH_3 ، NO_2 ؟

(٣) حدّد الذرات التي تأكسدت والتي اختزلت في التفاعلين الآتيين باستخدام التغير في عدد التأكسد:



(٤) حدّد العامل المؤكسد والعامل المختزل في المعادلتين الآتيتين:



(٥) أيّ من المواد الآتية يمكن أن يسلك كعامل مختزل: H^- ، Mg ، Na^+ ، Cl^- ، F_2

(٦) أيّ من المواد الآتية يمكن أن يسلك كعامل مؤكسد: H^+ ، O^{2-} ، Br_2 ، K ، Ca^{2+}

(٧) مثل التحولات الآتية بأنصاف تفاعلات موزونة في وسط حمضي:



(٨) وازن المعادلات الآتية في وسط حمضي:



(٩) وازن المعادلات الآتية في وسط قاعدي:



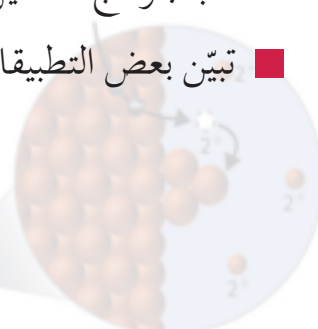
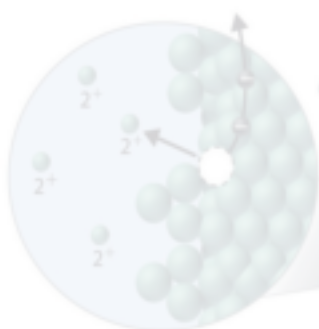
الخلايا الكهركيميائية

Electrochemical cells

تُستخدم الخلايا الكهركيميائية في مجالات واسعة في حياتنا، فالبطاريات بأنواعها المختلفة، والتي تلزم لتشغيل العديد من الأجهزة والأدوات، تعد مثلاً على هذه الخلايا، كما أن عملية الطلاء الكهربي من التطبيقات العملية المهمة لها. وقد درست في الصف التاسع تحويلات الطاقة التي تحدث في هذه الخلايا نتيجة لتفاعلات التأكسد والاختزال، وعرفت أنه يتولد فيها فرق جهد كهربائي. فكيف نحسب هذا الفرق في الجهد؟ وكيف يمكن الاستفادة منه في تحديد تلقائية التفاعلات، والتنبؤ بإمكانية حدوثها؟

يمكنك الإجابة عن هذين السؤالين وغيرهما بعد دراستك هذا الفصل، ويتوقع منك بعد ذلك أن:

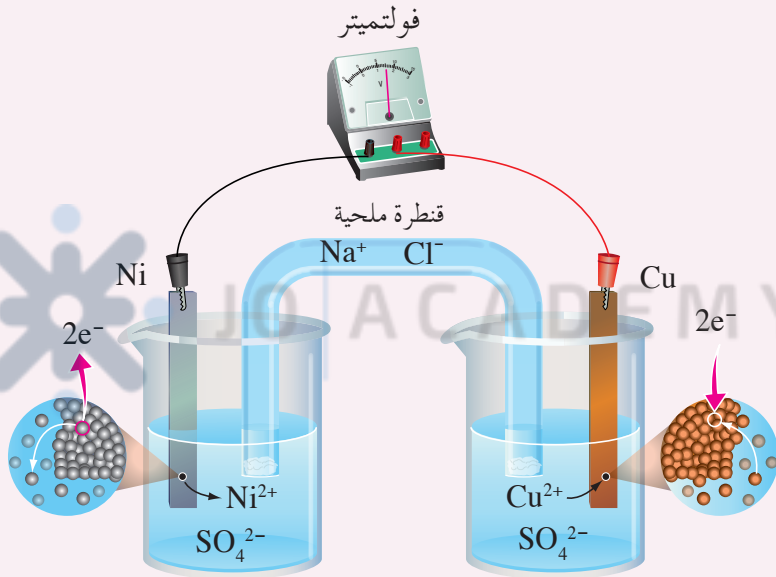
- تميّز أنواع الخلايا الكهركيميائية.
- تحدّد مكونات الخلايا الكهركيميائية، وكيفية عمل كل منها.
- توضّح المقصود بجهد الخلية المعياري.
- ترتّب العوامل المختزلة والعوامل المؤكسدة وفق قيم جهود الاختزال المعيارية.
- تحسب جهد الخلية الكهركيميائية، وتحدد تلقائية حدوث التفاعل فيها.
- تتنبأ بنواتج التحليل الكهربائي لمصاهير المركبات الأيونية ومحاليلها.
- تبين بعض التطبيقات العملية للخلايا الكهركيميائية.



درست في الصف التاسع الخلية الغلفانية، وعرفت أنها أداة يحدث فيها تفاعل التأكسد والاختزال تلقائيًا لإنتاج تيار كهربائي، ولتذكر مكوناتها وكيفية عملها، نفذ النشاط الآتي:

نشاط (١-٢) الخلية الغلفانية

يمثل الشكل (٧-٢) خلية غلفانية يتكوّن قطباها من النحاس Cu والنيكل Ni. ادرس الشكل جيدًا، ثم أجب عن الأسئلة التي تليه:



الشكل (٧-٢): خلية غلفانية قطباها من النحاس والنيكل.

- حدّد اتجاه حركة الإلكترونات عبر الموصل (الأسلاك) في الدارة الخارجية.
- حدّد المصعد والمهبط في الخلية، وشحنة كل منهما.
- اكتب أنصاف التفاعلات التي تحدث عند الأقطاب.
- اكتب معادلة التفاعل الكلي في الخلية.
- ما دور القنطرة الملحية في الخلية؟
- ماذا تتوقع أن يحدث لكتلة كل قطب أثناء عمل الخلية الغلفانية؟

يتضح من الشكل أن هذه الخلية الغلفانية تتكوّن من وعاءين، يحتوي أحدهما على قطب النحاس Cu ومحلول كبريتات النحاس CuSO_4 ، ويسمى نصف خلية النحاس، ويحتوي الوعاء الثاني على قطب النيكل Ni ومحلول كبريتات النيكل NiSO_4 ، ويسمى نصف خلية النيكل، ويتصل القطبان بأسلاك فلزية موصولة بالفولتميتر الذي يقيس فرق الجهد بين الأقطاب، ويتصل الوعاءان بأنبوب زجاجي على شكل حرف U، يحتوي على محلول مشبع من كلوريد الصوديوم NaCl يسمى القنطرة الملحية. وعند تركيب الخلية كما في الشكل، يُلاحظ انحراف مؤشر الفولتميتر إلى الجهة التي يوجد فيها قطب النحاس، وهذا يشير إلى مرور تيار كهربائي نتيجة لحركة الإلكترونات عبر الأسلاك من قطب النيكل Ni إلى قطب النحاس Cu. ويمثل النيكل في هذه الخلية المصعد، وهو القطب الذي تتأكسد بعض ذراته، وتتحول إلى أيونات موجبة Ni^{2+} تنتشر في المحلول كما في المعادلة الآتية:



وهذا التأكسد لذرات النيكل يحدث على سطح المصعد، وهو ما يفسر تآكل قطب النيكل ونقصان كتلته مع الزمن، وتتجه الإلكترونات الناتجة عن نصف التفاعل السابق إلى قطب النيكل فتكسبه شحنة سالبة؛ وعليه يكون المصعد هو القطب السالب في الخلية.

تستمر الإلكترونات الناتجة عن عملية تأكسد ذرات النيكل بالحركة عبر الأسلاك نحو قطب النحاس الذي يمثل المهبط، وهو القطب الموجب، حيث تُختزل أيونات النحاس Cu^{2+} المحيطة بالقطب في نصف خلية النحاس نتيجة اكتسابها هذه الإلكترونات، وتتحول إلى ذرات نحاس متعادلة تتجمع على قطب النحاس؛ وهذا يفسر زيادة كتلته مع الزمن. والمعادلة الآتية توضح ذلك.



ويمكن تمثيل التفاعل الكلي، والذي يمثل مجموع نصفي التفاعلين السابقين على النحو الآتي:

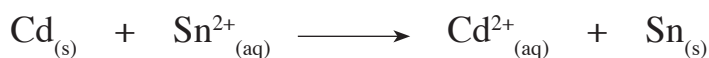


والسؤال الآن ما دور القنطرة الملحية في الخلية الغلفانية؟

سبق أن أشرنا إلى تناقص كتلة قطب النيكل (المصعد) نتيجة لتأكسد بعض ذراته؛ مما يؤدي إلى زيادة تركيز أيونات النيكل الموجبة في المحلول، فيصبح تركيزها أعلى من تركيز الأيونات السالبة في نصف خلية النيكل، كما أن اختزال أيونات النحاس الموجبة يؤدي إلى تناقص تركيزها في المحلول، فيصبح تركيزها أقل من تركيز الأيونات السالبة في نصف خلية النحاس؛ وهذا يؤدي إلى اختلال التوازن في الشحنات الكهربائية في نصفي الخلية الغلفانية. ولحفظ التوازن الكهربائي يتم وصل نصفي الخلية من خلال القنطرة الملحية التي تعمل على موازنة الشحنات الكهربائية في الخلية أثناء عملها.



■ إذا علمت أن التفاعل الآتي يحدث في خلية غلفانية، فأجب عن الأسئلة التي تليه:



- ◀ اكتب نصفي تفاعل التأكسد والاختزال.
- ◀ حدّد اتجاه حركة الإلكترونات عبر الدارة الخارجية.
- ◀ أي القطبين Cd أم Sn تزداد كتلته مع استمرار مرور التيار الكهربائي؟

وتجدر الإشارة إلى أن جهاز الفولتميتر الموصل بين قطبي الخلية الغلفانية، يُستخدم لقياس جهد الخلية. فما المقصود بجهد الخلية؟ وكيف يمكن حسابه؟

١ - جهد الخلية

تتفاوت الأقطاب في ميلها للتأكسد والاختزال، فلكل قطب ميل للتأكسد يسمى جهد تأكسد القطب (E_{تأكسد})، أو ميل للاختزال يسمى جهد اختزال القطب (E_{اختزال}). وعند استخدام قطبين مختلفين في خلية غلفانية تندفع الإلكترونات من المصعد إلى المهبط؛ بسبب قوة دافعة تحرك هذه الإلكترونات عبر الموصل، وهي تنشأ بسبب الاختلاف في جهد الاختزال بين قطبي الخلية، وتعرف هذه القوة بالقوة الدافعة الكهربائية. وهي تمثل جهد الخلية (E_{الخلية})، وتقاس

بوحدة الفولت. ويمكن قياس جهد الخلية في الظروف المعيارية عندما يكون تركيز الأيونات ١ مول/لتر، وضغوط الغازات ١ ض.ج.، ودرجة الحرارة ٢٥°س، ويعرف جهد الخلية عند هذه الظروف بجهد الخلية المعياري Standard Cell Potential، ويرمز له بالرمز $E^\circ_{\text{الخلية}}$ ، ويعبر عنه بالعلاقة الرياضية الآتية:

$$E^\circ_{\text{الخلية}} = E^\circ_{\text{اختزال (المهبط)}} - E^\circ_{\text{اختزال (المصعد)}}$$

وتعتمد قيمته على ميل نصف تفاعل التأكسد و نصف تفاعل الاختزال للحدوث، فكلما زاد ميل أنصاف التفاعلات للحدوث زاد جهد الخلية. ومن الجدير بالذكر أن جهد التأكسد المعياري للقطب يساوي جهد الاختزال المعياري له، ويعاكسه في الإشارة، فمثلاً:

$$E^\circ_{\text{تأكسد (النحاس)}} = - E^\circ_{\text{اختزال (النحاس)}}$$

مثال (١)

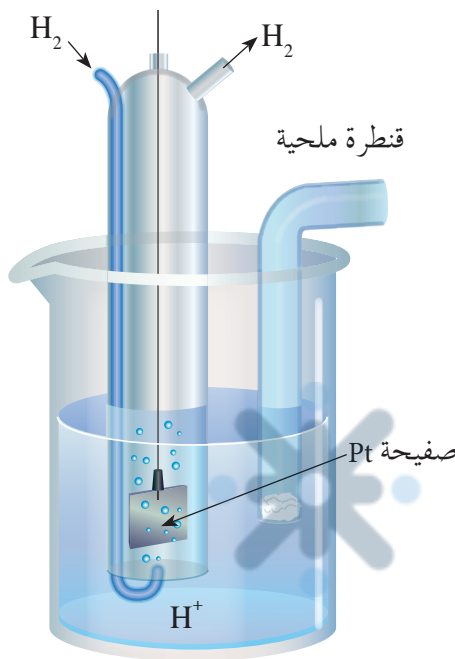
إذا علمت أن جهد الخلية المكونة من الخارصين Zn والنحاس Cu في الظروف المعيارية يساوي (١,١) فولت، وأن جهد الخلية المكونة من الخارصين Zn والفضة Ag في الظروف المعيارية يساوي (١,٥٦) فولت، فإذا كان الخارصين في كلتا الخليتين هو المصعد، فأيهما أكثر ميلاً للاختزال: أيونات النحاس Cu^{2+} ، أم أيونات الفضة Ag^+ ؟

الحل

بما أن جهد الخلية يعتمد على ميل أنصاف التفاعلات للحدوث، ولأن ميل تفاعل التأكسد ثابت للخارصين Zn؛ فإن الاختلاف في قيمة جهد الخلية ($E^\circ_{\text{الخلية}}$) يعتمد على جهد اختزال أيونات المهبط، ولأن جهد الخلية المكونة من الخارصين Zn والفضة Ag أكبر من جهد الخلية المكونة من الخارصين Zn والنحاس Cu، فإن أيونات الفضة Ag^+ أكثر ميلاً للاختزال من أيونات النحاس Cu^{2+} .

■ إذا علمت أن جهد الخلية المكونة من الأقطاب (X,Y) في الظروف المعيارية تساوي (٠,٥٧) فولت، وأن جهد الخلية المكونة من الأقطاب (X,W) في الظروف المعيارية تساوي (٠,٧٨) فولت، وأن المادة X في الخليتين هي المهبط، فأَي العنصرين (Y,W) أكثر ميلاً للتأكسد؟

٢- جهد الاختزال المعياري



الشكل (٨-٢): قطب الهيدروجين المعياري.

عرفت أن جهد الخلية يمثل فرق الجهد الكهربائي بين قطبيها، وأن جهاز الفولتميتر يقيس جهد الخلية، ولكنه لا يستطيع قياس جهد القطب منفرداً، فكيف يمكن تحديد جهد الاختزال المعياري للأقطاب المختلفة؟ فُكر العلماء في تحديد قطب مرجعي يمكن استخدامه لمعرفة جهد الاختزال المعياري لقطبي الخلية الغلفانية، فتم اختيار قطب الهيدروجين المعياري كقطب مرجعي؛ لأن نشاطه الكيميائي متوسط بين العناصر، فيمكن أن يكون مهبطاً أو مصعداً. والشكل (٨-٢) يبين قطب الهيدروجين المعياري.

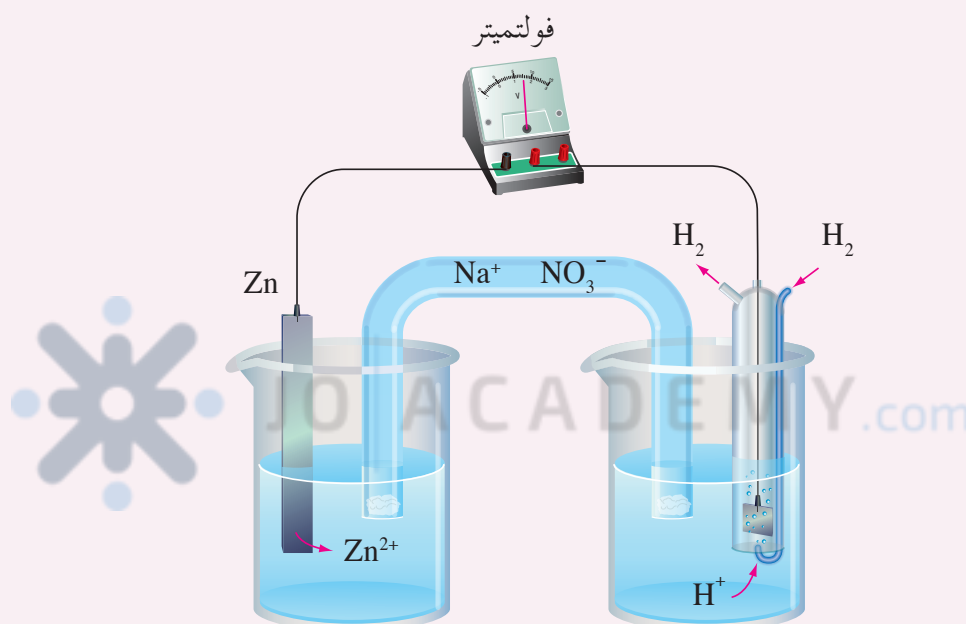
ويتكوّن قطب الهيدروجين المعياري، كما تلاحظ، من وعاء يحتوي على صفيحة من البلاتين مغموسة في محلول حمض HCl يحتوي على أيونات H^+ بتركيز ١ مول/لتر، وتحت ضغط من غاز الهيدروجين مقداره ١ ض.ج، وعند درجة حرارة ٢٥°س. ويمكن تمثيل التفاعل في قطب الهيدروجين المعياري كما في المعادلة الآتية:



وقد اصطلح العلماء على أن تكون قيمة جهد الاختزال المعياري للهيدروجين تساوي صفرًا، وباستخدام هذا القطب تمكن العلماء من التوصل إلى جهود الاختزال المعيارية للأقطاب المختلفة. ولتعرّف ذلك، نفذ النشاط (٢-٢).

النشاط (٢-٢) تحديد جهود الاختزال المعيارية

تم بناء ثلاث خلايا غلفانية مختلفة باستخدام قطب الهيدروجين مع أحد الفلزات الآتية: (Ag ، Cu ، Zn) ومحاليل أملاحها في كل خلية، ويمثل الشكل (٢-٩) إحدى هذه الخلايا.



الشكل (٢-٩): خلية غلفانية قطبها الخارصين والهيدروجين.

فإذا قيس جهد الخلية في كل منها في الظروف المعيارية، وتم الحصول على المعلومات المبينة في الجدول أدناه. ادرس الجدول، ثم أجب عن الأسئلة التي تليه:

رقم الخلية	قطب الخلية	انحراف مؤشر الفولتميتر باتجاه	جهد الخلية المعياري (فولت)
١	Zn/H ₂	قطب الهيدروجين	٠,٧٦
٢	Cu/H ₂	قطب النحاس	٠,٣٤
٣	Ag/H ₂	قطب الفضة	٠,٨٠

- أيُّ الخلايا السابقة يكون قطب الهيدروجين فيها هو المهبط؟
- احسب جهد الاختزال المعياري لكل من الفلزات المستخدمة في الخلايا السابقة.

يتبيّن من النشاط السابق أن قطب الهيدروجين المعياري في الخلية رقم (١) يمثل المهبط، وهذا يعني أن جهد اختزاله أكبر من جهد اختزال الخارصين، وبما أن جهد اختزال الهيدروجين يساوي صفرًا، فيمكن حساب جهد اختزال الخارصين E° اختزال (الخارصين)، على النحو الآتي:

$$E^\circ_{\text{الخلية}} = E^\circ_{\text{اختزال (المهبط)}} - E^\circ_{\text{اختزال (المصعد)}}$$

$$E^\circ = 0,76 - E^\circ_{\text{اختزال (الهيدروجين)}} - E^\circ_{\text{اختزال (الخارصين)}}$$

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

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

وبالمثل، يمكن حساب جهد اختزال النحاس، حيث إن قطب النحاس في الخلية رقم (٢) يمثل المهبط، ويكون قطب الهيدروجين هو المصعد.

$$E^\circ_{\text{الخلية}} = E^\circ_{\text{اختزال (النحاس)}} - E^\circ_{\text{اختزال (الهيدروجين)}}$$

$$0,34 = E^\circ_{\text{اختزال (النحاس)}} - \text{صفر}$$

وعليه، يكون جهد اختزال النحاس المعياري $E^\circ_{\text{اختزال (النحاس)}} = 0,34$ فولت.

وبالطريقة نفسها، يمكن حساب جهد الاختزال المعياري للفضة، فيكون $E^\circ_{\text{اختزال (الفضة)}} = 0,80$ فولت.

ونتيجة لاستخدام قطب الهيدروجين المعياري في بناء خلايا مختلفة وقياس جهودها تمكن العلماء من حساب جهد الاختزال المعياري للأقطاب المختلفة، وتم ترتيبها وفقًا لزيادة جهود اختزالها المعيارية في جدول يعرف بجدول جهود الاختزال المعيارية. جدول (٢-١).

الجدول (٢-١): جهود الاختزال المعيارية عند درجة حرارة ٢٥ °س.

نصف تفاعل الاختزال					E° (الفولت)
$\text{Li}^+_{(\text{aq})}$	+	e^-	$\rightleftharpoons$	$\text{Li}_{(\text{s})}$	٣,٠٥-
$\text{K}^+_{(\text{aq})}$	+	e^-	$\rightleftharpoons$	$\text{K}_{(\text{s})}$	٢,٩٢-
$\text{Ca}^{2+}_{(\text{aq})}$	+	2e^-	$\rightleftharpoons$	$\text{Ca}_{(\text{s})}$	٢,٧٦-
$\text{Na}^+_{(\text{aq})}$	+	e^-	$\rightleftharpoons$	$\text{Na}_{(\text{s})}$	٢,٧١-
$\text{Mg}^{2+}_{(\text{aq})}$	+	2e^-	$\rightleftharpoons$	$\text{Mg}_{(\text{s})}$	٢,٣٧-
$\text{Al}^{3+}_{(\text{aq})}$	+	3e^-	$\rightleftharpoons$	$\text{Al}_{(\text{s})}$	١,٦٦-
$\text{Mn}^{2+}_{(\text{aq})}$	+	2e^-	$\rightleftharpoons$	$\text{Mn}_{(\text{s})}$	١,١٨-
$2\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$	+	2e^-	$\rightleftharpoons$	$2\text{OH}^-_{(\text{aq})} + \text{H}_{2(\text{g})}$	٠,٨٣-
$\text{Zn}^{2+}_{(\text{aq})}$	+	2e^-	$\rightleftharpoons$	$\text{Zn}_{(\text{s})}$	٠,٧٦-
$\text{Cr}^{3+}_{(\text{aq})}$	+	3e^-	$\rightleftharpoons$	$\text{Cr}_{(\text{s})}$	٠,٧٣-
$\text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})}$	+	2e^-	$\rightleftharpoons$	$\text{Fe}_{(\text{s})}$	٠,٤٤-
$\text{Cd}^{2+}_{(\text{aq})}$	+	2e^-	$\rightleftharpoons$	$\text{Cd}_{(\text{s})}$	٠,٤٠-
$\text{Co}^{2+}_{(\text{aq})}$	+	2e^-	$\rightleftharpoons$	$\text{Co}_{(\text{s})}$	٠,٢٨-
$\text{Ni}^{2+}_{(\text{aq})}$	+	2e^-	$\rightleftharpoons$	$\text{Ni}_{(\text{s})}$	٠,٢٣-
$\text{Sn}^{2+}_{(\text{aq})}$	+	2e^-	$\rightleftharpoons$	$\text{Sn}_{(\text{s})}$	٠,١٤-
$\text{Pb}^{2+}_{(\text{aq})}$	+	2e^-	$\rightleftharpoons$	$\text{Pb}_{(\text{s})}$	٠,١٣-
$\text{Fe}^{3+}_{(\text{aq})}$	+	3e^-	$\rightleftharpoons$	$\text{Fe}_{(\text{s})}$	٠,٠٤-
$2\text{H}^+_{(\text{aq})}$	+	2e^-	$\rightleftharpoons$	$\text{H}_{2(\text{g})}$	٠,٠٠
$\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}$	+	2e^-	$\rightleftharpoons$	$\text{Cu}_{(\text{s})}$	٠,٣٤
$\text{I}_{2(\text{s})}$	+	2e^-	$\rightleftharpoons$	$2\text{I}^-_{(\text{aq})}$	٠,٥٤
$\text{Ag}^+_{(\text{aq})}$	+	e^-	$\rightleftharpoons$	$\text{Ag}_{(\text{s})}$	٠,٨٠
$\text{Hg}^{2+}_{(\text{aq})}$	+	2e^-	$\rightleftharpoons$	$\text{Hg}_{(\text{l})}$	٠,٨٥
$\text{Br}_{2(\text{l})}$	+	2e^-	$\rightleftharpoons$	$2\text{Br}^-_{(\text{aq})}$	١,٠٩
$\text{O}_{2(\text{g})} + 4\text{H}^+$	+	4e^-	$\rightleftharpoons$	$2\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$	١,٢٣
$\text{Cl}_{2(\text{g})}$	+	2e^-	$\rightleftharpoons$	$2\text{Cl}^-_{(\text{aq})}$	١,٣٦
$\text{Au}^{3+}_{(\text{aq})}$	+	3e^-	$\rightleftharpoons$	$\text{Au}_{(\text{s})}$	١,٥
$\text{F}_{2(\text{g})}$	+	2e^-	$\rightleftharpoons$	$2\text{F}^-_{(\text{aq})}$	٢,٨٧

زيادة قوة العامل المؤكسد

زيادة قوة العامل المختزل

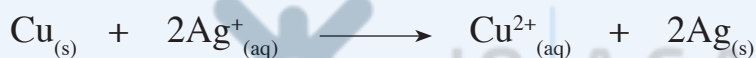
لاحظ أن الجدول يتضمن أنصاف تفاعلات الاختزال وجهودها المعيارية. وبالنظر إلى التفاعل العكسي لهذه التفاعلات، يتبين أنها تمثل أنصاف تفاعلات التأكسد، وبما أن المواد التي إلى يسار الجدول (اللون الأزرق) يحدث لها اختزال؛ فهي عوامل مؤكسدة، وتزداد قوتها كعوامل مؤكسدة كلما زاد جهد الاختزال باتجاهها إلى أسفل الجدول، بينما تُعد المواد التي إلى يمين الجدول (اللون الأحمر) عوامل مختزلة، وتزداد قوتها كعوامل مختزلة كلما قل جهد الاختزال باتجاهها إلى أعلى الجدول .

ويمكن الاعتماد على جدول جهود الاختزال المعيارية في تحديد عدة جوانب مثل:

أ - حساب جهد الخلية المعياري ($E^\circ_{\text{الخلية}}$): يمكنك حساب جهد الخلية المعياري بالاعتماد على جدول جهود الاختزال المعيارية (٢-١) ولتوضيح ذلك، ادرس الأمثلة الآتية:

مثال (٢)

احسب الجهد المعياري ($E^\circ_{\text{الخلية}}$) لخلية غلفانية يحدث فيها التفاعل الآتي:



الحل

يتضح من المعادلة أن النحاس Cu يمثل المصعد، في حين يمثل الفضة Ag المهبط. وباستخدام جدول جهود الاختزال، نحدد جهد اختزال كل من المصعد والمهبط:

$$E^\circ_{\text{اختزال (الفضة)}} = +0,80 \text{ فولت.}$$

$$E^\circ_{\text{اختزال (النحاس)}} = +0,34 \text{ فولت.}$$

ثم نحسب جهد الخلية كالاتي:

$$E^\circ_{\text{الخلية}} = E^\circ_{\text{اختزال (المهبط)}} - E^\circ_{\text{اختزال (المصعد)}}$$

$$E^\circ_{\text{اختزال (الفضة)}} - E^\circ_{\text{اختزال (النحاس)}}$$

$$= 0,80 - 0,34$$

$$= 0,46 \text{ فولت.}$$

ومن الجدير ذكره أن قيمة جهد الخلية (E°) لا تتأثر عند ضرب المعادلة بعدد صحيح عند موازنة المعادلة؛ لأن جهود الاختزال من الخواص النوعية للمادة، وهذه الخواص لا تعتمد على كمية المادة.

سؤال

■ مستعينا بالجدول (٢-١)، احسب قيمة الجهد المعياري لخلية غلفانية قطباها من الألمنيوم Al والنحاس Cu، ويحدث فيها التفاعل الآتي:



ب- تحديد تلقائية حدوث تفاعلات التأكسد والاختزال: تتفاعل بعض الفلزات مع محلول حمض الهيدروكلوريك المخفف وتطلق غاز الهيدروجين، بينما لا يتفاعل بعضها الآخر، فهل يمكن توظيف جهود الاختزال المعيارية للتنبؤ عن إمكانية حدوث هذه التفاعلات؟ للإجابة عن ذلك نفذ النشاط الآتي:

النشاط (٢-٣): تفاعل الفلزات مع محلول حمض الهيدروكلوريك المخفف HCl

المواد والأدوات

محلول حمض الهيدروكلوريك المخفف تركيزه (٠,١ مول/لتر)، أنابيب اختبار عدد (٢)، سلك من النحاس، وسلك من الخارصين، حامل أنابيب.

الخطوات

- ١- ضع ٥ مل من محلول الحمض في كل من الأنبوبين.
 - ٢- ضع سلك النحاس في أحد الأنبوبين، وسلك الخارصين في الأنبوب الثاني.
- في أيّ الأنبوبين حدث تفاعل؟
 - ما أدلة حدوث التفاعل؟

يتبين من النشاط السابق أن سلك الخارصين يتفاعل مع محلول حمض الهيدروكلوريك المخفف ويتصاعد غاز الهيدروجين، ويمكن التعبير عن التفاعل على النحو الآتي:



ولكن سلك النحاس لا يتفاعل مع محلول الحمض، ويبقى كما هو.

وبمقارنة جهود الاختزال المعيارية من جدول (٢-١)، نجد أن جهد اختزال الخارصين (-٠,٧٦ فولت) وهو أقل من جهد اختزال الهيدروجين الذي يساوي صفرًا، ولذلك يتأكسد الخارصين، ويختزل أيونات الهيدروجين، وينطلق غاز الهيدروجين، ويمكن حساب E° للتفاعل على النحو الآتي:

$$E^\circ_{\text{للتفاعل}} = E^\circ_{\text{اختزال (الهيدروجين)}} - E^\circ_{\text{اختزال (الخارصين)}} \\ = \text{صفر} - (-٠,٧٦) \\ = +٠,٧٦ \text{ فولت.}$$

لاحظ أن قيمة E° للتفاعل موجبة؛ ومثل هذا النوع من التفاعلات يحدث تلقائيًا. وأما النحاس فإن قيمة جهد الاختزال له (+٠,٣٤ فولت)، وهي أعلى من جهد اختزال الهيدروجين، فلا يمكنه اختزال أيونات الهيدروجين H^+ ، وإذا حسبنا E° للتفاعل المتوقع تكون المعادلة كالتالي:

$$E^\circ_{\text{للتفاعل}} = E^\circ_{\text{اختزال (الهيدروجين)}} - E^\circ_{\text{اختزال (النحاس)}} \\ = \text{صفر} - ٠,٣٤ \\ = -٠,٣٤ \text{ فولت.}$$

نلاحظ أن قيمة E° للتفاعل سالبة، وهذا يدل على عدم إمكانية حدوثه بشكل تلقائي. وبناءً عليه، يمكن التنبؤ بتلقائية التفاعلات الكيميائية من حساب قيمة E° للتفاعل، فإذا كانت موجبة يكون التفاعل تلقائيًا، وإذا كانت سالبة يكون التفاعل غير تلقائي.



■ بالرجوع إلى جدول جهود الاختزال المعيارية (٢-١)، استخدم قيم E° لتحديد إمكانية

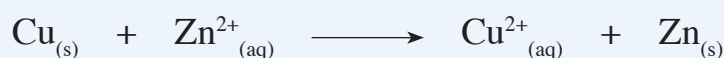
حدوث تفاعل عند وضع الفلزات الآتية (الفضة، النيكل) في محلول حمض HCl المخفف.

عرفت إلى الآن، أنه يمكن التنبؤ بإمكانية حدوث تفاعلات الفلزات مع الحموض المخففة بالرجوع إلى قيم جهود الاختزال المعيارية. فهل ينطبق الشيء ذاته على تفاعل الفلزات مع محاليل الأملاح؟ للإجابة عن هذا السؤال، ادرس المثال الآتي:

أيهما تختار لحفظ محلول كبريتات الخارصين $ZnSO_4$ وعاء من النحاس أم وعاء من الألمنيوم؟ فسر إجابتك.

الحل

بالرجوع إلى الجدول (٢-١) نحدد إمكانية حدوث التفاعل في الحالتين. وللقيام بذلك نجد قيمة E° للتفاعل المتوقع (الممكن حدوثه)، فعند حفظ محلول كبريتات الخارصين في وعاء من النحاس يُتوقع التفاعل الآتي:

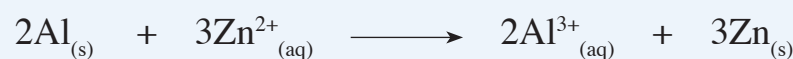


ولتحديد إمكانية حدوثه نجد E° للتفاعل على النحو الآتي:

$$E^\circ_{\text{للتفاعل}} = E^\circ_{\text{اختزال (الخارصين)}} - E^\circ_{\text{اختزال (النحاس)}}$$

$$= 0,76 - 0,34 = 0,42 \text{ فولت.}$$

ونظرًا لكون قيمة E° للتفاعل سالبة؛ فإنه لا يحدث تلقائيًا، فيمكننا حفظ محلول ملح كبريتات الخارصين في وعاء من النحاس. وأما عند حفظ المحلول في وعاء من الألمنيوم فيُتوقع التفاعل الآتي:



ولتحديد إمكانية حدوثه نجد E° للتفاعل كالتالي:

$$E^\circ_{\text{للتفاعل}} = E^\circ_{\text{اختزال (الخارصين)}} - E^\circ_{\text{اختزال (الألمنيوم)}}$$

$$= 0,76 - (-1,66) = 2,42 \text{ فولت.}$$

ولأن قيمة جهد التفاعل موجبة؛ يمكن حدوث التفاعل بين الألمنيوم وأيونات الخارصين، وتأكسد وعاء الألمنيوم، مما يعني عدم إمكانية حفظ محلول كبريتات الخارصين في وعاء من الألمنيوم.

■ استعن بالجدول (١-٢) للإجابة عن السؤالين الآتيين، موضعًا إجابتك بحساب جهد التفاعل المتوقع.

◀ هل يمكن تحريك محلول نترات الفضة AgNO_3 بملعقة من القصدير Sn ؟

◀ هل يمكن حفظ محلول كبريتات المغنيسيوم MgSO_4 في وعاء من الكروم Cr ؟

ج- مقارنة قوة العوامل المؤكسدة والعوامل المختزلة: بالرجوع إلى الجدول (١-٢)، نلاحظ أنه يتضمن عوامل مؤكسدة وعوامل مختزلة، وهذه العوامل تتفاوت في قوتها بمقدار ميلها لفقد الإلكترونات أو اكتسابها، والذي تحدده قيم جهود اختزالها المعيارية، فكيف يمكن استخدام قيم جهود الاختزال هذه للمقارنة بين قوة العوامل المختزلة والعوامل المؤكسدة؟ لاحظ من الجدول (١-٢) كلما زادت قيمة جهد الاختزال المعياري للمادة زاد ميلها للاختزال (اكتساب الإلكترونات) وزادت قوتها كعامل مؤكسد وبالعكس، فكلما قلت قيمة جهد الاختزال المعياري للمادة زاد ميلها للتأكسد (فقد الإلكترونات)، وزادت قوتها كعامل مختزل. وعليه يكون الفلور F_2 أقوى عامل مؤكسد؛ أي أنه يسبب التأكسد لجميع المواد التي تعلوه في جدول جهود الاختزال المعياري، وأيون الفلور F^- أضعف عامل مختزل، بينما يكون الليثيوم Li أقوى عامل مختزل؛ فهو يسبب الاختزال لجميع المواد التي أسفله في جدول جهود الاختزال المعياري، ويكون أيون الليثيوم Li^+ أضعف عامل مؤكسد.

مثال (٤)

ادرس الجدول الآتي الذي يتضمن عددًا من أنصاف تفاعلات الاختزال، وقيم جهود الاختزال المعيارية لكل منها، ثم أجب عن الأسئلة التي تليه:

نصف تفاعل الاختزال	E° (فولت)
$\text{Ni}^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Ni}$	-0,٢٣
$\text{Ag}^+ + e^- \rightleftharpoons \text{Ag}$	+0,٨٠
$\text{Cu}^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Cu}$	+0,٣٤
$\text{Al}^{3+} + 3e^- \rightleftharpoons \text{Al}$	-1,٦٦

(١) حدّد أقوى عامل مؤكسد.

(٢) حدّد أقوى عامل مختزل.

(٣) هل يستطيع عنصر النيكل Ni اختزال أيونات الفضة Ag^+ ؟ وضح إجابتك.

(٤) هل تستطيع أيونات الألمنيوم Al^{3+} أكسدة عنصر النحاس Cu؟ وضح إجابتك.

الحل

بمقارنة جهود الاختزال للمواد يمكن الإجابة على النحو الآتي:

(١) أقوى عامل مؤكسد هو المادة التي لها أعلى جهد اختزال، ويتضح من الجدول أنها

أيونات الفضة Ag^+ ، حيث E° اختزال (الفضة) = ٠,٨٠ فولت.

(٢) أقوى عامل مختزل هو المادة التي لها أقل جهد اختزال، ويتضح من الجدول أنها

الألمنيوم Al، حيث E° اختزال (الألمنيوم) = -١,٦٦ فولت.

(٣) بما أن جهد اختزال الفضة (٠,٨٠ فولت) أعلى من جهد اختزال النيكل

(-٠,٢٣ فولت)، فإن النيكل Ni يتأكسد ويختزل أيونات الفضة Ag^+ .

ويمكن معرفة إمكانية حدوث التفاعل بحساب E° للتفاعل المتوقع حدوثه كالاتي:



$$E^\circ_{\text{للتفاعل}} = E^\circ_{\text{اختزال (الفضة)}} - E^\circ_{\text{اختزال (النيكل)}}$$

$$= (٠,٢٣-) - ٠,٨٠ =$$

$$= +١,٠٣ \text{ فولت.}$$

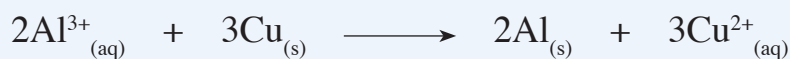
لاحظ أن قيمة E° للتفاعل موجبة، وهذا يدل على أن التفاعل يحدث بشكل تلقائي؛ لذا

يمكن لعنصر النيكل اختزال أيونات الفضة.

(٤) بما أن جهد اختزال النحاس (٠,٣٤ فولت) أعلى من جهد اختزال الألمنيوم

(-١,٦٦ فولت)؛ فإن أيونات الألمنيوم Al^{3+} لا تستطيع أكسدة عنصر النحاس Cu.

ويمكن معرفة إمكانية حدوث التفاعل بحساب E° للتفاعل المتوقع حدوثه كالاتي:



$$E^{\circ}_{\text{للفاعل}} = E^{\circ}_{\text{اختزال (الألمنيوم)}} - E^{\circ}_{\text{اختزال (النحاس)}}$$

$$= 1,66 - 0,34$$

$$= 2,00 \text{ فولت .}$$

لاحظ أن قيمة $E^{\circ}_{\text{للفاعل}}$ سالبة فالتفاعل لا يحدث تلقائيًا؛ إذن، لا يمكن لأيونات الألمنيوم أكسدة عنصر النحاس.



■ مستعينا بالجدول (٢-١)، أجب عن الأسئلة الآتية:

◀ رتب المواد الآتية تصاعديًا وفق قوتها كعوامل مختزلة:

Sn ، Ag، Cl^{-} ، Ni، Zn

◀ أي العناصر تستطيع اختزال أيونات القصدير Sn^{2+} ، ولا تستطيع اختزال أيونات الكادميوم Cd^{2+} ؟

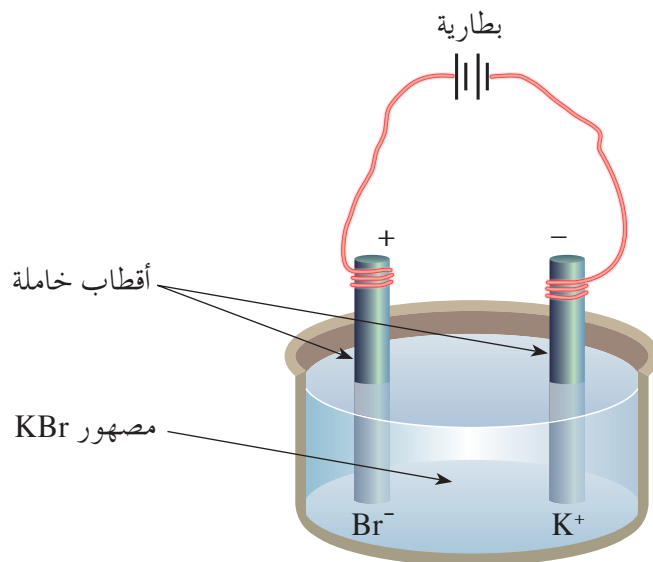
خلايا التحليل الكهربائي

ثانيًا

عرفت من خلال دراستك للخلايا الغلفانية أن بعض تفاعلات الأكسدة والاختزال تحدث تلقائيًا، وتنتج طاقة كهربائية يمكن الاستفادة منها. وعرفت أن بعض التفاعلات لا تحدث بشكل تلقائي، فهل يمكن استخدام الطاقة الكهربائية لإحداث مثل هذه التفاعلات؟ وما أهم تطبيقاتها العملية؟

يمكن إحداث تفاعلات أكسدة واختزال غير تلقائية في خلايا التحليل الكهربائي، ومن أهم التطبيقات العملية لهذا النوع من الخلايا الكهربائية الطلاء الكهربائي، حيث يستخدم لحماية بعض الفلزات من التآكل، وإكساب بعضها مظهرًا جماليًا، ويعتمد مبدأ عمله على حدوث تفاعلات أكسدة واختزال نتيجة تمرير تيار كهربائي في محلول أو مصهور مادة كهربية. فما مكونات خلية التحليل الكهربائي؟ وما النواتج المتوقعة من عملية التحليل؟ وهل تختلف هذه النواتج في المصهور عنها في المحلول؟

لتعرّف ذلك، ادرس الشكل (٢-١٠)، الذي يبيّن خلية تحليل كهربائي لمصهور بروميد البوتاسيوم KBr، ثم أجب عن الأسئلة التي تليه:



الشكل (٢-١٠): خلية تحليل كهربائي لمصهور KBr.

● ما مكونات خلية التحليل الكهربائي؟

● اكتب أنصاف التفاعلات التي تحدث عند قطبي الخلية.

● أيّ الأقطاب يمثل المصعد وأيها يمثل المهبط؟

● ما نواتج التحليل الكهربائي لمصهور KBr؟

● احسب E° لهذه الخلية.

تتكون خلية التحليل الكهربائي من وعاء يحتوي على مصهور مادة كهربية (بروميد البوتاسيوم KBr مثلاً)، وأقطاباً خاملة (لا تشترك في تفاعلات التأكسد والاختزال، مثل الغرافيت C، أو البلاتين Pt)، وأسلاك توصيل تصل الأقطاب بالبطارية.

