





الكيمياء

الصف الثاني عشر - المسار الأكاديمي

الفصل الدراسي الثاني

كتاب الطالب

12

فريق التأليف

د. موسى عطا الله الطراونة (رئيسًا)

بلال فارس محمود

تيسير أحمد الصبيحات

جميلة محمود عطية

الناشر: المركز الوطني لتطوير المناهج والتقويم

يسرُّ المركز الوطني لتطوير المناهج والتقويم استقبال آرائكم وملحوظاتكم على هذا الكتاب عن طريق العناوين الآتية:

06-5376262 / 237 06-5376266 P.O.Box: 2088 Amman 11941

@nccdjor feedback@nccd.gov.jo www.nccd.gov.jo

قـرَّرت وزارة التربيـة والتعليـم وتنميـة المـوارد البشريـة تدريـس هـذا الكتاب في مـدارس المملكـة الأردنية الهاشـمية جميعهـا، بناءً على قـرار المجلـس الأعلى للمركـز الوطني لتطوير المناهج والتقويم في جلسـته رقـم (2025/7)، تاريخ 2025/9/15 م، وقـرار مجلس التربية والتعليـم وتنميـة المـوارد البشرية رقـم (2025/163)، تاريـخ 2025/10/15 م، بدءًا مـن العام الـدراسي 2025 / 2026 م.

© HarperCollins Publishers Limited 2025.
- Prepared Originally in English for the National Center for Curriculum Development and Evaluation. Amman - Jordan
- Translated to Arabic, adapted, customised and published by the National Center for Curriculum Development and Evaluation. Amman - Jordan

ISBN: 978 - 9923 - 86 - 396 - 1

المملكة الأردنية الهاشمية
رقم الإيداع لدى دائرة المكتبة الوطنية
(2025/12/7315)

بيانات الفهرسة الأولية للكتاب:

عنوان الكتاب	الكيمياء، كتاب الطالب: الصف الثاني عشر، المسار الأكاديمي، الفصل الدراسي الثاني
إعداد / هيئة	الأردن. المركز الوطني لتطوير المناهج والتقويم
بيانات النشر	عمان: المركز الوطني لتطوير المناهج والتقويم، 2025
رقم التصنيف	375.001
الواصفات	/ تطوير المناهج/ / المقررات الدراسية/ / مستويات التعليم/
الطبعـة	الطبعـة الثانية، مزيدة ومنقحة

يتحمل المؤلف كامل المسؤولية القانونية عن محتوى مصنفه، ولا يعبّر هذا المصنف عن رأي دائرة المكتبة الوطنية.

المراجعة والتعديل

تيسـير أحمـد الصبيحـات — جميـلـة محمود عـطيـة — د. فـداء فايـز العضايلـة

المراجعة التربوية

أ.د. عبدالسلام موسى العديلي

التصميم والإخراج

نايف محمد أمين مراشدة

التحرير اللغوي

محمد صالح شنيور

All rights reserved. No part of this publication may be reproduced, sorted in retrieval system, or transmitted in any form by any means, electronic, mechanical, photocopying, recording or otherwise , without the prior written permission of the publisher or a license permitting restricted copying in the United Kingdom issued by the Copyright Licensing Agency Ltd, Barnard's Inn, 86 Fetter Lane, London, EC4A 1EN.
British Library Cataloguing -in- Publication Data
A catalogue record for this publication is available from the Library.

الطبعة الأولى 1447 هـ / 2025 م
الطبعة الثانية 1448 هـ / 2026 م

منهاجي
متعة التعليم الهادف

قائمة المحتويات

الموضوع ..... **الصفحـة**

المقدّمة 4

الوحدة الخامسة: الكيمياء الحركية **5**

التجربة الاستهلالية: مفهوم سرعة التفاعل الكيميائي 7

الدرس الأول: سرعة التفاعلات الكيميائية 8

الدرس الثاني: قوانين سرعة التفاعلات 21

الدرس الثالث: نظرية التصادم والعوامل المؤثرة في سرعة التفاعل 32

الإثراء والتوسّع: تقليل تلف الأطعمة 47

مراجعة الوحدة 48

الوحدة السادسة: الكيمياء الكهربائيّة **51**

التجربة الاستهلالية: تفاعل بعض الفِلِزّات مع حمض الهيدروكلوريك 53

الدرس الأول: التأكسد والاختزال 54

الدرس الثاني: الخلايا الجلفانيّة 70

الدرس الثالث: خلايا التحليل الكهربائي 95

الإثراءُ والتوسّع: إعادة تدوير البطاريات 105

مراجعة الوحدة 106

الوحدة السابعة: الكيمياء العضوية **111**

التجربة الاستهلالية: الكشف عن المجموعات الوظيفية في بعض المركبات العضوية 113

الدرس الأول: تفاعلات المركبات العضوية؛ الإضافة والحذف 114

الدرس الثاني: تفاعلات الاستبدال والتأكسد والاختزال 129

الإثراء والتوسّع: إنتاج حمض الفورميك من أكسدة الكتلة الحيوية 146

مراجعة الوحدة 147

مسرد المصطلحات 151

قيد الإعداد والمراجعة

بسم الله الرحمن الرحيم

المقدمة

الحمد لله ربّ العالمين، والصلاة والسلام على أشرف الأنبياء والمرسلين سيّدنا محمّد وعلى آله وصحبه أجمعين، وبعد:

فانطلاقًا من إيمان المملكة الأردنية الهاشمية الراسخ بأهمية تنمية قدرات الإنسان الأردني وتسليحه بالعلم والمعرفة، سعى المركز الوطني لتطوير المناهج والتقويم، بالتعاون مع وزارة التربية والتعليم وتنمية الموارد البشرية، إلى تحديث المناهج الدراسية وتطويرها؛ لتكون معينًا للطلبة على الارتقاء بمستواهم المعرفي، ومجاراة أقرانهم في الدول المتقدمة.

وَيُعَدُّ هذا الكتاب واحدًا من سلسلة كتب المباحث العلمية التي تُعْنى بتنمية المفاهيم العلمية، ومهارات التفكير وحَلِّ المشكلات، ودمج المفاهيم الحياتية والمفاهيم العابرة للمواد الدراسية، والإفادة من الخبرات الوطنية في عمليات الإعداد والتأليف وفق أفضل الطرائق المُتَّبَعة عالميًّا؛ لضمان انسجامها مع القيم الوطنية الراسخة، وتلبيتها حاجات طلبتنا والكوادر التعليمية.

وقد جاء هذا الكتاب مُحَقِّقًا لمضامين الإطار العام للمناهج الأردنية والإطار الخاص لمبحث العلوم، ومعاييرها، ومُؤشِّرات أدائها المُتمثِّلة في إعداد جيل محيط بمهارات القرن الحادي والعشرين، وقادر على مواجهة التحديات، ومُعتَزٍّ -في الوقت نفسه- بانتمائه الوطني. وتأسيسًا على ذلك، فقد اعتُمِدت دورة التعلُّم الخماسية المنبثقة من النظرية البنائية التي تمنح الطلبة الدور الأكبر في العملية التعلُّمية التعليمية، وتُوفِّر لهم فرصًا عديدةً للاستقصاء، وحَلِّ المشكلات، والبحث، واستخدام التكنولوجيا وعمليات العلم، فضلًا عن اعتماد منحى STEAM في التعليم الذي يُستعمَل لدمج العلوم والتكنولوجيا والهندسة والفن والعلوم الإنسانية والرياضيات في أنشطة الكتاب المتنوعة، وفي قضايا البحث.

يتألَّف الكتاب من ثلاث وحدات دراسية، هي: الكيمياء الحركية، والكيمياء الكهربائية، والكيمياء العضوية.