وعند إغلاق الدارة الكهربائية يمر تيار كهربائي عبر الأسلاك، فتتحرك الأيونات الموجبة والسالبة نحو الأقطاب المخالفة لها في الشحنة، فتتجه أيونات البوتاسيوم الموجبة K^+ إلى القطب السالب الذي يمثل المهبط، فتُختزل، وتتحول إلى ذرات البوتاسيوم المتعادلة K، كما في المعادلة الآتية:

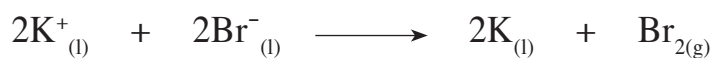


وأما أيونات البروم السالبة Br^- فتتجه إلى القطب الموجب، الذي يمثل المصعد، وتتأكسد

مكونة البروم Br_2 ، كما في المعادلة الآتية:



وبجمع نصفي التفاعلين الحادثين، نحصل على معادلة التفاعل الكلي لهذه الخلية على النحو الآتي:



ويمكن حساب جهد الخلية E° بالرجوع إلى جدول (٢-١) كالآتي:

$$E^\circ_{\text{الخلية}} = E^\circ_{\text{اختزال (المهبط)}} - E^\circ_{\text{اختزال (المصعد)}}$$

$$E^\circ_{\text{الخلية}} = E^\circ_{\text{اختزال (البوتاسيوم)}} - E^\circ_{\text{اختزال (البروم)}}$$

$$= 2,92 - 1,09$$

$$= 1,83 \text{ فولت.}$$

لاحظ أن قيمة جهد الخلية E° سالبة، مما يعني عدم إمكانية حدوث التفاعل بشكل تلقائي؛ لذا فإننا بحاجة إلى تزويد الخلية بمصدر للطاقة الكهربائية جهده أكبر من (١,٨٣ فولت) لجعل التفاعل يحدث.



JO | ACADEMY.com



■ خلية تحليل كهربائي تحتوي مصهور كلوريد المغنيسيوم MgCl_2 .

◀ اكتب أنصاف التفاعلات التي تحدث عند القطبين.

◀ ما نواتج التحليل الكهربائي للمصهور؟

◀ ما مقدار جهد البطارية اللازم لحدوث التفاعل؟

يتبين مما سبق، أنه يمكن استخلاص العناصر المكونة للأملاح عن طريق التحليل الكهربائي لمصاهيرها، فمثلاً يمكن الحصول على عنصر البوتاسيوم K وعنصر البروم Br_2 من التحليل الكهربائي لمصهور بروميد البوتاسيوم KBr، فهل يمكن الحصول على العنصرين كليهما من التحليل الكهربائي لمحلول بروميد البوتاسيوم KBr؟
لتعرّف ذلك، نفّذ النشاط الآتي:



المواد والأدوات

محلول بروميد البوتاسيوم KBr بتركيز ١ مول/لتر، أنبوب زجاجي على شكل حرف U، أقطاب بلايتين أو غرافيت، أسلاك توصيل، بطارية (٩ فولت).

الخطوات

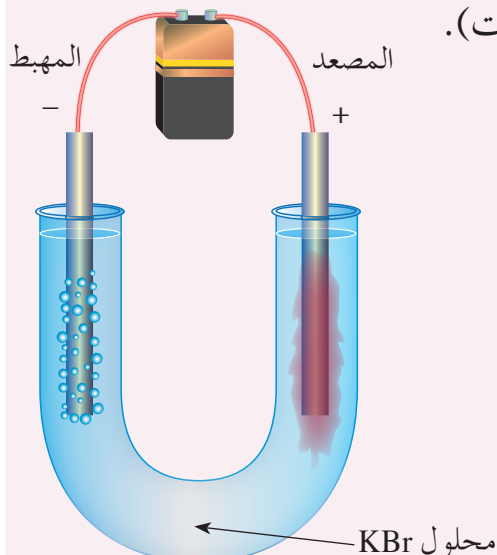
١- ركب خلية التحليل الكهربائي باستخدام الأقطاب،

كما في الشكل (٢-١١).

٢- أغلق الدارة الكهربائية، وسجل ملاحظاتك.

● ما الأدلة على حدوث تفاعل كيميائي؟

● ماذا تتوقع أن ينتج عند كل قطب؟



الشكل (٢-١١): خلية تحليل كهربائي لمحلول KBr.

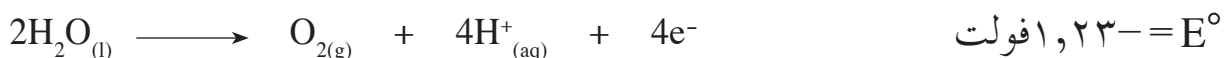
لعلك لاحظت تلون المحلول بلون مائل للاحمرار عند المصعد، وتساعد فقاعات غازية عند المهبط؛ مما يدل على حدوث تفاعلات عند الأقطاب. ما تفسير ذلك؟

عند التحليل الكهربائي لمحلول بروميد البوتاسيوم، يمكن لجزيئات الماء H_2O ، وأيونات المادة الكهربية أن تتأكسد أو تُختزل عند الأقطاب. فعند تمرير تيار كهربائي في محلول KBr تكون أيونات البوتاسيوم الموجبة K^+ وجزيئات الماء موجودة عند المهبط، ويكون هناك احتمال لحدوث تفاعل الاختزال لأي منهما، كما في المعادلتين الآتيتين:



وفي هذه الحالة يكون التفاعل الأكثر احتمالاً للحدوث هو التفاعل الذي جهد اختزاله أكبر، وبالرجوع لجهود الاختزال المعيارية، نجد أن جهد اختزال الماء أكبر من جهد اختزال البوتاسيوم؛ لذلك تُختزل جزيئات الماء، ويتصاعد غاز الهيدروجين عند المهبط، وبالمقابل،

فإن أيونات البروم السالبة Br^- وجزيئات الماء H_2O تكون موجودة عند المصعد، ويحتمل حدوث تفاعل التأكسد لأي منهما، كما في المعادلتين الآتيتين:



وبالرجوع إلى قيمة جهد التأكسد لكل منهما، نجد أن جهد تأكسد الماء أقل من جهد تأكسد البروم، فتتأكسد أيونات البروم السالبة، وينتج البروم الذي يعطي المحلول اللون البني المحمر عند المصعد.

وبناءً على ذلك، تكون نواتج التحليل الكهربائي لمحلول بروميد البوتاسيوم هي: البروم عند المصعد، وغاز الهيدروجين عند المهبط، كما في التفاعل الكلي الآتي:



سؤال

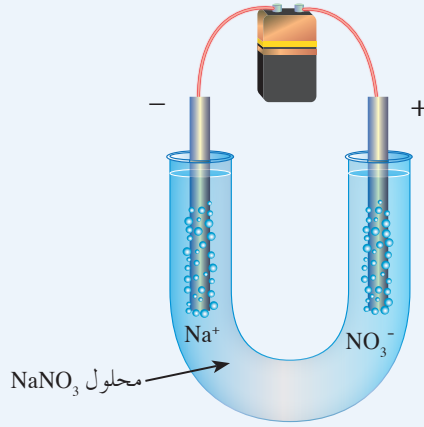
■ بالرجوع إلى جدول جهود الاختزال (٢-١)، بين ما نواتج التحليل الكهربائي التي تنتج عند الأقطاب لمحلول فلوريد الفضة AgF باستخدام أقطاب غرافيت. وضح إجابتك بالمعادلات.

وقد أثبتت التجارب أنه عند إجراء عملية التحليل الكهربائي لمحاليل بعض الأملاح؛ فإنه لا يحدث لأيونات أي تغيير، فما هذه الأيونات؟ لتعرف بعضاً من هذه الأيونات، ادرس المثال الآتي:



مثال (٥)

عند تمرير تيار كهربائي في محلول نترات الصوديوم NaNO_3 باستخدام أقطاب البلاتين كما في الشكل (٢-١٢)، لوحظ تصاعد غاز الأكسجين عند المصعد وتصاد غاز الهيدروجين عند المهبط، فكيف تُفسر ذلك؟



الشكل (٢-١٢): خلية تحليل كهربائي.

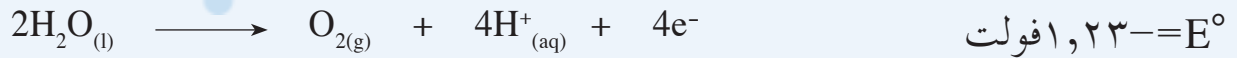
الحل

يوجد عند المهبط أيونات Na^+ وجزيئات H_2O . وبمقارنة جهود الاختزال لكل منهما:



نجد أن E° اختزال (الماء) أكبر من E° اختزال (الصوديوم)، فتختزل جزيئات H_2O ، ويتصاعد غاز الهيدروجين.

كما توجد أيونات النترات NO_3^- وجزيئات H_2O عند المصعد، وقد وجد عملياً أن أيونات النترات تبقى في المحلول، ويتأكسد الماء منتجاً غاز الأكسجين كما في المعادلة الآتية:



يتضح مما سبق، أن التحليل الكهربائي لمحلول نترات الصوديوم هو تحليل كهربائي للماء، ويمكن تمثيله على النحو الآتي:



ويمكن القول إن بعض العناصر مثل الصوديوم Na والبوتاسيوم K، لا يمكن استخلاصها عن طريق التحليل الكهربائي لمحاليل أملاحها، في حين يمكن الحصول عليها من التحليل الكهربائي لمصاهيرها. وقد أثبت التجارب أيضاً أن الأيونات متعددة الذرات مثل: SO_4^{2-} و NO_3^- تبقى في المحلول من دون أن يطرأ عليها أي تغيير عند تمرير تيار كهربائي في محاليلها.

وبالتدقيق في قيم جهود اختزال أيونات الفلزات الانتقالية مثل: Zn^{2+} ، Ag^+ ، Cu^{2+} ، وجد أنها مرتفعة نسبياً؛ مما يعني سهولة اختزالها عند تمرير تيار كهربائي في محاليلها وتحولها إلى ذرات

متعادلة. وقد استفاد العلماء من هذا السلوك في بعض التطبيقات العملية، مثل استخلاص هذه الفلزات من خاماتها وتنقيتها من الشوائب، واستفادوا كذلك منها في عملية الطلاء الكهربائي.



■ ما نواتج التحليل الكهربائي لمحاليل كل من: CuSO_4 ، $\text{Pb(NO}_3)_2$ باستخدام أقطاب البلاتين في خلية التحليل الكهربائي؟



استخدام اليود في المجال الطبي



هناك تطبيقات عديدة على عمليات التأكسد والاختزال والخلايا الكهروكيميائية في حياتنا العملية، فيوديد البوتاسيوم مثلاً هو من المركبات غير العضوية، وهو يوجد على شكل بلورات بيضاء، ويتأين في الماء إلى أيونات اليود I^- وأيونات البوتاسيوم K^+ ، وتعد نواتج عملية تحليله كهربائياً من التطبيقات العملية الشائعة الاستخدام في المجالات الطبية، فعند تمرير التيار الكهربائي في خلية التحليل الكهربائي لمحلول يوديد البوتاسيوم، الشكل (٢-١٣)، تُختزل جزيئات الماء وينتج غاز الهيدروجين عند المهبط، كما تتأكسد أيونات اليود I^- ، وينتج اليود I_2 عند المصعد كما في المعادلة الآتية:

شكل (٢-١٣): خلية تحليل محلول يوديد البوتاسيوم.



ويتفاعل اليود الناتج مع الأيون I^- الموجود في المحلول؛ فيتكوّن أيون I_3^- البني اللون، كما في المعادلة الآتية:



وتكمن أهمية أيون I_3^- في كونه يدخل في تحضير الأدوية التي تستخدم في علاج المرضى، إذا نقص إفراز اليود عندهم، أو استؤصلت الغدة الدرقية من أجسامهم.

للاسترادة يمكنك الرجوع إلى الشبكة المعلوماتية مستعيناً بالعبارة المفتاحية الآتية: الاستخدامات الطبية لأيون I_3^- .

(١) وضح المقصود بكل من:

جهد الخلية المعياري، قطب الهيدروجين المعياري، المصعد، المهبط، القنطرة الملحية، التحليل الكهربائي.

(٢) أكمل الجدول الآتي، مبيناً الفرق بين الخلية الغلفانية و خلية التحليل الكهربائي من حيث:

الجواب	الخلية الغلفانية	خلية التحليل الكهربائي
تحويلات الطاقة		
شحنة المصعد		
شحنة المهبط		
تلقائية التفاعل		
إشارة E° للخلية		

(٣) اعتماداً على معادلة التفاعل الآتي:



والذي يحدث في الخلية الغلفانية الموضحة في الشكل

(٢-١٤)، أجب عن الأسئلة الآتية:

أ) حدّد المصعد والمهبط في الخلية، وشحنة كل منهما.

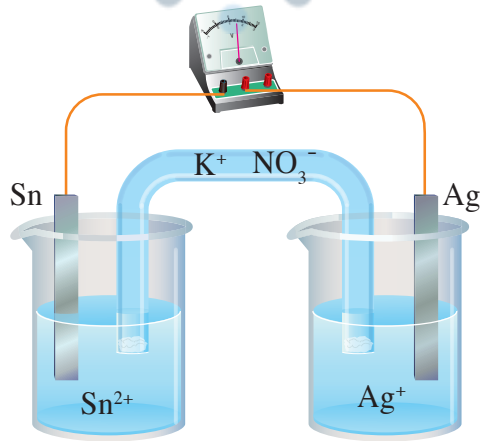
ب) اكتب نصف تفاعل التأكسد، ونصف تفاعل الاختزال اللذين يحدثان عند قطبي الخلية.

ج) بيّن اتجاه حركة الإلكترونات في الدارة الخارجية.

د) احسب E° لهذه الخلية.

(٤) مستعيناً بجدول جهود الاختزال المعيارية (٢-١)، حدّد أيّاً من الفلزات الآتية: Sn، Cu، Zn،

يمكن أن تستخدم أقطاباً للخلية التي تعطي أقل جهد معياري من بين الخلايا الممكن تكوينها من هذه الفلزات، ثم احسب E° لهذه الخلية.



الشكل (٢-١٤): خلية غلفانية
قطبها Sn و Ag.

٥) خلية غلفانية قطباها من الرصاص Pb والنحاس Cu، ويحدث فيها التفاعل الآتي:



أ) ماذا تتوقع أن يحدث لكتلة قطب الرصاص Pb مع استمرار تشغيل الخلية؟

ب) ماذا يحدث لتركيز أيونات النحاس Cu^{2+} ؟

٦) الجدول المجاور يمثل خلايا غلفانية لعدد من الفلزات الافتراضية (A، B، C، D، E)، التي تكون على شكل أيونات ثنائية موجبة في مركباتها. ادرس المعلومات في الجدول، ثم أجب عن الأسئلة التي تليه:

رقم الخلية	قطب الخلية	المهبط	الجهد المعياري (فولت)
١	B/A	A	١,١
٢	B/C	C	٢
٣	C/D	D	٠,٢٥
٤	E/B	B	٢,٥

أ) أي الفلزات له أعلى جهد اختزال: E أم A؟

ب) ما العامل المؤكسد الأقوى؟

ج) هل يمكن تحريك محلول نترات D بملعقة من A؟

د) حدّد حركة الإلكترونات في الخلية الغلفانية التي قطباها (A و C) عبر الأسلاك.

هـ) هل تستطيع أيونات A^{2+} أكسدة العنصر B؟

٧) مستعيناً بالجدول (١-٢)، (حيثما لزم) بين ما نواتج التحليل الكهربائي التي تنتج عند الأقطاب لكل من:

أ) محلول كبريتات الخارصين ZnSO_4 .

ب) محلول فلوريد البوتاسيوم KF.

ج) مصهور هيدريد الصوديوم NaH.

٨) يُستخدم التحليل الكهربائي لمحلول يوديد البوتاسيوم KI في تحضير أيون I_3^- الذي يدخل في صناعة أدوية علاج الغدة الدرقية. اكتب المعادلات التي توضح ذلك.

٩) الجدول الآتي يبين قيم جهود الاختزال المعيارية لعدد من الأقطاب. ادرسه جيداً، ثم أجب عن الأسئلة التي تليه:

نصف تفاعل الاختزال	E° (فولت)
$Ag^{+} + e^{-} \rightleftharpoons Ag$	٠,٨٠
$Co^{2+} + 2e^{-} \rightleftharpoons Co$	٠,٢٨-
$K^{+} + e^{-} \rightleftharpoons K$	٢,٩٢-
$2H_2O + 2e^{-} \rightleftharpoons 2OH^{-} + H_2$	٠,٨٣-

أ) حدّد العامل المختزل الأقوى.

ب) أيّ الفلزات يستطيع تحرير الهيدروجين من محاليله الحمضية المخففة؟

ج) هل يمكن تحضير عنصر الكوبلت Co من محاليل أحد أملاحه باستخدام التحليل الكهربائي؟

د) احسب E° للخلية الغلفانية المكوّنة من Ag و Co.

أسئلة الوحدة

(١) اختر الإجابة الصحيحة لكل من الفقرات الآتية:

(١) إذا تأكسد كبريتيد الهيدروجين H_2S وأنتج حمض الكبريتيك H_2SO_4 ؛ فإن مقدار التغير

في عدد تأكسد الكبريت S هو:

- (أ) ٢ (ب) ٦ (ج) ٤ (د) ٨

(٢) المركب الذي يكون فيه عدد تأكسد الكلور Cl يساوي + ١ هو:

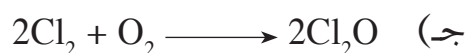
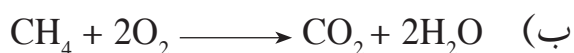
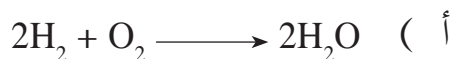


(٣) في المعادلة غير الموزونة الآتية: $Br^- + NO_3^- \xrightarrow{H^+} Br_2 + NO$

عدد الإلكترونات المفقودة أو المكتسبة في التفاعل يساوي:

- (أ) ٣ (ب) ٦ (ج) ٢ (د) ١

(٤) أيّ التفاعلات الآتية يسلك فيها الأكسجين كعامل مختزل؟



(٥) في أيّ التحولات الآتية يحدث تأكسد لذرات النيتروجين؟



(٦) عند التحليل الكهربائي لمصهور NaCl باستخدام أقطاب غرافيت، فإنه ينتج:

أ (ذرات الصوديوم عند المهبط، وغاز الكلور عند المصعد.

ب) ذرات الصوديوم عند المصعد، وغاز الكلور عند المهبط.

ج) غاز الهيدروجين عند المهبط، وغاز الكلور عند المصعد.

د (غاز الهيدروجين عند المهبط، وغاز الأكسجين عند المصعد.

(٧) أيُّ العبارات الآتية صحيحة فيما يتعلق بالخلية الغلفانية؟

أ (المهبط سالب. ب) التفاعل تلقائي.

ج) جهد الخلية سالب. د (الاختزال عند المصعد.

(٨) إذا علمت أن العنصر X يتفاعل مع حمض الهيدروكلوريك المخفف HCl، وينتج غاز

الهيدروجين، والعنصر Y لا يستطيع إطلاق غاز الهيدروجين من محلول حمض HCl

المخفف، لذا فإن ترتيب جهود الاختزال المعيارية لأيونات العناصر تكون:

أ ($X^+ < Y^{2+} < H^+$ ب) $Y^{2+} < X^+ < H^+$

ج) $Y^{2+} < H^+ < X^+$ د) $X^+ < H^+ < Y^{2+}$

(٩) خلية غلفانية قطباها Ni / Pb ، واتجاه انحراف مؤشر الفولتميتر فيها باتجاه قطب

الرصاص. فأَيُّ العبارات الآتية تمثل ما يمكن أن يحدث في هذه الخلية؟

أ (كتلة الرصاص تزداد، وتركيز أيوناته يقل بمرور الزمن.

ب) كتلة النيكل تقل، وتركيز أيوناته يقل بمرور الزمن.

ج) كتلة الرصاص تقل، وتركيز أيوناته يزداد بمرور الزمن.

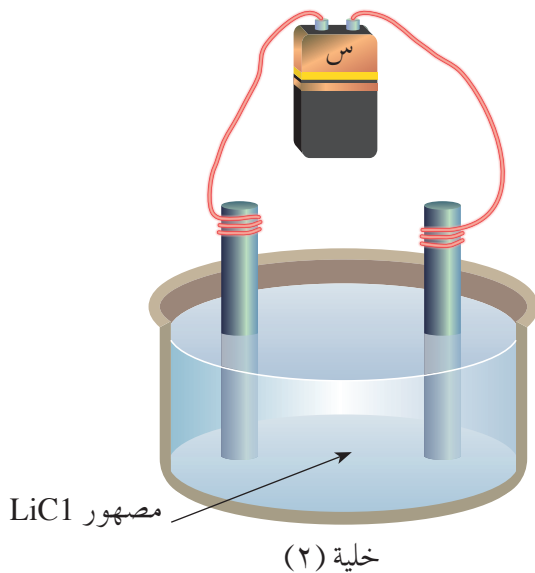
د (كتلة النيكل تزداد، وتركيز أيوناته يقل بمرور الزمن.

(٢) وازن المعادلات الآتية بطريقة نصف التفاعل:

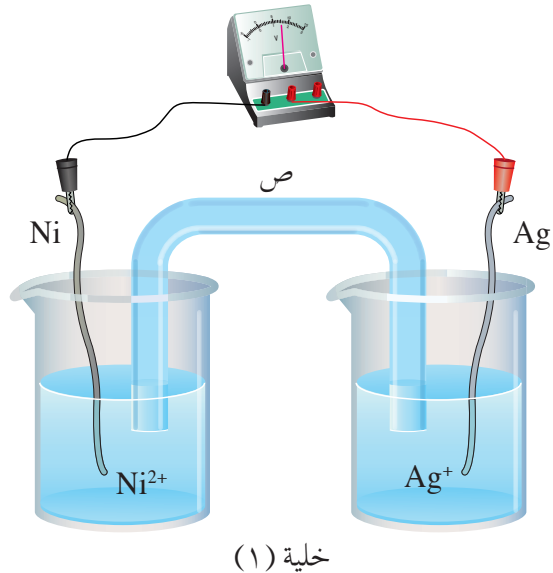


(٣) يمثل الشكل (٢-١٥) خليتين كهركيميائيتين. بالاستعانة بالجدول (٢-١)، أجب عن الأسئلة

التي تليهما:



خلية (٢)



خلية (١)

الشكل (٢-١٥): خليتان كهركيميائيتان.

أ (ما نوع الخلية الثانية؟

ب) ما تحولات الطاقة في الخلية الأولى؟

ج) ماذا يمثل الرمز (ص) وما دوره في الخلية الأولى؟

د (ما التفاعل الذي يحدث عند المهبط في الخلية الثانية؟

هـ) ما التفاعل الذي يحدث عند المصعد في الخلية الأولى؟

و (ماذا يمثل الرمز (س)؟ وما دوره في الخلية الثانية؟

٤) يبين الجدول المجاور عددًا من التفاعلات التي تتم في عدد من الخلايا الغلفانية. ادرسه، ثم

أجب عن الأسئلة التي تليه:

التفاعلات الخلوية	E° (فولت)
$2Ag^+ + Ni \longrightarrow 2Ag + Ni^{2+}$	١,٠٣
$Cu^{2+} + H_2 \longrightarrow 2H^+ + Cu$	٠,٣٤
$Cu + 2Ag^+ \longrightarrow Cu^{2+} + 2Ag$	٠,٤٦
$Cu^{2+} + Ni \longrightarrow Cu + Ni^{2+}$	٠,٥٧
$Co + 2Ag^+ \longrightarrow Co^{2+} + 2Ag$	١,٠٨

أ (ما قيمة جهد الاختزال المعياري للفضة؟

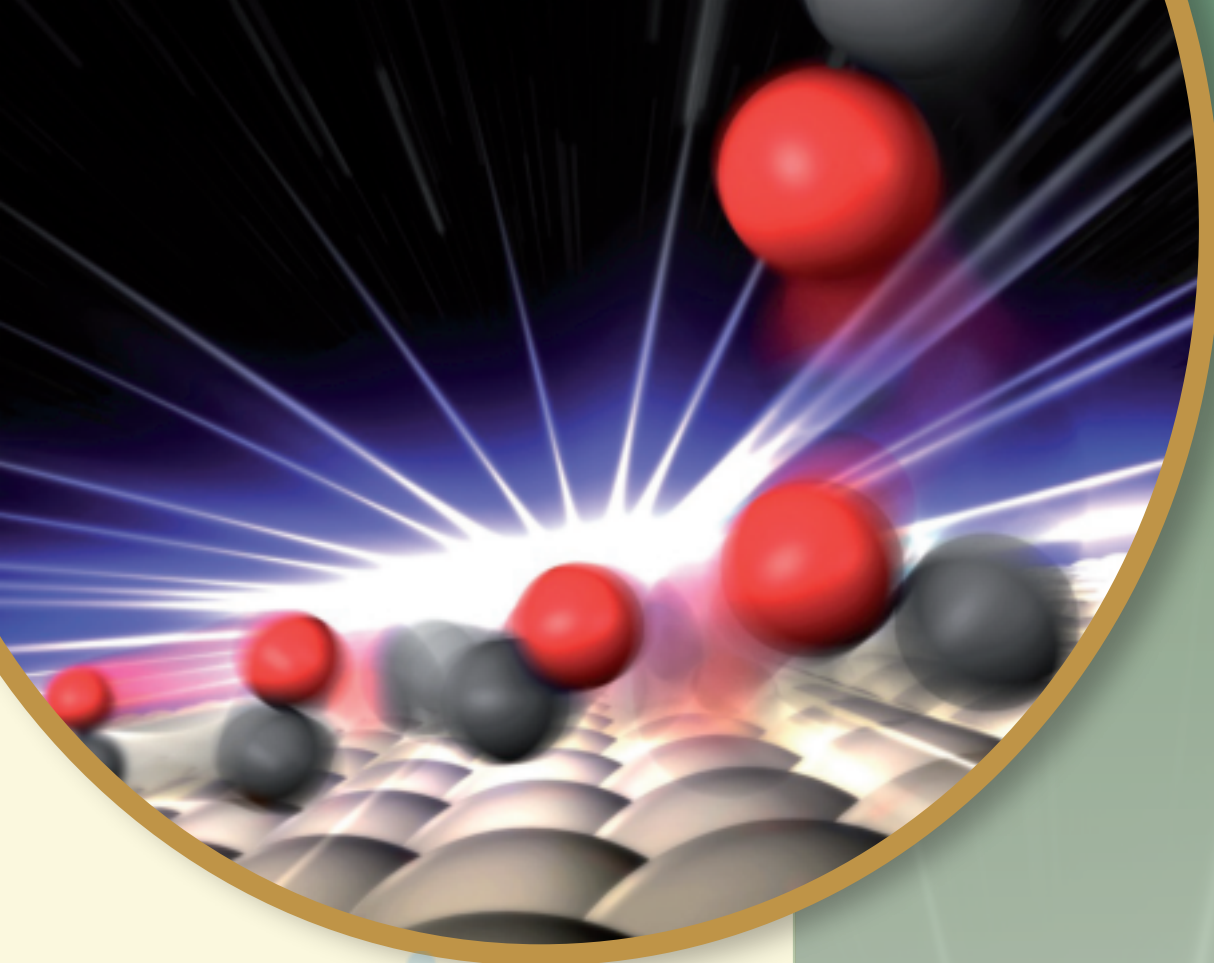
ب) خلية غلفانية قطباها (Ag ، Ni). فأَي القطبين تزداد كتلته مع الزمن؟

- (ج) خلية غلفانية تتكوّن من الأقطاب (Cu، Co)، احسب قيمة E° للخلية.
- (د) رتب العناصر (Ag، Ni، Co، Cu) حسب قوتها كعوامل مختزلة تصاعدياً.
- (هـ) هل يمكن حفظ محلول $NiSO_4$ في وعاء مصنوع من Ag؟
- (و) أيّ الفلزين : Cu أم Ni يستطيع إطلاق غاز الهيدروجين من محلول حمض الهيدروكلوريك المخفف؟
- (٥) إذا تم تزويد خلية التحليل الكهربائي لمصهور كلوريد الصوديوم NaCl بجهد مقداره ٣,٥ فولت، فهل تتوقع حدوث تفاعلات تأكسد واختزال؟ فسّر إجابتك مستعيناً بجدول جهود الاختزال المعيارية (٢-١).
- (٦) لديك الفلزات A، B، C، D، X، Y والتي تكون على شكل أيونات ثنائية موجبة في مركباتها، فإذا علمت أن:
- أ) (العنصر A يختزل أيونات X^{2+} ، ولا يختزل أيونات C^{2+}).
- ب) يمكن حفظ محاليل كل من B و D في وعاء من Y.
- ج) يمكن استخلاص الفلز D من أيوناته باستخدام العنصر B.
- د) (العنصر B لا يحرر الهيدروجين من محاليله الحمضية، ولكن العنصر X يذوب في محلول حمض HCl المخفف.
- أجب عن الأسئلة الآتية:
- (١) ما نواتج التحليل الكهربائي لمحلول DSO_4 ؟
- (٢) ما الفلز الذي لا يحرر غاز الهيدروجين من محلول حمض HCl المخفف، ولا يختزل أيونات D؟
- (٣) ماذا يحدث لكتلة القطب X في الخلية الغلفانية التي قطباها D و X؟
- (٤) ماذا يحدث لتركيز أيونات C^{2+} في خلية قطباها C و B؟
- (٥) هل يمكن حفظ محلول نترات العنصر A في وعاء مصنوع من الفلز B؟
- (٦) اكتب التفاعل الذي يحدث عند المصعد في خلية التحليل الكهربائي لمصهور AH_2 .
- (٧) حدّد فلزين لعمل خلية غلفانية لها فرق جهد أعلى.



الفصل الدراسي الثاني

JO ACADEMY.com



الوحدة الثالثة ٣

سرعة التفاعل الكيميائي والعوامل المؤثرة فيها

- سرعة التفاعل الكيميائي

- نظرية التصادم والعوامل
المؤثرة في سرعة التفاعل
الكيميائي

- لماذا تتفاوت التفاعلات الكيميائية في سرعة حدوثها؟

سرعة التفاعل الكيميائي

Rate of Chemical Reaction

تتفاوت التفاعلات الكيميائية في سرعة حدوثها، فبعضها يتم بسرعة كبيرة كما في احتراق الغابات، ومعظم التفاعلات التي تجري في المحاليل الأيونية، كتفاعل الحموض والقواعد في وسط مائي، وبعض هذه التفاعلات يحدث بسرعة بطيئة، مثل صدأ الحديد، ويستغرق بعضها الآخر آلاف السنين لحدوثه، مثل تفاعلات تكون النفط.

فما المقصود بسرعة التفاعل الكيميائي؟ وكيف يمكن التعبير عنها وقياسها؟
يمكنك الإجابة عن هذين السؤالين وغيرهما بعد دراستك هذا الفصل، ويتوقع منك بعد ذلك أن:

- توضّح المقصود بسرعة التفاعل الكيميائي.
- تقترح طرائق للتعبير عن سرعة التفاعل الكيميائي وقياسها.
- تجري حسابات تتعلق بسرعة التفاعل الكيميائي.
- تبين أثر تركيز المواد المتفاعلة في سرعة التفاعل الكيميائي.
- تكتب الصيغة العامة لقانون سرعة التفاعل الكيميائي.



درست في صفوف سابقة مفهوم السرعة وكيفية حسابها، فسرعة السيارة مثلاً تقاس بحساب التغير في المسافة التي تقطعها في وحدة الزمن، وتقاس سرعة المروحة بحساب عدد دوراتها في وحدة الزمن، كما تقاس سرعة احتراق الوقود في محرك المركبة بحساب معدل استهلاك الوقود في وحدة الزمن، نستنتج من هذه الأمثلة أن السرعة هي مقياس التغير في كمية معينة في وحدة الزمن. فهل ينطبق ذلك على التفاعل الكيميائي، وكيف نقيس سرعته؟

تعد سرعة التفاعل الكيميائي مقياساً لمقدار التغير في كميات المواد المتفاعلة أو المواد الناتجة في وحدة الزمن. ونظراً لاختلاف المواد الكيميائية الداخلة في التفاعل الكيميائي أو الناتجة عنه، في نوعها وطبيعتها فإنه يمكن قياس معدل سرعة التفاعل الكيميائي باستخدام التغير في عدد مولات هذه المواد، أو حجمها، أو كتلتها، أو تركيزها،... في وحدة الزمن. وعليه، فإن طريقة التعبير عن سرعة التفاعل تعتمد على نوع الكميات المستخدمة. فإذا قيست السرعة بالتغير في كتلة المادة المتفاعلة أو الناتجة مع الزمن يكون:

$$\text{معدل سرعة التفاعل} = \frac{\text{التغير في الكتلة}}{\text{التغير في الزمن}}$$

ن_١: الزمن الأول

ن_٢: الزمن الثاني

$$\text{معدل سرعة التفاعل} = \frac{\text{الكتلة عند الزمن الثاني} - \text{الكتلة عند الزمن الأول}}{ن_2 - ن_1}$$

وإذا كانت وحدة كتلة المادة مقيسة بالغرام، والزمن بالثانية؛ فإن وحدة سرعة التفاعل تقاس بالغرام/ثانية (غ/ث).

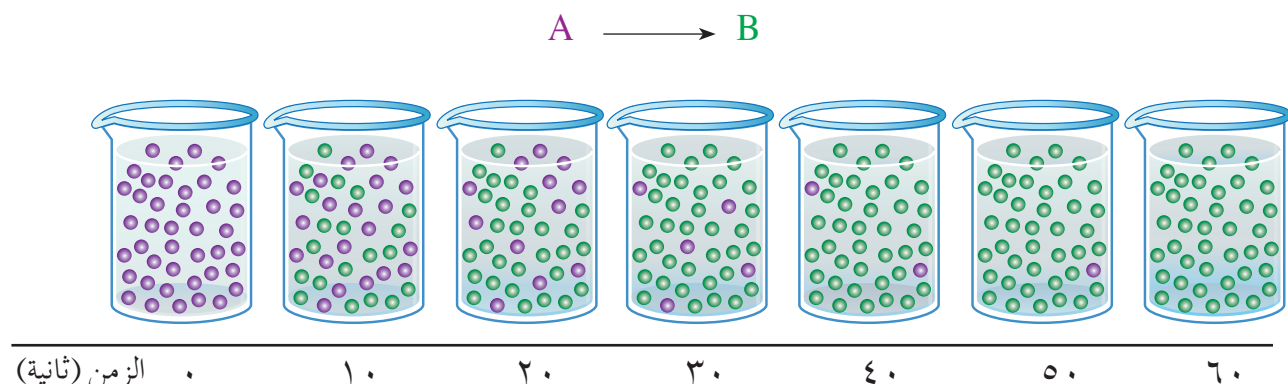
وأما إذا قيست السرعة بالتغير في تركيز المادة بالمول/لتر مع الزمن بالثانية، فيكون:

$$\text{معدل سرعة التفاعل} = \frac{\text{التغير في التركيز}}{\text{التغير في الزمن}}$$

$$\text{معدل سرعة التفاعل} = \frac{\text{التركيز عند الزمن الثاني} - \text{التركيز عند الزمن الأول}}{ن_2 - ن_1}$$

وتكون وحدة سرعة التفاعل مول/لتر.ث.

ويعد قياس التغير في تركيز المواد المتفاعلة أو الناتجة بالنسبة للزمن من أكثر الطرق الشائعة للتعبير عن معدل سرعة التفاعل، إذ تقل تراكيز المواد المتفاعلة مع الزمن وتزداد تراكيز المواد الناتجة كما يوضحه التفاعل العام في الشكل (٣-١).



الشكل (٣-١): نقصان تركيز المواد المتفاعلة وزيادة تركيز المواد الناتجة مع الزمن.

ففي تفاعل المغنيسيوم Mg مع محلول حمض الكبريتيك H_2SO_4 لإنتاج كبريتات المغنيسيوم $MgSO_4$ وغاز الهيدروجين H_2 كما في المعادلة الآتية:



يمكن التعبير عن معدل سرعة التفاعل كالتالي:

$$\frac{[MgSO_4]\Delta}{\Delta t} = \text{معدل سرعة إنتاج } MgSO_4 = \text{معدل سرعة التفاعل}$$

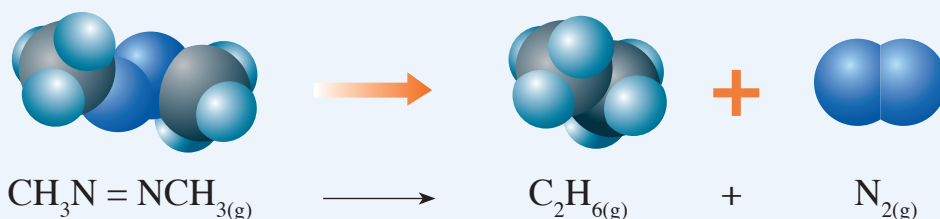
أو:

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

ويمكن التعبير عن معدل سرعة التفاعل بدلالة التغير في كتلة المغنيسيوم المستهلكة أو التغير في حجم غاز الهيدروجين الناتج في وحدة الزمن.

لاحظ عند حساب معدل السرعة بدلالة استهلاك مادة متفاعلة يكون التغير في التركيز سالبا، لذلك يضرب التغير في التركيز بإشارة سالبة؛ لأن معدل السرعة هو قيمة عددية موجبة.

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



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

الحل

معدل سرعة التفاعل = معدل سرعة استهلاك $\text{CH}_3\text{N}=\text{NCH}_3$

$$\frac{[\text{CH}_3\text{N}=\text{NCH}_3]_{\Delta} - [\text{CH}_3\text{N}=\text{NCH}_3]_0}{\Delta t} =$$

$$= \frac{(1,5 \times 10^{-2} - 1,29 \times 10^{-2})}{10} = 2,1 \times 10^{-4} \text{ مول/لتر. دقيقة}$$

لاحظ أن عدد المولات في معادلة التفاعل متساوية لجميع المواد؛ ولذلك فإن:

$$\text{معدل سرعة التفاعل} = \text{معدل سرعة استهلاك } \text{CH}_3\text{N}=\text{NCH}_3 = \text{معدل سرعة إنتاج } \text{C}_2\text{H}_6 = \text{معدل سرعة إنتاج } \text{N}_2$$

سؤال

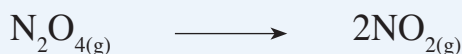
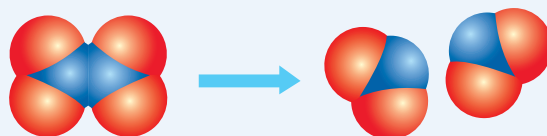
■ في التفاعل الآتي: $\text{CO}_{(\text{g})} + \text{NO}_{2(\text{g})} \longrightarrow \text{CO}_{2(\text{g})} + \text{NO}_{(\text{g})}$

إذا كان تركيز NO يساوي ٠,٤٠ مول/لتر بعد مرور ٤٥ ثانية على بدء التفاعل، ويساوي ٠,٨٥ مول/لتر بعد مرور ٨٠ ثانية على بدئه:

◀ احسب معدل سرعة التفاعل. ▶ احسب معدل سرعة استهلاك CO.

والآن هل يختلف معدل سرعة التفاعل أو سرعة استهلاك المواد أو إنتاجها باختلاف عدد المولات في المعادلة الكيميائية الموزونة؟ لتعرّف ذلك، ادرس المثال الآتي:

يتحلل N_2O_4 إلى NO_2 كما في المعادلة الآتية:



ادرس الجدول (٣-١)، الذي يبين تغير تركيز المواد المتفاعلة والنااتجة مع الزمن، ثم أجب عن الأسئلة التي تليه:

الجدول (٣-١): تغير تركيز $[N_2O_4]$ و $[NO_2]$ مع الزمن.

الزمن (ث)	$[N_2O_4]$ مول/لتر	$[NO_2]$ مول/لتر
٠	٠,١٠	٠
٢٠	٠,٠٧	٠,٠٦
٤٠	٠,٠٥	٠,١٠
٦٠	٠,٠٤	٠,١٢

- احسب معدل سرعة استهلاك N_2O_4 في الفترة الزمنية (٢٠-٤٠) ث.
- احسب معدل سرعة تكون NO_2 في الفترة الزمنية (٢٠-٤٠) ث.
- ما العلاقة بين معدل سرعة استهلاك N_2O_4 ، ومعدل سرعة تكون NO_2 ؟

الحل

$$(١) \text{ معدل سرعة استهلاك } N_2O_4 = \frac{[N_2O_4]\Delta -}{\Delta} = \frac{(٠,٠٧ - ٠,٠٥) -}{٢٠ - ٤٠}$$

$$= ١ \times ١٠^{-٣} \text{ مول/لتر.ث}$$

$$(٢) \text{ معدل سرعة تكون } NO_2 = \frac{[NO_2]\Delta}{\Delta} = \frac{(٠,٠٦ - ٠,١٠)}{٢٠ - ٤٠}$$

$$= ٢ \times ١٠^{-٣} \text{ مول/لتر.ث}$$

- معدل سرعة استهلاك N_2O_4 يساوي نصف معدل سرعة تكون NO_2 .

وهذا يتفق مع النسب المولية للمواد في المعادلة الكيميائية الموزونة، إذ إن عدد مولات

N_2O_4 يساوي نصف عدد مولات NO_2 .

لاحظ في المثال السابق، أننا حصلنا على قيمتين مختلفتين إحداها لمعدل سرعة استهلاك N_2O_4 ، والأخرى لمعدل سرعة تكون NO_2 ، فأيهما هو الذي يمثل معدل سرعة التفاعل؟ لقد اصطلح للتعبير عن معدل سرعة التفاعل الكلي بدلالة مول واحد من أي من المواد المتفاعلة أو الناتجة، وعليه فإن:

$$\text{معدل سرعة التفاعل} = \text{معدل سرعة استهلاك } N_2O_4 = \frac{1}{4} \text{ معدل سرعة إنتاج } NO_2$$

وفي التفاعل العام الآتي:



يمكن التعبير عن معدل سرعة التفاعل وعلاقتها بمعدل سرعة الاستهلاك أو الإنتاج للمواد المختلفة على النحو الآتي:

$$\text{معدل سرعة التفاعل} = \frac{1}{a} \text{ معدل سرعة استهلاك } A = \frac{1}{b} \text{ معدل سرعة استهلاك } B = \frac{1}{c} \text{ معدل سرعة إنتاج } C$$

كما يمكن التعبير عن معدل سرعة التفاعل بدلالة التغير في التركيز مع الزمن على النحو الآتي:

$$\text{معدل سرعة التفاعل} = \frac{1}{a} \frac{\Delta[A]}{\Delta t} = \frac{1}{b} \frac{\Delta[B]}{\Delta t} = \frac{1}{c} \frac{\Delta[C]}{\Delta t}$$

■ ادرس بيانات الجدول أدناه والمتعلقة بالتفاعل الآتي، والذي يحدث عند ٣٠٠°س، ثم أجب عن الأسئلة التي تليه:



الزمن (ث)	$[NO_2]$ مول/لتر
٠	٠,٠١٠٠
٥٠	٠,٠٠٨٠
١٠٠	٠,٠٠٦٥
١٥٠	٠,٠٠٥٥

◀ اكتب العلاقة بين معدل سرعة استهلاك NO_2 ومعدل سرعة إنتاج O_2 .

◀ احسب معدل سرعة استهلاك NO_2 في الفترة (٠-٥٠).

◀ احسب معدل سرعة إنتاج NO في الفترة (١٠٠-١٥٠).

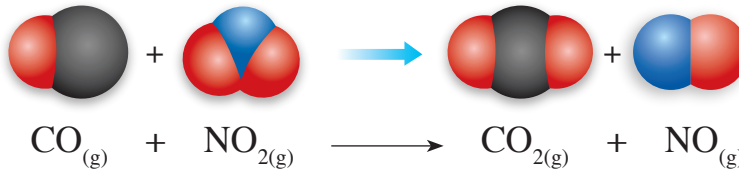
◀ أيُّ الفترات الآتية يكون معدل سرعة التفاعل فيها أعلى؟

(٠-٥٠)، أو (٥٠-١٠٠)، أو (١٠٠-١٥٠) ولماذا؟

عرفت أنه يمكن قياس معدل سرعة التفاعل بمعرفة التغير في تركيز إحدى المواد المتفاعلة أو الناتجة خلال فترة زمنية معينة. والسؤال الآن كيف يمكن قياس سرعة التفاعل عند لحظة زمنية معينة؟ وهل تبقى سرعة التفاعل ثابتة بمرور الزمن؟

للإجابة عن ذلك، ادرس بيانات الجدول (٣-٢) التي تم الحصول عليها بالتجربة والمتعلقة

بالتفاعل الآتي:



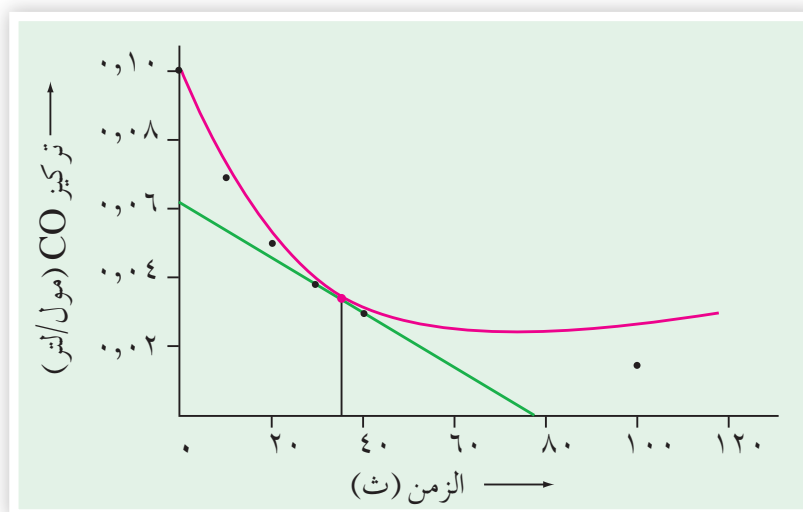
ثم أجب عن الأسئلة التي تليه:

الجدول (٣-٢): تغير سرعة التفاعل مع الزمن.

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

- كيف تتغير سرعة التفاعل مع مرور الزمن؟
 - ماذا يحدث لسرعة التفاعل مع تناقص تركيز المواد المتفاعلة؟
 - عند أي زمن تكون سرعة التفاعل أعلى ما يمكن؟ ولماذا؟
- لعلك توصلت من خلال إجابتك عن الأسئلة السابقة، إلى أنه بتناقص تركيز المواد المتفاعلة تتناقص سرعة التفاعل باستمرار، وتكون سرعته أكبر ما يمكن في بداية التفاعل، أي عند الزمن صفر، وتسمى السرعة في هذه الحالة السرعة الابتدائية، وتسمى سرعة التفاعل عند أي لحظة زمنية السرعة اللحظية، ويمكن حسابها عند زمن محدد من خلال رسم منحنى يمثل التغير في تركيز المواد المتفاعلة أو الناتجة مع الزمن، ثم إيجاد ميل المماس للمنحنى الناتج عند تلك اللحظة، فمثلاً:

يمكن إيجاد سرعة التفاعل السابق بدلالة تغير تركيز CO عند الزمن ٣٥ ثانية، برسم مماس المنحني عند الزمن ٣٥ ثانية، كما في الشكل (٣-٢):



الشكل (٣-٢): تغير تركيز CO مع الزمن.

لاحظ أن المماس يقطع محور التركيز عند ٠,٠٦٢ مول/لتر. ويقطع محور الزمن عند ٧٨ ثانية. وعليه يمكن حساب السرعة اللحظية للتفاعل عند الزمن ٣٥ ثانية كالآتي:

$$\text{السرعة اللحظية} = \frac{[\text{CO}] \Delta}{\Delta t} = \frac{0.062}{0.78} = 0.0795 \times 10^{-4} \text{ مول/لتر.ث}$$

ثالثاً

أثر التركيز في سرعة التفاعل (قانون سرعة التفاعل)

عرفت سابقاً أن سرعة التفاعل تتناقص بمرور الزمن بسبب تناقص تركيز المواد المتفاعلة. وقد وجد عملياً أن سرعة التفاعل تتناسب طردياً مع تركيز المواد المتفاعلة مرفوعة لأس معينة (x).

فمثلاً في التفاعل العام الآتي: نواتج $A \longrightarrow$

يمكن التعبير عن علاقة سرعة التفاعل بالتركيز على النحو الآتي:

$$\text{سرعة التفاعل} \propto [A]^x$$

حيث x تسمى رتبة التفاعل للمادة A، وهي قيمة عددية صحيحة (٠، ١، ٢، ...) أو قد تكون قيمة كسرية، ويتم حسابها عادة من التجربة العملية.

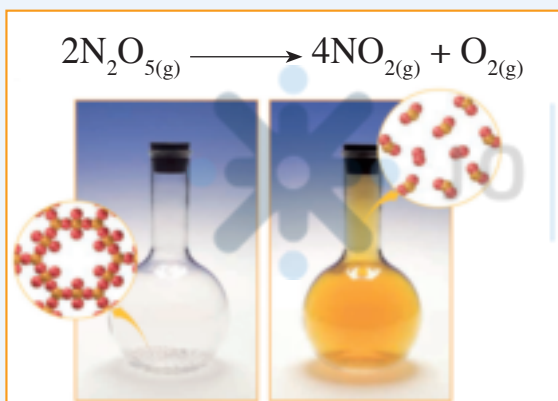
ويمكن تحويل العلاقة السابقة إلى علاقة تساوي بإدخال ثابت التناسب الذي يسمى ثابت سرعة التفاعل (Rate Constant) ويرمز له بالرمز k على النحو الآتي:

سرعة التفاعل $k[A]^x$ ويسمى الصيغة العامة لقانون السرعة.

وللوصول إلى هذا القانون، يتم حساب رتبة التفاعل x أولاً، وتعويضها في الصيغة العامة لقانون السرعة. والمثال الآتي يوضح كيفية إيجاد قيمة x عملياً:

مثال (٣)

يتفكك غاز N_2O_5 عند درجة ٤٥ °س كما في المعادلة الآتية:



وعند قياس سرعة التفاعل الابتدائية باستخدام تراكيز ابتدائية مختلفة للمادة المتفاعلة N_2O_5 في عدة تجارب، تم الحصول على البيانات الموجودة في الجدول أدناه، ادرس هذه البيانات، ثم أجب عن الأسئلة التي تليها:

رقم التجربة	$[N_2O_5]$ الابتدائي (مول/لتر)	السرعة الابتدائية (مول/لتر. ث)
١	٠,٠٢	$٢,١ \times ١٠^{-٦}$
٢	٠,٠٤	$٤,٢ \times ١٠^{-٦}$
٣	٠,٠٨	$٨,٤ \times ١٠^{-٦}$

(١) ما رتبة التفاعل بالنسبة للمادة N_2O_5 ؟

(٢) اكتب قانون سرعة التفاعل.

(٣) احسب قيمة ثابت سرعة التفاعل k وبين وحدته.

(١) تحديد رتبة التفاعل بالنسبة للمادة N_2O_5 :

أ) نكتب الصيغة العامة لقانون السرعة:

$$^x[N_2O_5] k = \text{س}$$

ب) نجد قيمة x بتعويض قيم التركيز والسرعة في قانون السرعة لأي تجربتين مثل (١ و ٢):

$$(١) \dots\dots\dots ^x[N_2O_5] k = \text{س}_١ = \text{(سرعة التفاعل)}$$

$$(٢) \dots\dots\dots ^x[N_2O_5] k = \text{س}_٢ = \text{(سرعة التفاعل)}$$

جـ) نقسم سرعة التفاعل $\text{س}_٢$ على سرعة التفاعل $\text{س}_١$ فنحصل على:

$$\frac{^x(٠,٠٤) \cancel{k}}{^x(٠,٠٢) \cancel{k}} = \frac{٢^{-١} \times ٢,٤}{٢^{-١} \times ١,٢} = \frac{\text{س}_٢}{\text{س}_١}$$

$(٢) = (٢)^x$ ولكي يكون الطرف الأيسر مساويًا للطرف الأيمن لهذه النتيجة فإنه لا بد أن تكون قيمة $x = ١$ أي أن:

$$١(٢) = (٢)$$

وهذا يعني أن رتبة التفاعل بالنسبة للمادة $N_2O_5 = ١$

كذلك يمكن استنتاج أن قيمة $x = ١$ من ملاحظة التجربتين (١, ٢) فعند

مضاعفة $[N_2O_5]$ مرتين، تضاعفت السرعة بالمقدار نفسه.

(٢) كتابة قانون سرعة التفاعل

ولأنّ هذا التفاعل أحادي الرتبة؛ فإن قانون سرعة التفاعل يكتب بتعويض قيمة x في

الصيغة العامة لقانون السرعة على النحو الآتي:

$$\text{سرعة التفاعل} = k [N_2O_5]^1$$

(٣) حساب قيمة ثابت سرعة التفاعل k ووحدته

لحساب قيمة k نعوض التركيز والسرعة لأي من التجارب الواردة في الجدول في قانون السرعة أعلاه، مثلاً من تجربة رقم (١):

$$k = \frac{\text{مول}^{-1} \cdot \text{ث}^{-1}}{\text{مول} \cdot \text{لتر}^{-1}} (0,02) = 1,2 \times 10^{-6} \text{ ث}^{-1}$$

نقسم طرفي المعادلة على ٠,٠٢

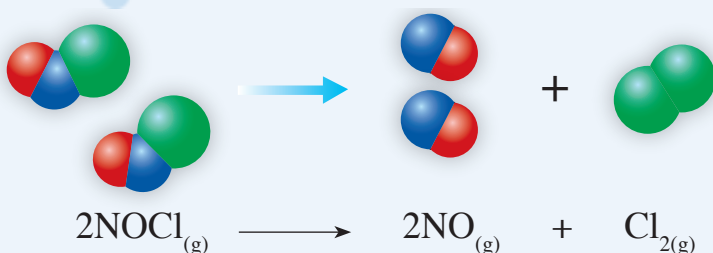
$$k = \frac{1,2 \times 10^{-6} \text{ ث}^{-1}}{0,02}$$

فتكون قيمة $k = 6 \times 10^{-5} \text{ ث}^{-1}$

بعد دراستك المثال السابق، لابد أنك توصلت إلى أنه لا يوجد علاقة بين عدد مولات N_2O_5 في المعادلة الموزونة ورتبة التفاعل؛ لأن عدد مولات N_2O_5 في المعادلة = ٢ ورتبة التفاعل بالنسبة لها = ١.



مثال (٤)



في التفاعل الآتي:

تم الحصول بالتجربة العملية على البيانات المبينة في الجدول أدناه:

رقم التجربة	[NOCl] الابتدائي (مول/لتر)	سرعة التفاعل الابتدائية (مول/لتر.ث)
١	٠,٢	$1,2 \times 10^{-6}$
٢	٠,٤	$4,8 \times 10^{-6}$
٣	٠,٦	$1,44 \times 10^{-5}$

- (١) اكتب قانون سرعة التفاعل.
- (٢) احسب قيمة ثابت السرعة k وبين وحدته.
- (٣) احسب سرعة إنتاج Cl_2 في التجربة رقم ٢
- (٤) احسب سرعة تكون NO عندما يكون $[\text{NOCl}] = 0,1$ مول/لتر.

الحل

- (١) إيجاد قانون سرعة التفاعل.
- أ (نكتب الصيغة العامة لقانون السرعة:

$$s = k [\text{NOCl}]^x$$

ب) لإيجاد قيمة x نأخذ التجريبتين (١ و ٢) مثلاً:

نلاحظ عند مضاعفة التركيز مرتين تضاعفت السرعة ٤ مرات إذن قيمة $x = 2$

أي أن رتبة التفاعل بالنسبة للمادة NOCl $= 2$ (الرتبة الثانية)، وعليه فإن قانون سرعة

التفاعل:

$$s = k [\text{NOCl}]^2$$

(٢) لحساب قيمة ثابت السرعة k يمكن أن نعوض القيم في التجربة رقم (١) كالتالي:

$$1,6 \times 10^{-9} \text{ مول/لتر.ث} = k (0,2 \text{ مول/لتر})^2$$

$$\text{ومنها } k = 4 \times 10^{-8} \text{ لتر/مول.ث}$$

لاحظ أن وحدة ثابت السرعة k تختلف باختلاف رتبة التفاعل.

فعندما كان التفاعل من الرتبة الأولى كانت وحدة ثابت السرعة k (ث^{-١})، وعندما

كان التفاعل من الرتبة الثانية كانت وحدة k (لتر/مول.ث).

(٣) لحساب سرعة إنتاج Cl_2 في التجربة رقم ٢ نلاحظ أن:

$$\text{سرعة التفاعل} = \text{سرعة إنتاج } \text{Cl}_2 = 6,4 \times 10^{-9} \text{ مول/لتر.ث}$$

٤) لحساب سرعة تكون NO عندما يكون $[NOCl] = 0,1$ مول/لتر نحسب أولاً سرعة التفاعل من قانون السرعة كما يأتي:

$$k = [NOCl]^2$$

$$0,1 \times 10^{-4} = k \times (0,1)^2$$

$$k = \frac{1}{4} \times 10^{-4} = 2,5 \times 10^{-5} \text{ مول/لتر.ث}$$

$$k = \frac{1}{4} \times 10^{-4} = 2,5 \times 10^{-5} \text{ مول/لتر.ث}$$

$$k = 2 \times 2,5 \times 10^{-5} = 5 \times 10^{-5} \text{ مول/لتر.ث}$$

$$k = 8 \times 10^{-5} \text{ مول/لتر.ث}$$



■ في التفاعل العام الآتي:



إذا علمت أن قيمة ثابت السرعة k عند درجة حرارة معينة يساوي $1,5 \times 10^{-4} \text{ ث}^{-1}$.

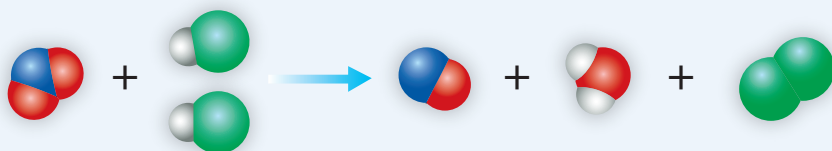
◀ اكتب قانون سرعة التفاعل.

◀ احسب سرعة التفاعل عندما يكون $[A] = 0,1$ مول/لتر.

ويمكن استخدام الطريقة السابقة لتحديد رتب التفاعلات التي تشتمل على أكثر من مادة متفاعلة، ولتعرف ذلك ادرس المثال الآتي:

■ مثال (٥)

في التفاعل:



تم جمع البيانات في الجدول الآتي عند درجة حرارة ٢٥°س:

رقم التجربة	[NO ₂] الابتدائي (مول/لتر)	[HCl] الابتدائي (مول/لتر)	السرعة الابتدائية (مول/لتر.ث)
١	٠,٣٠	٠,٣٠	^٣ -١٠ × ١,٤
٢	٠,٦٠	٠,٣٠	^٣ -١٠ × ٢,٨
٣	٠,٣٠	٠,٦٠	^٣ -١٠ × ٢,٨

(١) ما رتبة التفاعل بالنسبة لكل من NO₂ ، HCl ؟

(٢) ما رتبة التفاعل الكلية ؟

(٣) اكتب قانون سرعة التفاعل ؟

الحل

(١) نكتب الصيغة العامة لقانون سرعة التفاعل :

$$k = [NO_2]^x [HCl]^y$$

ولإيجاد رتبة التفاعل بالنسبة لـ NO₂ نأخذ التجربتين (١,٢) والذي يكون تركيز HCl فيهما ثابت، فيكون قانون سرعة التفاعل_٢ كما يأتي :

$$k = {}^{\text{س}}\text{س}^{-١٠} \times ٢,٨ = {}^y(٠,٣٠) {}^x(٠,٦٠)$$

وقانون سرعة التفاعل_١ كالآتي :

$$k = {}^{\text{س}}\text{س}^{-١٠} \times ١,٤ = {}^y(٠,٣٠) {}^x(٠,٣٠)$$

وبقسمة س_٢ على س_١ نحصل على :

$$\frac{{}^y(٠,٣٠) {}^x(٠,٦٠) k}{{}^y(٠,٣٠) {}^x(٠,٣٠) k} = \frac{{}^{\text{س}}\text{س}^{-١٠} \times ٢,٨}{{}^{\text{س}}\text{س}^{-١٠} \times ١,٤}} = \frac{{}^{\text{س}}\text{س}^{-١٠} \times ٢,٨}{{}^{\text{س}}\text{س}^{-١٠} \times ١,٤}}$$

$$x(٢) = ٢ \quad \text{ومنها } x = ١$$

أي أن رتبة التفاعل بالنسبة لـ NO₂ = ١ وهذا يعني أنه عند مضاعفة [NO₂] مرتين تتضاعف سرعة التفاعل مرتين.

ولإيجاد رتبة التفاعل بالنسبة لـ HCl نأخذ التجربتين (١,٣) والذي يكون تركيز NO₂ فيهما ثابت.

وبقسمة s_3 على s_1 نحصل على:

$$\frac{s_3}{s_1} = \frac{y(0,60)^1 (0,30)^1 k}{y(0,30)^1 (0,30)^1 k} = \frac{2,8 \times 10^{-3}}{1,4 \times 10^{-3}} = 2$$

$$y(2) = 2 \quad \text{ومنها } 1 = y$$

أي أن رتبة التفاعل بالنسبة لـ HCl = 1. وهذا يعني إذا تضاعف $[\text{HCl}]$ مرتين، تتضاعف سرعة التفاعل بالمقدار نفسه.

(2) رتبة التفاعل الكلية = مجموع الرتب بالنسبة للمواد المتفاعلة $(x + y) = 1 + 1 = 2$

(3) قانون سرعة التفاعل هو: $s = k [\text{HCl}]^1 [\text{NO}_2]^1$

سؤال

■ ما معنى أن تكون رتبة التفاعل بالنسبة لمادة ما تساوي صفرًا؟

■ في التفاعل الافتراضي الآتي: $\text{F} + \text{E} + \text{D} \longrightarrow$ نواتج
تم تسجيل البيانات المبينة في الجدول المجاور عمليًا من خلال التجربة:

رقم التجربة	[D] الابتدائي (مول/لتر)	[E] الابتدائي (مول/لتر)	[F] الابتدائي (مول/لتر)	السرعة الابتدائية (مول/لتر.ث)
1	0,1	0,1	0,2	$4,4 \times 10^{-6}$
2	0,1	0,1	0,4	$8,8 \times 10^{-6}$
3	0,1	0,05	0,2	$4,4 \times 10^{-6}$
4	0,3	0,1	0,2	$1,32 \times 10^{-5}$
5	??	0,1	0,1	$8,8 \times 10^{-6}$

◀ اكتب قانون سرعة التفاعل.

◀ احسب تركيز المادة D في التجربة رقم 5.

أسئلة الفصل

(١) وضح المقصود بكل مما يأتي:

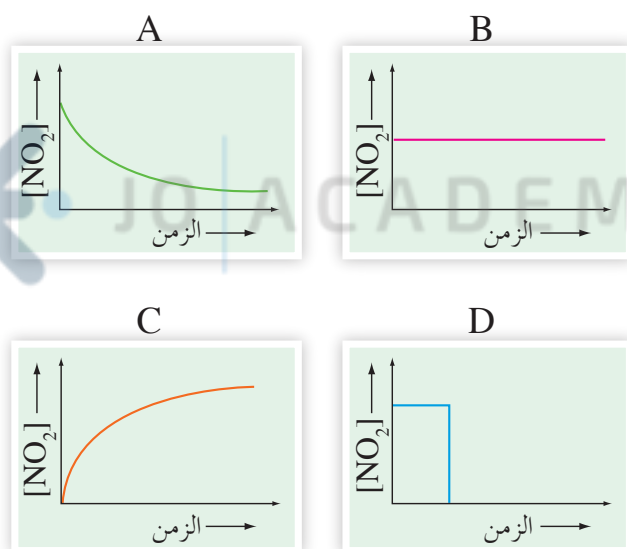
معدل سرعة التفاعل الكيميائي، رتبة التفاعل، السرعة الابتدائية للتفاعل، السرعة اللحظية، قانون السرعة، رتبة التفاعل الكلية.

(٢) في تفاعل المغنيسيوم مع محلول حمض HCl



اختفت قطعة من Mg كتلتها ٢ غ عند وضعها في محلول HCl بعد مرور ٥ دقائق، احسب معدل سرعة التفاعل.

(٣) يتحول N_2O_4 إلى NO_2 في وعاء مغلق، فإذا تمت متابعة التغير في تركيز النواتج بالنسبة للزمن، فأَيُّ الأشكال (A , B , C , D) تمثل المعلومات التي تم جمعها؟



(٤) يتحلل الأوزون O_3 وفقاً للمعادلة الآتية: $2\text{O}_{3(g)} \longrightarrow 3\text{O}_{2(g)}$

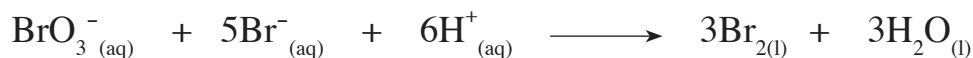
إذا تغير تركيز O_3 من ٤,٢ مول/لتر إلى ٣,٦ مول/لتر خلال ١٠٠ دقيقة:

أ) احسب معدل سرعة إنتاج O_2 خلال الفترة الزمنية نفسها بوحدة مول/لتر.ث.

ب) احسب معدل سرعة التفاعل.

جـ) ما العلاقة بين معدل سرعة تحليل O_3 ومعدل سرعة تكون O_2 بدلالة التغير في التركيز والتغير في الزمن؟

٥) في التفاعل الآتي:



تم الحصول على البيانات الآتية من التجربة العملية:

رقم التجربة	$[\text{BrO}_3^-]$ (مول/لتر)	$[\text{Br}^-]$ (مول/لتر)	$[\text{H}^+]$ (مول/لتر)	السرعة الابتدائية (مول/لتر.ث)
١	٠,١	٠,١	٠,١	8×10^{-4}
٢	٠,٢	٠,١	٠,١	$1,6 \times 10^{-3}$
٣	٠,٢	٠,٢	٠,١	$3,2 \times 10^{-3}$
٤	٠,١	٠,١	٠,٢	$3,2 \times 10^{-3}$

أ) اكتب قانون سرعة التفاعل.

ب) احسب قيمة ثابت السرعة k وما وحدة قياسه؟

ج) ما رتبة التفاعل الكلية؟

٦) ادرس الجدول الآتي، ثم أجب عن الأسئلة التي تليه:

رقم التفاعل	معادلة التفاعل	قانون السرعة	المعلومات												
١	$\text{A} + \text{B} + \text{C} \longrightarrow \text{نواتج}$	$k = [\text{A}]^1 [\text{B}]^2$													
٢	$\text{R} + \text{M} \longrightarrow \text{نواتج}$		<table> <tr> <th>رقم التجربة</th><th>$[\text{R}]$ (مول/لتر)</th><th>$[\text{M}]$ (مول/لتر)</th><th>سرعة التفاعل (مول/لتر.ث)</th></tr> <tr> <td>١</td><td>٠,١</td><td>٠,١</td><td>2×10^{-5}</td></tr> <tr> <td>٢</td><td>٠,٢</td><td>٠,١</td><td>8×10^{-5}</td></tr> </table>	رقم التجربة	$[\text{R}]$ (مول/لتر)	$[\text{M}]$ (مول/لتر)	سرعة التفاعل (مول/لتر.ث)	١	٠,١	٠,١	2×10^{-5}	٢	٠,٢	٠,١	8×10^{-5}
رقم التجربة	$[\text{R}]$ (مول/لتر)	$[\text{M}]$ (مول/لتر)	سرعة التفاعل (مول/لتر.ث)												
١	٠,١	٠,١	2×10^{-5}												
٢	٠,٢	٠,١	8×10^{-5}												
٣	$2\text{N}_2\text{O}_5 \longrightarrow 4\text{NO}_2 + \text{O}_2$	$k = [\text{N}_2\text{O}_5]^1$													
٤	$\text{CH}_3\text{CHO} \longrightarrow \text{CH}_4 + \text{CO}$		$k = 2,5 \times 10^{-4}$ لتر/مول.ث												

أ) ماذا يحدث لسرعة التفاعل رقم (١) إذا تضاعف $[\text{C}]$ ثلاث مرات مع ثبوت العوامل الأخرى؟

ب) اكتب قانون سرعة التفاعل رقم (٢) علمًا بأن الرتبة الكلية للتفاعل ٢.

ج) حدد العلاقة بين معدل سرعة استهلاك N_2O_5 ومعدل سرعة إنتاج NO_2 في التفاعل رقم

(٣) بدلالة التغير في التركيز والتغير في الزمن.

د) احسب سرعة التفاعل رقم (٤) عندما يكون $[CH_3CHO] = 0,2$ مول/لتر، مع ثبوت العوامل الأخرى.



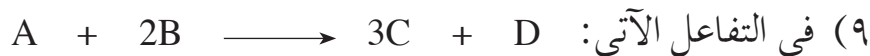
إذا علمت أن قانون سرعة التفاعل هو: $k[E]^x[B]^y$ وعند مضاعفة تركيز E ٣ مرات و تركيز B ٤ مرات تضاعفت سرعة التفاعل ٣٦ مرة. ما رتبة E؟

(٨) مستخدماً البيانات الواردة في الجدول الآتي والمتعلقة بالتفاعل العام:



الزمن (ثانية)	[D] مول/لتر	سرعة التفاعل (مول/لتر. ث)
٢	٠,٥٠	10×10^{-2}
٤,٢	٠,٢٥	$7,5 \times 10^{-2}$
ن	٠,٧٥	؟؟

إذا علمت أن قانون سرعة التفاعل هو: $k[D]^y$ أ) احسب سرعة التفاعل عندما يكون تركيز $D = 0,75$ مول/لتر. ب) هل قيمة الزمن ن أكبر من ٤,٢ ثانية أم أقل من ٢ ثانية؟ وضح إجابتك.



إذا علمت أن قيمة ثابت السرعة k للتفاعل عند درجة حرارة معينة يساوي

$$2 \times 10^{-3} \text{ لتر/مول. ث.}، \text{ وأن قانون سرعة التفاعل هو: } k[A]^x$$

أ) ما رتبة التفاعل بالنسبة لكل من A و B؟

ب) احسب سرعة التفاعل عندما يكون تركيز $A = 0,1$ مول/لتر، و تركيز $B = 0,5$ مول/لتر.

ج) احسب سرعة إنتاج C، عندما تكون سرعة استهلاك B تساوي $0,6$ مول/لتر. ث.

د) كم مرة تتضاعف سرعة التفاعل عند مضاعفة [A] مرتين، و [B] ثلاث مرات؟

نظرية التصادم والعوامل المؤثرة في سرعة

التفاعل الكيميائي

Collision Theory and the Factors that Affect Reaction Rate

تعرفت في الفصل الأول من هذه الوحدة مفهوم سرعة التفاعل، وطرائق التعبير عنها، وكيفية حسابها. وقد توصلت من خلال ذلك إلى أن سرعة التفاعلات الكيميائية تتفاوت من تفاعل لآخر. من المهم معرفة العوامل المؤثرة في سرعة التفاعلات الكيميائية المختلفة لزيادة سرعة بعضها بهدف زيادة الإنتاجية كزيادة سرعة إنتاج الأمونيا أو المواد الصناعية المختلفة أو تقليل سرعة بعضها الآخر التي هي غير مرغوب فيها كتقليل سرعة تحلل الأغذية وفسادها. فما هذه العوامل؟ وكيف تؤثر في سرعة التفاعل؟ وما النظرية التي تبناها العلماء لتفسير أثر هذه العوامل؟

يمكنك الإجابة عن هذه الأسئلة وغيرها بعد دراستك هذا الفصل، ويتوقع منك بعد ذلك أن:

- توضّح بنود نظرية التصادم، وتوظفها في تفسير العوامل المؤثرة في سرعة التفاعل.
- تستنتج العلاقة بين طاقة التنشيط والتغير في المحتوى الحراري للتفاعل في اتجاهيه: الأمامي والعكسي باستخدام منحنى الطاقة - سير التفاعل.
- تستقصي العوامل المؤثرة في سرعة التفاعل الكيميائي.
- توضّح مفهوم العامل المساعد، وتبيّن أثره في سرعة التفاعل، وطاقة التنشيط.

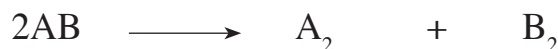
تتفاوت سرعة التفاعلات الكيميائية تبعاً لآلية حدوثها، والظروف والعوامل التي تؤثر فيها، فمنها ما هو سريع مثل تفاعل كربونات الصوديوم الهيدروجينية مع الخل، ومنها ما هو بطيء مثل تكوّن الماس في باطن الأرض. ولتفسير كيفية حدوث التفاعل الكيميائي، وفهم أثر العوامل المختلفة المؤثرة في سرعة حدوثه، وضع العلماء نظرية أسموها نظرية التصادم، وهي تشتمل على عدة افتراضات، فما هي؟ وكيف ساهمت هذه الافتراضات في تفسير أثر العوامل المختلفة في سرعة التفاعلات؟

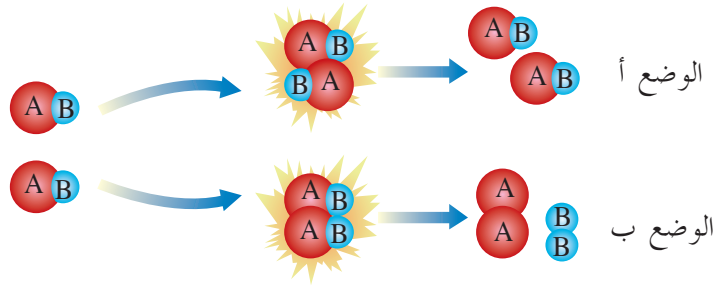
تتضمن نظرية التصادم عدة افتراضات أهمها:

الافتراض الأول: ينص على أن التصادم بين دقائق المواد المتفاعلة شرط أساسي لحدوث التفاعل الكيميائي، وهذا يعني عدم حدوث تفاعل بين المواد دون حدوث تصادم بين دقائقها. وأما الافتراض الثاني: فينص على أن سرعة التفاعل الكيميائي تتناسب طردياً مع عدد التصادمات الحاصلة بين دقائق المواد المتفاعلة في وحدة الزمن. فكلما زاد عدد التصادمات بين دقائق المواد المتفاعلة زادت احتمالية حدوث التفاعل.

ولكن هل تؤدي جميع التصادمات بين دقائق المواد المتفاعلة إلى حدوث تفاعل وتكوين مواد ناتجة؟ تقودنا مناقشة هذا السؤال إلى الافتراض الثالث الذي ينص على ضرورة أن يكون التصادم بين دقائق المواد المتفاعلة تصادمًا فعالاً لكي يحدث التفاعل، ويقصد بالتصادم الفعال؛ التصادم الذي يؤدي إلى تكوين نواتج. وحتى يكون التصادم فعالاً فلا بد من شرطين هما:

◀ **الشرط الأول:** أن يكون اتجاه التصادم بين دقائق المواد المتفاعلة مناسباً؛ أي أن تتصادم الدقائق بالاتجاه الذي يؤدي إلى تكوين النواتج. ولتوضيح ذلك، ادرس الشكل (٣-٣) الذي يبين تفكك المركب AB كما في المعادلة:





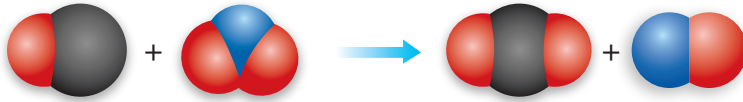
الشكل (٣-٣): التصادمات المحتملة بين جزيئات AB.

تفحص الشكل وبين أي الأوضاع (أ) أم (ب) يكون التصادم فيه مناسباً بحيث يؤدي إلى تكوين المواد الناتجة؟ ولماذا؟

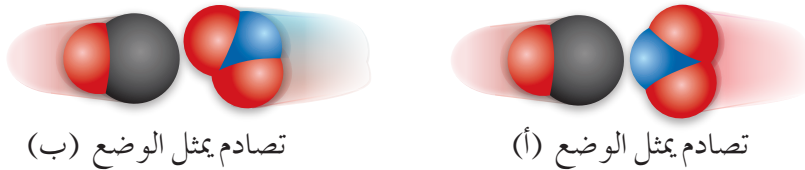
لاحظ أن الوضع (أ) تتصادم فيه ذرة A من الجزيء الأول مع ذرة B من الجزيء الثاني، فيؤدي إلى إعادة تكوين AB، وهو المادة المتفاعلة نفسها، أي ترتيب الجزيئات المتصادمة غير مناسب. وأما الوضع (ب) فتتصادم فيه ذرة A من الجزيء الأول مع ذرة A من الجزيء الثاني، وتتصادم ذرة B مع ذرة B؛ فيؤدي إلى تكوين A_2 و B_2 ، وهي النواتج المطلوبة كما يتضح من معادلة التفاعل، وهذا يشير إلى أن الوضع (ب) هو الوضع المناسب لحدوث التصادم الذي يؤدي إلى تكوين نواتج.



■ بالرجوع إلى الشكل الآتي، الذي يمثل أحد التفاعلات الكيميائية:

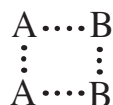


بين أي الأوضاع (أ) أم (ب) يكون التصادم فيها مناسباً ويؤدي إلى تكوين نواتج؟



◀ **الشرط الثاني:** أن تمتلك الدقائق المتفاعلة عند تصادمها حداً أدنى من الطاقة يكفي لكسر الروابط بين ذراتها، وتكوين روابط جديدة تؤدي إلى تكوّن النواتج. ويسمى هذا الحد الأدنى من الطاقة طاقة التنشيط (Activation Energy) ويرمز لها بالرمز E_a .

عند حدوث التصادم الفعال، تضعف الروابط بين ذرات المواد المتفاعلة، ويبدأ تكوّن روابط جديدة بين هذه الذرات، فيؤدي إلى تكوين بناء غير مستقر له طاقة وضع عالية، يسمى **المُعقد المُنشَّط (Activated Complex)**، والذي يتفكك ليكون النواتج. وبالرجوع إلى تفاعل تفكك AB يمكن تمثيل بناء المعقد المنشط كما في الشكل (٣-٤):



الشكل (٣-٤): بناء المعقد المنشط.



■ ارسم بناء المعقد المنشط في التفاعل الآتي:



وبناء على ذلك، فإن التصادم الفعال هو التصادم الذي يحدث بين الدقائق التي تمتلك طاقة التنشيط ويكون اتجاه تصادمها مناسباً، وهذا ما وضحته نظرية التصادم التي تنص على أنه "لحدوث تفاعل كيميائي فلا بد أن يحدث تصادم بين الجزيئات المتفاعلة بحيث تمتلك الجزيئات المتصادمة الحد الأدنى من الطاقة اللازمة لحدوث تصادم فعال".

ثانياً

العلاقة بين طاقة التنشيط (E_a) والتغير في المحتوى الحراري للتفاعل (ΔH)

درست في الصف العاشر أن التفاعلات الكيميائية تكون مصحوبة بحدوث تغيرات في الطاقة، فبعضها تحتاج إلى طاقة حتى تحدث، وتسمى تفاعلات ماصة للطاقة، مثل تحليل كربونات الكالسيوم بالحرارة.



وبعضها الآخر يؤدي حدوثه إلى انبعاث كمية من الطاقة، وتسمى تفاعلات طاردة للطاقة، مثل احتراق الميثان.



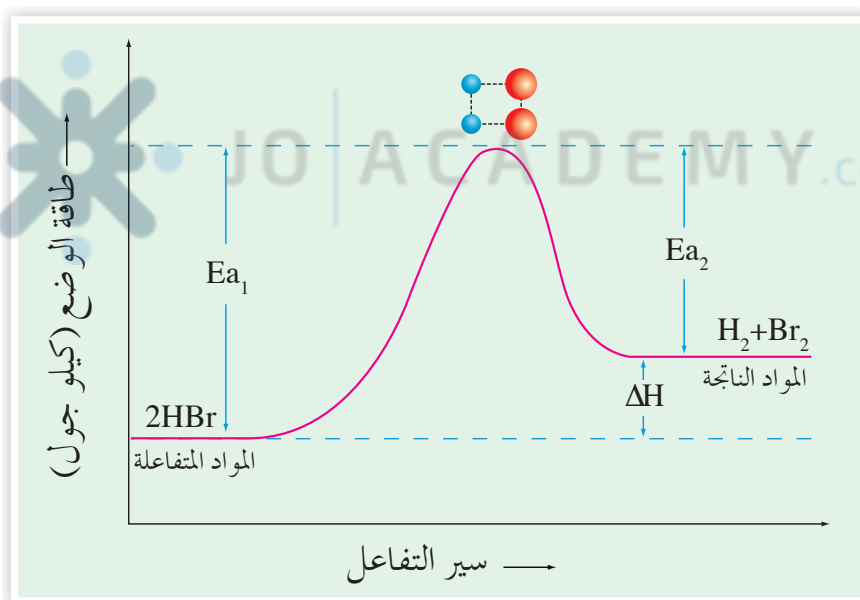
وهنا يتبادر الى الذهن السؤال الآتي: ما مصدر الطاقة التي تنتج من التفاعلات الطاردة للطاقة؟

وأين تخزن الطاقة التي تكسبها التفاعلات الماصة للطاقة؟

يمكن فهم ذلك، إذا عرفنا أن المواد المتفاعلة تختزن كمية من الطاقة تُعرف بطاقة وضع المواد المتفاعلة، أو المحتوى الحراري للمواد المتفاعلة، ويرمز له بالرمز H (المواد المتفاعلة)، كما تختزن المواد الناتجة كمية من الطاقة تعرف بطاقة وضع المواد الناتجة، أو المحتوى الحراري للمواد الناتجة، ويرمز له بالرمز H (المواد الناتجة). ويعبر عن الطاقة المصاحبة للتفاعل بالتغير في المحتوى الحراري بين المواد الناتجة والمتفاعلة، ويرمز له بالرمز ΔH إذ إن:

$$H_{\text{المواد الناتجة}} - H_{\text{المواد المتفاعلة}} = \Delta H$$

ولتوضيح تغيرات الطاقة التي تحدث خلال التفاعل الكيميائي ادرس الشكل (٣-٥) الذي يمثل تفكك HBr ، ثم أجب عن الأسئلة التي تليه:



الشكل (٣-٥): منحنى طاقة الوضع أثناء سير التفاعل.

- ما التغيرات التي طرأت على طاقة وضع المواد المتفاعلة أثناء سير التفاعل؟
- ماذا يمثل الفرق بين طاقة وضع المواد المتفاعلة وطاقة المعقد المنشط؟
- أيهما طاقة وضعه أعلى، المواد المتفاعلة أم المواد الناتجة؟

يوضح الشكل (٣-٥) أن طاقة وضع المواد المتفاعلة في التفاعل السابق تزداد أثناء سير

التفاعل بسبب تصادمها، حتى تصل إلى أعلى قيمة لها تسمى طاقة وضع المعقد المنشط، وتسمى الطاقة التي تكتسبها المواد المتفاعلة للوصول إلى طاقة وضع المعقد المنشط طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي (E_{a1}). ونتيجة تكوّن الروابط الجديدة في جزيئات H_2 و Br_2 ، تنخفض طاقة وضع المواد المتصادمة حتى تصل إلى الوضع المبين في الشكل السابق. ولأن طاقة وضع المواد الناتجة أكبر من طاقة وضع المواد المتفاعلة؛ فإن التفاعل يعد ماصاً للطاقة، وبناءً على ذلك تكون إشارة ΔH موجبة.

وعند النظر إلى التفاعل العكسي، فإن الفرق بين طاقة وضع المعقد المنشط وطاقة وضع المواد الناتجة يسمى طاقة التنشيط للتفاعل العكسي (E_{a2}).

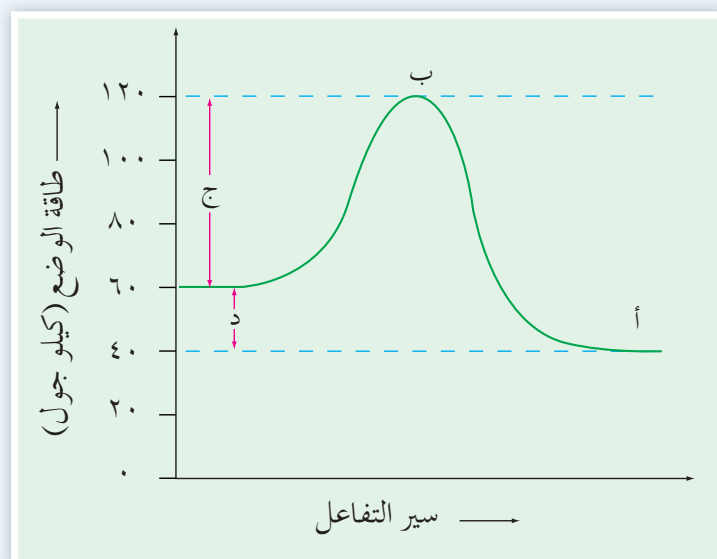
وفي التفاعلات الطاردة للطاقة تكون طاقة وضع المواد الناتجة أقل من طاقة وضع المواد المتفاعلة؛ لذلك تكون إشارة ΔH سالبة. ولتوضيح ذلك، ادرس المثال الآتي:

مثال (١)

ادرس الشكل (٦-٣) الذي يمثل سير التفاعل الافتراضي الآتي:



ثم أجب عن الأسئلة التي تليه:



الشكل (٦-٣): منحني طاقة الوضع أثناء سير التفاعل.

- (١) إلآم تشير كل من الرموز الآتية: أ، ب، ج، د؟
- (٢) ما مقدار طاقة وضع المعقد المنشط؟
- (٣) ما مقدار طاقة وضع المواد المتفاعلة؟
- (٤) ما قيمة التغير في المحتوى الحراري (ΔH) للفاعل؟
- (٥) هل التفاعل ماص للطاقة أم طارد لها؟
- (٦) ما مقدار طاقة التنشيط للفاعل العكسي؟

الحل

- (١) الرمز (أ) يشير إلى المواد الناتجة.
- الرمز (ب) يشير إلى حالة المعقد المنشط.
- الرمز (ج) يشير إلى طاقة التنشيط للفاعل الأمامي (E_{a1}).
- الرمز (د) يشير إلى التغير في المحتوى الحراري للفاعل (ΔH).
- (٢) طاقة وضع المعقد المنشط تساوي ١٢٠ كيلوجول.
- (٣) طاقة وضع المواد المتفاعلة تساوي ٦٠ كيلوجول.
- (٤) التغير في المحتوى الحراري (ΔH) = $٤٠ - ٦٠ = -٢٠$ كيلوجول.
- (٥) التفاعل طارد للطاقة.
- (٦) طاقة التنشيط للفاعل العكسي (E_{a2}) = $٤٠ - ١٢٠ = -٨٠$ كيلوجول.

سؤال

■ إذا كانت قيم طاقات الوضع (كيلوجول) لفاعل افتراضي هي:
المواد المتفاعلة ٨٠، المواد الناتجة ٥٠، طاقة التنشيط للفاعل الأمامي $E_{a1} = ٧٥$ ،
فأجب عن الأسئلة الآتية:

- ◀ ما قيمة طاقة التنشيط للفاعل العكسي؟
- ◀ ما طاقة وضع المعقد المنشط؟
- ◀ ما قيمة ΔH للفاعل؟

العوامل المؤثرة في سرعة التفاعل الكيميائي

تتأثر سرعة التفاعل بعدد من العوامل منها تركيز المواد المتفاعلة، وطبيعتها، ومساحة السطح المعرض للتفاعل، ودرجة الحرارة، واستخدام العامل المساعد. فكيف تؤثر هذه العوامل في سرعة التفاعل الكيميائي؟ وكيف يمكن تفسير أثر هذه العوامل في ضوء نظرية التصادم؟

١- تركيز المواد المتفاعلة

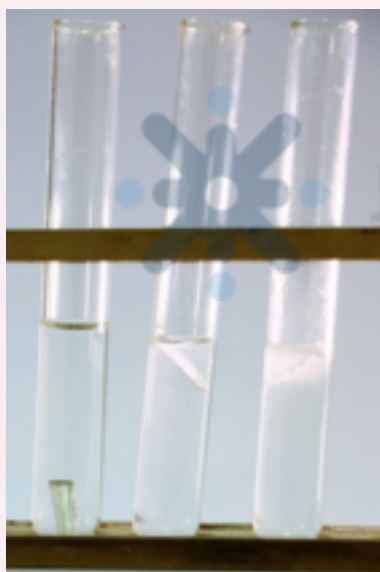
تتأثر سرعة التفاعل الكيميائي بتغير تركيز المواد المتفاعلة، ولتعرّف أثر التركيز في سرعة التفاعل، نفّذ النشاط الآتي:

نشاط (٣-١): أثر التركيز في سرعة التفاعل



المواد والأدوات

مول/لتر ٠,٠١ مول/لتر ٠,١ مول/لتر ١



شريط من المغنيسيوم Mg، ٣ محاليل HCl أحدهما بتركيز ١ مول/لتر والثاني بتركيز ٠,١ مول/لتر، والثالث بتركيز ٠,٠١ مول/لتر، وثلاثة أنابيب اختبار، وحامل أنابيب الاختبار، وقفازات.