أُلحِقَ بكتاب الكيمياء كتابٌ للأنشطة والتجارب العملية، يحتوي على جميع التجارب والأنشطة الواردة في كتاب الطالب؛ لتساعد الطلبة على تنفيذها بسهولة، بدءًا بعرض الأساس النظري لكل تجربة، وبيان خطوات العمل وإرشادات السلامة، وانتهاءً بأسئلة التحليل والاستنتاج. وتضمّن الكتاب أيضًا أسئلة تفكير متنوعة؛ بُغْيَةَ تعزيز فهم موضوعات المادة، وتنمية التفكير الناقد.

ونحن إذ نُقدّمُ هذه الطبعةَ منَ الكتاب، فإنّا نأمَلُ أن يُسهِمَ في تحقيق الأهداف والغايات النهائيّة المنشودة لبناء شخصيّة الطالب/ الطالبة، وتنمية اتجاهات حُبّ التعلُّم ومهارات التعلُّم المستمرّ، فضلًا عن تحسين الكتاب بإضافة الجديد إلى محتواه، وإثراء أنشطته المتنوّعة، والأخذ بملاحظات المعلّمين والمعلمات.

والله ولي التوفيق

المركز الوطني لتطوير المناهج والتقويم

الوحدةُ 5

الكيمياء الحركية

Kinetic Chemistry



أتأمَّلُ الصورة

تتفاوت التفاعلات الكيميائية في زمن حدوثها، وتختلف سرعاتها تبعًا لذلك؛ فالصوديوم يتفاعل بسرعة كبيرة مع الماء كما يظهر في الصورة. هذه المشاهدة وغيرها؛ دفعت العلماء إلى البحث في اختلاف سرعة التفاعلات الكيميائية، وكيفية التحكم فيها لزيادة سرعتها أو إبطائها. فما المقصود بسرعة التفاعل الكيميائي؟ ولماذا تتفاوت التفاعلات الكيميائية في سرعة حدوثها؟ وما العوامل المؤثرة فيها؟

منهاجي
متعة التعليم الهادف

الفكرة العامّة:

تتفاوت التفاعلات الكيميائية في سرعات حدوثها، اعتمادًا على مجموعة من العوامل التي تؤدي إلى زيادة سرعة التفاعل أو إبطائها، ويمكن التحكم في سرعة التفاعل الكيميائي عن طريق ضبط تلك العوامل.

الدرس الأول: سرعة التفاعلات الكيميائية.

الفكرة الرئيسة: تقاس سرعة التفاعل الكيميائي من التجربة العملية؛ بتغير كميات المواد المتفاعلة أو الناتجة بمرور الزمن، وبالتالي يمكن حساب سرعة التفاعل من خلال حساب سرعة استهلاك مادة متفاعلة أو سرعة تكوّن مادة ناتجة خلال مدة زمنية محددة، وكذلك يمكن حساب سرعة التفاعل المتوسطة والابتدائية واللحظية من الرسم البياني.

الدرس الثاني: قوانين سرعة التفاعلات.

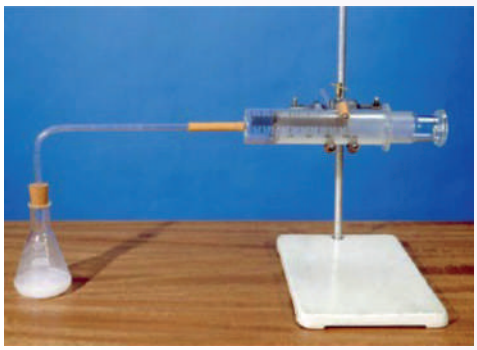
الفكرة الرئيسة: يصف قانون سرعة التفاعل الكيميائي العلاقة بين سرعة التفاعل وتراكيز المواد المتفاعلة؛ مرفوعةً لأسس محددة يجري التوصل إليها بالتجربة العملية.

الدرس الثالث: نظرية التصادم والعوامل المؤثرة في سرعة التفاعل.

الفكرة الرئيسة: تؤدي التصادمات الفعّالة بين جسيمات المواد المتفاعلة إلى حدوث التفاعل الكيميائي. وتتحدد سرعة التفاعل بعوامل عدة تؤدي إلى زيادتها أو إبطائها.