الخطوات

١- ضع في أنبوب الاختبار الأول ٥ مل من حمض HCl الذي تركيزه ١ مول/لتر.

٢- ضع في أنبوب الاختبار الثاني ٥ مل من HCl الذي تركيزه ٠,٠١ مول/لتر.

٣- ضع في أنبوب الاختبار الثالث ٥ مل من HCl الذي تركيزه ٠,٠١ مول/لتر.

٤- قص ١٠ سم من شريط المغنيسيوم وقطّعه إلى ثلاث قطع متساوية.

٥- أضف قطعة من المغنيسيوم إلى كل أنبوب من الأنابيب السابقة.

● ما دلائل حدوث التفاعل؟

● في أي الأنابيب كانت سرعة التفاعل أكبر؟ ولماذا؟

الشكل (٣-٧): تفاعل حمض HCl بتركيزات مختلفة مع المغنيسيوم.

يؤدي تفاعل المغنيسيوم مع محلول HCl إلى تصاعد غاز الهيدروجين، كما في المعادلة الآتية:



ويتضح من النشاط السابق أن الأنبوب الذي يحتوي على محلول HCl الذي تركيزه ١ مول/لتر كانت كمية غاز الهيدروجين المتصاعدة منه أكبر ما يمكن، ويليه الأنبوب الذي يحتوي على محلول HCl ذي التركيز ٠,١ مول/لتر، وأقلها المحلول ذو التركيز ٠,٠١ مول/لتر، وهذا يدل على أن سرعة التفاعل الكيميائي زادت بزيادة تركيز HCl.

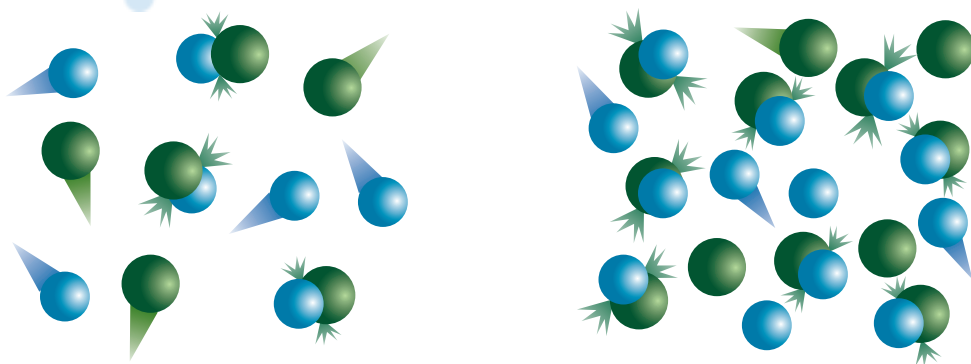
والآن كيف نفسر ذلك بالاعتماد على نظرية التصادم؟

إن ازدياد تركيز HCl يزيد من عدد أيونات H^+ و Cl^- الموجودة في وحدة الحجم، وهذا بدوره يزيد من عدد التصادمات الكلية المحتملة بينها وبين دقائق المغنيسيوم، فيزداد عدد التصادمات الفعالة، فيؤدي إلى زيادة سرعة التفاعل.

ويمكن توضيح ذلك من خلال المخطط الآتي:

ازدياد تركيز HCl —————> ازدياد عدد الدقائق في وحدة الحجم —————> ازدياد عدد التصادمات الكلية المحتملة —————> ازدياد عدد التصادمات الفعالة —————> زيادة سرعة التفاعل.

والشكل (٨-٣) يوضح أثر التركيز في عدد التصادمات.



الشكل (٨-٣): زيادة عدد التصادمات الممكنة بزيادة تركيز المواد المتفاعلة.

٢- طبيعة المادة المتفاعلة

تختلف المواد في سرعة تفاعلها تبعاً لاختلاف تركيبها الكيميائي وخصائصها. ولتوضيح ذلك، أجب عن الأسئلة الآتية:

- أ - أيهما أسرع تفاعلاً مع الماء فلز الصوديوم أم فلز المغنيسيوم؟
- ب- في أي الحالات الآتية يظهر اللون الأصفر بسرعة أكبر، عند خلط محلول نترات الفضة

$AgNO_3$ مع محلول يوديد البوتاسيوم KI أم عند خلط مسحوقين منهما؟
بعد إجابتك عن الأسئلة السابقة، لعلك توصلت إلى أن الصوديوم يتفاعل مع الماء بسرعة أكبر من المغنيسيوم؛ لأنه أكثر نشاطاً، ويعود ذلك إلى طبيعة تركيبه الكيميائي فهو يحتوي على إلكترون واحد في مداره الأخير مما يسهل فقده. كما أن سرعة ظهور اللون الأصفر عند تفاعل المواد في حالة المحلول أكبر من سرعة ظهوره في حالة المسحوق؛ لأن الأيونات في حالة المسحوق تكون مقيدة الحركة، وفي حالة المحلول تكون حرة الحركة وهذا بدوره يزيد من عدد التصادمات الكلية المحتملة بين الأيونات، فيزداد عدد التصادمات الفعالة، وتزداد سرعة التفاعل.

٣- مساحة سطح المواد المتفاعلة في الحالة الصلبة

ماذا تتوقع أن يحدث لسرعة التفاعل عند ازدياد مساحة سطح المواد الصلبة المتفاعلة؟ لتعرّف ذلك نفّذ النشاط الآتي:

نشاط (٣-٢): أثر مساحة سطح المواد المتفاعلة في سرعة التفاعل

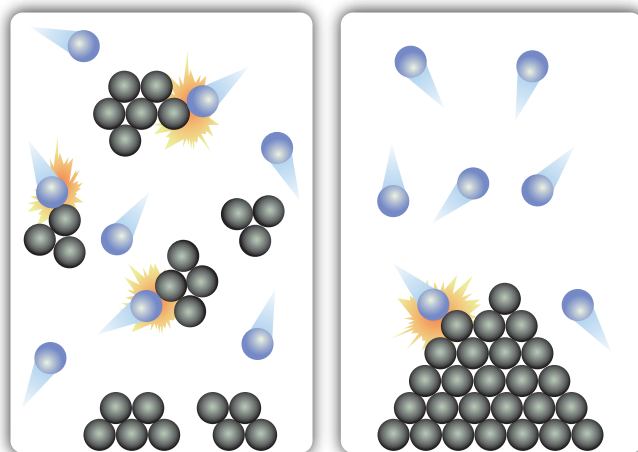


المواد والأدوات
ثلاث قطع من الطباشير المتساوية في الكتلة، محلول من الخل، كأس زجاجية سعة ١٠٠ مل عدد ٣.
الخطوات

- ١- ضع إحدى قطع الطباشير كاملة في الكأس الأول.
 - ٢- قسم القطعة الثانية إلى قطع صغيرة، ثم ضعها في الكأس الثاني.
 - ٣- اسحق قطعة الطباشير الثالثة باستخدام الهاون، ثم ضعها في الكأس الزجاجي الثالث.
 - ٤- أضف ٢٠ مل من الخل إلى كل من الكؤوس الثلاثة السابقة، وسجّل ملاحظاتك.
- في أي الكؤوس كان التفاعل أسرع؟ ولماذا؟
 - ما اسم الغاز الناتج عن التفاعل؟

لعلك توصلت بعد تنفيذ النشاط، إلى أن الغاز الناتج عن التفاعل هو غاز ثاني أكسيد الكربون CO_2 ، وأن سرعة تصاعده في الكأس الذي يحتوي على مسحوق الطباشير كانت أكبر، ويرجع

ذلك إلى أن مساحة السطح المُعرّض للتفاعل في هذه الحالة أكبر؛ وهذا يزيد من عدد التصادمات الكلية المحتملة، فيزداد عدد التصادمات الفعالة، فتزداد سرعة التفاعل. انظر الشكل (٣-٩).



الشكل (٣-٩): زيادة عدد التصادمات بزيادة مساحة السطح.

٤- درجة الحرارة

تؤثر درجة الحرارة في حياتنا بشكل كبير وواضح، ففي المطبخ نزيد درجة الحرارة لإنضاج الطعام بسرعة أكبر، ونضع الأطعمة في الثلاجة لنقلل من احتمالية حدوث التفاعلات التي تؤدي إلى تحللها وفسادها، ونحفظ عبوات الأدوية عند درجات حرارة معينة لمنع تلفها. لذلك تعد درجة الحرارة من العوامل المهمة التي تؤثر في سرعة التفاعل.

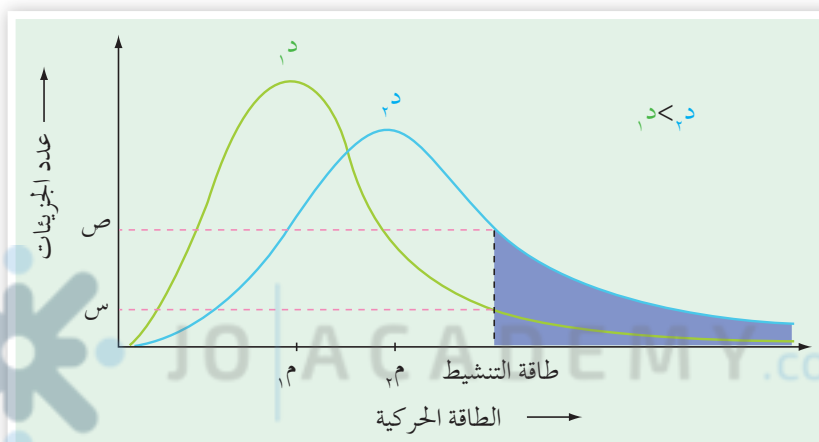
ومن الأمثلة التي تبين أثر درجة الحرارة في سرعة التفاعل بوضوح تفاعل بيرمنغنات البوتاسيوم KMnO_4 مع حمض الأوكساليك $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ لإنتاج ثاني أكسيد الكربون والماء عند درجتي حرارة مختلفتين، كما في الشكل (٣-١٠).



الشكل (٣-١٠) زيادة سرعة التفاعل الكيميائي بزيادة درجة الحرارة.

لاحظ اختفاء اللون البنفسجي لبرمنغنات البوتاسيوم بالتسخين، في حين أنه ما زال موجوداً عند درجة حرارة الغرفة بعد مضي الوقت نفسه؛ وهذا يدل على أن التفاعل قد انتهى عند درجة الحرارة الأعلى، ولكنه ما زال مستمرًا عند درجة الحرارة الأقل؛ فسرعة هذا التفاعل ازدادت بزيادة درجة الحرارة.

والآن، كيف تفسر نظرية التصادم أثر درجة الحرارة في سرعة التفاعل الكيميائي؟ درست في الصف الحادي عشر افتراضات نظرية الحركة الجزيئية، وعرفت أن توزيع الطاقة الحركية على الجزيئات يمكن توضيحه من خلال منحني ماكسويل-بولتزمان. ويبيّن الشكل (٣-١١) توزيع الطاقة الحركية لجزيئات أحد الغازات عند درجتَي حرارة مختلفتين.



الشكل (٣-١١): توزيع الطاقة الحركية على جزيئات غاز ما عند درجتَي حرارة مختلفتين.

ادرس الشكل، ثم أجب عن الأسئلة الآتية:

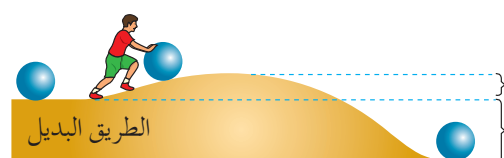
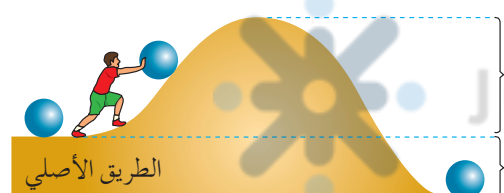
- هل تغيرت طاقة التنشيط بتغير درجة الحرارة؟
 - عند أي درجة حرارة (د) أم (د) يكون عدد الجزيئات التي تمتلك طاقة التنشيط أكبر؟
 - أيهما أعلى: متوسط الطاقة الحركية (م) أو (م)؟
- من الواضح أن زيادة درجة الحرارة يزيد من متوسط الطاقة الحركية للجزيئات (م) أكبر من (م) مع بقاء طاقة التنشيط ثابتة، وهذا يؤدي بدوره إلى زيادة عدد الجزيئات التي تمتلك طاقة التنشيط؛ فيزيد ذلك من عدد التصادمات الفعالة، فتزداد سرعة التفاعل الكيميائي.
- لاحظ أن عدد الجزيئات (ص) التي تمتلك طاقة التنشيط عند درجة حرارة (د) أكبر من عدد الجزيئات (س) التي تمتلك طاقة التنشيط عند (د).

وتجدر الإشارة إلى أن مساحة المنطقة المظلمة عند درجتي الحرارة د_١ ود_٢ تمثل عدد الجزيئات التي تمتلك طاقة تساوي طاقة التنشيط أو أكبر منها. ويمكن تلخيص ما سبق من خلال المخطط الآتي:

زيادة درجة الحرارة ————— زيادة متوسط الطاقة الحركية للجزيئات ————— زيادة عدد الجزيئات التي تمتلك طاقة التنشيط ————— زيادة عدد التصادمات الفعالة ————— زيادة سرعة التفاعل الكيميائي.

٥-العوامل المساعدة

عرفت سابقاً أن نظرية التصادم تنص على ضرورة امتلاك الجزيئات المتفاعلة حدّاً أدنى من الطاقة (طاقة التنشيط) لحدوث التفاعل فيما بينها، ولكننا نحتاج في كثير من الأحيان إلى زيادة سرعة بعض التفاعلات التي لها طاقة تنشيط عالية وتقليل زمن حدوثها، فنستخدم أكسيد الفناديوم V_2O_5 مثلاً لتسريع عملية تحضير حمض الكبريتيك H_2SO_4



الشكل (٣-١٢): العامل المساعد يمهّد طريقاً بديلاً أكثر سهولة

الذي يستخدم في الصناعات المختلفة، لذلك يعد أكسيد الفناديوم من العوامل المساعدة (Catalysts) وهي مواد تزيد من سرعة التفاعلات الكيميائية دون أن تستهلك أثناء التفاعل.

وقد أثبتت التجارب أن العامل المساعد يمهّد طريقاً بديلاً - أكثر سهولة - للتفاعل. تمعن الشكل (٣-١٢).

ولمعرفة أثر العامل المساعد في سرعة التفاعل الكيميائي نفّذ النشاط الآتي:

نشاط (٣-٣): أثر العامل المساعد في سرعة التفاعل الكيميائي.

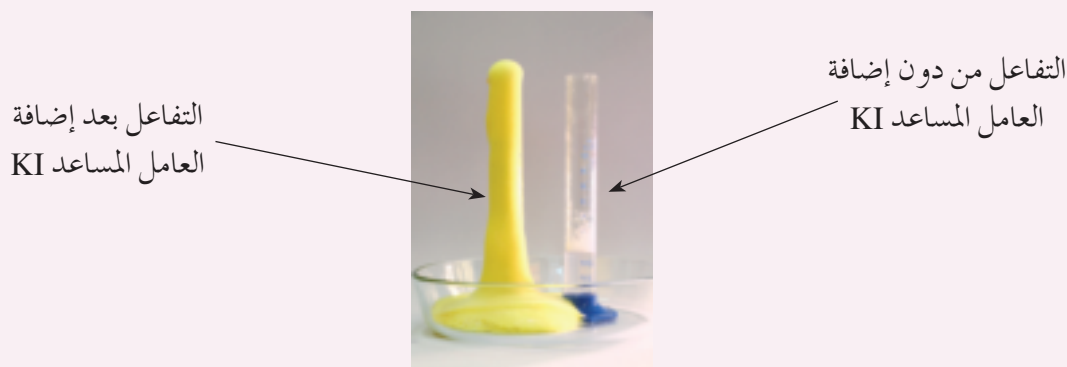


المواد والأدوات

مِخْبَار مدرّج سعة ١٠٠ مل عدد ٢، ومحلّول فوق أكسيد الهيدروجين H_2O_2 ، وسائل تنظيف، وقطارة، ويوديد البوتاسيوم KI، قفازان.

الخطوات

- ١- ضع ٢٠ مل من H_2O_2 في كلا المخبرين.
- ٢- أضف إلى كل منهما بضع نقاط من سائل التنظيف، مع التحريك (ملاحظة: سائل التنظيف يوضع لمشاهدة فقاعات الغاز المتصاعد بوضوح).
- ٣- أضف إلى إحدى المخبرين ٠,٥ غ من يوديد البوتاسيوم KI.



الشكل (٣-١٣): تحلل فوق أكسيد الهيدروجين H_2O_2 .

- في أيّ المخبرين تظهر الفقاعات أسرع؟ ولماذا؟
- ما أثر إضافة يوديد البوتاسيوم في سرعة التفاعل؟

يتحلل فوق أكسيد الهيدروجين ببطء عند درجة حرارة الغرفة العادية إلى ماء وأكسجين وفق المعادلة الآتية:

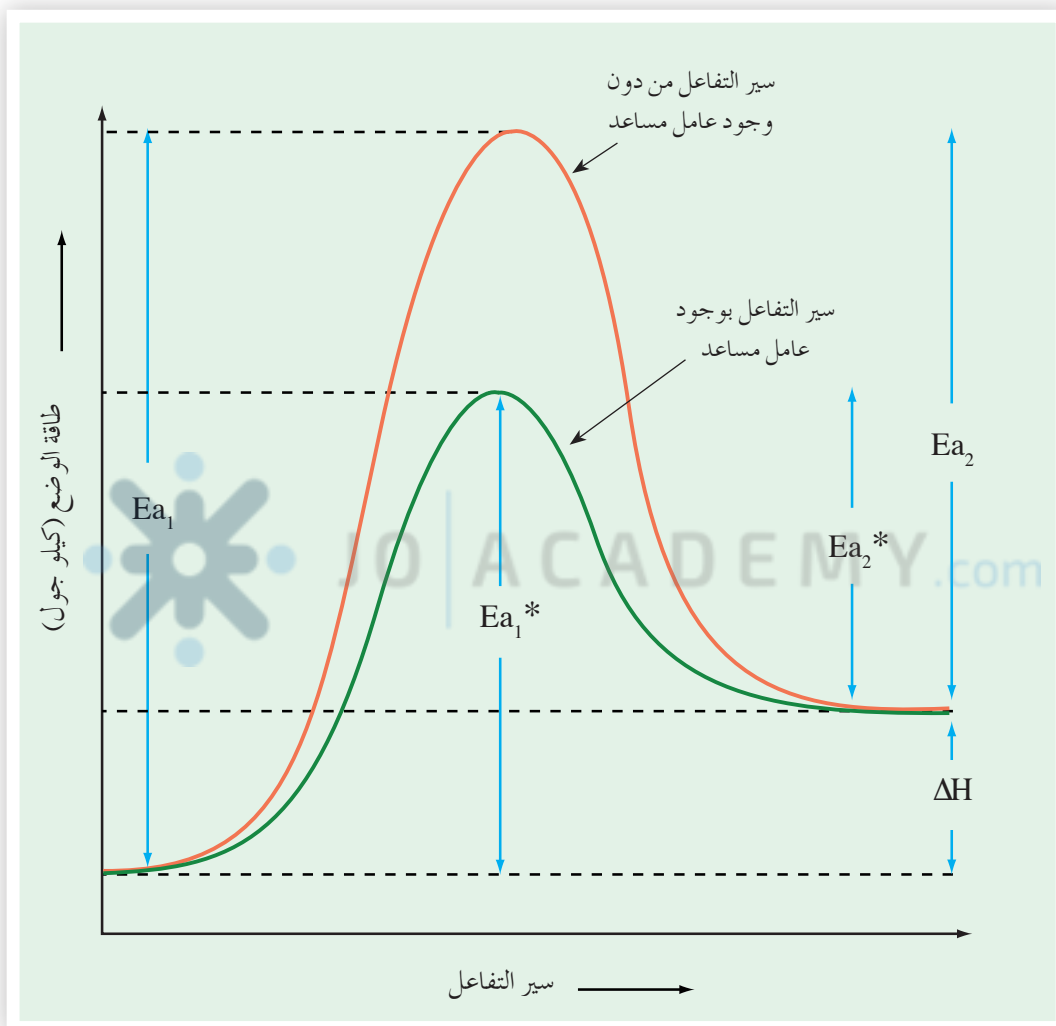


وعند إضافة يوديد البوتاسيوم KI إلى أحد المخبرين تزداد سرعة التفاعل. ويمكن تمثيل معادلة التفاعل الحاصل على النحو الآتي:



وتعد مادة KI عاملاً مساعداً، وهناك أمثلة أخرى كثيرة على العوامل المساعدة التي تستخدم في مجالات الصناعات الكيميائية أو العمليات الحيوية، فكيف يعمل العامل المساعد على زيادة سرعة التفاعل الكيميائي؟ لتعرّف ذلك، ادرس الشكل (٣-١٤) الذي يبين أثر العامل المساعد في سير التفاعل.

لاحظ أن العامل المساعد يعمل على إيجاد مسار بديل للتفاعل إذ تكون طاقة التنشيط اللازمة لحدوث التفاعل بالطريقة البديلة بوجود العامل المساعد أقل منها في حالة إجراء التفاعل بغياب العامل المساعد، وهذا يقلل من طاقة تنشيط كل من التفاعل الأمامي والعكسي. كما تقل طاقة وضع المعقد المنشط بالمقدار نفسه فيقل زمن حدوث التفاعل، ولكنه لا يؤثر في طاقة وضع كل من المواد المتفاعلة والمواد الناتجة، كما لا يؤثر في قيمة ΔH .



حيث إن:

- Ea_1 طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي من دون عامل مساعد
- Ea_1^* طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي بوجود عامل مساعد
- Ea_2 طاقة التنشيط للتفاعل العكسي من دون عامل مساعد
- Ea_2^* طاقة التنشيط للتفاعل العكسي بوجود عامل مساعد

الشكل (٣-١٤): أثر العامل المساعد في سير التفاعل.

إذا كانت قيم طاقات الوضع (كيلوجول) لتفاعل افتراضي هي:
المواد المتفاعلة ١١٠، و المواد الناتجة ٨٠، و المعقد المنشط من دون عامل مساعد ١٨٠، و المعقد المنشط بوجود عامل مساعد ١٤٠، فأجب عن الأسئلة الآتية:

- ما قيمة طاقة التنشيط للتفاعل العكسي من دون عامل مساعد؟
- ما قيمة طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي بوجود العامل المساعد؟
- ما قيمة ΔH للتفاعل؟
- ما أثر إضافة العامل المساعد للتفاعل في طاقة وضع المواد المتفاعلة؟



الأنزيمات

يستخدم الغازولين وقوداً للسيارات، فهو يتأكسد في محرك السيارة، مُنتجاً غاز ثاني أكسيد الكربون والماء والطاقة، علماً بأن درجة حرارة الغازات الموجودة في المحرك قد تصل إلى أكثر من ٢٢٠٠°س، وبالمقابل فإن الخلية الحية تحصل على حاجتها من الطاقة عن طريق أكسدة الغلوكوز إلى غاز ثاني أكسيد الكربون والماء عند ٣٧°س فقط فإذا كان تأكسده خارج الجسم يتطلب توافر درجات حرارة عالية فكيف يحدث ذلك داخل الجسم عند درجة حرارة ٣٧°س؟

وهب الله سبحانه وتعالى بعض الخلايا في أجسامنا القدرة على إنتاج مواد تُعرف بالأنزيمات، التي تُعد أحد أهم العوامل المساعدة؛ فهي تخفض طاقة التنشيط للتفاعلات. وتحتوي أجسامنا على أنزيمات مختلفة تعمل على تسريع العمليات الحيوية وتنظيمها فلولا وجود الأنزيمات لتعذر حدوث التفاعلات من دون توافر طاقة كبيرة ومن الأمثلة عليها: أنزيم الأميليز الذي يحلل النشا إلى سكريات ثنائية، والأنزيمات الهاضمة التي تفرزها المعدة.

توجد الأنزيمات أيضاً في أجسام الكائنات الحية المختلفة، ومنها البكتيريا، ولهذا يعتمد عمل بعض المضادات الحيوية المستخدمة في علاج بعض الأمراض على تعطيل الأنزيمات في أجسام مسببات الأمراض؛ ما يؤثر في بعض عملياتها الحيوية، مسبباً موتها.

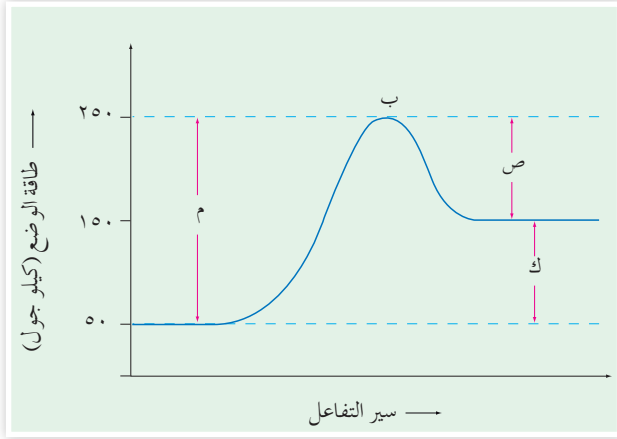
للاستزادة يمكنك الرجوع إلى الشبكة المعلوماتية مستعيناً بالعبارات المفتاحية الآتية: الأنزيمات وطاقة

التنشيط، الأنزيمات، Enzymes, Activation Energy and Enzymes.

أسئلة الفصل

(١) وضح المقصود بالمصطلحات الآتية:

طاقة التنشيط، العامل المساعد، التغير في المحتوى الحراري للتفاعل، المعقد المنشط، التصادم الفعال.



(٢) اعتماداً على الشكل (٣-١٥)، أجب عن الأسئلة الآتية:

- (أ) ما رمز طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي؟
 (ب) ما رمز طاقة التنشيط للتفاعل العكسي؟
 (ج) ما رمز التغير في المحتوى الحراري للتفاعل (ΔH) ؟

الشكل (٣-١٥): منحنى طاقة الوضع أثناء سير التفاعل.

(د) هل التفاعل ماصّ للطاقة أم طارد لها؟

(٣) في التفاعل الافتراضي: $A_2 + 3B_2 \xrightarrow{C} 2AB_3 + 90 \text{ kJ}$ إذا علمت أن كتلة العامل المساعد C تساوي ٣ غ عند بدء التفاعل، وأن طاقة التنشيط للتفاعل العكسي بوجود العامل المساعد تساوي ١٦٣ كيلوجول.

- (أ) ما كتلة العامل المساعد عند نهاية التفاعل؟
 (ب) احسب طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي بوجود العامل المساعد.

(٤) فسر كلاً مما يأتي:

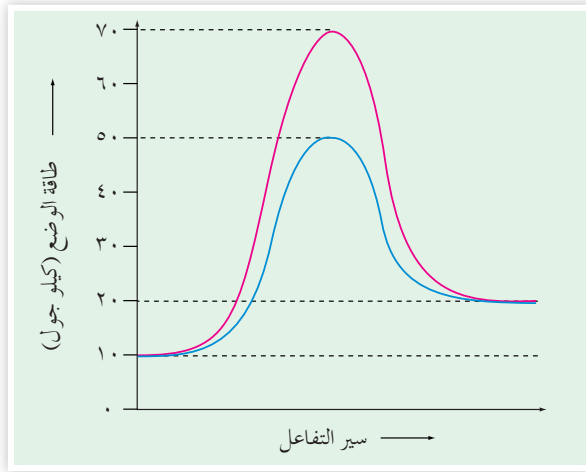
(أ) يتم حرق السكر في جسم الإنسان عند ٣٧°س بينما يحتاج حرقه في المختبر إلى درجة حرارة أعلى بكثير.

(ب) يتم حرق نشارة الخشب بسرعة أكبر من حرق قطعة من الخشب لها الكتلة نفسها.

(ج) لا تؤدي جميع التصادمات بين دقائق المواد المتفاعلة إلى حدوث تفاعل.

(د) عند خلط محلولين من نترات الفضة وكلوريد الصوديوم يتكون راسب أبيض بسرعة أكبر من سرعة ظهوره عند خلطهما وهما على شكل مسحوق.

٥) ادرس الشكل الآتي الذي يبين التفاعل بوجود عامل مساعد ومن دونه، ثم أجب عن الأسئلة التي تليه:



أ) ما قيمة كل مما يأتي:

(١) طاقة وضع كل من المواد المتفاعلة

والمواد الناتجة؟

(٢) طاقة تنشيط التفاعل الأمامي من

دون عامل مساعد؟

(٣) طاقة تنشيط التفاعل العكسي مع

عامل مساعد؟

(٤) طاقة وضع المعقد المنشط من دون

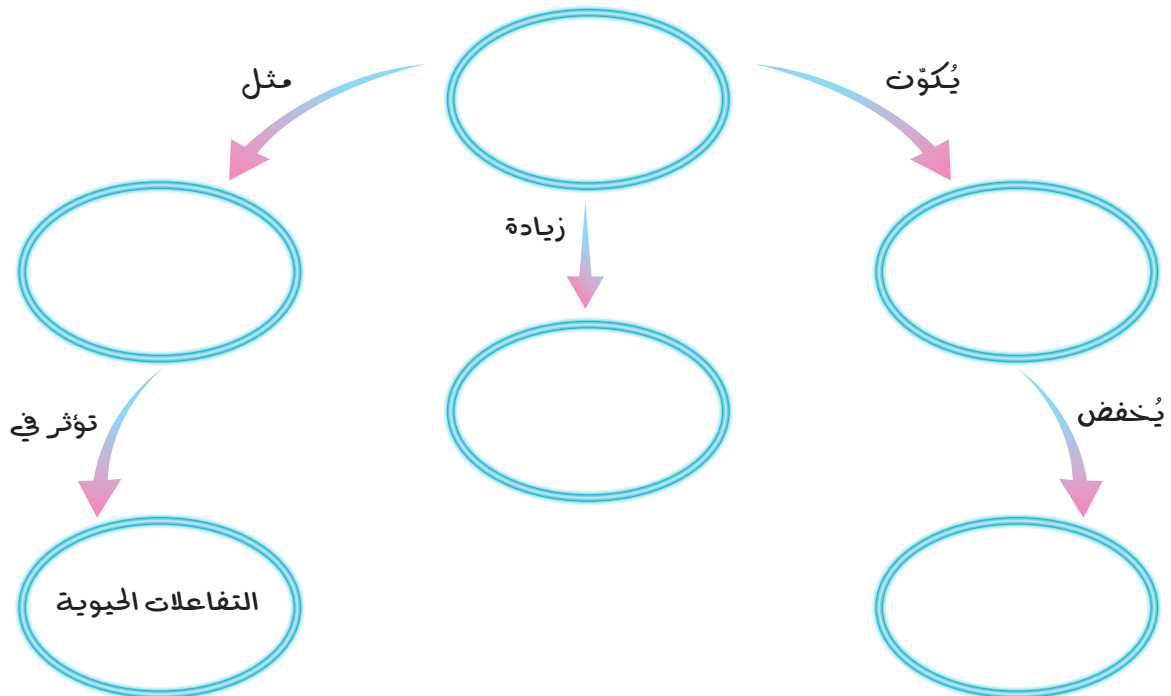
عامل مساعد؟

ب) هل التفاعل ماصّ أم طارد للطاقة؟

٦) بيّن أثر رفع درجة الحرارة في سرعة التفاعل، وفسّر هذا الأثر بالاعتماد على نظرية التصادم.

٧) أكمل الفراغ في المخطط الآتي، مستخدماً مصطلحات سرعة التفاعل، العامل المساعد، مسار

بدل لسير التفاعل، أنزيمات، طاقة التنشيط.



أسئلة الوحدة

(١) اختر الإجابة الصحيحة لكل فقرة من الفقرات الآتية:

(١) العبارة الصحيحة فيما يتعلق بسرعة التفاعل الكيميائي:

أ (تبقى ثابتة من بداية التفاعل وحتى نهايته. ب) لا تتأثر بالتركيز.

ج (لا تتأثر بالحرارة. د) تتناقص مع الزمن.

(٢) في التفاعل الآتي: $A + 3B \longrightarrow 2C$ سرعة استهلاك B تساوي:

أ (ضعف سرعة إنتاج C. ب) ثلثي سرعة إنتاج C.

ج (ثلاثة أضعاف سرعة استهلاك A. د) ثلث سرعة استهلاك A.

(٣) يمثل قانون السرعة العلاقة بين:

أ (سرعة التفاعل ودرجة الحرارة. ب) الطاقة والتركيز.

ج (درجة الحرارة والتركيز. د) سرعة التفاعل والتركيز.

(٤) اعتماداً على التفاعل الآتي: $N_2H_{4(g)} \longrightarrow 2H_{2(g)} + N_{2(g)}$

إذا علمت أن معدل سرعة استهلاك N_2H_4 يساوي ٠,٢ مول/لتر. ث فإن معدل سرعة

تكوّن H_2 بوحدة مول/لتر. ث يساوي:

أ (٠,١ ب) ٠,٤ ج) ٠,٨ د) ٠,٦

(٥) تزداد سرعة التفاعل عند رفع درجة الحرارة بسبب:

أ (زيادة طاقة المواد الناتجة.

ب) زيادة طاقة المعقد المنشط.

ج) زيادة عدد التصادمات الفعالة.

د (نقصان طاقة التنشيط.

(٦) إضافة العامل المساعد للتفاعل، تؤدي إلى:

أ (رفع طاقة المعقد المنشط. ب) خفض طاقة المواد الناتجة.

ج (التقليل من طاقة التنشيط. د) زيادة سرعة التفاعل الأمامي وليس العكسي.

(٧) أي التفاعلات الآتية يُنتج كمية أكبر من غاز H_2 ؟

- أ (تفاعل قطعة من الخارصين مع حمض HCl الذي تركيزه ١ مول/لتر.
 ب) تفاعل مسحوق من الخارصين مع حمض HCl الذي تركيزه ١ مول/لتر.
 ج) تفاعل مسحوق من الخارصين مع حمض HCl الذي تركيزه ٠,١ مول/لتر.
 د (تفاعل قطعة من الخارصين مع حمض HCl الذي تركيزه ٠,٥ مول/لتر.

(٨) إذا كان قانون السرعة للتفاعل الافتراضي $D + E \longrightarrow Z$ هو:

سرعة التفاعل $k = [D]^2 [E]^1$ وعند مضاعفة تركيز E ثلاث مرات وتركيز D مرتين فإن سرعة التفاعل تتضاعف بمقدار:

- أ (١٢ مرة. ب) ٩ مرات. ج) ٦ مرات. د (٣ مرات.

(٢) في التفاعل الافتراضي الآتي:



تم الحصول على البيانات الآتية عملياً من خلال التجربة:

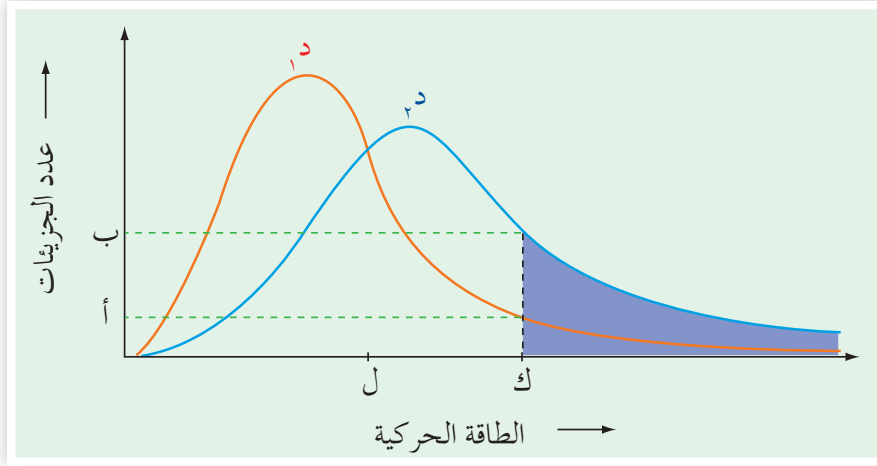
رقم التجربة	[A] (مول/لتر)	[B] (مول/لتر)	[C] (مول/لتر)	السرعة الابتدائية (مول/لتر.ث)
١	٠,١	٠,١	٠,٢	٠,٠٢
٢	٠,٢	٠,١	٠,٣	٠,٠٩
٣	٠,٢	٠,٢	٠,٤	٠,١٦
٤	٠,٢	٠,٣	٠,٤	٠,١٦

أ (اكتب قانون سرعة التفاعل.

ب) احسب تركيز C عندما تكون السرعة الابتدائية تساوي 1×10^{-2} مول/لتر.ث،

و $[A] = [B] = 0,05$ مول/لتر.

٣) اعتمد على الشكل (٣-١٧)، للإجابة عن الأسئلة الآتية:



الشكل (٣-١٧): توزيع الطاقة الحركية على جزيئات غاز ما عند درجتى حرارة مختلفتين.

أ) ما الرمز الذي يمثل طاقة التنشيط؟

ب) ما أثر زيادة درجة الحرارة في سرعة التفاعل؟

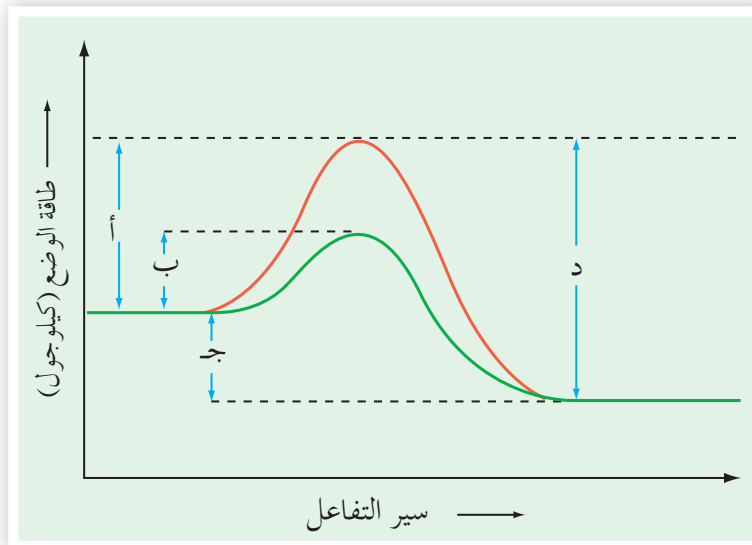
ج) ما الرمز الذي يمثل عدد الجزيئات التي تمتلك طاقة التنشيط عند درجة الحرارة الأقل؟

٤) اعتماداً على الشكل (٣-١٨) الذي يمثل سير التفاعل لأحد التفاعلات، أجب عن الأسئلة الآتية:

أ) إلام تشير كل من الرموز (أ، ب، ج، د)؟

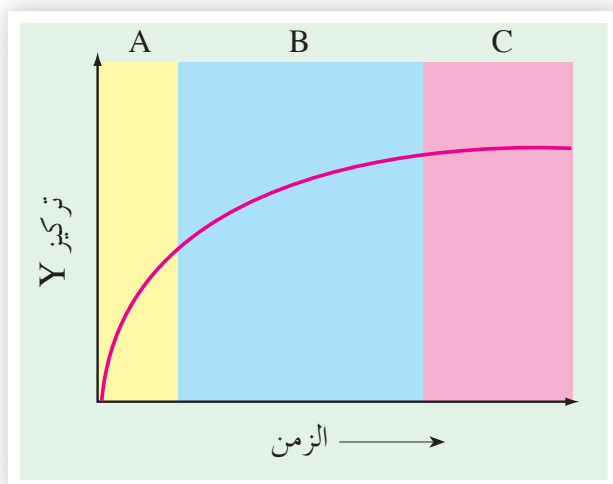
ب) ما أثر إضافة العامل المساعد في كل من: طاقة التنشيط للتفاعل العكسي، التغير في

المحتوى الحراري للتفاعل (ΔH)، طاقة المواد المتفاعلة.



الشكل (٣-١٨): منحنى طاقة الوضع أثناء سير التفاعل.

٥) أجريت تجربة لقياس سرعة تفاعل ما عن طريق دراسة التغير في تركيز المادة Y بالنسبة للزمن،



وُمثلت النتائج بالشكل (٣-١٩)، ادرس

الشكل، ثم أجب عن الأسئلة الآتية:

أ) هل المادة Y مادة متفاعلة أم ناتجة؟
وَضِّحْ إجابتك.

ب) أيُّ الفترات الزمنية (A أم B أم C) يكون معدل سرعة التفاعل فيها أعلى؟

الشكل (٣-١٩): التغير في تركيز
المادة Y بالنسبة للزمن.

٦) تم الحصول على النتائج في الشكل (٣-٢٠) للتفاعل الآتي:

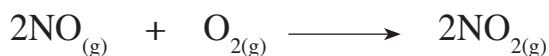


اكتب قانون سرعة التفاعل.

البدء بتركيز متساوٍ من المتفاعلات		0:09 زمن انتهاء التفاعل
مضاعفة تركيز أحد المتفاعلات ٣ مرات	أو 	0:03 زمن انتهاء التفاعل
مضاعفة تركيز كلا المتفاعلات ٣ مرات		0:01 زمن انتهاء التفاعل

الشكل (٣-٢٠): نتائج تجربة توضح العلاقة بين تراكيز المواد المتفاعلة وسرعة التفاعل.

(٧) تم جمع البيانات للتفاعل الآتي عند درجة حرارة معينة. ادرسها، ثم أجب عما يليها من أسئلة:



رقم التجربة	[NO] (مول/لتر)	[O ₂] (مول/لتر)	سرعة استهلاك O ₂ (مول/لتر.ث)
١	٠,١	٠,٢	٦×١٠^{-٧}
٢	٠,٢	٠,١	$٢,٢ \times ١٠^{-٦}$
٣	٠,٣	٠,١	$٧,٢ \times ١٠^{-٦}$

أ) اكتب قانون سرعة التفاعل.

ب) احسب قيمة ثابت السرعة k .

ج) احسب سرعة تكوّن NO₂ عندما يكون [O₂] = [NO] = ٠,١ مول/لتر.

(٨) في تفاعل طارد للطاقة، إذا علمت أن ΔH للتفاعل تساوي -٢٠٠ كيلوجول، وأن طاقة وضع

المواد الناتجة ٨٠ كيلوجول. وعند استخدام عامل مساعد، انخفضت طاقة التنشيط للتفاعل

الأمامي بمقدار ٢٠ كيلوجول، وأصبحت طاقة وضع المعقد المنشط ٣٥٠ كيلوجول.

احسب:

أ) طاقة وضع المواد المتفاعلة بوجود العامل المساعد.

ب) طاقة وضع المعقد المنشط من دون وجود عامل مساعد.