مفهوم سرعة التفاعل الكيميائي

المواد والأدوات: دورق مخروطي حجمه 250 mL، مخبار مُدرَّج، حمض الهيدروكلوريك تركيزه 0.1 M، كربونات الكالسيوم $CaCO_3$، ميزان حساس، محقن غاز، أنبوب زجاجي، سدّادة مطاطية، ساعة إيقاف.



إرشادات السلامة:

- اتّباع إرشادات السلامة العامة في المختبر.
- ارتداء معطف المختبر والقفازات والنظارات الواقية.
- الحذر من لمس حمض الهيدروكلوريك.

خطوات العمل:

1. أقيس باستخدام الميزان الحساس 2 g من $CaCO_3$ وأضعها في الدورق المخروطي.
2. أقيس باستخدام المخبار المُدرَّج 100 mL من حمض HCl تركيزه 0.1 M وأضعها في الدورق المخروطي.
3. أثبّت السدادة المتصلة بالأنبوب الزجاجي والمحقن (كما في الشكل) بسرعة، وأشغّل ساعة الإيقاف.
4. أراقب حركة مكبس المحقن، وأسجّل حجم الغاز فيه كل 15 s، وأسجّل ملاحظاتي.
5. أنظّم ملاحظاتي في جدول البيانات الآتي:

الزمن (s)	0	15	30	45	60
حجم غاز CO_2 (mL)	0				

التحليل والاستنتاج:

1- كيف أستدل على حدوث تفاعل كيميائي؟

2- أكتب معادلة كيميائية موزونة للتفاعل الكيميائي.

3- أستنتج التغير في حجم غاز CO_2 خلال التفاعل الكيميائي مع الزمن.

قيد الإعداد والمراجعة

الدرس 1

سرعة التفاعُلات الكيميائية
Rate of Chemical Reactions

الفكرةُ الرئيسة:

تقاس سرعة التفاعل الكيميائي من التجربة العملية بتغيّر كميات المواد المتفاعلة أو الناتجة بمرور الزمن، وبالتالي يمكن حساب سرعة التفاعل من خلال حساب سرعة استهلاك مادة متفاعلة أو سرعة تكوّن مادة ناتجة خلال مدة زمنية محددة، وكذلك يمكن حساب سرعة التفاعل المتوسطة والابتدائية واللحظية من الرسم البياني.

نتاجاتُ التعلُّم:

- أوضّح مفهوم سرعة التفاعل الكيميائي وأعطي أمثلة عليه.
- أحسب سرعة التفاعل لمادة متفاعلة أو ناتجة بمعرفة تغير التركيز مع الزمن.
- أحسب سرعة التفاعل المتوسطة والسرعة الابتدائية واللحظية من الرسم البياني.

المفاهيمُ والمصطلحات:

سرعة التفاعل الكيميائي Rate of Chemical Reaction

السرعة المتوسطة Mean Rate

السرعة الابتدائية Initial Rate

السرعة اللحظية Instantaneous Rate

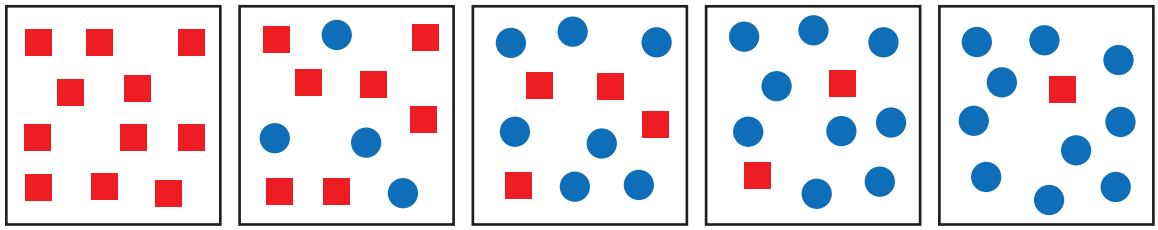
مفهوم سرعة التفاعُل Concept of Reaction Rate