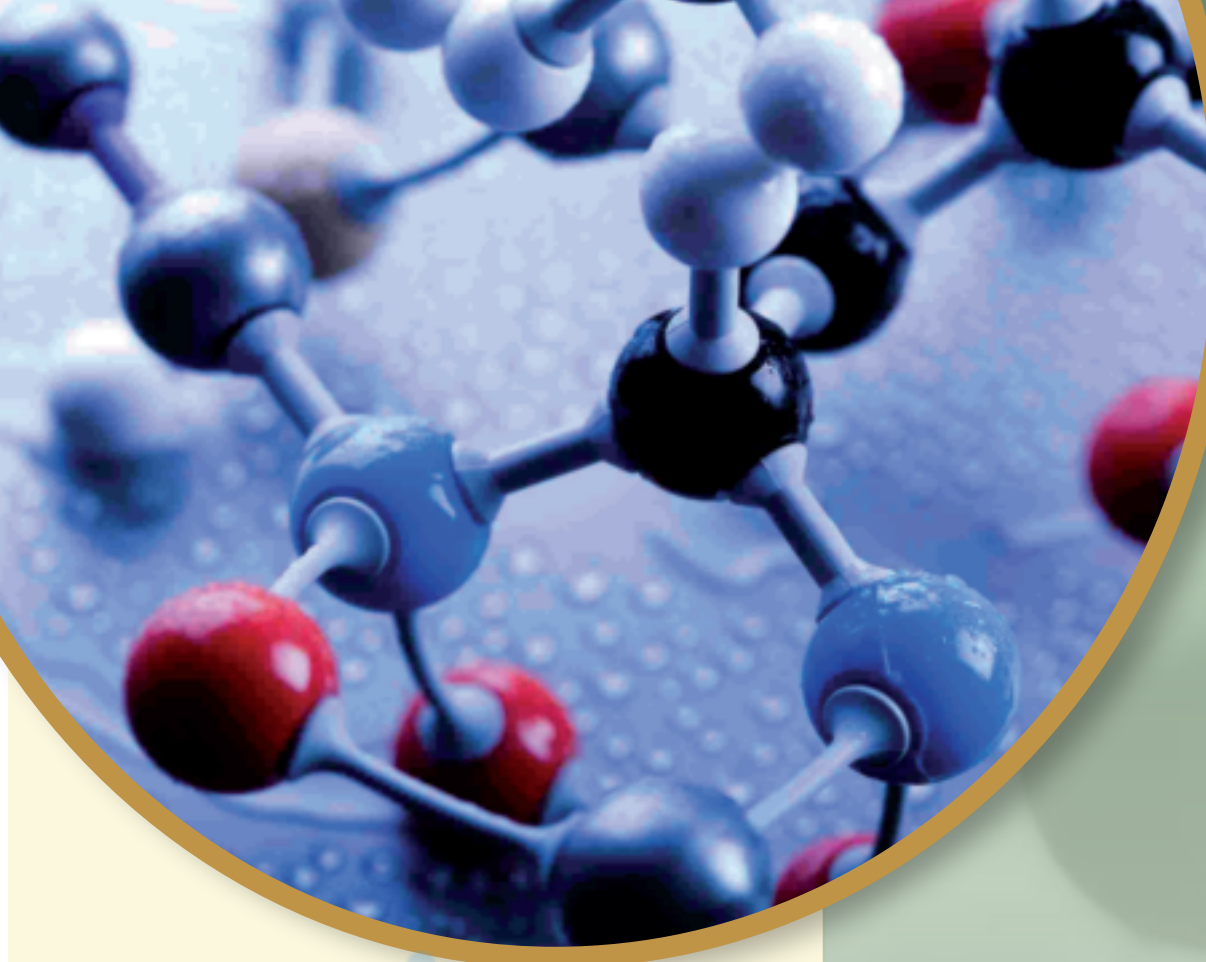
ج) طاقة التنشيط للتفاعل العكسي بوجود عامل مساعد.

د) طاقة التنشيط للتفاعل العكسي من دون وجود عامل مساعد.

(٩) ما أثر كل من الآتية في زمن ظهور النواتج لتفاعل ما (يزيد، يقل، يبقى ثابتاً):

أ) خفض درجة الحرارة.

ب) استخدام العامل المساعد.



الوحدة الرابعة ٤

الكيمياء العضوية

- تفاعلات المركبات العضوية وطرائق تحضيرها

- المركبات العضوية الحيوية

- كيف تتفاعل المركبات العضوية المختلفة؟ وكيف تُحضر؟ وما أهميتها في حياتنا؟

تفاعلات المركبات العضوية وطرائق تحضيرها

Reactions and Preparation of Organic Compounds

درست في سنوات سابقة، أن المركبات العضوية تحتوي على عنصري الكربون والهيدروجين بشكل رئيس، لكن قد تحتوي على عناصر أخرى، مثل: S ، P ، N ، O أو الهالوجينات، ويمكن الحصول على هذه المركبات من مصادر طبيعية، كأجسام الكائنات الحية، سواء أكانت نباتية أو حيوانية، ويمكن تحضيرها عن طريق تفاعلات كيميائية مناسبة.

ومن الأمثلة على هذه المركبات: الإيثانول الذي يدخل في صناعة معجون الأسنان؛ لما له من قدرة فائقة على قتل الميكروبات، ومركبات هاليدات الألكيل التي تستخدم في صناعة المبيدات الحشرية، ومشتقات النفط المختلفة التي تُستخدم في العديد من المجالات، كصناعة البلاستيك، بالإضافة لكونها مصدرًا للطاقة.

ونظرًا لما لهذه المركبات من أهمية كبيرة في جوانب حياتنا المختلفة، فقد اهتم العلماء بدراسة طرائق تحضيرها، فما أهم تفاعلات هذه المركبات؟ وكيف يمكن تحضيرها؟ يمكنك الإجابة عن هذين السؤالين وغيرهما بعد دراستك هذا الفصل، ويتوقع منك بعد ذلك أن:

■ تكتب معادلات كيميائية تعبر عن تفاعلات الإضافة، والاستبدال، والحذف، والتأكسد والاختزال لبعض المركبات العضوية.

■ تميّز مخبريًا بين بعض أنواع المركبات العضوية.

■ تكتب معادلات كيميائية تبين كيفية تحضير بعض المركبات العضوية.

■ تقدّر أهمية بعض المركبات العضوية في حياتنا اليومية.

تتميز ذرة الكربون بقدرتها على تكوين أربع روابط مختلفة قد تكون جميعها أحادية من نوع سيغما σ ، وقد تكون ثنائية أو ثلاثية تحتوي على روابط سيغما σ وباي π ، كما يتضح في



الشكل (٤-١):



الشكل (٤-١): أنواع الروابط التي تكوّن ذرة الكربون.

وقد ترتبط ذرات الكربون مع بعضها ومع ذرات الهيدروجين فقط، فتكوّن المركبات الهيدروكربونية (ألكان، ألكين، ألكاين)، وقد ترتبط بذرات أخرى، مثل الأكسجين والنيتروجين وغيرهما إضافة إلى ذرات الهيدروجين، فتكوّن مركبات عضوية مختلفة تعد بالملايين، ولها تفاعلات كثيرة.

يمكن تصنيف هذه التفاعلات بناءً على طريقة حدوثها إلى تفاعلات: الإضافة والحذف والاستبدال والتأكسد والاختزال، وقد تتفاعل المركبات العضوية أيضاً كحموض وقواعد. فكيف تحدث هذه التفاعلات؟ وما نواتجها العضوية؟

١- تفاعلات الإضافة

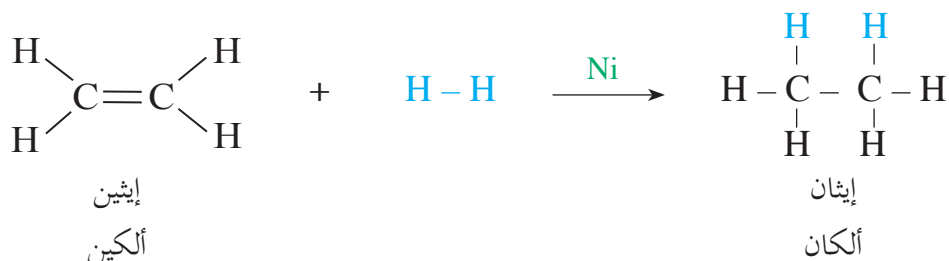
تتميز بعض المركبات العضوية غير المشبعة، كالألكينات والألكاينات ومركبات الكربونيل (الألدهايد، والكيون) باحتوائها على روابط ثنائية أو ثلاثية، تتكوّن من نوعين من الروابط هما: σ و π . وإن وجود روابط π يجعل هذه المركبات تتفاعل بالإضافة؛ فعند إضافة مادة عضوية أو غير عضوية إلى هذه المركبات تنكسر الروابط الأضعف من نوع π ، ويتكوّن بدلاً منها روابط أقوى من نوع σ . فما المواد التي يمكن إضافتها إلى المركبات العضوية؟ وما المركبات الناتجة عن هذه التفاعلات؟

أ- الإضافة إلى الألكينات: تتميز الألكينات باحتوائها على رابطة ثنائية بين ذرتي كربون، مما يجعلها قادرة على التفاعل بالإضافة. فما المواد التي تتم إضافتها إلى الألكينات؟ وكيف تحدث عملية الإضافة؟

١. إضافة الهيدروجين (الهدرجة): عند إضافة الهيدروجين إلى الألكين بوجود أحد العوامل

المساعدة، كالنكل Ni أو البلاتين Pt، يحدث تفاعل بينهما، وينتج مركب مشبع (ألكان).

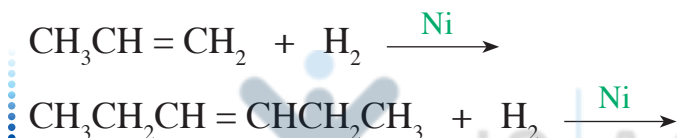
كما هو مبين في المعادلة الآتية:



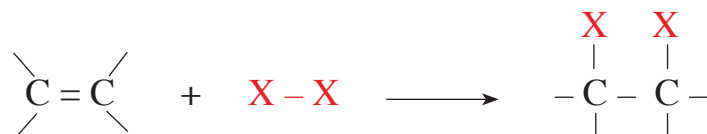
لاحظ من المعادلة، أنه تم إضافة ذرة هيدروجين واحدة إلى كل ذرة كربون تشترك بالرابطة الثنائية في الألكين.

سؤال

أكمل التفاعلين الآتيين:



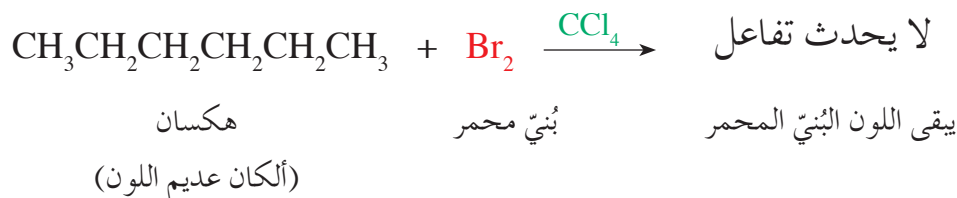
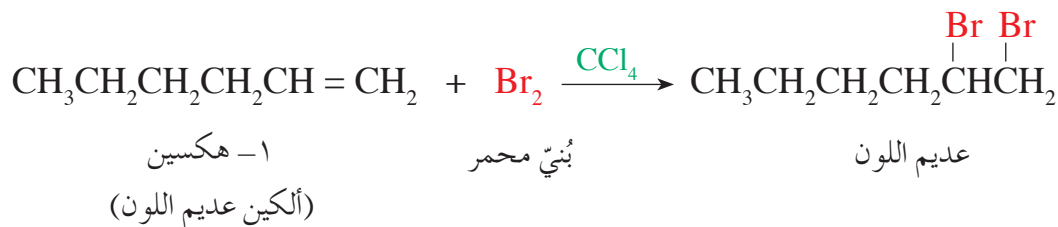
٢. إضافة الهالوجينات (X_2) مثل Cl_2 ، Br_2 : تضاف ذرة X إلى كل ذرة كربون تشترك بالرابطة الثنائية في الألكين، وينتج هاليد الألكيل، كما في المعادلة العامة الآتية:



سؤال اكتب معادلة كيميائية تمثل إضافة Cl_2 إلى ١-بيوتين $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}=\text{CH}_2$.

ومن أهم هذه التفاعلات، تفاعل إضافة محلول البروم Br_2 المذاب في CCl_4 ، ذي اللون البنيّ المُحمر إلى الألكينات، فيتفاعل البروم مع الألكينات، ويختفي اللون البنيّ المُحمر لمحلول البروم، ولا يتفاعل البروم مع الألكانات، ولذلك يستخدم البروم المذاب في CCl_4 للتمييز مخبريًا بين الهيدروكربونات غير المشبعة (كالألكينات والألكاينات)، والمشبعة (كالألكانات).

والمعادلتان الآتيتان توّضّحان ذلك:



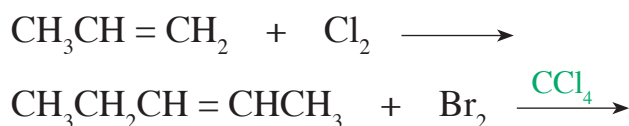
تمعن الشكل (٤-٢)، الذي يبيّن اختفاء لون البروم عند إضافته إلى ١- هكسين وبقاء اللون عند إضافته للهكسان.



الشكل (٤-٢): اختفاء اللون البُنيّ المُحمر عند إضافة البروم إلى ١- هكسين وبقاء اللون عند إضافته للهكسان.

سؤال

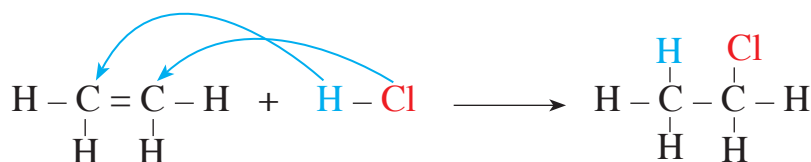
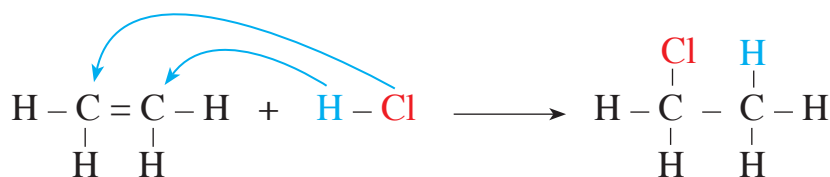
■ أكمل التفاعلين الآتيين:



■ كيف تميّز مخبرياً بين الإيثين $\text{CH}_2=\text{CH}_2$ والإيثان CH_3CH_3 ؟ وضح إجابتك بمعادلات كيميائية.

٣. إضافة هاليدات الهيدروجين HX ، مثل HCl ، HBr ، HI : لعلك لاحظت عند إضافة جزيء غير قطبي يتكوّن من ذرتين متماثلتين، مثل H_2 ، X_2 إلى الرابطة الثنائية فإنه يتم توزيعهما على

ذرتي كربون الرابطة الثنائية بشكل متماثل، بغض النظر عن عدد ذرات الهيدروجين المرتبطة بهما. فهل ينطبق الشيء ذاته عند إضافة مركب قطبي مثل HX إلى الألكين؟ لتعرّف ذلك، ادرس المعادلتين الآتيتين لتفاعل الإيثين مع HCl:

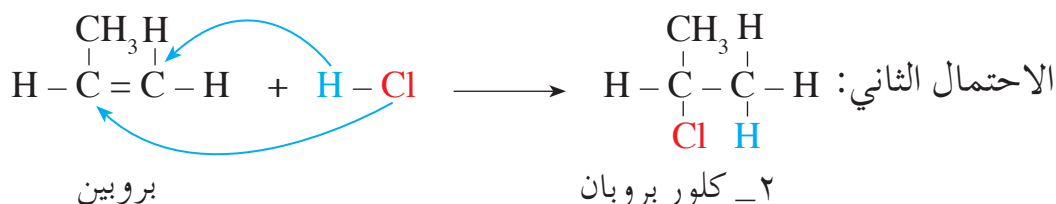
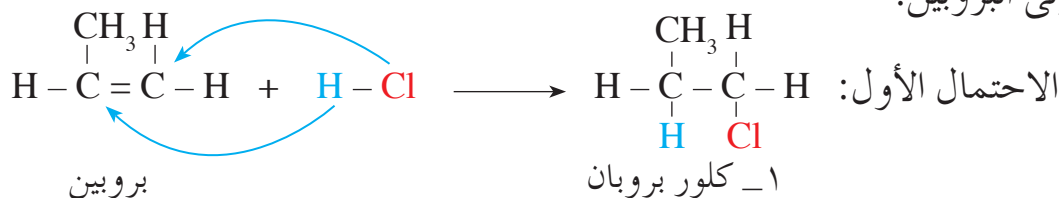


من الواضح أن ذرتي الكربون المشتركيتين في تكوين الرابطة الثنائية في جزئي الإيثين متماثلتان؛ إذ ترتبط كل منهما بذرتي هيدروجين، إضافة إلى ذرة الكربون المكونة للرابطة الثنائية، ويطلق على هذا النوع من الألكينات ألكين متماثل؛ لذا لا نجد فرقاً عند إضافة H أو Cl إلى أي من ذرتي كربون الرابطة الثنائية، ففي المعادلتين السابقتين نتج المركب نفسه عن عمليتي الإضافة وهو كلورو إيثان.



■ اكتب معادلة كيميائية تبين إضافة HCl إلى مركب ٢-بيوتين $\text{CH}_3\text{CH}=\text{CHCH}_3$.

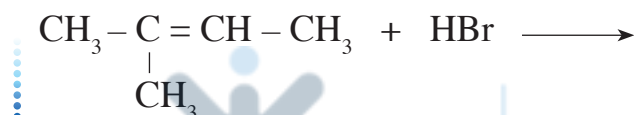
والسؤال الآن، كيف يمكن إضافة HCl إلى ألكين غير متماثل؟ لتعرّف ذلك، ادرس احتمالات إضافة HCl إلى البروبين.



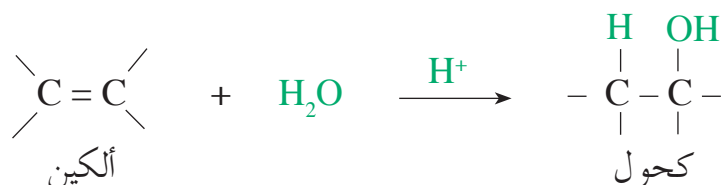
لاحظ أن هناك مركبين يُتوقع تكوينهما من إضافة HCl إلى البروبين. فأَي الاحتمالين يُتوقع حدوثه أكثر من الآخر؟ لقد أثبتت النتائج التجريبية أن الاحتمال الثاني هو الأرجح؛ إذ تضاف ذرة الهيدروجين من جزيء HX إلى ذرة الكربون التي ترتبط بأكبر عدد من ذرات الهيدروجين في الرابطة الثنائية، فيكون الناتج ٢-كلورو بروبان. وهذا ما توصل إليه العالم الروسي ماركوفنيكوف (Markovnikov) بعد إجراء عدد كبير من تفاعلات الإضافة على ألكينات غير متماثلة؛ ووضع قاعدة مشهورة لتفاعلات الإضافة سميت باسمه. ونصها: عند إضافة مركب قطبي، مثل HX إلى الرابطة الثنائية في ألكين غير متماثل فإن الهيدروجين من المركب المضاف يرتبط بذرة كربون الرابطة الثنائية المرتبطة بأكبر عدد من ذرات الهيدروجين.



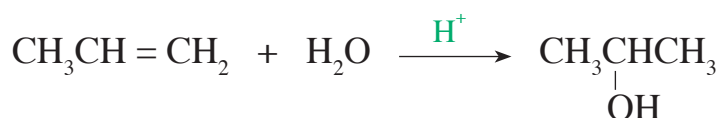
■ أكمل المعادلة الآتية:



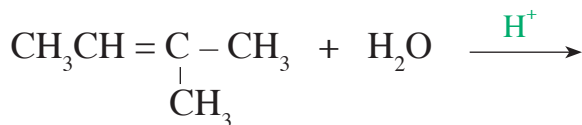
٤. **إضافة الماء H₂O:** عند إضافة الماء إلى الرابطة الثنائية نحتاج إلى وجود كمية قليلة من حمض قوي، مثل حمض الكبريتيك H₂SO₄ الذي يعمل كعامل مساعد لإنتاج الكحول. وتوضح المعادلة الآتية عملية إضافة الماء إلى ألكين في وسط حمضي:



ومن الجدير بالذكر أن إضافة الماء إلى الألكين تتفق مع قاعدة ماركوفنيكوف؛ إذ تضاف ذرة الهيدروجين إلى ذرة كربون الرابطة الثنائية المرتبطة بأكبر عدد من ذرات الهيدروجين، والمعادلة الآتية، توضح إضافة الماء إلى البروبين:

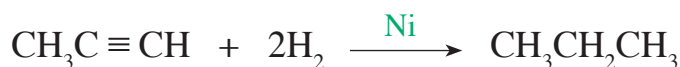


أكمل المعادلتين الآتيتين:



ب- الإضافة إلى الألكينات: تتميز الألكينات باحتوائها على رابطة ثلاثية بين ذرتي كربون، وبقدرتها على القيام بتفاعلات الإضافة بطريقة تشبه تفاعلات الإضافة في الألكينات، نظرًا لاحتوائها على رابطتي باي ضعيفتين، وعليه يمكن إضافة الهيدروجين أو الهالوجينات أو هاليدات الهيدروجين وغيرها إلى الألكينات، حيث تحتاج الرابطة الثلاثية إلى ٢ مول من المادة المتفاعلة (المضافة). ومن الأمثلة على هذه التفاعلات:

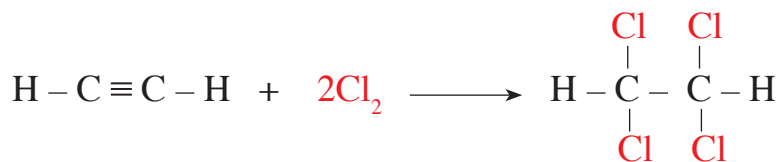
١. **إضافة الهيدروجين:** يتم إضافة كمية وافرة من الهيدروجين إلى الرابطة الثلاثية في الألكين لتحويله إلى ألكان مشبع، ويحتاج التفاعل إلى إضافة ٢ مول من الهيدروجين بوجود عامل مساعد، مثل البلاتين Pt أو النيكل Ni. ويمكن تمثيل إضافة الهيدروجين إلى البروبين، كما هو مبين في المعادلة الآتية:



■ أكمل معادلة التفاعل الآتي:

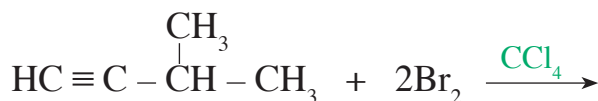


٢. **إضافة الهالوجينات:** تضاف الهالوجينات لذرتي كربون الرابطة الثلاثية، وينتج عن ذلك كسر رابطتي π وتكوّن ٤ روابط σ جديدة في المركب الناتج. وتبين المعادلة الآتية نتيجة إضافة ٢ مول من Cl_2 إلى الإيثاين:



سؤال

■ أكمل معادلة التفاعل الآتي:



■ كيف تميّز مخبريًا بين البروبان $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_3$ والبروبين $\text{CH}_3-\text{C}\equiv\text{CH}$ ؟ وضح إجابتك بمعادلات كيميائية.

٣. إضافة هاليدات الهيدروجين HX : يمكن إضافة ٢ مول من هاليدات الهيدروجين إلى الألكاينات وفق قاعدة ماركونيكوف. وتبين المعادلة الآتية نتيجة إضافة ٢ مول من HBr إلى البروبين:



لاحظ أنه تم إضافة ذرتي H إلى ذرة الكربون نفسها؛ لأنها ترتبط بأكبر عدد من ذرات الهيدروجين.

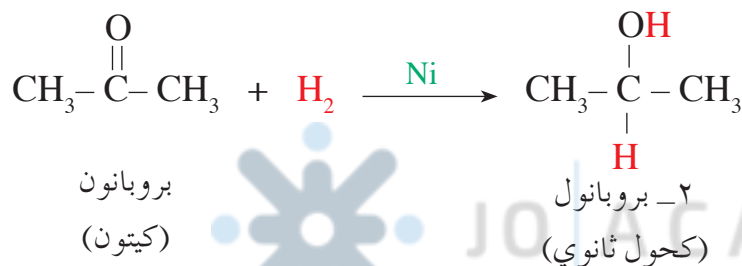
سؤال

■ اكتب معادلة كيميائية تبين إضافة ٢ مول من HI إلى ١- بيوتان $\text{HC}\equiv\text{C}-\text{CH}_2\text{CH}_3$.

ج-الإضافة إلى الألديهيدات والكيونات: تتميز الألديهيدات والكيونات باحتوائها على مجموعة الكربونيل القطبية $\text{C}=\text{O}$ ، التي تحمل فيها ذرة الأكسجين شحنة جزئية سالبة، وذرة الكربون شحنة جزئية موجبة، وذلك بسبب اختلاف كهروسلبتيهما. ونظرًا لوجود الرابطة الثنائية التي تحتوي على رابطة π الضعيفة في مجموعة الكربونيل؛ فإنها تتفاعل بطريقة الإضافة. فكيف يتم التفاعل؟ وهل لقطبية مجموعة الكربونيل أثر في ذلك؟

$$\begin{array}{c} \text{O} \\ || \\ \text{H}-\text{C}-\text{H} \end{array} + \text{H}_2 \xrightarrow{\text{Ni}} \begin{array}{c} \text{OH} \\ | \\ \text{H}-\text{C}-\text{H} \\ | \\ \text{H} \end{array}$$

ميثانال ميثانول



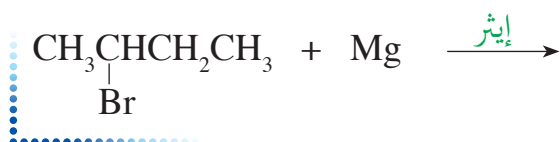
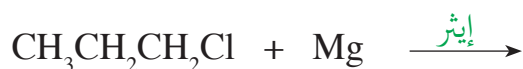
سؤال


$$\text{R-X} + \text{Mg} \xrightarrow{\text{إيثّر}} \text{RMgX}$$

ومن الأمثلة على مركبات غرينيارد البسيطة ميثيل كلوريد المغنيسيوم، الذي يتم تحضيره وفق المعادلة الآتية:

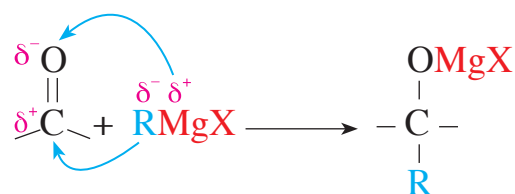


■ أكمل المعادلتين الآتيتين:

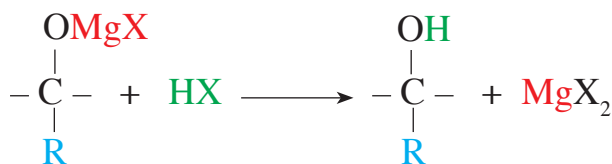


ذكرنا سابقاً أن مجموعة الكربونيل قطبية، وأنها تتكوّن من ذرة كربون تحمل شحنة جزئية موجبة، وذرة أكسجين تحمل شحنة جزئية سالبة. وبالمثل فإن مركب غرينيارد مركب قطبي، إذ إن هناك فرقاً في الكهرسلبية بين ذرتي المغنيسيوم والكربون، فيجعل ذرة المغنيسيوم فيه تحمل

شحنة جزئية موجبة، وذرة الكربون تحمل شحنة جزئية سالبة δ^- δ^+ C-MgX .
والآن كيف تتم إضافة مركب غرينيارد إلى مجموعة الكربونيل؟ لتعرّف ذلك، ادرس المعادلتين العامتين الآتيتين:



المعادلة الأولى

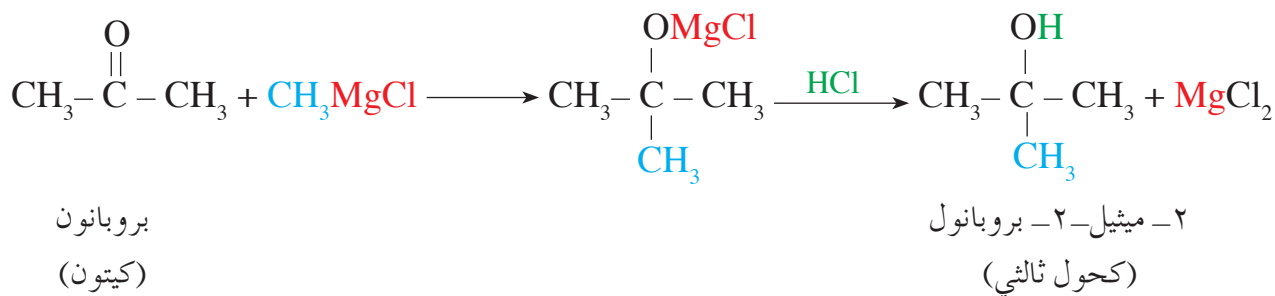
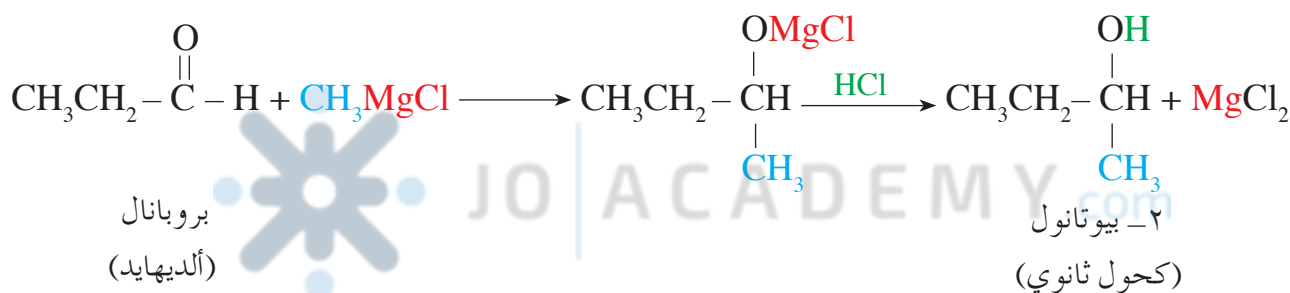
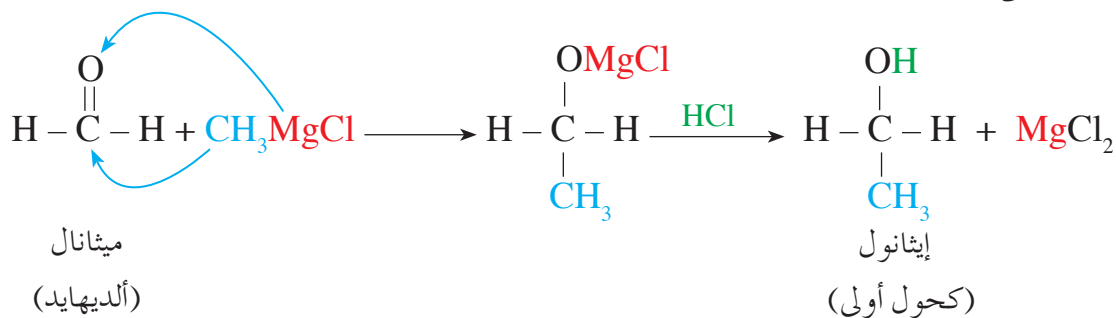


المعادلة الثانية

يتضح من المعادلة الأولى، أن الطرف السالب (R) في مركب غرينيارد يضاف إلى ذرة الكربون الموجبة جزئياً في مجموعة الكربونيل، وأما الطرف الموجب (MgX) فيضاف إلى

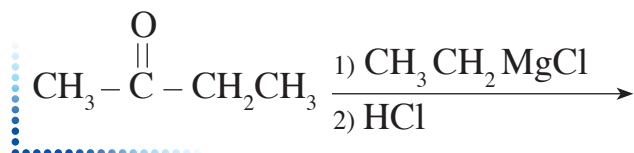
ذرة الأكسجين؛ ليعادل الشحنة الجزئية السالبة المتكوّنة عليها، وينتج مركب وسطي يتفاعل مع الحمض HX، مكوّنًا كحولًا، كما هو موضح في المعادلة الثانية.

وتعد مركبات غرينيارد مهمة في تحضير الكحولات المختلفة، سواء أكانت أولية أو ثانوية أو ثالثة. ويختلف صنف الكحول الناتج تبعًا لاختلاف الألديهيد أو الكيتون المستخدم في التفاعل. ولتوضيح ذلك، ادرس المعادلات الآتية:

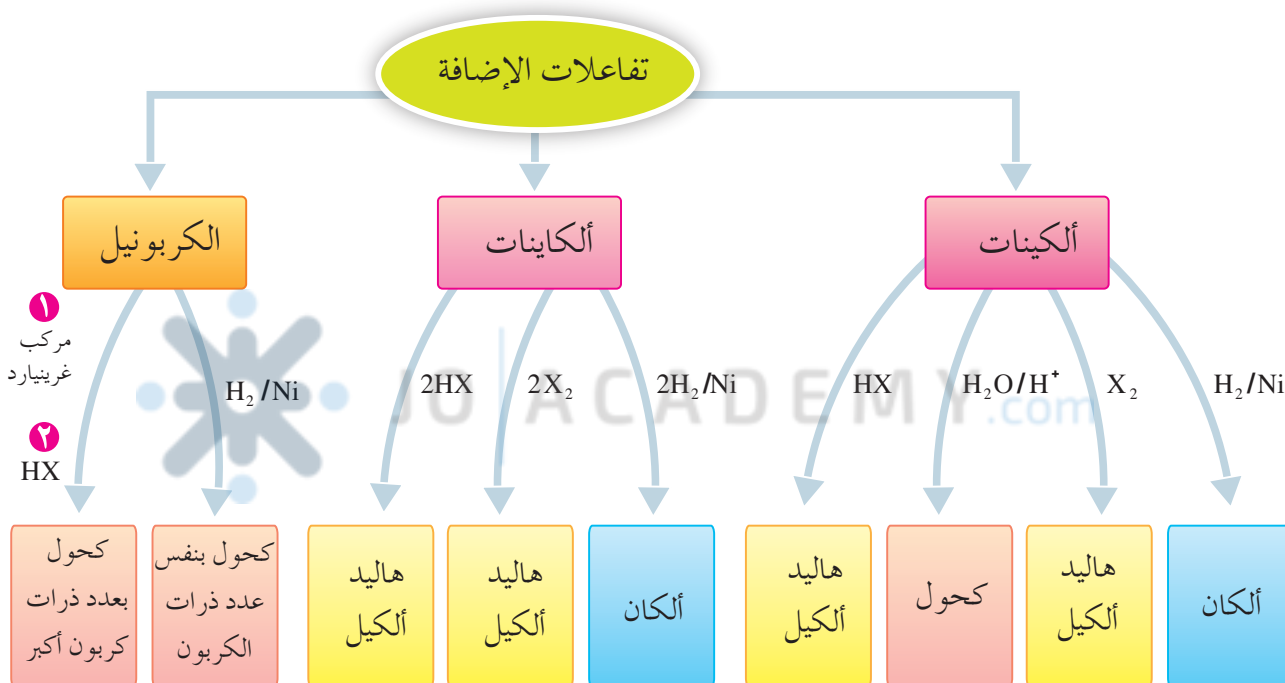


يتبيّن من المعادلات السابقة، أن إضافة مركب غرينيارد إلى الميثانال تُنتج كحولًا أوليًا، وإضافته إلى الألديهيدات الأخرى تُنتج كحولًا ثانويًا، وأما إضافته إلى الكيتونات فتُنتج كحولًا ثالثيًا. ومن الجدير بالذكر، أن عدد ذرات الكربون في الكحول الناتج يساوي مجموع عدد ذرات الكربون في مركب الكربونيل (الألديهيد أو الكيتون) ومركب غرينيارد.

■ أكمل المعادلتين الآتيتين:



وبيّن الشكل (٤-٣)، مخططاً يلخص تفاعلات الإضافة السابقة.

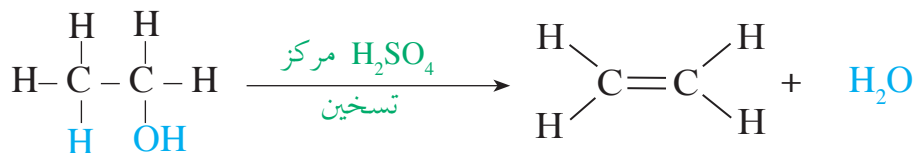


الشكل (٤-٣): مخطط يلخص تفاعلات الإضافة.

٢- تفاعلات الحذف

عرفت أن تفاعل الإضافة يحدث بكسر رابطة π في المركبات غير المشبعة وتحويلها إلى مركبات مشبعة. وأما في تفاعلات الحذف فيحدث العكس، إذ يتم فيها تحويل المركبات العضوية المشبعة إلى مركبات غير مشبعة، وتعد الكحولات وهاليدات الألكيل من أهم المركبات التي تتفاعل بالحذف في ظروف مناسبة، فماذا ينتج عن تفاعلات الحذف؟ وما المواد التي يتم حذفها؟ سنتناول فيما يأتي نوعين من هذه التفاعلات:

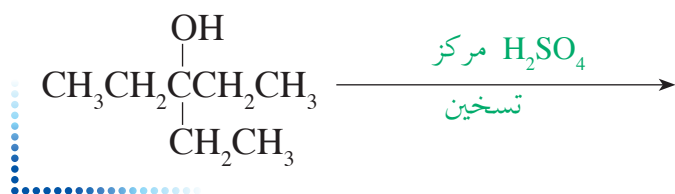
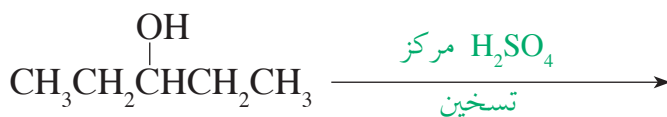
أ- **حذف الماء من الكحولات:** لتتعرف تفاعلات الحذف في الكحولات، والظروف المناسبة لحدوثها، والنتائج العضوية لهذه التفاعلات؛ ادرس المعادلة الآتية، ثم أجب عن الأسئلة التي تليها:



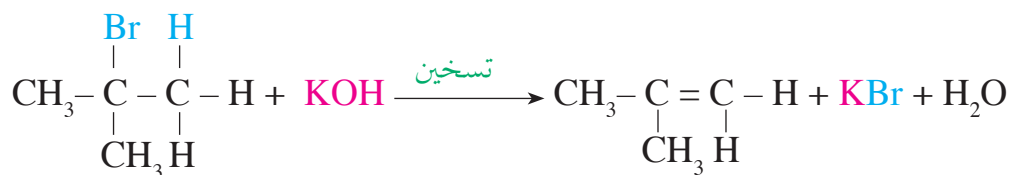
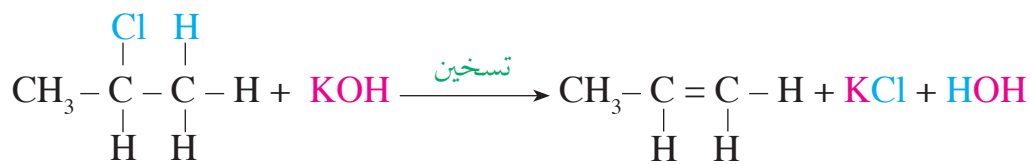
- ما الجزيء الذي تم حذفه من الكحول؟
 - ما المادة غير العضوية المستخدمة في تفاعل الحذف؟
 - إلى أي عائلة من المركبات العضوية ينتمي المركب الناتج من تفاعل الحذف؟
- لا بد أنك توصلت من خلال إجابتك عن الأسئلة السابقة، إلى أن الحذف في الكحول يتم من ذرتي كربون متجاورتين، إحداهما تحمل مجموعة OH والأخرى تحمل ذرة H، ويتم حذفهما على شكل جزيء ماء، وبذلك تتكوّن رابطة ثنائية بين ذرتي الكربون، وينتج ألكين. وتحتاج عملية الحذف إلى وجود مادة تتفاعل مع الماء بشدة، مثل حمض الكبريتيك H_2SO_4 المركز. ويمكن تسريع حدوث هذا التفاعل بتسخين الكحول مع الحمض. ومما يجدر ذكره، أن جميع أنواع الكحولات تتفاعل بالحذف، سواء أكانت أولية أو ثانوية أو ثالثة.



■ أكمل المعادلتين الآتيتين:

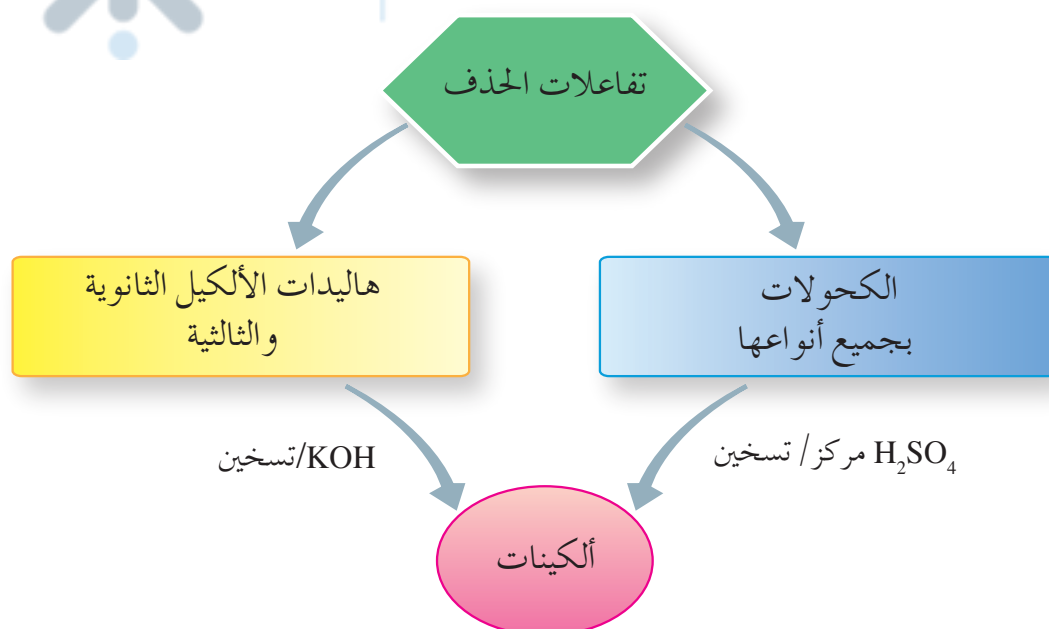
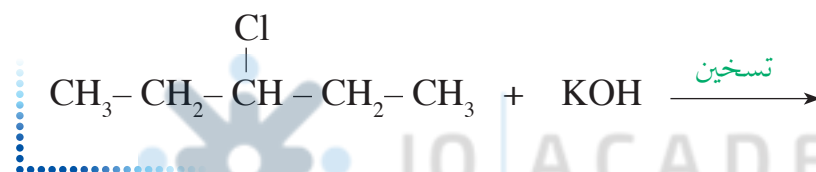


ب- **حذف HX من هاليدات الألكيل:** يحدث تفاعل حذف HX بشكل رئيس في هاليدات الألكيل الثانوية والثالثة، إذ يتم حذفه من ذرتي كربون متجاورتين في وسط قاعدي مع التسخين. ولتعرف كيفية حدوث ذلك، ادرس التفاعلين الآتيين:



لاحظ أنه تم حذف ذرة هيدروجين من إحدى ذرات الكربون، وذرة هالوجين من ذرة كربون مجاورة لها، وتكوّن الألكين.

سؤال
 ■ أكمل المعادلة الآتية:



الشكل (٤-٤): مخطط يلخص تفاعلات الحذف.

٣- تفاعلات الاستبدال

تعد تفاعلات الاستبدال من التفاعلات المهمة والشائعة؛ لأنها تستخدم في تحضير العديد من المركبات العضوية، إذ تستبدل فيها إحدى الذرات أو المجموعات بذرة أو مجموعة أخرى من مركب آخر. ومن الأمثلة على المركبات العضوية التي تتفاعل بالاستبدال الألكانات والكحولات وهاليدات الألكيل والحموض الكربوكسيلية. ويمكن توضيح هذه التفاعلات على النحو الآتي:

أ - الاستبدال في الألكانات (هلجنة الألكانات): تتفاعل الألكانات مع الهالوجينات بوجود الضوء الذي يعمل على كسر الرابطة بين ذرتي الهالوجين في المواد المتفاعلة، ومن ثمّ تحل إحداها محل ذرة الهيدروجين في الألكان، وينتج هاليد الألكيل. وقد يستمر استبدال ذرات هيدروجين أخرى من الألكان تبعاً لكمية الهالوجين المتوافرة وظروف التفاعل. وعليه، فإن التفاعل قد يؤدي إلى إنتاج مركبات تحتوي على ذرة هالوجين واحدة (استبدال أحادي)، أو ذرتي هالوجين (استبدال ثنائي)، أو أكثر. ولكننا سنقتصر في هذا المجال على الاستبدال الأحادي في الألكانات البسيطة، مثل الميثان والإيثان، والمعادلة الآتية توضح الاستبدال في الميثان:

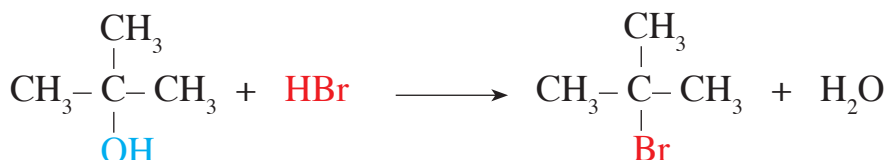


سؤال

■ أكمل المعادلة الآتية:

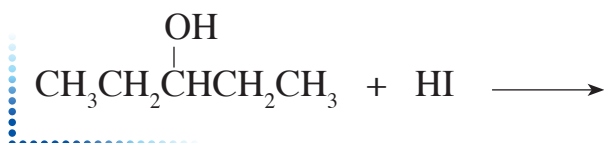


ب- الاستبدال في الكحولات: من الأمثلة الأخرى على تفاعلات الاستبدال، تفاعل الكحولات، بأصنافها الأولية والثانوية والثالثية، مع هاليد الهيدروجين HX، وذلك بأن تحل ذرة X من هاليد الهيدروجين HX محل مجموعة OH من الكحول، لإنتاج هاليدات الألكيل، والمعادلتان الآتيتان توضحان ذلك:



سؤال

■ أكمل المعادلة الآتية:



ج- الاستبدال في هاليدات الألكيل: عرفت سابقاً أن هاليدات الألكيل الثانوية والثالثية تتفاعل بالحذف بشكل رئيس عند تسخينها مع قاعدة قوية، فكيف تتفاعل هاليدات الألكيل الأولية عند وجود قاعدة قوية (KOH) أو RO^- ؟ لتعرف ذلك، ادرس المعادلتين الآتيتين:



لاحظ أن الناتج في المعادلة الأولى هو كحول أولي، فمجموعة OH^- تحل محل ذرة هالوجين، وأما في المعادلة الثانية، فتحل مجموعة RO^- محل ذرة هالوجين لإنتاج الإيثر. والسؤال الآن، كيف يمكن الحصول على مجموعة RO^- ؟
يمكن الحصول عليها بتفاعل الكحولات مع الفلزات النشطة، مثل الصوديوم Na، حيث تحل ذرة الصوديوم محل ذرة الهيدروجين، كما في المعادلة الآتية:

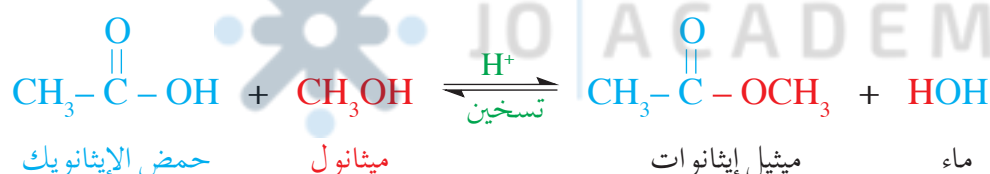


يتضح من المعادلة أنه ينتج RNa، وهو مركب أيوني قد يتفكك إلى RO^- و Na^+ الذي يستخدم في تحضير الإيثر.

أكمل المعادلات الآتية:



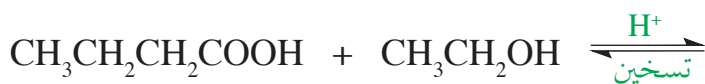
د - الاستبدال في الحموض الكربوكسيلية: درست في الصف الحادي عشر، أن الإستر ينتج من تفاعل الحمض الكربوكسيلي مع الكحول، بوجود حمض H_2SO_4 الذي يعمل بوصفه عاملاً مساعداً لحدوث التفاعل. ويعد هذا التفاعل من تفاعلات الاستبدال؛ لأن مجموعة RO في الكحول تحل محل مجموعة OH في الحمض، ويسمى هذا التفاعل تفاعل الأسترة. والمعادلة الآتية، تبين تكوين ميثيل إيثانوات من تفاعل حمض الإيثانويك والميثانول:



■ حدّد الشق الآتي من الحمض، والشق الآتي من الكحول في الإستر الآتي:



■ أكمل معادلة التفاعل الآتي:



ومن الجدير بالذكر، أن الإستر الناتج قد يتفكك عند تسخينه بوجود محلول لقاعدة قوية مثل NaOH، فينتج الكحول وملح الحمض الكربوكسيلي RCOONa، ويسمى هذا التفاعل التصبن. وسبب التسمية أن هذا التفاعل مماثل للتفاعلات المستخدمة في صناعة الصابون، إذ يتم فيها

$$\text{R}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{OR}' + \text{NaOH} \xrightarrow{\text{تسخين}} \text{R}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{ONa} + \text{R}'\text{OH}$$

إستر ملح الحمض الكربوكسيلي كحول

$$\text{CH}_3-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{OCH}_3 + \text{NaOH} \xrightarrow{\text{تسخين}} \text{CH}_3-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{ONa} + \text{CH}_3\text{OH}$$

ميثيل، إيثانوات إيثانوات الصوديوم ميثانول

■ اكتب معادلة تفكك إيثيل بروبانوات $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COCH}_2\text{CH}_3$ بالتسخين مع محلول NaOH .

ويبين الشكل (٤-٥)، مخططاً يلخص تفاعلات الاستبدال السابقة.

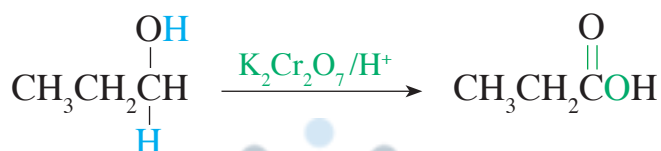
```
graph TD; A[تفاعلات الاستبدال] --> B[حموض كربوكسيلية]; A --> C[هاليدات الألكيل الأولية]; A --> D[كحولات]; A --> E[ألكانات]; B -- "H+ ROH تسخين" --> F[إسترات]; C -- "RO-" --> G[إثيرات]; C -- "OH-" --> H[كحولات]; D -- "HX" --> I[هاليد ألكيل]; E -- "X2 ضوء" --> J[هاليد ألكيل];
```

17.

٤- تفاعلات التأكسد والاختزال

تعرفت سابقاً مفهوم التأكسد والاختزال، وعرفت أن التأكسد زيادة في عدد التأكسد، والاختزال نقصان في عدد التأكسد. وفي المركبات العضوية، توصف عملية التأكسد بأنها زيادة محتوى الأكسجين O في المركب، أو نقصان محتوى الهيدروجين H منه، وتوصف عملية الاختزال بأنها زيادة محتوى الهيدروجين في المركب، أو نقصان محتوى الأكسجين منه. ومن الأمثلة على تفاعلات التأكسد والاختزال:

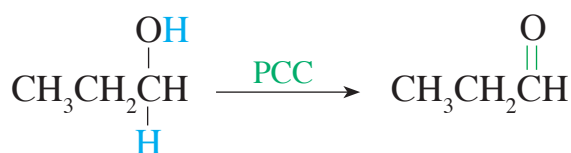
أ - تأكسد الكحولات: تتأكسد الكحولات الأولية بوجود عامل مؤكسد قوي مثل دايكرومات البوتاسيوم $K_2Cr_2O_7$ في وسط حمضي، وينتج عن ذلك الألديهيد الذي يتأكسد مباشرة إلى حمض كربوكسيلي، والمعادلة الآتية توضح أكسدة ١- بروبانول (كحول أولي)، لإنتاج حمض بروبانويك (حمض كربوكسيلي):



١- بروبانول

حمض بروبانويك

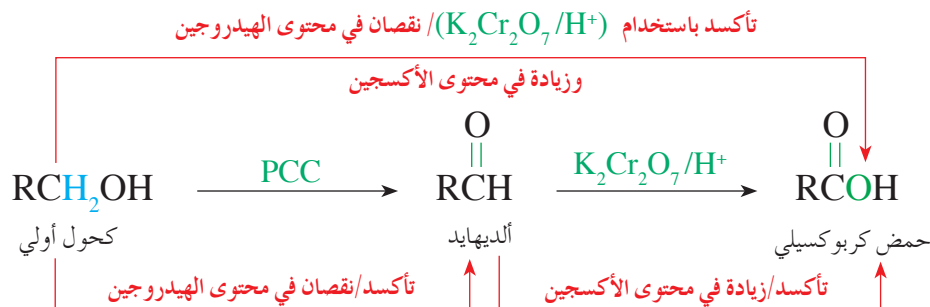
من الواضح أن أكسدة الكحول الأولي إلى حمض كربوكسيلي يتم بنقصان محتوى الهيدروجين H، وزيادة محتوى الأكسجين O في المركب. بينما تتأكسد الكحولات الأولية بوجود عامل مؤكسد ضعيف مثل محلول كلوروكرومات البريدينيوم ويرمز له بالرمز (PCC)، وينتج عن ذلك الألديهيد والمعادلة الآتية توضح أكسدة ١- بروبانول (كحول أولي)، لإنتاج بروبانال (ألديهيد).



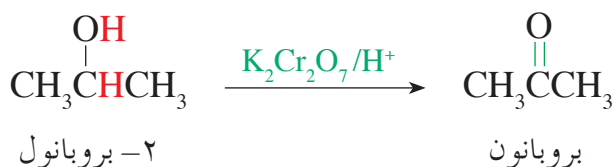
١- بروبانول

بروبانال

وتتم أكسدة الكحول بنزع ذرتي هيدروجين، إحداهما من مجموعة OH، والأخرى من ذرة الكربون الحاملة لها. ويمكن تلخيص ما يحدث كالآتي:



كما تتأكسد الكحولات الثانوية باستخدام دايكرومات البوتاسيوم في وسط حمضي، أو PCC، وتُنتج كيتونات، كما في المعادلة الآتية:

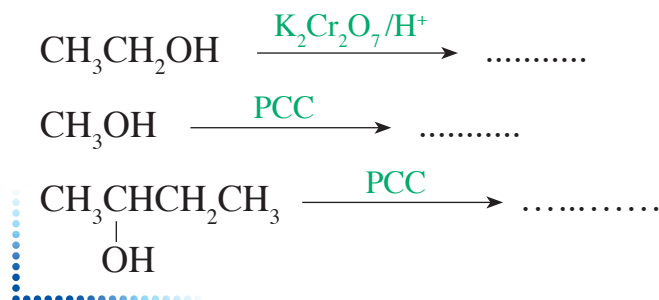


يتضح من المعادلة السابقة أن الكحول الثانوي ٢- بروبانول يتأكسد بانتزاع ذرتي هيدروجين منه، وينتج الكيتون بروبانون الذي لا يتأكسد في الظروف نفسها.

وأما فيما يتعلق بالكحولات الثالثية، فإنه بالنظر إلى الصيغة العامة للكحول الثالثي $R-\overset{\overset{OH}{|}}{C}-R'$ R'' نلاحظ أن ذرة الكربون C المرتبطة بالمجموعة الوظيفية OH ترتبط بثلاث مجموعات ألكيل، وهذا يجعلها غير قادرة على فقد ذرة هيدروجين، والتأكسد عند الظروف نفسها. وعليه، يمكن القول إن الكحولات الثالثية لا تتأكسد.

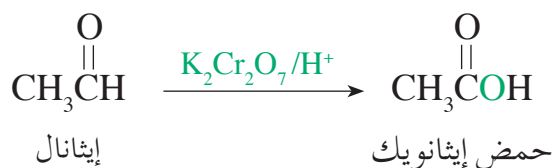
سؤال

■ أكمل المعادلات الآتية:

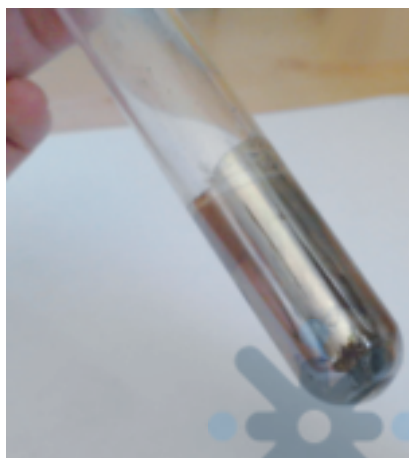
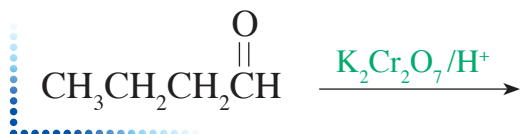


ب- تأكسد الألديهايد: عرفت أن الألديهايد الناتج من أكسدة الكحول الأولي بوجود عامل مؤكسد قوي مثل دايكرومات البوتاسيوم $K_2Cr_2O_7$ يستمر في التفاعل ويُنتج الحمض

الكربوكسلي. وهذا يشير أن الألديهيدات تتأكسد بوجود دايكرومات البوتاسيوم وتنتج حموضاً كربوكسيلية. والمعادلة الآتية تبين نتيجة تفاعل دايكرومات البوتاسيوم مع الإيثانال:

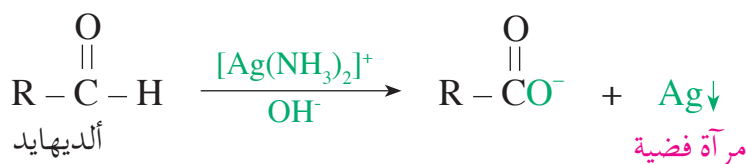


■ أكمل المعادلة الآتية:

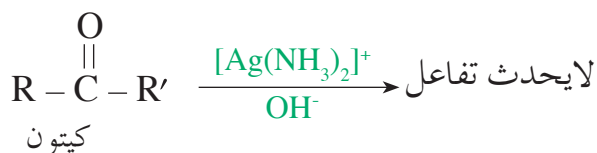


الشكل (٤-٦): تكون مرآة فضية عند تفاعل الألديهيدات مع محلول تولينز.

وتجدر الإشارة أن الكيتونات لا تتأكسد في الظروف نفسها؛ لذا يمكن التمييز بينها وبين الألديهيدات باستخدام عامل مؤكسد مناسب. ومن أشهر العوامل المؤكسدة المستعملة للتمييز بينهما محلول تولينز $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$ المكون من محلول نترات الفضة مع الأمونيا، وعند تسخين مزيج من مركب الألديهيد مع محلول تولينز في أنبوب اختبار تترسب الفضة على جدار الأنبوب مكونة مرآة فضية، انظر الشكل (٤-٦). ويمكن توضيح ذلك بالمعادلة العامة الآتية:



أما الكيتونات فلا تتأكسد بمحلول تولينز.



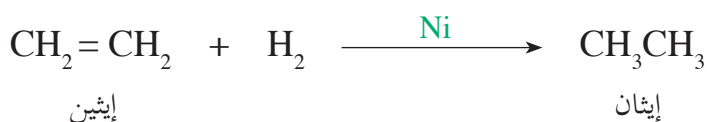
■ كيف نميز مخبرياً بين بروبانال $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}=\text{O}$ وبروبانون $\text{CH}_3\text{C}(\text{O})\text{CH}_3$ ؟ وضح إجابتك بمعادلات.

■ مركب عضوي A صيغته الجزيئية $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$ ، عند أكسدته باستخدام PCC، نتج المركب

العضوي B الذي صيغته الجزيئية $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}$ ، والذي لا يتفاعل مع محلول تولينز، ما الصيغة

البنائية لكل من A و B؟

ج- اختزال الألكين والألكاين: تعد تفاعلات إضافة الهيدروجين H_2 إلى الرابطة الثنائية في الألكينات أو الرابطة الثلاثية في الألكاينات بوجود عامل مساعد مثل النيكل، مثلاً على تفاعلات الاختزال كما في المعادلة الآتية:



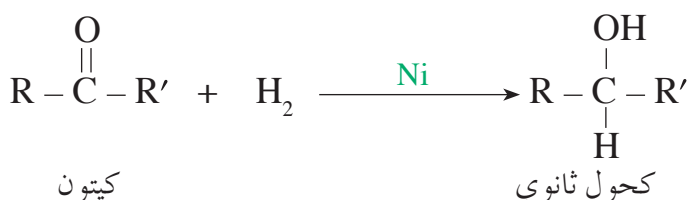
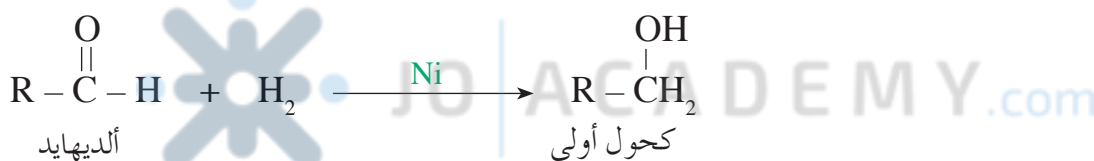
لاحظ أن عدد ذرات الهيدروجين في الإيثين ٤ ذرات، وقد أصبح ٦ ذرات في الإيثان، مما يعني أن الإيثين قد اختزل وتحول إلى إيثان.

سؤال

أكمل التفاعل الآتي:



د - اختزال مركبات الكربونيل (الألدهيد والكيتون): يتم اختزال مركبات الكربونيل أيضًا بإضافة الهيدروجين H_2 لها بوجود عامل مساعد مثل النيكل، كما في التفاعلين الآتين:



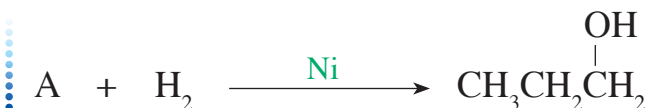
لاحظ أن الاختزال في الألديهaid والكيون يتم بزيادة محتوى الهيدروجين في الكحول الناتج.

سؤال

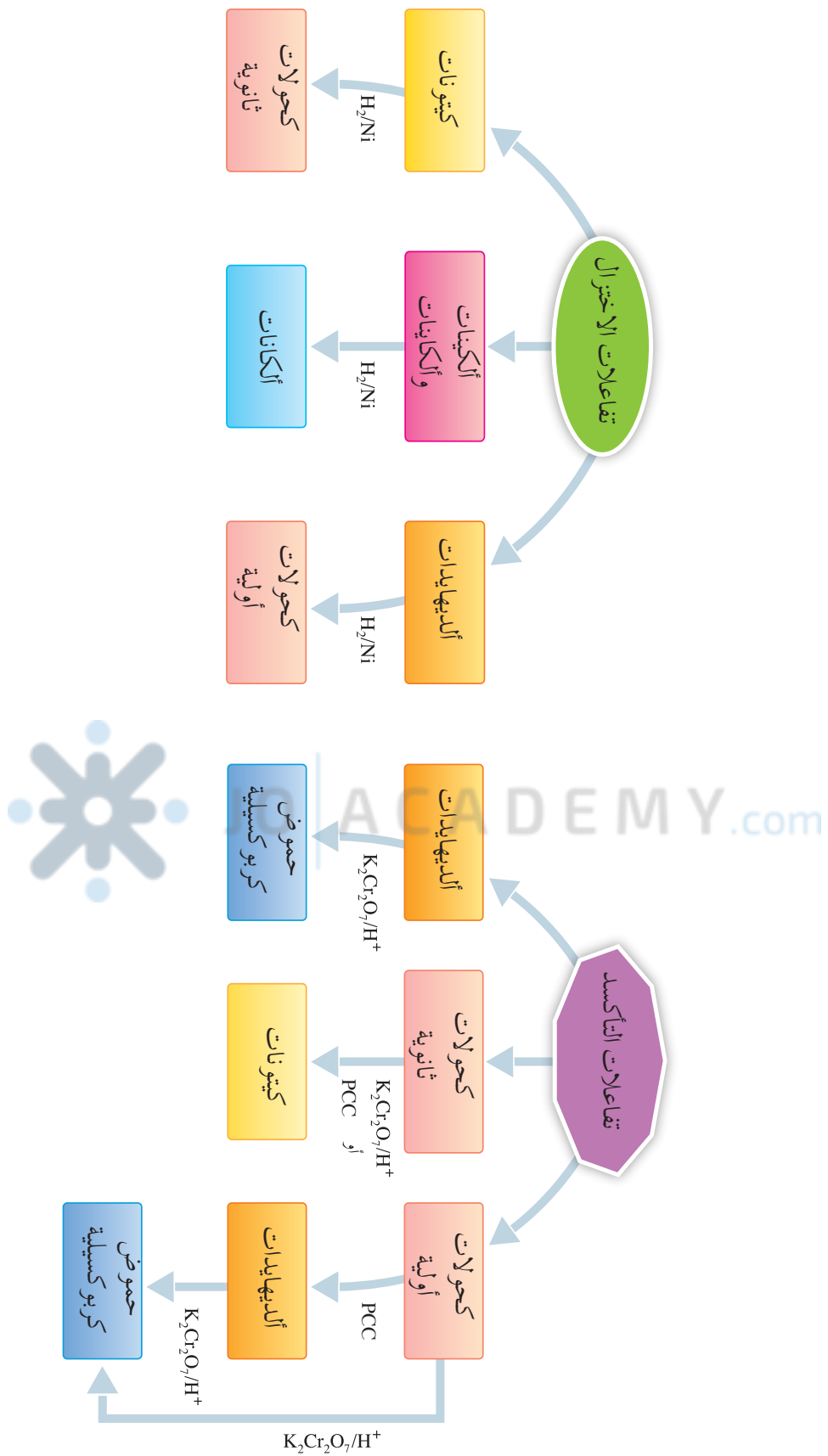
أكمل التفاعل الآتي:



ما الصيغة البنائية للمركب العضوي A في التفاعل الآتي؟



ويبين الشكل (٤-٧)، مخططاً يلخص تفاعلات التأكسد والاختزال في المركبات العضوية.

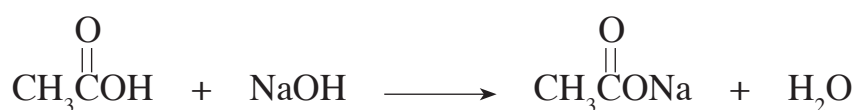


الشكل (٤-٧): مخطط يلخص تفاعلات التأكسد والاختزال.

٥- تفاعلات الحموض والقواعد العضوية

تختلف المركبات العضوية في صفاتها الحمضية والقاعدية، فبعضها له صفات حمضية كالحموض الكربوكسيلية، وبعضها له صفات قاعدية كالأمينات، ويمكن لهذه النوعين من المركبات أن يتفاعلا معًا، أو مع الحموض والقواعد غير العضوية. وفيما يأتي بعض تفاعلات هذه الحموض والقواعد العضوية:

أ- **تفاعلات الحموض الكربوكسيلية:** تتفاعل الحموض الكربوكسيلية مع القواعد القوية مثل تفاعل حمض الإيثانويك، مع هيدروكسيد الصوديوم NaOH كما في المعادلة الآتية:



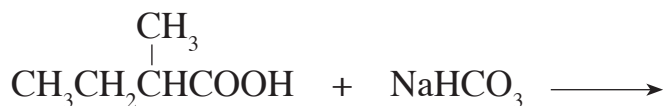
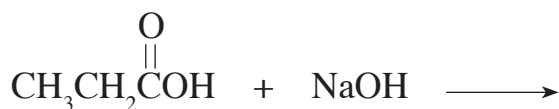
كما تتفاعل مع بعض الأملاح القاعدية، مثل كربونات الصوديوم والهيدروجينية NaHCO_3 كما في المعادلة الآتية:



ويستخدم هذا التفاعل في تمييز الحمض الكربوكسيلي عن غيره من المركبات العضوية الأخرى، فيلاحظ انطلاق غاز ثاني أكسيد الكربون كمؤشر لحدوث التفاعل. انظر الشكل (٨-٤)، الذي يبين تفاعل حمض الإيثانويك مع كربونات الصوديوم والهيدروجينية.

الشكل (٨-٤): تفاعل حمض الإيثانويك مع كربونات الصوديوم والهيدروجينية.

■ أكمل المعادلتين الآتيتين:



■ كيف تميز مخبريًا بين حمض الإيثانويك $\text{CH}_3\overset{\text{O}}{\parallel}\text{COH}$ والإيثان CH_3CH_3 ؟ وضح إجابتك بمعادلات كيميائية.

ب- تفاعلات الأمينات القاعدية: تعد الأمينات قواعد عضوية، ويفسر السلوك القاعدي لها بسبب وجود زوج من الإلكترونات غير الرابطة على ذرة النيتروجين N؛ وهذا يجعلها قادرة على التفاعل مع أيون H^+ من مادة أخرى ومنح زوج الإلكترونات له؛ لذا فهي تتفاعل مع الحموض مكونة أملاحًا، كما في المعادلة العامة الآتية:



■ أكمل المعادلة الآتية:



تحضير المركبات العضوية في المختبر

ثانيًا

يمكن الاستفادة من أشكال التفاعلات العديدة التي تم استعراضها حتى الآن في هذا الفصل، لتحضير العديد من المركبات العضوية في المختبر؛ بهدف دراستها واستعمالها والاستفادة منها في تحضير مركبات عضوية أخرى. وفيما يأتي استعراض لطرائق تحضير بعض هذه المركبات.

١- تحضير الألكينات

عرفت أن تفاعلات الحذف تُنتج الألكينات، ويمكن توضيح هذه التفاعلات بالمخطط الآتي:

حذف جزئ HX من هاليد ألكيل ثانوي أو ثالثي.

حذف جزئ H₂O من الكحول.

الألكينات

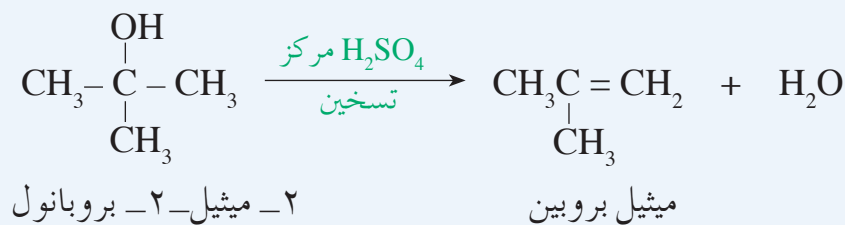
كما يوضح المثال الآتي إحدى هذه الطرائق:

مثال (١)

ابتدئ من المركب ٢-ميثيل-٢-بروبانول $\text{CH}_3-\text{C}(\text{OH})(\text{CH}_3)-\text{CH}_3$ واستخدم أي مواد غير عضوية مناسبة، ثم وضح كيفية تحضير المركب ميثيل بروين $\text{CH}_3\text{C}(\text{CH}_3)=\text{CH}_2$

الحل

بالنظر إلى الصيغة البنائية للمركب العضوي المتوافر في المختبر والمركب المطلوب تحضيره، نلاحظ أنه يمكن تحضير المركب ميثيل بروين بحذف جزئ ماء من المركب ٢-ميثيل-٢-بروبانول ويتم ذلك عن طريق التسخين، واستخدام محلول H_2SO_4 المركز كما في المعادلة الآتية:

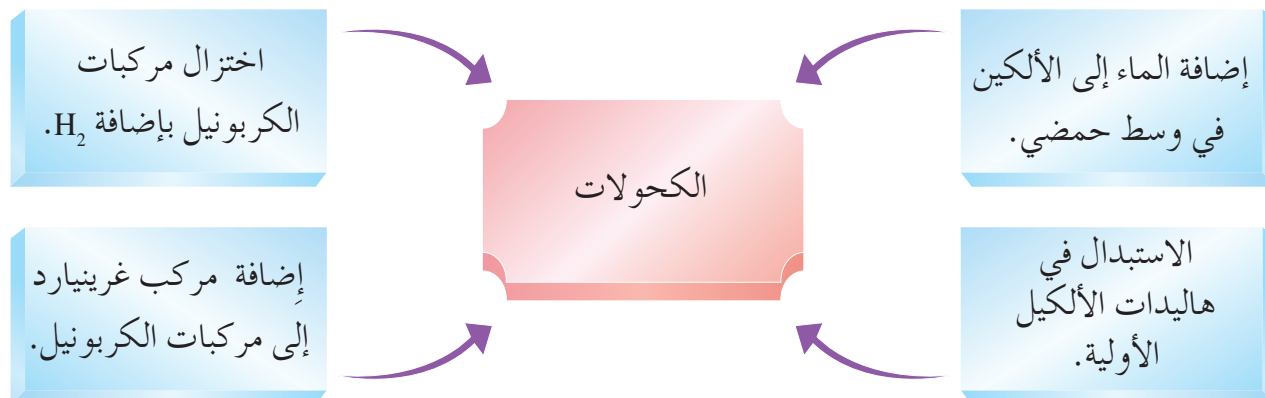


سؤال

■ ابتدئ من المركب ٢-كلورو بروبان $\text{CH}_3\text{CH}(\text{Cl})\text{CH}_3$ ، واستخدم أي مواد غير عضوية مناسبة، ثم بين كيفية تحضير المركب بروين $\text{CH}_3\text{CH}=\text{CH}_2$.

٢- تحضير الكحولات

درست سابقاً عدداً من التفاعلات التي تؤدي إلى تحضير الكحول، والتي يمكن تمثيلها بالمخطط الآتي:



ويمكن تحضير الكحولات بخطوة واحدة أو بأكثر من خطوة. والأمثلة الآتية توضح ذلك:

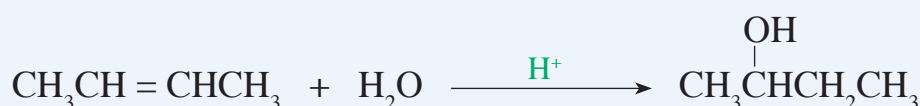


إضافة الماء إلى الألكين في وسط حمضي.

ابتدئ من المركب ٢- بيوتين $\text{CH}_3\text{CH}=\text{CHCH}_3$ ، واستخدم أي مواد غير عضوية مناسبة، ثم بين خطوات تحضير المركب ٢- بيوتانول $\text{CH}_3\text{CH}(\text{OH})\text{CH}_2\text{CH}_3$.

الحل

يمكن تحضير ٢- بيوتانول عن طريق إضافة الماء إلى المركب ٢- بيوتين في وسط حمضي H^+ ، كما يأتي:



استبدال في هاليد ألكيل أولي.

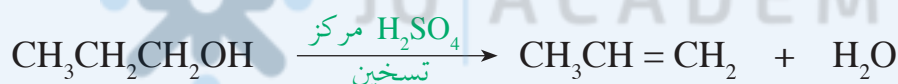
استخدم ١- كلورو بروبان $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{Cl}$ وأي مواد غير عضوية مناسبة، ثم بين خطوات تحضير ٢- بروبانول $\text{CH}_3\text{CH}(\text{OH})\text{CH}_3$.

الحل

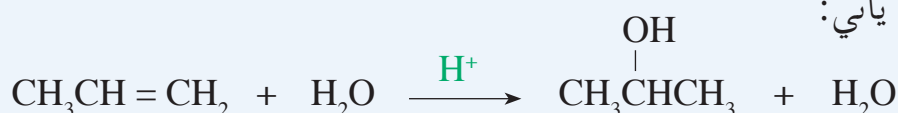
بالنظر إلى الصيغة البنائية للمركب المراد تحضيره وهو ٢- بروبانول، والمركب المتوافر في المختبر وهو ١- كلورو بروبان، نلاحظ أنه لا يمكن تحضير ٢- بروبانول مباشرة من ١- كلورو بروبان باستخدام تفاعل الاستبدال؛ لأن الناتج سيكون ١- بروبانول وهو كحول أولي والمطلوب تحضير ٢- بروبانول (كحول ثانوي)؛ لذا لابد بداية من تحضير ١- بروبانول كالتالي:



ثم تحويل الكحول الأولي إلى ألكين بالحذف، كما في المعادلة:



ثم إضافة ماء إلى الألكين في وسط حمضي، وفقاً لقاعدة ماركونيكوف للحصول على المركب المطلوب، كما يأتي:



سؤال

■ ما الصيغة البنائية للمركب العضوي الذي يُنتج المركب ٢- ميثيل - ١- بروبانول



■ يتوافر في المختبر المركبان ١- كلورو بيوتان $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{Cl}$ و ١- بيوتين



مثال (٤)

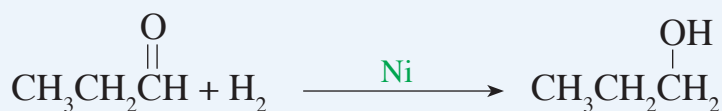
اختزال مركب كربونيل بإضافة H_2 إليه.

استخدم بروبانال $CH_3CH_2CH=O$ ، وأي مواد غير عضويه مناسبة، ثم بين خطوات تحضير

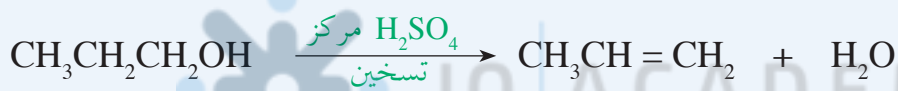


الحل

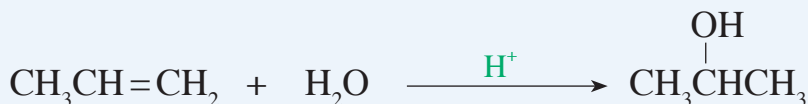
لا بد في البداية من تحضير الكحول الأولي عن طريق إضافة الهيدروجين H_2 للبروبانال بوجود عامل مساعد مثل النيكل، كما في المعادلة:



ثم تحويل الكحول الأولي إلى ألكين بالحذف، كما في المعادلة:



ثم إضافة ماء إلى الألكين في وسط حمضي، وفقاً لقاعدة ماركونيكوف للحصول على المركب المطلوب، كما يأتي:



مثال (٥)

إضافة مركب غرينيارد إلى مركب كربونيل.

بين خطوات تحضير ٢- بيوتانول $CH_3CH(OH)CH_2CH_3$ باستخدام بروبانال $CH_3CH_2CH=O$

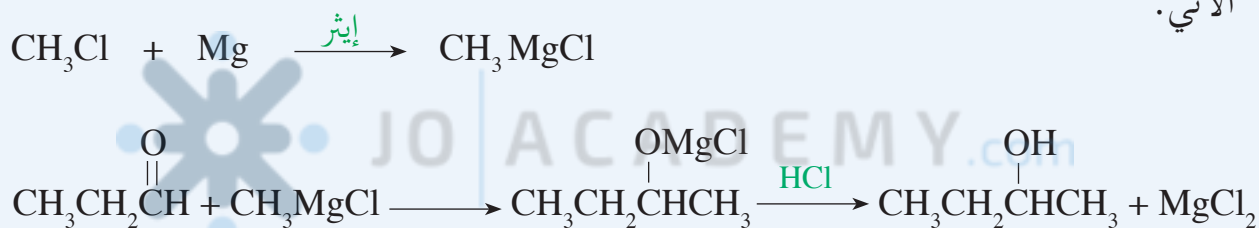
وكلورو ميثان CH_3Cl مستخدماً الإيثر وأي مواد غير عضوية مناسبة.

الحل

عند مقارنة الصيغ البنائية للمركب العضوي المراد تحضيره والمركبين المراد البدء بهما، من حيث عدد ذرات الكربون والمجموعة الوظيفية ونوع الروابط في كل منها نجد أن صيغ هذه المركبات هي:



وبتفحص هذه المركبات، نلاحظ أن الكحول المراد تحضيره، هو كحول ثانوي، يحتوي على ٤ ذرات كربون، وأن هذا العدد يساوي مجموع أعداد ذرات الكربون في المركبين المراد البدء بهما؛ لذا لا بد من استخدام طريقة غرينيارد لتحضير هذا المركب على النحو الآتي:



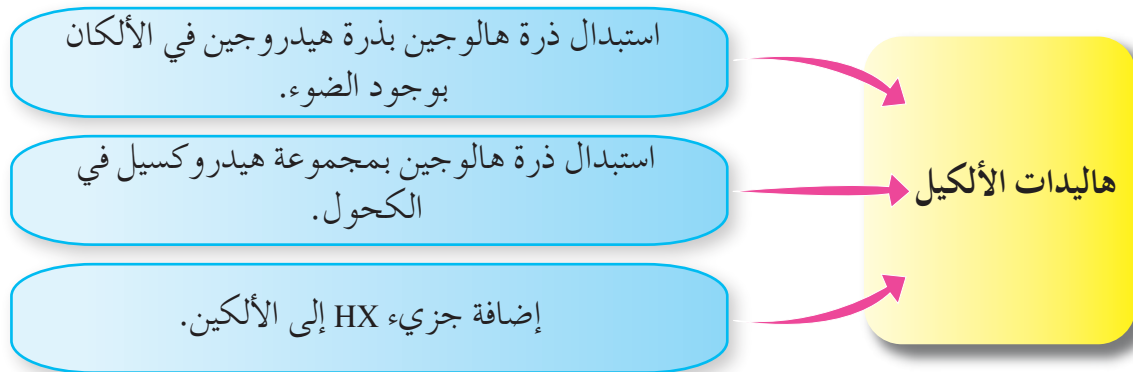
■ إذا كان لديك بروبانون $\text{CH}_3\text{C}(=\text{O})\text{CH}_3$ ، وكلوروايثان $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{Cl}$ فبين خطوات

تحضير ٢- ميثيل - ٢- بيوتانول $\text{CH}_3\text{CH}(\text{OH})\text{CH}_2\text{CH}_3$ مستخدماً الإيثر، وأي مواد غير

عضوية مناسبة.

٣- تحضير هاليدات الألكيل

يمكن تلخيص التفاعلات التي تُنتج هاليدات الألكيل كما في المخطط الآتي:



ويمكن تحضير هاليدات الألكيل بخطوة أو أكثر، حسب المعطيات المتوافرة. ولتعرّف ذلك، ادرس الأمثلة الآتية:

مثال (٦)

إحلال الهالوجين محل الهيدروجين بوجود الضوء.

باستخدام الإيثان CH_3CH_3 وأي مواد غير عضوية مناسبة، وضح كيفية تحضير كلوروايثان $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{Cl}$.

الحل

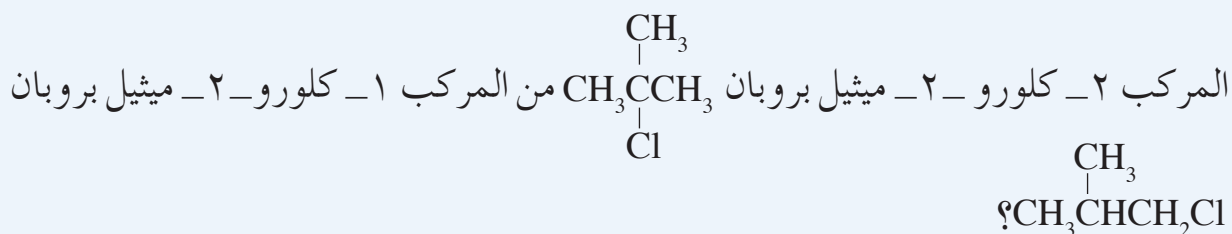
يمكن استبدال ذرة كلور بذرة هيدروجين في الإيثان، بوجود الضوء لإنتاج المركب المطلوب، كما في المعادلة:



مثال (٧)

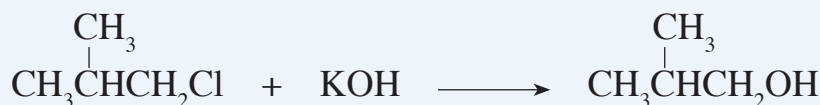
إحلال الهالوجين محل مجموعة هيدروكسيل في الكحول.

استخدم أي مواد غير عضوية مناسبة، ثم اكتب معادلات كيميائية تبين خطوات تحضير



الحل

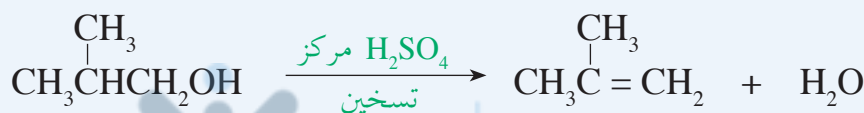
لا يمكن تحويل ١-كلورو-٢-ميثيل بروبان مباشرة إلى ٢-كلورو-٢-ميثيل بروبان؛ لأن ١-كلورو-٢-ميثيل بروبان يتفاعل بشكل رئيس بطريقة الاستبدال مع KOH، وينتج كحول هو: ٢-ميثيل-١-بروبانول كما في المعادلة:



١-كلورو-٢-ميثيل بروبان

٢-ميثيل-١-بروبانول

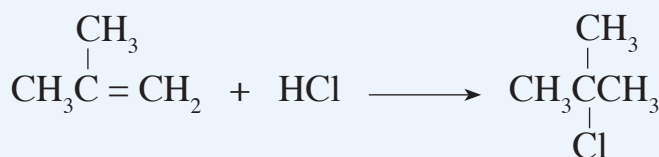
وللحصول على المركب المطلوب، يتم تحويل ٢-ميثيل-١-بروبانول إلى ٢-ميثيل بروين عن طريق حذف جزيء ماء كما في المعادلة:



٢-ميثيل-١-بروبانول

٢-ميثيل بروين

ثم يضاف جزيء HCl، وبذلك نحصل على ٢-ميثيل-٢-كلوروبروبان، كالآتي:



٢-ميثيل بروين

٢-كلورو-٢-ميثيل بروبان



■ استخدم أي مواد غير عضوية مناسبة، ثم اكتب معادلات كيميائية تمثل عملية تحضير برومو إيثان $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{Br}$ من المركبات الآتية:

◀ إيثانول $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$

◀ إيثين $\text{CH}_2=\text{CH}_2$

◀ إيثان CH_3CH_3

٤- تحضير الألددهايدات

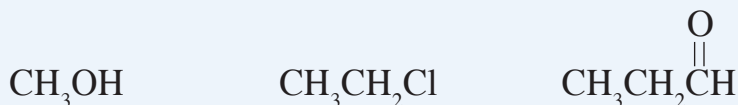
تعرفت سابقاً أن الألددهايدات ينتج من تأكسد الكحول الأولي باستخدام عامل مؤكسد ضعيف يرمز له PCC، والمثال الآتي يوضح ذلك:

مثال (٨)

بين بالمعادلات كيفية تحضير بروبانال $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CHO}$ من الميثانول CH_3OH وكلوروايثان $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{Cl}$ مستخدماً الإيثر وأي مواد غير عضوية مناسبة.

الحل

عند مقارنة الصيغ البنائية للمركب العضوي المراد تحضيره، والمركبين المراد البدء بهما من حيث عدد ذرات الكربون والمجموعة الوظيفية ونوع الروابط في كل منها، نجد أن صيغ هذه المركبات هي:



ميثانول

كلوروايثان

بروبانال

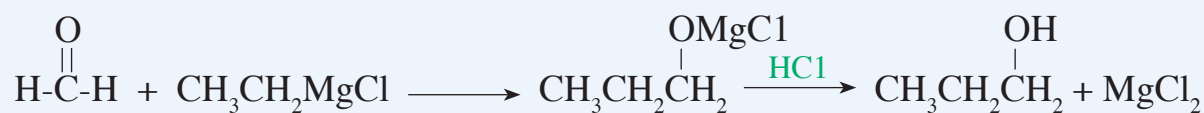
المراد البدء بهما

المراد تحضيره

لاحظ أن الألددهايد المراد تحضيره يحتوي على ٣ ذرات كربون. وأن هذا العدد يساوي مجموع أعداد ذرات الكربون في المركبين المراد البدء بهما؛ لذا نستنتج أن تحضير المركب المطلوب يستدعي تحويل الكحول إلى ألددهايد، وزيادة عدد ذرات الكربون في المركب. ويمكن إجراء العملية الأولى عن طريق أكسدة الميثانول كما في المعادلة الآتية:



أما زيادة عدد ذرات الكربون، فيتم عادة باستخدام طريقة غرينارد كما في المعادلتين الآتيتين:



وللحصول على الألديهيد المطلوب، علينا أكسدة الكحول الناتجة كما في المعادلة الآتية:



سؤال

■ بين بالمعادلات كيفية تحضير الإيثانال CH_3CHO من الإيثان CH_3CH_3 باستخدام أي مواد غير عضوية مناسبة.

٥- تحضير الكيتونات

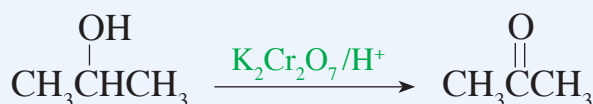
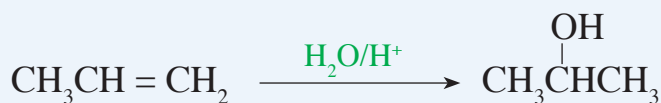
يحضر الكيتون من تأكسد كحول ثانوي باستخدام عامل مؤكسد مثل $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ في وسط حمضي، أو باستخدام PCC، ويمكن توضيح ذلك من خلال المثال الآتي:

مثال (٩)

استخدم بروبين $\text{CH}_3\text{CH}=\text{CH}_2$ وأي مواد غير عضوية مناسبة، ثم بين خطوات تحضير بروبانون $\text{CH}_3\overset{\text{O}}{\underset{\text{||}}{\text{C}}}\text{CH}_3$.

الحل

بما أن المركب المتوافر للبدء به هو البروبين؛ فإنه يمكن تحويله إلى الكحول ٢- بروبانون بإضافة الماء في وسط حمضي، ثم أكسدة الكحول الناتجة للحصول على البروبانون. ويمكن بيان خطوات التحضير على النحو الآتي:



سؤال

■ اكتب الصيغ البنائية للمركبات العضوية A ، B في المخطط الآتي:



٦- تحضير الحموض الكربوكسيلية

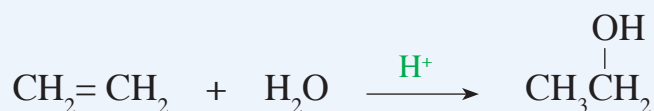
تنتج الحموض الكربوكسيلية من تأكسد الكحولات الأولية، أو تأكسد الألديهيدات، بوجود عامل مؤكسد قوي مثل $K_2Cr_2O_7$ في وسط حمضي.

مثال (١٠)

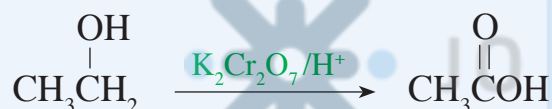
إذا توافر لديك في المختبر غاز الإيثين $CH_2=CH_2$. بين بالمعادلات كيفية تحضير حمض الإيثانويك CH_3COOH منه.

الحل

يمكن البدء بإضافة ماء إلى الألكين في وسط حمضي للحصول على كحول أولي، كما في المعادلة الآتية:

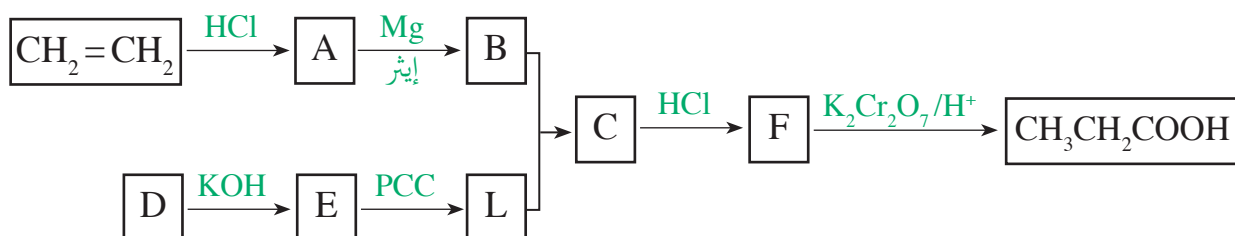


ثم أكسدة الكحول الناتجة كما يأتي:



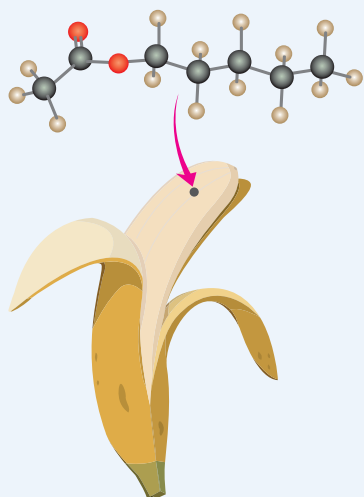
سؤال

■ اكتب الصيغ البنائية للمركبات العضوية A ، B ، C ، D ، E ، F ، L ، في المخطط الآتي:



٧- تحضير الإسترات

تعد الإسترات من أهم مشتقات الحموض الكربوكسيلية. وهي تنتج من تفاعل حمض كربوكسيلي مع كحول في وسط حمضي.



الشكل (٩-٤): الصيغة البنائية لمركب بنتيل إيثانوات الموجود في الموز.

إذا علمت أن الإستر الموجود في الموز هو بنتيل إيثانوات $\text{CH}_3\text{COOCH}_2(\text{CH}_2)_3\text{CH}_3$. اكتب الصيغة البنائية للكحول والحمض الكربوكسيلي اللذين ينتجانها عند تفاعلها في وسط حمضي.

الحل

يتضح من الصيغة البنائية للإستر أنه يتكوّن من شقين هما:



الشق الآتي من الكحول الشق الآتي من الحمض

وعليه، تكون صيغة الكحول هي $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$

وصيغة الحمض الكربوكسيلي هي $\text{CH}_3\overset{\text{O}}{\parallel}\text{COH}$

سؤال

■ ابتدئ من الإيثانال $\text{CH}_3\overset{\text{O}}{\parallel}\text{CH}$ ، وأي مواد غير عضوية مناسبة، ثم بيّن بالمعادلات كيفية تحضير إيثيل إيثانوات $\text{CH}_3\text{COOCH}_2\text{CH}_3$.

٨- تحضير الإيثرات

ينتج الإيثر من تفاعل استبدال يحصل بين هاليد ألكيل أولي ومركب عضوي صيغته العامة RONa كما في المعادلة الآتية:



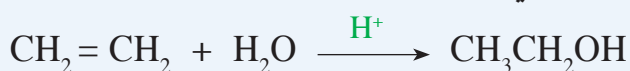
وبيّن المثال الآتي تحضير أحد الإيثرات:

باستخدام الإيثين وأي مواد غير عضوية مناسبة، وضح كيفية تحضير ثنائي إيثيل إيثر

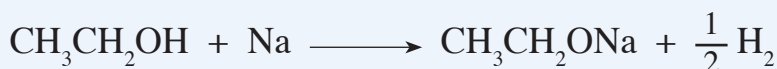


الحل

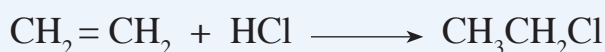
نحضر أولاً الكحول $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ من الإيثين، كما في المعادلة الآتية:



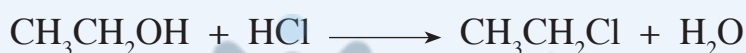
ثم نحول الكحول إلى $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{ONa}$ بتفاعله مع فلز الصوديوم Na كما في المعادلة الآتية:



كما نحضر من الإيثين هاليد ألكيل $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{Cl}$ ، على النحو الآتي:



أو عن طريق الاستبدال في الكحول كالاتي:



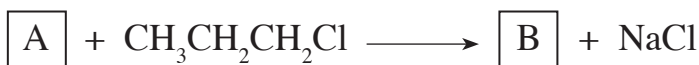
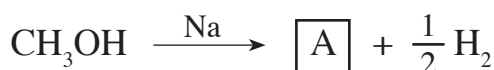
وبذلك نحصل على المركبين المطلوبين لتحضير ثنائي إيثيل إيثر عند تفاعلهم، كما في

المعادلة الآتية:



سؤال

■ اكتب الصيغ البنائية للمركبين العضويين A، B في المعادلتين الآتيتين:



الإسترات

ترتبط المركبات العضوية في حياتنا بصورة مباشرة أو غير مباشرة. ومن أهم هذه المركبات العضوية الإسترات التي تتميز بروائح عطرية، فالروائح المختلفة المميزة لبعض الأزهار والفواكه هي إسترات، وهذه الصفة جعلتها تدخل في العديد من الصناعات الغذائية كالحلويات، والعصائر، وغير الغذائية كالعطور.



الشكل (٤-١٠): الأسبرين.

ويدخل الإستر أيضًا في تكوين مبلمرات الإستر التي أصبحت أساسًا للعديد من الصناعات خصوصًا بعد تقويتها بالألياف الزجاجية، مثل تصنيع هياكل الطائرات والسيارات والقوارب.

أما في المجال الطبي، فيعد الأسبرين الذي نستعمله بكثرة في تخفيف الآلام من الإسترات وهو يتكون من اتحاد حمض الساليسيليك (يستخلص من لحاء شجر

الصفصاف) وأنهايدريد حمض الإيثانويك، ومن أهم الاستخدامات الأخرى للأسبرين أنه خافض للحرارة، ويقلل من تجلط الدم.

للاستزادة يمكنك الرجوع إلى الشبكة المعلوماتية مستعينًا بالعبارات المفتاحية الآتية: الإسترات

واستخداماتها، Uses of Esters.

(١) وضح المقصود بكل من:

تفاعلات الإضافة، تفاعلات الحذف، تفاعلات الاستبدال، الأسترة، التصبن، مركب غرينيارد.

(٢) مركب عضوي A يحتوي ٣ ذرات كربون ينتج عند أكسدته باستخدام $K_2Cr_2O_7$ في وسط حمضي المركب العضوي B. وعند تفاعل المركب B مع CH_3CH_2MgCl متبوعاً بإضافة HCl ، ينتج المركب العضوي C، الذي لا يتأكسد بوجود $K_2Cr_2O_7$ في وسط حمضي. ما الصيغ البنائية للمركبات A، B، C؟

(٣) لديك جدول يتضمن عدداً من المركبات العضوية. ادرسها جيداً، ثم أجب عن الأسئلة التي تليه:

(٣)	(٢)	(١)
$CH_3C(=O)CH_3$	$CH_2=CH_2$	CH_3CH_2OH
(٦)	(٥)	(٤)
$CH \equiv CH$	$CH_3CH_2CH_2Cl$	$HC(=O)OCH_2CH_3$
(٩)	(٨)	(٧)
CH_3COOH	CH_3CH_2CHO	$CH_3CH(OH)CH_3$

أ (ما صيغة المركب العضوي الذي يتفاعل بالإضافة مع HCl ليعطي كلوروايثان CH_3CH_2Cl ؟
 ب) ما صيغة المركب العضوي الذي يتفاعل بالاستبدال مع HCl ليعطي كلوروايثان CH_3CH_2Cl ؟
 ج) ما صيغة المركب العضوي الناتج من أكسدة المركب (١) بوجود $K_2Cr_2O_7$ في وسط حمضي؟

د (ما صيغة المركب العضوي الذي يُختزل ليعطي المركب (٧)؟

هـ (اكتب معادلة تفكك المركب (٤) بالحرارة بوجود $NaOH$ ، ماذا نسمي هذا التفاعل؟

و (يبين كيفية التمييز مخبرياً بين المركبين (٢) و (٥)، مستعيناً بالمعادلات.

ز (وضح باستخدام المعادلات كيفية تحويل المركب (٥) إلى (٨).

ح (اكتب الصيغة البنائية للمركب الناتج من اختزال المركب (٦).

ط (ما صيغة المركب العضوي الناتج من تفاعل المركب (٧) مع فلز البوتاسيوم K ؟

ي) ما الشق الآتي من الحمض الكربوكسيلي في المركب (٤)؟
 ك) اكتب الصيغة البنائية للمركب العضوي الناتج من تسخين المركب (٩) والمركب (١) في وسط حمضي؟

٤) اكتب الصيغة البنائية للمركب العضوي في كل من الحالات الآتية:

أ) المركب الناتج عن اختزال ٣- بنتانون $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{C}(=\text{O})\text{CH}_2\text{CH}_3$ بوساطة H_2 ، وبوجود النيكل كعامل مساعد.

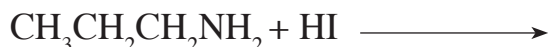
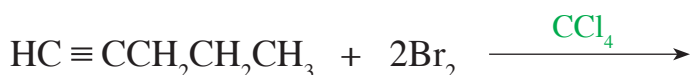
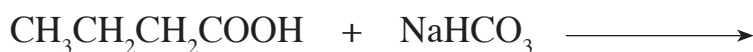
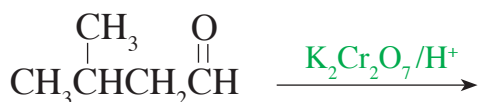
ب) المركب الذي يزيل لون محلول البروم البني المُحمر. وعند تفاعله مع $\text{H}_2\text{O}/\text{H}^+$ يعطي ٢- بروبانول $\text{CH}_3\text{CH}(\text{OH})\text{CH}_3$.

ج) المركب العضوي الذي يتفاعل مع ٢ مول HCl لينتج المركب ١، ١- ثنائي كلورو إيثان CH_3CHCl_2 .

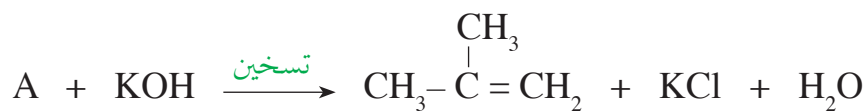
د) المركب الذي يحتوي ذرتي كربون، ويتفكك عند تسخينه في محلول NaOH إلى مركبين عضويين.

هـ) المركب الذي ينتج من تفاعل كلورو إيثان $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{Cl}$ مع CH_3ONa .

٥) أكمل التفاعلات الآتية:

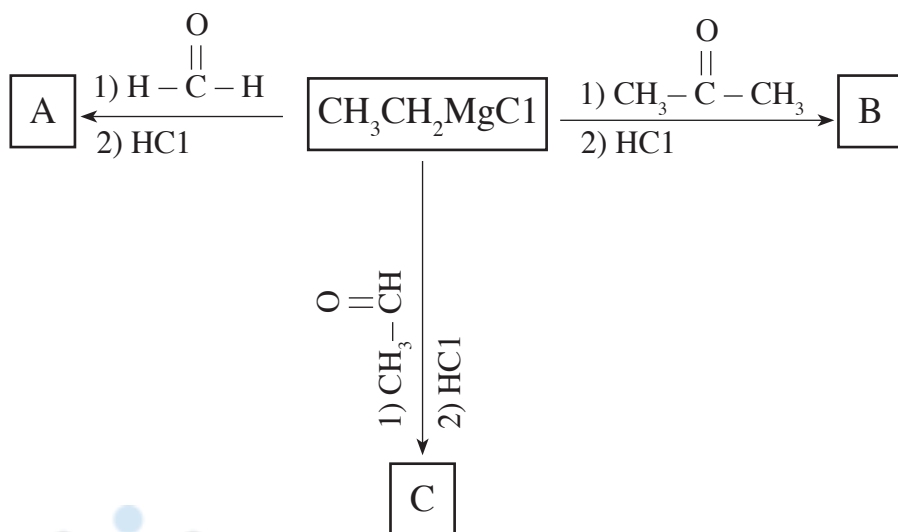


٦ (في التفاعل الآتي:



ما الصيغة البنائية للمركب العضوي A؟

٧ (ادرس المخطط الآتي، ثم اكتب الصيغ البنائية لكل من المركبات العضوية A, B, C.



٨ (ابتدى بالايثان CH_3CH_3 واستخدم الايثر أو أي مركبات غير عضوية مناسبة، ثم بين بمعادلات كيفية تحضير المركبات الآتية:



المركبات العضوية الحيوية

Bio-organic Compounds

تدخل المركبات العضوية في تركيب أجسام الكائنات الحية، إذ تحتوي أجسامنا على أنواع متعددة من هذه المركبات يُطلق عليها اسم المركبات الحيوية.

فالسيترويدات والدهون تدخل في بناء الأغشية الخلوية، وتعد البروتينات المكوّن الأساسي للعضلات، وللمركبات الحيوية دور مهم في العمليات الحيوية المختلفة التي تحدث داخل الجسم، فسكر الغلوكوز مثلاً يعد المصدر الرئيس للطاقة الضرورية التي يحصل عليها الجسم عن طريق عملية التنفس الخلوي، وتعمل الأنزيمات على تحفيز التفاعلات المختلفة في الجسم. فما المركبات الحيوية؟ وما تركيبها الكيميائي؟ وما دور كل منها في الجسم؟

يمكنك الإجابة عن هذه الأسئلة وغيرها بعد دراستك هذا الفصل، ويتوقع منك بعد ذلك أن:

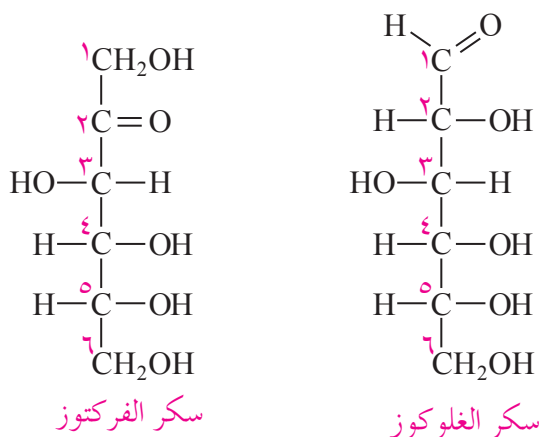
- تبين دور بعض المركبات الحيوية، مثل: البروتينات والسكريات والليبيدات في حياتنا اليومية.
- تميّز الوحدات البنائية الأساسية لبعض المركبات الحيوية مثل: السكريات والبروتينات والليبيدات، وتبين كيفية ارتباطها معاً لتكوين هذه المركبات.
- تقدر أهمية بعض المركبات الحيوية للإنسان.

★ جميع الأشكال والمعادلات الواردة في هذا الفصل ليست للحفظ.

درست في صفوف سابقة المجموعات الغذائية الضرورية للجسم، ومن هذه المجموعات مجموعة الطاقة التي تضم مواد مثل الكربوهيدرات أو السكريات. تصنف السكريات إلى سكريات أحادية مثل الغلوكوز وسكريات ثنائية مثل المالتوز وسكريات متعددة مثل النشا والسيليلوز، وهما من المبلمرات الطبيعية. يمكن أن تتحلل السكريات الثنائية والسكريات المتعددة في وسط حمضي إلى سكريات أحادية، إذ يتحلل كل من المالتوز والنشا وينتج عن تحليلهما سكر الغلوكوز والذي يُعد السكر الرئيس في دم الإنسان. أما السكريات الأحادية فلا تتحلل إلى وحدات سكر أصغر منها. فمم تتكون السكريات؟ وما تركيبها الكيميائي؟ وكيف ترتبط السكريات الأحادية فيما بينها؟

١- السكريات الأحادية

تتكوّن السكريات من ثلاثة عناصر أساسية هي الكربون والهيدروجين والأكسجين، وتعد السكريات الأحادية من أبسط أنواع السكريات التي لا تتحلل إلى وحدات أصغر منها، ولتعرّف هذه المركبات وتركيبها، ادرس الشكل (٤-١١)، الذي يبيّن التركيب البنائي لسكرين أحاديين (الغلوكوز والفركتوز)، ثم أجب عن الأسئلة التي تليه:

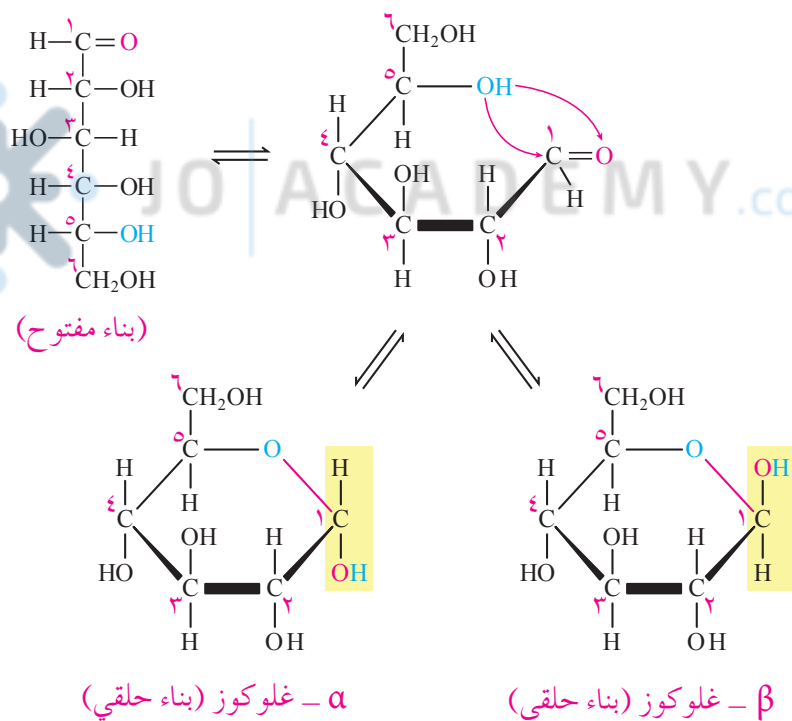


الشكل (٤-١١): التركيب البنائي لسكر الغلوكوز وسكر الفركتوز.

- ما عدد ذرات الكربون في كل من السكرين المبينين في الشكل؟
- ما المجموعات الوظيفية في كل منهما؟
- ما العائلة العضوية التي ينتمي إليها كل منهما؟

من الواضح أن الفركتوز والغلو كوز يتكوّن كل منهما من ست ذرات كربون، وأنهما يحتويان على مجموعتين وظيفيتين: مجموعة الهيدروكسيل OH، ومجموعة الكربونيل C=O التي توجد على شكل ألديهايد في الغلو كوز، وعلى شكل كيتون في الفركتوز؛ لذا يصنف الغلو كوز على أنه سكر ألديهايدي، في حين يصنف الفركتوز على أنه سكر كيتوني. وتجدر الإشارة هنا إلى أن عدد ذرات الكربون في السكريات الأحادية بشكل عام يتراوح بين (٣-٦) ذرات كربون.

توجد السكريات في المحاليل المائية في حالة اتزان بين شكلين هما: البناء المفتوح والبناء الحلقي، فكيف يتكون البناء الحلقي للسكريات؟ لتعرّف ذلك، ادرس الشكل (٤-١٢)، الذي يبيّن تكون البناء الحلقي للغلو كوز، ثم أجب عن الأسئلة التي تليه:



الشكل (٤-١٢): تكوين البناء الحلقي للغلو كوز.

- كم نوعاً من الغلو كوز الحلقي ينتج عن تكون الحلقة؟
- ما رقم ذرتي الكربون اللتين ارتبطتا بذرة الأكسجين لتكوين الحلقة؟
- ما نوع الرابطة التي أنتجت التكوين الحلقي للغلو كوز؟

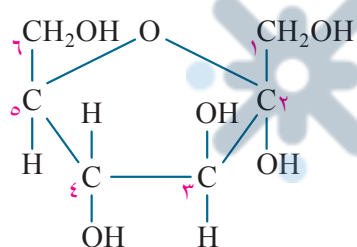
● ما شكل الحلقة الناتجة؟

● ما وجه الاختلاف بين الحلقتين α - غلوكوز و β - غلوكوز في الشكل؟

يتكوّن البناء الحلقي للغلوكوز نتيجة حدوث تفاعل داخلي بين ذرة الكربون رقم (١) الموجودة في مجموعة الألددهايد $\text{C}=\text{O}$ وذرة الأكسجين الموجودة في مجموعة الهيدروكسيل OH على ذرة الكربون رقم (٥)، وينشأ عن ذلك رابطة إثيرية (C - O - C) في الحلقة نفسها، وتشكل حلقة غلوكوز سداسية، وقد تكون مجموعة الهيدروكسيل OH في المركب الناتج تحت مستوى الحلقة، ويطلق على الغلوكوز في هذه الحالة α - غلوكوز، أو قد تكون فوق مستوى الحلقة، ويطلق على الغلوكوز في هذه الحالة β - غلوكوز.



■ تمعن البناء الحلقي للفركتوز في الشكل (٤-١٣)، ثم أجب عن الأسئلة الآتية:



الشكل (٤-١٣): البناء الحلقي للفركتوز.

◀ ما شكل الحلقة المبينة في الشكل؟

◀ مارقم ذرتي الكربون اللتين ارتبطتا بذرة الأكسجين

لتكوين البناء الحلقي للفركتوز؟

◀ ما نوع الرابطة التي أنتجت التكوين الحلقي

للفركتوز؟

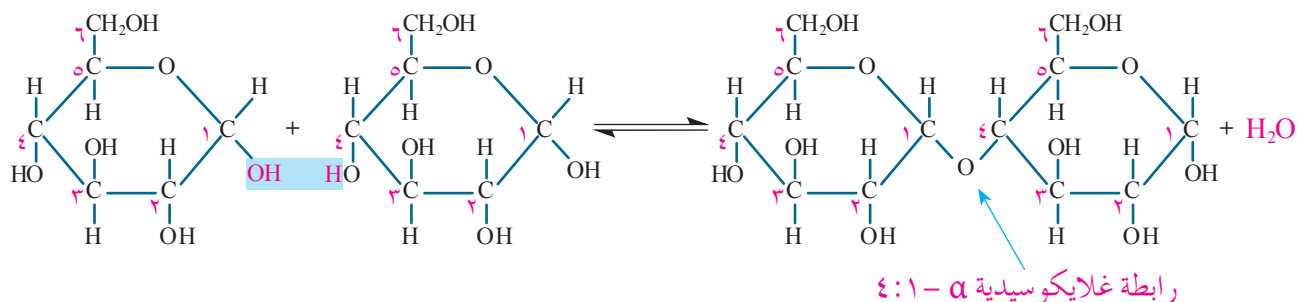
◀ هل الحلقة في الشكل تمثل α - فركتوز أم β - فركتوز؟

◀ ما المجموعات الوظيفية الموجودة في البناء الحلقي للفركتوز؟

٢- السكريات الثنائية

تتكوّن السكريات الثنائية من ارتباط وحدتين من السكريات الأحادية، ويعد المالتوز والسكروروز من الأمثلة على هذا النوع من السكريات، فما السكريات الأحادية التي تدخل في تكوين كل منهما؟ وكيف ترتبط وحدتا السكر الأحادي فيما بينها لتكوين السكر الثنائي؟

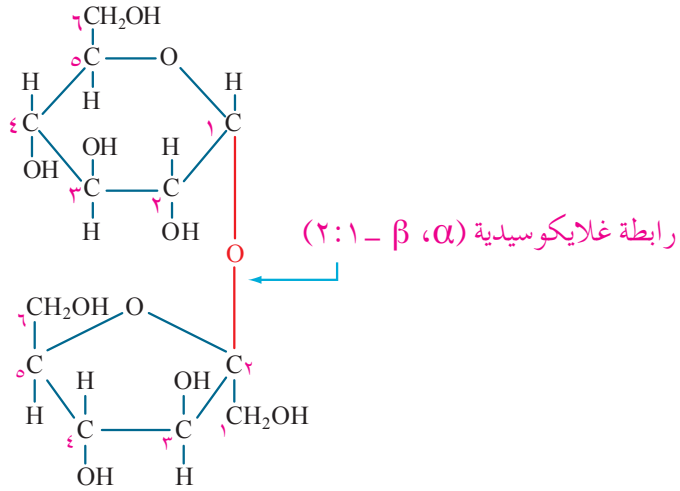
أ- المالتوز: يعرف المالتوز بسكر الشعير؛ لأنه يُستخرج بشكل أساسي من الشعير، وينتج كمركب وسطي عن تقطيت المواد الغذائية (النشويات)، وتحللها المائي في الفم بواسطة أنزيم الأميليز الموجود في اللعاب. ولتعرّف إلى مكونات المالتوز وكيفية ترابط الوحدات المكونتين له، ادرس الشكل (٤ - ١٤) الذي يبيّن تركيبه البنائي، ثم أجب عن الأسئلة التي تليه:



الشكل (٤ - ١٤): التركيب البنائي لسكر المالتوز.

- ما وحدات البناء الأساسية المكوّنة لسكر المالتوز؟
 - ما نوع الرابطة بين وحدتي السكر في المالتوز؟
 - ما رقم ذرتي الكربون المكونتين للرابطة بين الوحدتين؟
- يتضح من الشكل أن سكر المالتوز يتكوّن من ارتباط وحدتين من α - غلوكوز برابطة تعرف بالرابطة الغلايكوسيدية، حيث ترتبط ذرة الكربون رقم (١) من الوحدة الأولى مع ذرة الكربون رقم (٤) من الوحدة الثانية من خلال ذرة أكسجين بعد حذف جزيء الماء، ويُطلق على هذا النوع من الروابط الغلايكوسيدية (α - ١ : ٤).

ب- السكروز: يستخدم السكر المعروف بسكر المائدة يوميًا في حياتنا، إذ يستخدم في تحلية الشاي والحليب، ويدخل في إعداد الحلويات، وغيرها، ويستخرج بشكل أساسي من قصب السكر والشمندر، فهل فكرت يومًا ما هذا السكر؟ وما وحدتا السكر الأحادي المكونتان له؟ لتعرّف ذلك، ادرس الشكل (٤ - ١٥)، الذي يبيّن التركيب البنائي لسكر السكروز، ثم أجب عن الأسئلة التي تليه:



الشكل (٤-١٥): التركيب البنائي لسكر السكروز.

- ما شكل حلقتي السكر المكونتين للسكروز، أحماضية أم سداسية؟
 - ما وحدتا البناء الأساسيتان المكونتان للسكروز؟
 - ما نوع الرابطة الغلايكوسيدية بين هاتين الوحدتين؟
- يتكوّن سكر السكروز من ارتباط وحدتين من سكر أحادي، إحداهما α - غلوكوز والأخرى β - فركتوز، إذ ترتبط الوحدتان برابطة غلايكوسيدية من نوع $(\alpha, \beta - 1:2)$.

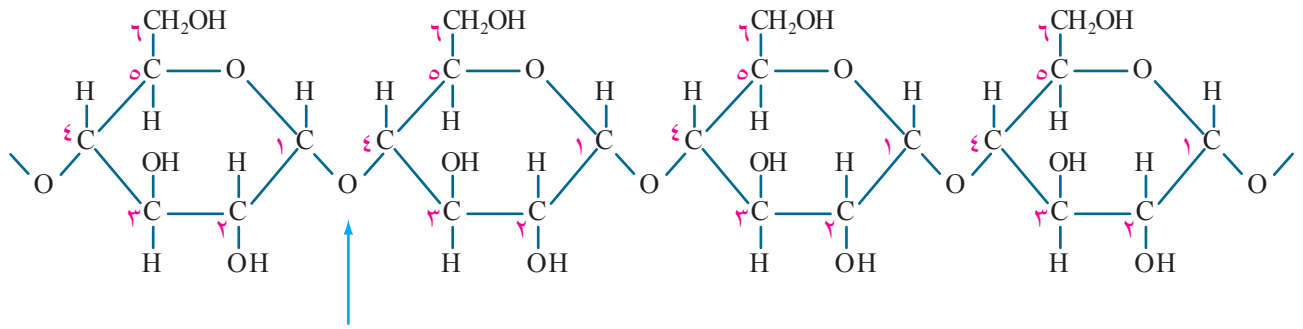
٣- السكريات المتعددة

يُنصح كثير من المصابين بداء السكري بالابتعاد أو التقليل من تناول النشويات، كالبطاطا والخبز والأرز، والحلويات، فهل سألت نفسك يوماً عن سبب ذلك؟

يطلق اسم النشويات على المواد التي تتكون من النشا بشكل أساسي، والذي يوجد في البطاطا والخبز وغيرها، كما يدخل في إعداد الكثير من أنواع الحلويات، والأغذية المختلفة. ويعد النشا والغلايكوجين والسيليلوز من السكريات المتعددة، وهي بلمرات طبيعية تتكون من ارتباط عدد كبير من وحدات بناء أساسية (مونومرات) من السكر الأحادي. فما وحدات البناء الأساسية المكونة لكل منها؟ وما نوع الروابط بين هذه الوحدات؟

أ-النشا: تعد النباتات المصدر الأساسي للنشا، فهي تخزنه في جذورها وسيقانها وثمارها وبذورها كمصدر احتياطي للطاقة، تستهلكه عند الحاجة، عن طريق تحويله إلى الغلوكوز، ومن ثم الاستفادة من الغلوكوز في الحصول على الطاقة الضرورية للعمليات الحيوية التي تحدث في النباتات.

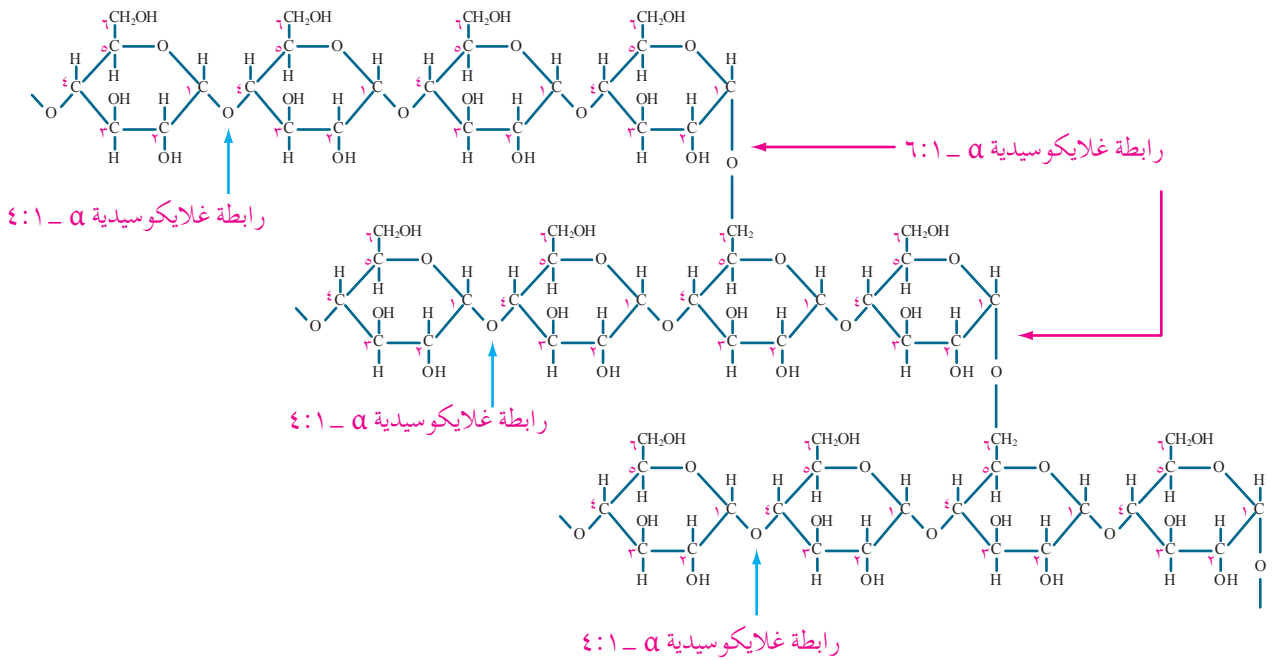
يتكوّن النشا من اتحاد عدد كبير جداً من وحدات السكر الأحادي (α - غلوكوز)، التي ترتبط فيما بينها بروابط غلايكوسيدية. وقد دلت الدراسات التجريبية على أن النشا يتكون من نوعين من المبلمرات، يعرف أحدهما بالأميلوز، وهو يشكل (١٠-٢٠)٪ من كتلة النشا، ويوجد على شكل سلاسل غير متفرعة ترتبط فيه وحدات السكر بروابط غلايكوسيدية من النوع (α - ١:٤). ويبيّن الشكل (٤-١٦) التركيب البنائي للأميلوز.



رابطه غلايكوسيدية ١:٤ - ٤:١

الشكل (٤-١٦): جزء من التركيب البنائي للأميلوز.

ويعرف النوع الثاني بالأميلوبكتين، وهو سلاسل متفرعة، تنشأ عن ترابط سلاسل الأميلوز فيما بينها بروابط غلايكوسيدية من النوع (α - ١:٦). والشكل (٤-١٧)، يبيّن التركيب البنائي للأميلوبكتين.



رابطه غلايكوسيدية ١:٤ - ٤:١

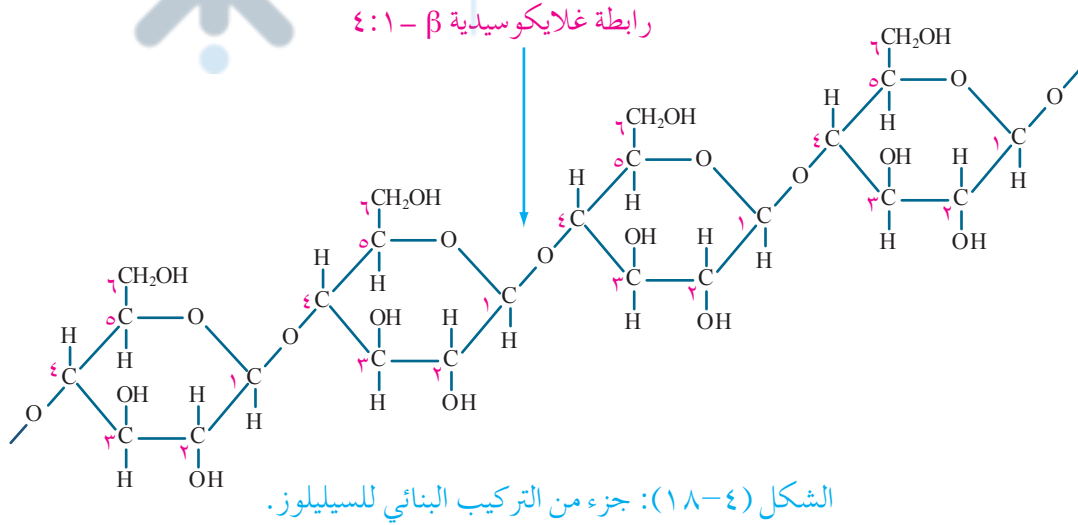
رابطه غلايكوسيدية ١:٤ - ٤:١

رابطه غلايكوسيدية ١:٤ - ٤:١

الشكل (٤-١٧): جزء من التركيب البنائي للأميلوبكتين.

ب - الغلايكوجين: تحتوي أصناف المواد الغذائية المختلفة، مثل الخبز والفواكه والبطاطا والخضروات التي يتناولها الإنسان والحيوان على كميات كبيرة من السكريات، يُستهلك جزء من هذه السكريات في العمليات الحيوية المختلفة، ويخزن الفائض منها على شكل غلايكوجين في الكبد والعضلات. وعند نقص نسبة الغلوكوز في الجسم يعمل على تحويل الغلايكوجين إلى غلوكوز للحصول على الطاقة اللازمة. وللغلايكوجين تركيب يشبه تركيب الأميلوبكتين، إلا أنه أكثر تفرعاً وسلسله أكثر طولاً؛ لذا فإن كتلته المولية أكبر بكثير من الكتلة المولية للأميلوبكتين.

ج - السليلوز: السليلوز مركب عضوي يشكل وحدة التركيب البنائي لهيكل النبات، ويدخل في تركيب جدران الخلايا النباتية، كما يدخل في الكثير من الصناعات، كصناعة الورق والمنسوجات، ويشكل نحو ٤٢٪ من الخشب الذي يُستخدم في المباني، وصناعة الأثاث. فمم يتكون السليلوز؟ وكيف تترايط وحداته البنائية فيما بينها؟ وما علاقة تركيبه بوظيفته الحيوية؟ لتتعرف ذلك، ادرس الشكل (٤ - ١٨)، الذي يبين التركيب البنائي للسليلوز، ثم أجب عن الأسئلة التي تليه:



- ما نوع وحدات البناء الأساسية المكونة للسليلوز؟
 - ما نوع الرابطة الغلايكوسيدية بين وحدات البناء الأساسية في السليلوز؟
- يتضح من الشكل أن وحدة البناء الأساسية للسليلوز هي وحدات السكر الأحادي β - غلوكوز، التي ترتبط فيما بينها برابطة غلايكوسيدية من نوع $(\beta - 1 : 4)$.

يوجد السيليلوز على شكل سلاسل متوازية غير متفرعة. ترتبط فيما بينها بروابط هيدروجينية، وهذا يجعلها متماسكة بقوة. ويتناسب مع وظيفتها الرئيسة كدعامة للهيكل النباتي.

سؤال

■ قارن بين الأميلوز والسيليلوز من حيث:

- ◀ نوع وحدات البناء الأساسية في كل منهما.
- ◀ نوع الروابط الغلايكوسيدية في كل منهما.
- ◀ الوظيفة الحيوية الرئيسة لكل منهما.

البروتينات

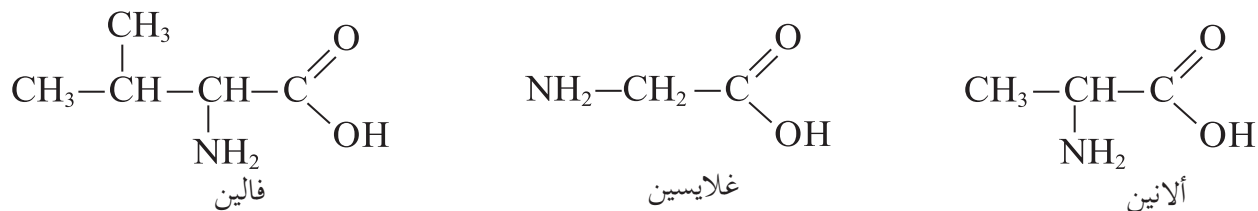
ثانيًا

تعد البروتينات من المركبات الحيوية المهمة في أجسامنا، فهي المكوّن الاساسي للعضلات، كما أنها تدخل في تركيب الأغشية الخلوية والدم، وتقوم بالعديد من الوظائف الحيوية في الجسم مثل عمليات نقل الأكسجين بين الخلايا، وتحفيز التفاعلات الحيوية، ونحصل على البروتينات من مصادر نباتية وأخرى حيوانية. فمم تتكون البروتينات؟ وما تركيبها الكيميائي؟

البروتينات مبلمرات طبيعية تتكوّن من وحدات بناء أساسية تعرف بالحموض الأمينية. فما الحموض الأمينية؟ وكيف ترتبط فيما بينها لتكوين البروتينات؟

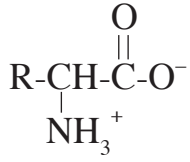
١- الحموض الأمينية

تعد الحموض الأمينية وحدة البناء الأساسية للبروتينات، ولتعرف تركيبها، ادرس الصيغ البنائية لبعض الحموض الأمينية المبينة في الشكل (٤ - ١٩)، ثم أجب عن الأسئلة التي تليه:



الشكل (٤-١٩): التركيب البنائي لبعض الحموض الأمينية.

- ما المجموعات الوظيفية المشتركة في كل من هذه الحموض؟
- أيّ هذه المجموعات لها سلوك حمضي؟ وأيها لها سلوك قاعدي؟
- ما أثر وجود هذه المجموعات في خصائص الحموض الأمينية؟

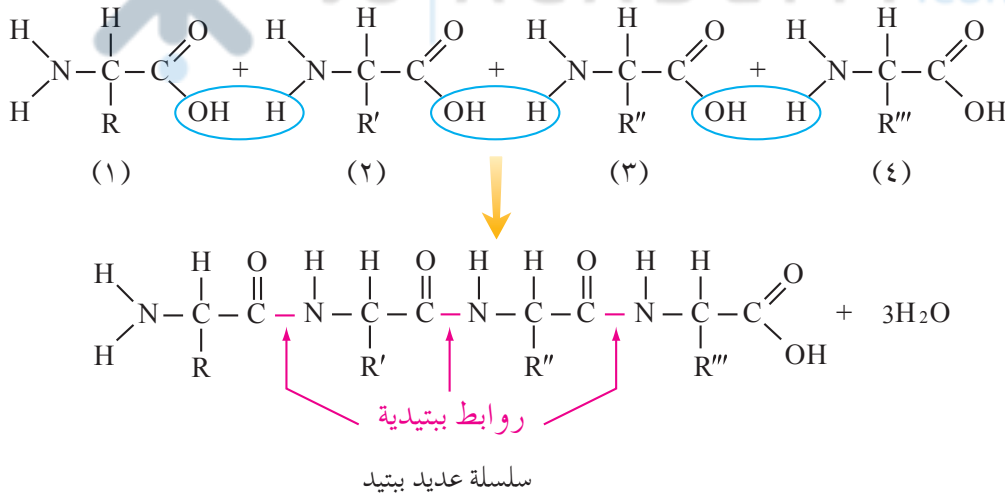


الشكل (٤-٢٠): الصيغة العامة للأيون المزدوج.

تحتوي الحموض الأمينية على نوعين من المجموعات الوظيفية هما مجموعة الكربوكسيل الحمضية ($-\text{COOH}$)، ومجموعة الأمين القاعدية ($-\text{NH}_2$)، إضافة إلى سلسلة الهيدروكربون ($\text{R}-$) التي يختلف عدد ذرات الكربون فيها من حمض أميني إلى آخر. وتوجد الحموض الأمينية في محاليلها المائية على شكل أيون مزدوج، حيث تمنح مجموعة الكربوكسيل الحمضية البروتون (H^+) إلى مجموعة الأمين القاعدية، ويبين الشكل (٤-٢٠) الصيغة البنائية العامة للأيون المزدوج. وبناء على ذلك، فإن الحمض الأميني يسلك كحمض في الوسط القاعدي، كما يسلك كقاعدة في الوسط الحمضي، وأما في الوسط المتعادل، فيكون له pH يساوي ٧، ويكون متعادلاً.

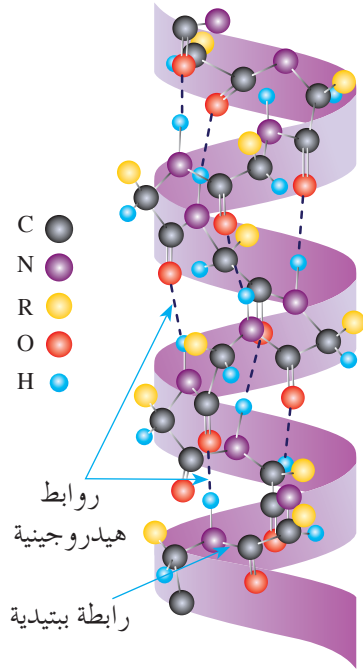
٢- تركيب البروتينات

تعد البروتينات مبلمرات طبيعية ناتجة عن اتحاد عدد كبير من الحموض الأمينية. ولتعرّف كيف ترتبط هذه الحموض فيما بينها، ادرس الشكل (٤-٢١)، الذي يبين اتحاد عدد من الحموض الأمينية، ثم أجب عن الأسئلة التي تليه:



الشكل (٤-٢١): اتحاد عدد من الحموض الأمينية لتكوين سلسلة عديد ببتيد.

- ما المجموعة الوظيفية المسؤولة عن ترابط كل حمض أميني في السلسلة بالحمض الذي يليه؟
- ماذا يطلق على الرابطة المتكوّنة بين كل حمضين في السلسلة؟
- ما عدد الحموض الأمينية المكوّنة لهذه السلسلة؟
- ما عدد جزيئات الماء الناتجة عند تكوّن هذه السلسلة؟



الشكل (٤-٢٢): أحد أشكال سلاسل البروتين.

لعلك تلاحظ أن مجموعة الكربوكسيل في الحمض الأميني الأول تفقد مجموعة OH وترتبط بمجموعة الأمين في الحمض الأميني الثاني، التي تفقد ذرة H، وينشأ بين الحمضين رابطة تعرف بالرابطة الأميدية، أو الرابطة الببتيدية ($\text{O} \parallel \text{C}-\text{N}-\text{H}$) وينتج عن ذلك جزيء ماء H_2O مقابل كل رابطة تنشأ في السلسلة.

ويطلق على المركب الناتج من اتحاد حمضين أمينين ثنائي ببتيد، وعند اتحاد ثلاثة حموض أمينية؛ فإن المركب الناتج يسمى ثلاثي ببتيد، أما عند ارتباط عدد كبير من الحموض الأمينية خلال عملية تكوين البروتين، فإنه يطلق على تتابع الحموض الأمينية، سلسلة عديد الببتيد، وتتخذ سلسلة البروتين أشكالاً مختلفة، ترتبط أجزاؤها فيما بينها بروابط هيدروجينية، ويبيّن الشكل (٤-٢٢) أحد أشكال هذه السلاسل.

■ إذا كان لدينا سلسلة بروتين مكونة من أربعين حمضاً أمينياً، فأجب عن الأسئلة الآتية المتعلقة بها:

- ◀ ما عدد الروابط الببتيدية المتوقع وجودها في السلسلة؟
- ◀ ما عدد جزيئات الماء الناتجة عن اتحاد هذه الحموض في السلسلة؟

الليبيدات

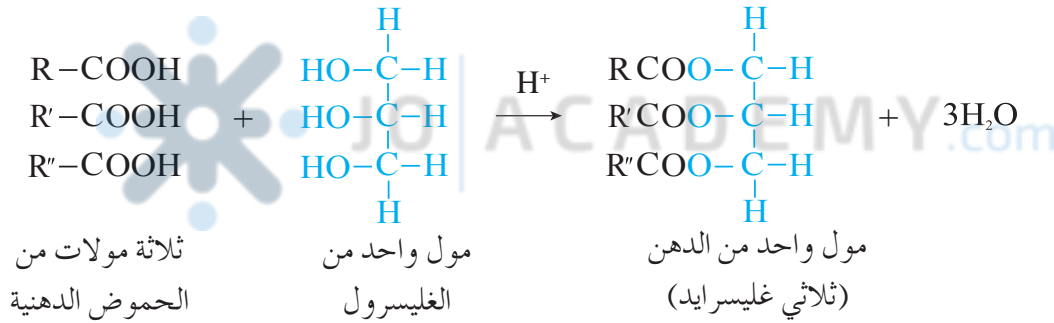
ثالثاً

تعد الليبيدات من المركبات الحيوية، وتمتاز بكونها مركبات عضوية غير قطبية، ذات ملمس دهني، وتضم أنواعاً مختلفة من المواد مثل: الدهون والستيرويدات التي تُبنى في أجسام الكائنات الحية. وتشكل الليبيدات ٥ ٪ تقريباً من المواد العضوية الداخلة في تركيب الخلايا الحية، فهي تدخل في تركيب الغشاء الخلوي، ويستفيد منها الجسم في بناء بعض الفيتامينات والهرمونات وغيرها من المركبات الضرورية له. وتعد الليبيدات مصدراً مهماً

للطاقة في جسم الإنسان والحيوان. و تتميز بقابليتها للذوبان في المذيبات العضوية غير القطبية، مثل رباعي كلوريد الكربون والبنزين، إلا أنها قليلة الذوبان في الماء. فما هذه المواد؟ وما التركيب الكيميائي لكل منها؟ وما الدور الحيوي الذي تقوم به هذه المواد في الجسم؟

١- الدهون

تشكل الدهون جزءًا أساسيًا من غذائنا اليومي، فنحن نستخدم أنواعًا مختلفة منها في إعداد الأطعمة والحلويات، فبعض الدهون يكون صلبًا على شكل دهن في درجة حرارة الغرفة، مثل الزبدة والسمن. وبعضها الآخر يكون سائلًا على شكل زيت كزيت الصويا وزيت الزيتون. وقد ارتبط مفهوم الدهون في أذهان كثير من الناس بالسمنة والمضار الناتجة عنها، فهل جميع هذه المواد ضار بالجسم؟ أم أن منها ما هو مفيد لأجسامنا؟ وما وحدات البناء الأساسية المكونة لها؟ لتعرّف ذلك، ادرس المعادلة العامة الآتية التي تمثل تكوين مول من الدهن في وسط حمضي، ثم أجب عن الأسئلة التي تليها:



● ما عدد الحموض الدهنية اللازمة للتفاعل؟

● ما عدد مجموعات الهيدروكسيل OH في الغليسرول؟

● ما العائلة العضوية التي ينتمي إليها المركب الناتج؟

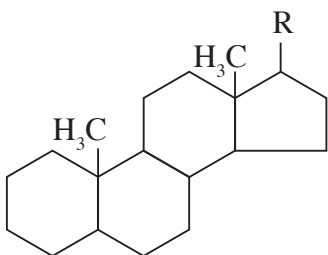
تُعد الدهون من الإسترات، إذ يحتوي مولاً واحداً منها على ثلاث مجموعات إسترية؛ لذا تسمى الدهون الإسترات الثلاثية، ويطلق عليها اسم ثلاثي الغليسرأيد، فهي تتكوّن من اتحاد ثلاثة مولات من حموض دهنية متشابهة أو مختلفة مع مول واحد من الغليسرول الذي يحتوي على ثلاث مجموعات هيدروكسيل OH. وتجدر الإشارة هنا، إلى أن الحموض الدهنية هي حموض عضوية كربوكسيلية يزيد فيها عدد ذرات الكربون عادة على (١٢) ذرة، وقد تكون مشبعة أو غير مشبعة.

تتميز الدهون بأنها مركبات عضوية غير قطبية ترتبط فيما بينها بقوى لندن الضعيفة، الأمر الذي يفسّر سبب انخفاض درجة انصهارها مقارنة بالسكريات والبروتينات، وتعتمد درجة انصهارها على نوع الحموض الدهنية المكوّنة لها.

تعد الدهون المصدر الرئيس الثاني للطاقة في أجسام الحيوانات وجسم الإنسان، فهي تخزن الكميات الزائدة منه في خلايا الجسم وأنسجته على شكل طبقات دهنية تحت الجلد، وتُعرف بالأنسجة الدهنية، ويتركز وجودها في منطقة البطن، وحول الأعضاء الداخلية، مثل القلب والكليتين والرئتين، وتعمل هذه الطبقات على حماية هذه الأعضاء من الصدمات الخارجية، كما أنها تشكل عازلاً للحرارة بين الجسم والوسط الخارجي. وأما النباتات فإنها تخزن الدهون في بذورها وثمارها على شكل زيوت، تعرف بالزيوت النباتية.

٢- الستيرويدات

لعلك سمعت أحداً من كبار السن يشتكي من زيادة نسبة الكوليسترول في دمه، وأن ذلك قد تسبب له بتصلب الشرايين، فما الكوليسترول؟ وإلى أي نوع من المركبات ينتمي؟ ينتمي الكوليسترول إلى مجموعة من المركبات العضوية الحيوية التي تسمى ستيرويدات، وهو يدخل في تركيب الأغشية الخلوية، وبعض الفيتامينات مثل فيتامين (د)، وبعض الهرمونات مثل هرموني الإستروجين، والتستوستيرون، فما التركيب الكيميائي للستيرويدات؟ وما أهميتها الحيوية للجسم؟ لتعرّف ذلك، ادرس الشكل (٤-٢٣)، الذي يمثل التركيب العام للستيرويدات، ثم أجب عن الأسئلة التي تليه:



الشكل (٤-٢٣): التركيب العام للستيرويدات.

- ما عدد الحلقات في التركيب العام للستيرويدات؟
- ما عدد الحلقات السداسية في الشكل؟
- ما عدد الحلقات الخماسية في الشكل؟

يتضح من الشكل أن الستيرويدات تتكون بشكل أساسي من أربع حلقات مرتبطة معاً، ثلاث منها سداسية وواحدة خماسية، إضافة إلى سلسلة هيدروكربونية (R-) تختلف من ستيرويد لآخر. وتعد الستيرويدات نوعاً من

أنواع الليبيدات؛ وهي تتميز بأنها لا تذوب في الماء، ولكنها تذوب في المذيبات العضوية غير القطبية مثل الدهون؛ لذا فهي تخزن في الأنسجة الدهنية في الجسم. ومن الجدير بالذكر أن معظم الستيرويدات يتم تكوينها في الجسم، فالكبد ينتج ٧٠٪ تقريبًا من حاجة الجسم من الكوليسترول، وهو مركب وسطي يستفاد منه في تكوين الستيرويدات الأخرى. ورغم حاجة الجسم للكوليسترول، إلا أن زيادة نسبته في الدم تؤدي إلى ترسبه في الأوعية الدموية، فيسبب ذلك تصلبها، فيعيق حركة الدم في هذه الأوعية، فيتخثر ويكوّن ما يعرف بالجلطة الدموية.



■ لا تؤدي الحمية الغذائية إلى خفض سريع لنسبة الكوليسترول في الدم. فسّر ذلك.



فيتامين (د)

يعد فيتامين (د) من الفيتامينات الهامة للجسم، ويتم بناؤه من الكوليسترول في الجلد عند التعرض لأشعة الشمس؛ لذا يطلق عليه فيتامين الشمس، وهو الفيتامين المسؤول عن زيادة امتصاص الأمعاء للكالسيوم. وبشكل عام فإن نقص فيتامين (د) في الجسم يسبب انخفاضاً في امتصاص الكالسيوم؛ مما يسبب الكساح عند الأطفال، ولين العظام وهشاشتها عند البالغين. كما يؤدي نقصه إلى الإصابة بالاكتهاب، وزيادة فرصة الإصابة بارتفاع كوليسترول الدم والإصابة بتصلب الشرايين؛ مما قد يسبب ارتفاع ضغط الدم.



ويمكن تعويض نقص فيتامين (د) عن طريق الغذاء، وبعض المُستحضرات الدوائية. ويعد صفار البيض، والكبد، والأسماك البحرية، كالسلمون والتونة من أنواع الطعام الغنيّة بفيتامين (د). كما يتوافر هذا الفيتامين على شكل مُستحضرات دوائية، أو ما يسمى متممات غذائية، تعطى للأشخاص الذين لا يستطيعون الحصول على كمية كافية منه عن طريق الغذاء أو التعرّض لضوء الشمس.

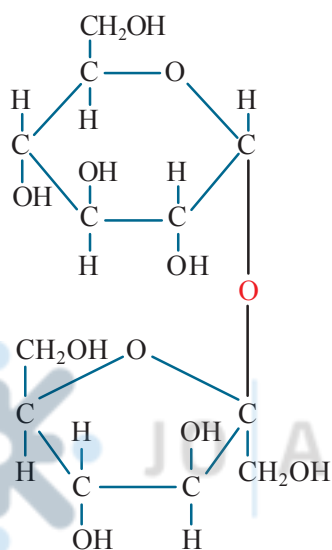
الشكل (٤-٢٤): مستحضرات دوائية لفيتامين (د).

للاستزادة يمكنك الرجوع إلى الشبكة المعلوماتية مستعيناً بالعبارة

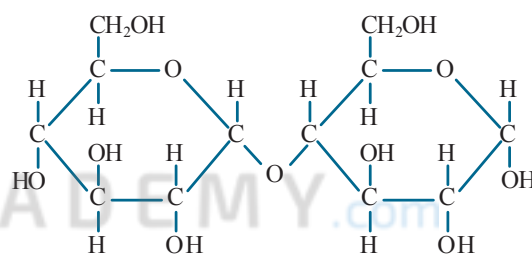
المفتاحية الآتية: فيتامين د، Vitamin D

أسئلة الفصل

- (١) وضح المقصود بكل من:
السكريات، البروتينات، الليبيدات.
- (٢) ما وحدة البناء الأساسية في كل من المركبات الآتية:
البروتينات ، السليلوز، الغلايكوجين؟
- (٣) الشكل (٤-٢٥) يبين تركيب كل من السكرين الثنائيين: المالتوز و السكروز. تمعن الشكل، ثم أجب عن الأسئلة التي تليه:



السكروز



المالتوز

الشكل (٤-٢٥): تركيب سكري المالتوز والسكروز.

- أ (ما عدد الحلقات المكونة لكل منهما؟
- ب) ما نوع وحدات البناء الأساسية المكونة لكل منهما؟
- ج) ما نوع الرابطة الغلايكوسيدية بين الوحدتين في كل منهما؟
- ٤) قارن بين الغلوكوز والفركتوز من حيث:
- أ (المجموعة الوظيفية للبناء المفتوح لكل منهما.
- ب) عدد ذرات الكربون في كل منهما.
- ج) شكل الحلقات لكل منهما (خماسية أم سداسية).

٥) إذا كان لديك المركبات الآتية: α -غلو كوز، حمض أميني، حمض دهني، الأميلوز، السكروز، السيليلوز، فاستخرج منها مركبًا:

أ) يدخل في تكوين الغلايكوجين.

ب) يدخل في تكوين ثلاثي غليسرايد.

ج) يتفكك إلى وحدتين من السكر الأحادي.

د) ترتبط وحداته الأساسية برابطة غلايكوسيدية (β - ١ : ٤).

هـ) يوجد في محلوله المائي على شكل أيون مزدوج.

و) وحدات بنائه الأساسية α - غلو كوز.

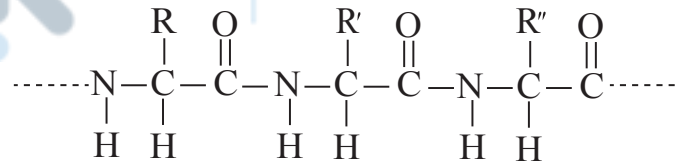
٦) قارن بين البروتين والأميلوبكتين والدهن من حيث:

أ) نوع وحدات البناء الأساسية في كل منها.

ب) نوع الروابط بين وحدات البناء الأساسية في كل منها.

ج) الوظيفة الحيوية لكل منها.

٧) ادرس سلسلة البروتين المبينة في الشكل الآتي، ثم أجب عن الأسئلة التي تليها:



أ) ما عدد الحموض الأمينية الظاهرة في السلسلة؟

ب) ما نوع الروابط بين وحدات البناء الأساسية في السلسلة؟ وما عددها؟

ج) ما عدد جزيئات الماء الناتجة عن ارتباط الحموض الأمينية المبينة في السلسلة؟

د) ما نوع الروابط بين أجزاء سلسلة البروتين؟

٨) فسر ما يأتي:

أ) تؤدي زيادة نسبة الكوليسترول في الدم إلى الإصابة بالجلطة.

ب) يسمى فيتامين (د) فيتامين الشمس.

ج) يشكل السيليلوز الهيكل الدعامي للنبات.

أسئلة الوحدة

(١) اختر الإجابة الصحيحة لكل فقرة من الفقرات الآتية:

(١) المركب الناتج عن اختزال بروبانون $\text{CH}_3\overset{\text{O}}{\parallel}\text{CCH}_3$ بوجود Ni هو:

أ (بروبانال $\text{CH}_3\text{CH}_2\overset{\text{O}}{\parallel}\text{C}-\text{H}$)
 ب (٢- بروبانول $\text{CH}_3\overset{\text{OH}}{\mid}\text{CHCH}_3$)

ج (حمض بروبانويك $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOH}$) د (١- بروبانول $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$)

(٢) أي أنواع المركبات الآتية يُكشف عنه بمحلول تولينز؟

أ (هاليدات الألكيل .
 ب (الكحولات .
 ج (الألددهيدات .
 د (الكيتونات .

(٣) المركب الناتج من إضافة ٢ مول HCl إلى بروبين $(\text{CH}_3\text{C}\equiv\text{CH})$ هو:

أ ($\text{CH}_3\text{CCl}_2\text{CH}_3$)
 ب ($\text{CH}_3\text{CHClCH}_2\text{Cl}$)

ج ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CHCl}_2$) د ($\text{CH}_2\text{ClCH}_2\text{CH}_2\text{Cl}$)

(٤) يعد التفاعل الآتي مثلاً على تفاعلات:



أ (هليجنة .
 ب (هدرجة .

ج (استبدال .
 د (حذف .

(٥) عند تفاعل مركب غرينيارد CH_3MgCl مع $\text{CH}_3-\overset{\text{O}}{\parallel}\text{C}-\text{H}$ ثم إضافة HCl؛ فإن المركب

الناتج هو:

أ ($\text{CH}_3\overset{\text{OH}}{\mid}\text{CHCH}_3$)
 ب ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$)

ج ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$) د (CH_3OH)

(٦) الغاز المتصاعد عند تفاعل الحمض الكربوكسيلي مع NaHCO_3 هو:

أ (H_2) ب (CO_2) ج (O_2) د (CO)

(٧) أي أزواج المركبات الآتية يمكن استخدام Br_2 المذاب في CCl_4 للتمييز بينهما؟
 (أ) الألكانات والكحولات. (ب) الحموض الكربوكسيلية والإسترات.
 (ج) الألدهيدات والكيتونات. (د) الألكينات والألكانات.

(٨) الكحول الذي شارك في تكوين الإستر الآتي $CH_3CH_2COCH_2CH_3$ هو:

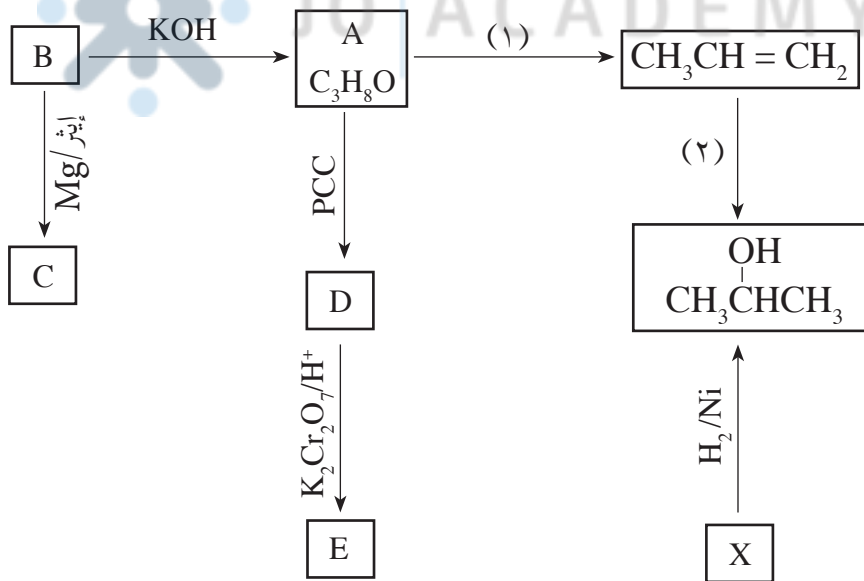


(٩) المركب الذي يتكون من الوحدة البنائية β - غلو كوز هو:

(أ) الغلايكوجين. (ب) السليلوز. (ج) الأميلوز. (د) الأميلوبكتين.
 (١٠) يعد الكوليسترول من:

(أ) البروتينات. (ب) الكربوهيدرات. (ج) الدهون. (د) الستيرويدات.

(٢) تتبع المخطط الآتي، ثم أجب عن الأسئلة التي تليه:



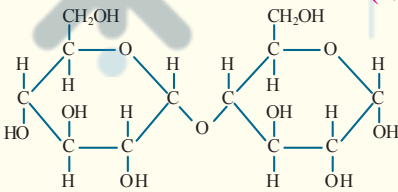
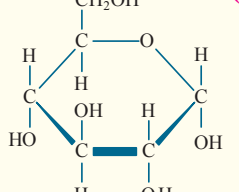
(أ) ما الصيغ البنائية للمركبات العضوية A ، B ، C ، D ، E ، X ؟

(ب) ما دلالة الأرقام (١) ، (٢) في المخطط؟

(ج) اكتب معادلة كيميائية تمثل تحويل المركب A إلى B ثم بين نوع التفاعل.

(د) اكتب صيغة الناتج العضوي لتفاعل C مع D متبوعاً بـ HCl .

- ٣) ثلاثة أنابيب اختبار يحتوي أحدهما على بروبانال $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}=\text{O}$ ، والثاني على حمض إيثانويك CH_3COOH ؛ والثالث على بيوتانون $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{C}(\text{O})\text{CH}_3$ ولكن الاسم الدال على كل منها غير ظاهر. اقترح طريقة لتحديد المركب الموجود في كل أنبوب، مستعيناً بالمعادلات المناسبة؟
- ٤) إذا علمت أن جزءاً من سلسلة عديد ببتيد يتكوّن من عشرة حموض أمينية، فأجب عن الأسئلة الآتية:
- أ) ما نوع الروابط التي تربط بين هذه الحموض في السلسلة؟
- ب) ما عدد الروابط التي تربط بين هذه الحموض في السلسلة؟
- ج) ما عدد جزيئات الماء الناتجة عن ترابطها؟
- ٥) يتضمن الجدول الآتي صيغاً كيميائية لعدد من المركبات العضوية الحيوية المرقمة من (١) إلى (٦):

(٣) $\begin{array}{c} \text{O} \quad \text{H} \\ \parallel \quad \\ \text{CH}_3-\text{CH}-\text{C}-\text{N}-\text{CH}-\text{COOH} \\ \quad \\ \text{NH}_2 \quad \text{CH}_3 \end{array}$	(٢) $\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{CH}_3-\text{CH}-\text{C}-\text{OH} \\ \\ \text{NH}_2 \end{array}$	(١) $\begin{array}{c} \text{CH}_2-\text{CH}-\text{CH}_2 \\ \quad \quad \\ \text{OH} \quad \text{OH} \quad \text{OH} \end{array}$
(٦) 	(٥) $\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_{16}-\text{COOH}$	(٤) 

- اعتماداً على الجدول، اكتب رقم المركب العضوي الذي:
- أ) ترتبط وحداته برابطة غلايكوسيدية .
- ب) يحتوي على رابطة ببتيدية.
- ج) يتفاعل مع ثلاثة حموض دهنية لتكوين دهن.
- د) يوجد في المحلول على شكل أيون مزدوج.
- هـ) يعدّ السكر الرئيس في دم الإنسان.
- ٦) مستخدماً الميثان CH_4 والبروبين $\text{CH}_3\text{CH}=\text{CH}_2$ وأي مواد غير عضوية أخرى، اكتب معادلات كيميائية تبين كيف يمكن تحضير المركب $\text{CH}_3\text{OCH}(\text{CH}_3)_2$.

قائمة المصطلحات

المصطلح باللغة العربية	المصطلح باللغة الإنجليزية	المدلول
الأزواج المترافقة	Conjugate Acid-Base pair	الحمض والقاعدة المتكوّنان نتيجة استقبال البروتونات ومنحها في التفاعل.
الاختزال	Reduction	كسب الإلكترونات، أو النقصان في عدد التأكسد.
الأيون المزدوج	Zwitterion	شكل الحمض الأميني الناتج عن منح مجموعة الكربوكسيل فيه البروتون لمجموعة الأمين.
الأيون المشترك	Common ion	أيون ينتج من تأين مادتين مختلفتين في محلول واحد (حمض ضعيف وملحه أو قاعدة ضعيفة وملحها).
البروتينات	Protein	مبلمرات طبيعية وحدات بنائها الأساسية حموض أمينية.
التأكسد	Oxidation	فقد الإلكترونات، أو الزيادة في عدد التأكسد.
التأكسد والاختزال الذاتي	Autoxidation - Reduction	سلوك المادة كعامل مؤكسد وكعامل مختزل في التفاعل نفسه.
التأين الذاتي للماء	Autoionization of Water	سلوك بعض جزيئات الماء كحمض وبعضها كقاعدة في الماء النقي.
التحليل الكهربائي	Electrolysis	إمرار تيار كهربائي في محلول أو مصهور مادة كهربية؛ لإحداث تغير كيميائي.
التصادم الفعال	Effective Collision	التصادم الذي يؤدي إلى تكوين نواتج.
التصبن	Saponification	عملية تفكك الإستر بالتسخين مع محلول قاعدة قوية مثل NaOH؛ لإنتاج ملح الحمض الكربوكسيلي والكحول.
تفاعل الاختزال	Reduction Reaction	تفاعل يتم فيه زيادة محتوى الهيدروجين في المركب، أو نقص محتوى الأكسجين.

تفاعل يتم فيه استبدال ذرة (أو مجموعة ذرات) بذرة (أو مجموعة ذرات) في مركب ما.	Substitution Reaction	تفاعل الاستبدال
تفاعل الحمض الكربوكسيلي مع الكحول، بوجود حمض قوي لإنتاج الإستر.	Esterification Reaction	تفاعل الأسترة
تفاعل يتم بين مادتين لإنتاج مادة واحدة؛ باستخدام جميع الذرات من المادتين.	Addition Reaction	تفاعل الإضافة
تفاعل يتم فيه حذف جزيء ماء من الكحول أو جزيء حمض HX من هاليد الألكيل؛ لتكوين هيدروكربون غير مشبع كالألكين.	Elimination Reaction	تفاعل الحذف
تفاعل يتم فيه زيادة محتوى الأكسجين في المركب، أو نقص محتوى الهيدروجين.	Oxidation Reaction	تفاعل التأكسد
تفاعل يتم فيه إضافة الهيدروجين إلى مركب غير مشبع؛ للحصول على مركب مشبع.	Hydrogenation Reaction	تفاعل الهدرجة
تفاعل أيونات الملح مع الماء؛ لإنتاج H_3O^+ أو OH^- أو كلاهما.	Hydrolysis	تميّه
مركبات عضوية حيائية، تتكوّن من اتحاد مول من الغليسرول مع ثلاث مولات من حموض دهنية.	Triglyceride	ثلاثي غليسرايد
ميل القطب للاختزال عندما يكون تركيز المذاب ١ مول/لتر وضغط الغاز ١ ض.ج، وعند درجة حرارة ٢٥°س.	Standard Reduction Potential	جهد الاختزال المعياري
مقياس للقوة الدافعة الكهربائية التي تنشأ، بسبب الاختلاف في فرق الجهد بين قطبي الخلية في الظروف المعيارية .	Standard Cell Potensial	جهد الخلية المعياري
مادة تُنتج أيون الهيدروجين H^+ عند إذابتها في الماء.	Arrhenius acid	حمض أرهينيوس

حمض برونستد - لوري	Bronsted-Lowry acid	مادة (جزيئات أو أيونات) قادرة على منح البروتون (مانح للبروتون) لمادة أخرى في التفاعل.
حمض دهني	Fatty acid	حمض عضوي كربوكسيلي ذو سلسلة كربونية طويلة، يزيد عدد ذرات الكربون فيها عن ١٢ ذرة.
حمض لويس	Lewis Acid	مادة تستطيع أن تستقبل زوجاً أو أكثر من الإلكترونات غير الرابطة من مادة أخرى، لاحتوائها على أفلاك فارغة.
حمض مرافق	Conjugate Acid	مادة تنتج عن استقبال القاعدة للبروتون.
خلية غلفانية	Galvanic Cell	أداة أو جهاز يحدث فيه تفاعلات تأكسد واختزال بشكل تلقائي لإنتاج طاقة كهربائية.
رابطة ببتيدية	Peptide bond	رابطة تنشأ بين مجموعة كربوكسيل من حمض أميني ومجموعة أمين من حمض أميني آخر.
رتبة التفاعل للمادة	Reaction Order	قيمة عددية صحيحة أو كسرية، تبين أثر التركيز في سرعة التفاعل وتعتمد على طريقة سير التفاعل، ويمكن حسابها من التجربة العملية.
رقم هيدروجيني	Hydrogen Number .	اللوغاريتم السالب للأساس ١٠ لتركيز أيون الهيدرونيوم H_3O^+ في المحلول.
سرعة ابتدائية	Initial Rate	سرعة التفاعل لحظة خلط المواد المتفاعلة في بداية التفاعل أي عند الزمن صفر.
سرعة لحظية	Instantaneous Rate	سرعة التفاعل عند زمن معين خلال سير التفاعل.
طاقة التنشيط	Activation Energy (Ea)	هي الحد الأدنى من الطاقة الذي يجب توافره، لكسر الروابط بين ذرات المواد المتفاعلة كي تتفاعل وتكوّن نواتج.

المادة التي يحدث لها تأكسد في التفاعل، وتتسبب في اختزال غيرها.	Reducing Agent	عامل مختزل
المادة التي يحدث لها اختزال في التفاعل، وتتسبب في تأكسد غيرها.	Oxidizing Agent	عامل مؤكسد
الشحنة الفعلية لأيون الذرة في المركبات الأيونية، أما في المركبات الجزيئية فهو الشحنة التي يُفترض أن تكتسبها الذرة المكونة للرابطة التساهمية مع ذرة أخرى، فيما لو كسبت الذرة التي لها أعلى كهروسلبية إلكترونات الرابطة كلياً وخسرت الأخرى هذه الإلكترونات.	Oxidation Number	عدد التأكسد
هي مواد تزيد من سرعة التفاعلات الكيميائية من دون أن تستهلك أثناء التفاعل.	Catalysts	عوامل مساعدة
مادة تنتج أيون الهيدروكسيد OH^- عند إذابتها في الماء.	Arrhenius Base	قاعدة أرهينيوس
مادة (جزيئات أو أيونات) قادرة على استقبال البروتون (مستقبل للبروتون).	Bronsted-Lowry Base	قاعدة برونستد - لوري
مادة تمنح زوجاً أو أكثر من الإلكترونات غير الرابطة لمادة أخرى.	Lewis Base	قاعدة لويس
عند إضافة مركب قطبي إلى الرابطة الثنائية في ألكين غير متماثل؛ فإن الهيدروجين من المركب المضاف يرتبط بذرة كربون الرابطة الثنائية المرتبطة بأكبر عدد من ذرات الهيدروجين.	Markovnikov's Rule	قاعدة ماركوفنيكوف
مادة تنتج عن منح الحمض للبروتون.	Conjugate Base	قاعدة مرافقة
علاقة رياضية تبين العلاقة بين سرعة التفاعل وتراكيز المواد المتفاعلة.	Rate Law	قانون سرعة التفاعل

قطب مرجعي يمكن استخدامه لمعرفة جهد الاختزال المعياري لقطبي الخلية الغلفانية، عندما يكون تركيز أيونات المذاب ١ مول/لتر وضغط الغاز ١ ض.ج، وعند درجة حرارة ٢٥°س.	Standard Hydrogen Electrode	قطب الهيدروجين المعياري
أنبوب زجاجي على شكل حرف U يحوي محلولاً مشبعاً لأحد الأملاح يصل بين قطبي الخلية الغلفانية؛ لحفظ التوازن الكهربائي للشحنات.	Salt Bridge	قنطرة ملحية
مركبات يدخل في تركيبها الكربون والهيدروجين والأكسجين.	Carbohydrate	كربوهيدرات
مركبات عضوية حيائية تذوب في المذيبات العضوية غير القطبية.	Lipids	ليبيدات
محلول يقاوم التغير في الرقم الهيدروجيني (pH)، عند إضافة كمية قليلة من حمض قوي أو قاعدة قوية إليه.	Buffer Solution	محلول منظم
المركب الناتج من تفاعل هاليد الألكيل مع المغنيسيوم بوجود الإيثر.	Grignard Reagent	مركب غرينيارد
القطب الذي تحدث عنده عملية التأكسد في الخلايا الكهركيميائية.	Cathode	مصعد
التغير في كميات إحدى المواد المتفاعلة أو الناتجة في وحدة زمن.	Rate of Chemical Reaction	معدل سرعة التفاعل
بناء غير مستقر بين المواد المتفاعلة والمواد الناتجة له طاقة وضع عالية.	Activated Complex	معقد منشط
مادة أيونية تنتج من تفاعل الحمض مع القاعدة.	Salt	ملح
القطب الذي تحدث عنده عملية الاختزال في الخلايا الكهركيميائية.	Anode	مهبط

أولاً: المراجع العربية

- ١- حسن أنور، مدخل إلى الكيمياء الحيوية العملية، دار صفاء للنشر، الطبعة الأولى، ٢٠٠٥
- ٢- د. خليل حسام ، موسوعة الكيمياء الشاملة، دار أسامة للنشر، جزء ٢، ٢٠٠٩
- ٣- أ.د. صالح محمد، د. صابر محمد، د. عثمان عثمان، أسس ومبادئ الكيمياء، جزء ٢، الدار العربية للنشر، ٢٠٠٠

ثانياً: المراجع الاجنبية

- 1- Bettelheim, Brown, March, **Introduction to General, Organic and Biochemistry**, 6th Ed., Harcourt, 2001.
- 2- Bewick-Edge- Forsythe-Parsons, **Chemistry**, CK-12 Foundation, 2009.
- 3- Brady, **General Chemistry Principles And Structure**, 5th Ed., Wiley, 1990.
- 4- Brady, Russell, Holum, **Chemistry Matter and its Changes**, 3rd Ed., Wiley, 2000.
- 5- Brown, lemay, Bursten, Murphy, **Chemistry the Central Science**, 11th Ed., Pearson, 2009.
- 6- Campbell, Neila and Others, **Biology aglobal approach**, pearson education Ltd, 10th Ed., 2015.
- 7- Catherine E. Housecroft and Alan G. Sharpe, **Inorganic Chemistry**, 4th Ed., Pearson, 2012.
- 8- Clark, J., **Longman GCSE Chemistry**. 2nd Ed., Harlow: Pearson Education, 2003.
- 9- Ebbing Gammon, **General Chemistry**, 10th Ed., Houghton Mifflin Company, 2011.
- 10- Farrell, Campbell, **Biochemistry**, Thomson Brooks/Cole, 2006.
- 11- McMurry, John, **Organic Chemistry**, 6th Ed., Thomson Brooks/Cole, 2004.
- 12- Moran, laurence, **Principles of Biochemistry**, 5th Ed., Pearson, 2012.
- 13- Myers, Thomas, Oldham, **Chemistry**, Online Ed., Holt, Rinehart Winston, 2006.
- 14- Ronald, **MicroBiology Fundamentals and Applications**, 2009.
- 15- Sherman, A., Sherman, S.J., Russikoff, L., **Basic Concepts of Chemistry**, 5th Ed., Boston: Houghton Mifflin Company, 1992.
- 16- Solomons Fryhle, **Organic Chemistry**, 8th Ed., Wiley, 2004.
- 17- Stevens, Zumdahl, **Chemistry**, 8th Ed., Houghton Mifflin Company, 2010.
- 18- Stoker, H. S., **Introduction to Chemical Principles**, 6th Ed., New Jersey: Prentice Hall, 1999.
- 19- Uno Kask, J., David Rawn, **General Chemistry**, Brown Communications, 1993.
- 20- Wilbraham-Staley-Matta-Waterman, **Prentice Hall Chemistry**, Teachers Edition, Pearson, 2008.

فلزات

القلويات

القلويات الترابية

العناصر الانتقالية

فلزات أخرى

لا فلزات

هيدروجين

أشباه موصلات

لا فلزات أخرى

هالوجينات

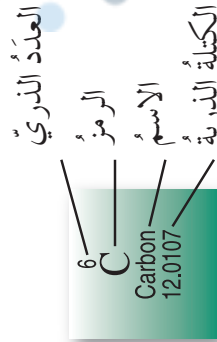
الغازات النبيلة

العدد الذري

الرمز

الاسم

الكتلة الذرية



VIII A

1 H Hydrogen 1.007 94	2 He Helium 4.002 602	3 Li Lithium 6.941	4 Be Beryllium 9.012 182	5 B Boron 10.811	6 C Carbon 12.0107	7 N Nitrogen 14.006 74	8 O Oxygen 15.999 4	9 F Fluorine 18.998 4032	10 Ne Neon 20.179 7
11 Na Sodium 22.989 770	12 Mg Magnesium 24.305 0	13 Al Aluminum 26.981 538	14 Si Silicon 28.085 5	15 P Phosphorus 30.973 761	16 S Sulfur 32.066	17 Cl Chlorine 35.452 7	18 Ar Argon 39.948	35 Br Bromine 79.904	36 Kr Krypton 83.80
19 K Potassium 39.098 3	20 Ca Calcium 40.078	21 Sc Scandium 44.955 910	22 Ti Titanium 47.867	23 V Vanadium 50.941 5	24 Cr Chromium 51.996 1	25 Mn Manganese 54.938 049	26 Fe Iron 55.845	27 Co Cobalt 58.933 200	28 Ni Nickel 58.693 4
37 Rb Rubidium 85.468	38 Sr Strontium 87.62	39 Y Yttrium 88.905 85	40 Zr Zirconium 91.224	41 Nb Niobium 92.906 38	42 Mo Molybdenum 95.94	43 Tc Technetium 98	44 Ru Ruthenium 101.07	45 Rh Rhodium 102.905 50	46 Pd Palladium 106.42
55 Cs Cesium 132.905 45	56 Ba Barium 137.327	57 La Lanthanum 138.905 5	58 Ce Cerium 140.116	59 Pr Praseodymium 140.907 65	60 Nd Neodymium 144.24	61 Pm Promethium (145)	62 Sm Samarium 150.36	63 Eu Europium 151.964	64 Gd Gadolinium 157.25
87 Fr Francium (223)	88 Ra Radium (226)	89 Ac Actinium (227)	90 Th Thorium 232.038 1	91 Pa Protactinium 231.036 88	92 U Uranium 238.028 9	93 Np Neptunium (237)	94 Pu Plutonium (244)	95 Am Americium (243)	96 Cm Curium (247)
103 Lr Lawrencium (262)	104 Rf Rutherfordium (261)	105 Db Dubnium (262)	106 Sg Seaborgium (263)	107 Bh Bohrium (264)	108 Hs Hassium (265)	109 Mt Meitnerium (268)	110 Ds Darmstadtium (269)	111 Rg Roentgenium (272)	112 Cn Copernicium (277)
71 Lu Lutetium 174.967	72 Hf Hafnium 178.49	73 Ta Tantalum 180.947 9	74 W Tungsten 183.84	75 Re Rhenium 186.207	76 Os Osmium 190.23	77 Ir Iridium 192.217	78 Pt Platinum 195.078	79 Au Gold 196.966 55	80 Hg Mercury 200.59
51 Sb Antimony 121.760	52 Te Tellurium 127.60	53 I Iodine 126.904 47	54 Xe Xenon 131.29	81 Tl Thallium 204.383 3	82 Pb Lead 207.2	83 Bi Bismuth 208.980 38	84 Po Polonium (209)	85 At Astatine (210)	86 Rn Radon (222)
33 As Arsenic 74.921 60	34 Se Selenium 78.96	35 Br Bromine 79.904	36 Kr Krypton 83.80	49 In Indium 114.818	50 Sn Tin 118.710	51 Sb Antimony 121.760	52 Te Tellurium 127.60	53 I Iodine 126.904 47	54 Xe Xenon 131.29
115 Mc Moscovium (288)	116 Lv Livermorium (293)	117 Ts Tennessine (293)	118 Og Oganesson (294)	113 Nh Nihonium (278)	114 Fl Flerovium (289)	115 Mc Moscovium (288)	116 Lv Livermorium (293)	117 Ts Tennessine (293)	118 Og Oganesson (294)

70 Yb Ytterbium 173.04	69 Tm Thulium 168.934 21	68 Er Erbium 167.26	67 Ho Holmium 164.930 32	66 Dy Dysprosium 162.50	65 Tb Terbium 158.925 34	64 Gd Gadolinium 157.25	63 Eu Europium 151.964	62 Sm Samarium 150.36	61 Pm Promethium (145)
102 No Nobelium (259)	101 Md Mendelevium (258)	100 Fm Fermium (257)	99 Es Einsteinium (252)	98 Cf Californium (251)	97 Bk Berkelium (247)	96 Cm Curium (247)	95 Am Americium (243)	94 Pu Plutonium (244)	93 Np Neptunium (237)
103 Lr Lawrencium (262)	104 Rf Rutherfordium (261)	105 Db Dubnium (262)	106 Sg Seaborgium (263)	107 Bh Bohrium (264)	108 Hs Hassium (265)	109 Mt Meitnerium (268)	110 Ds Darmstadtium (269)	111 Rg Roentgenium (272)	112 Cn Copernicium (277)