يهتم فرع الكيمياء الحركية بدراسة التغير في سرعة التفاعلات الكيميائية والعوامل المؤثرة فيها. وتوصف التفاعلات الكيميائية بأنها سريعة أو بطيئة؛ تبعًا للزمن المُستغرَق في حدوثها، الذي يعتمد على خصائص المواد المتفاعلة وظروف التفاعل. يمكن وصف حركة الأجسام عن طريق سرعتها، فمثلًا: عند النظر إلى مؤشر عداد السرعة في السيارة، إذا كان يشير إلى 80 km/h؛ فإن هذه السرعة تسمى السرعة اللحظية، ويمكن حساب سرعة جسم متحرك بقسمة المسافة التي يقطعها على الزمن الذي استغرقه في قطع تلك المسافة، وتسمّى هذه السرعة المتوسطة. أما بالنسبة إلى التفاعل الكيميائي فإنه يمكن قياس زمن اختفاء إحدى المواد المتفاعلة أو ظهور إحدى المواد الناتجة، وبمعرفة كمية هذه المادة يمكن حساب سرعة تفاعلها.

تتفاوت التفاعلات الكيميائية في سرعات حدوثها من تفاعل لآخر، وكذلك في التفاعل نفسه أثناء حدوثه، تبعًا لعوامل، منها: التركيز، ودرجة الحرارة، ومساحة السطح المُعرَّض للتفاعل؛ فبعض التفاعلات تحدث بسرعة كبيرة خلال مدة زمنية قصيرة، مثل: تفاعلات محاليل الحموض والقواعد، وتفاعلات الاحتراق، أنظر الشكل (1)، في حين تحتاج بعض التفاعلات إلى زمن أطول لحدوثها، مثل: صدأ الحديد. وقد يحتاج بعضها إلى ملايين السنين، مثل تكوّن الفحم الحجري والنفط. فكيف يُعبَّر عن سرعة التفاعل؟ وكيف يمكن قياسها؟



الشكل (1): احتراق الخشب.



الشكل (2): تحول مادة متفاعلة إلى مادة ناتجة.

تتغير كميات المواد المتفاعلة والمواد الناتجة في التفاعلات الكيميائية بمرور الزمن، ويوضح الشكل (2) تحوّل مادة متفاعلة إلى مادة ناتجة بمرور الزمن.

ألاحظ أن كمية المادة الناتجة تزداد؛ في حين تقلّ كمية المادة المتفاعلة، ويُعبَّر عن كمية المادة المتفاعلة أو الناتجة بدلالة التغيّر في الكتلة أو الحجم أو التركيز المولاري؛ وذلك لمعرفة سرعة التفاعل. فمثلًا: عندما يتفاعل فلزّ الخارصين Zn مع محلول حمض الهيدروكلوريك HCl وفق المعادلة الموزونة الآتية:

$$Zn_{(s)} + 2HCl_{(aq)} \longrightarrow ZnCl_{2(aq)} + H_{2(g)}$$

فإنّه يمكن حساب سرعة التفاعل الكيميائي -مثلًا- بدلالة التغير في كتلة الخارصين المستهلكة، أو بدلالة التغير في حجم غاز الهيدروجين الناتج. ولكن غالبًا ما يجري حساب سرعة التفاعل بدلالة التغير في التركيز المولاري لمادة متفاعلة أو مادة ناتجة.

وبذلك يمكن تعريف **سرعة التفاعل الكيميائي Rate of Chemical Reaction (R)**؛ بأنها التغيّر في كمية مادة متفاعلة أو مادة ناتجة خلال مدة زمنية محددة. ويُعبَّر عنها بالمعادلة الرياضية الآتية:

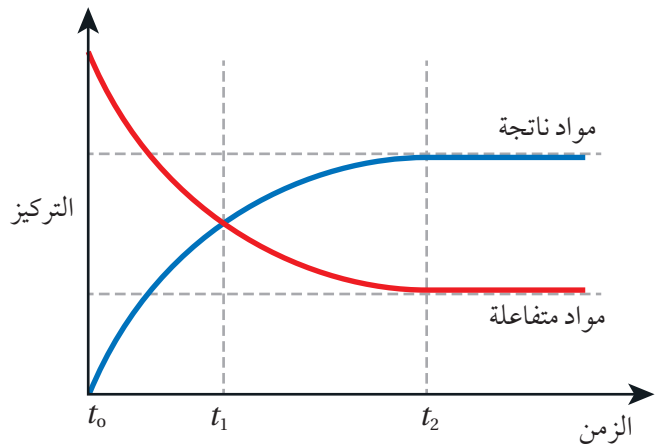
$$\text{سرعة التفاعل الكيميائي} = \frac{\text{التغير في كمية مادة متفاعلة أو مادة ناتجة}}{\text{التغيّر في الزمن}}$$

$$R = \frac{\Delta(\text{Amount of reactant or product})}{\Delta t}$$

حيث يشير الرمز (Δ) إلى التغير.

حساب سرعة التفاعل Calculating the Reaction Rate

تُحسَب سرعة التفاعل الكيميائي من التجربة العملية بدلالة نقصان تركيز إحدى المواد المتفاعلة، أو زيادة تركيز إحدى المواد الناتجة خلال مدة زمنية محددة.



الشكل (3): تغير تراكيز المواد المتفاعلة والمواد الناتجة مع الزمن.

ولتوضيح ذلك؛ أنظر الشكل (3)، الذي يوضح نقصان تركيز مادة متفاعلة وزيادة تركيز مادة ناتجة بمرور الزمن.

فمثلًا: في التفاعل الكيميائي العام الآتي:

$$aA + bB \rightarrow cC + dD$$

تمثل الرموز a, b, c, d عدد مولات (معاملات) المواد المتفاعلة والناتجة في المعادلة الموزونة، حيث يمكن حساب سرعة التفاعل R بمعرفة سرعة استهلاك (اختفاء) إحدى المواد المتفاعلة مثل **A** أو **B**، كما يأتي:

$$R = -\frac{\Delta[\text{مادة متفاعلة}]}{\Delta t}$$

$$R = -\frac{\Delta[A]}{\Delta t}$$

أي أنّ:

$$R = -\frac{[A]_2 - [A]_1}{t_2 - t_1}$$

$[A]_2$ تركيز المادة المتفاعلة A عند الزمن t_2

$[A]_1$ تركيز المادة المتفاعلة عند الزمن t_1

وحيث إن المادة المتفاعلة تُستهلَك بمرور الزمن؛ فإن مقدار تركيزها $[A]_2$ أقل من تركيزها $[A]_1$، مما يجعل ناتج العملية الحسابية قيمة سالبة، حيث يشير الناتج إلى مقدار التغير في التركيز وتشير الإشارة السالبة إلى تناقص التركيز، وبما أن سرعة التفاعل لا تكون سالبة، تُكتَب الإشارة السالبة في القانون؛ حتى يكون ناتج سرعة التفاعل قيمة موجبة. ويُعبَّر عن وحدة سرعة التفاعل بـ: (M/s)، أو ($M.s^{-1}$).

كذلك يمكن حساب سرعة تكوين (إنتاج) مادة ناتجة مثل C أو D، كما يأتي:

$$R = \frac{\Delta[\text{مادة ناتجة}]}{\Delta t}$$

$$R = \frac{\Delta[C]}{\Delta t}$$

$$R = \frac{[C]_2 - [C]_1}{t_2 - t_1}$$

تكون قيمة $\Delta[C]$ موجبةً؛ لأن تركيز المادة الناتجة يزداد بمرور الزمن، فيكون تركيزها $[C]_2$ أكبر من تركيزها $[C]_1$.

عند مقارنة سرعة استهلاك المادة A مع سرعة تكوين المادة C؛ فإنه يمكن إيجاد علاقة بين سرعة استهلاك A وسرعة تكوين C اعتمادًا على معاملاتهما في المعادلة الموزونة كما يأتي:

$$\frac{\text{سرعة تكوين } C}{\text{عدد مولات } C} = \frac{\text{سرعة استهلاك } A}{\text{عدد مولات } A}$$

فمثلًا: يتضح من المعادلة $A \rightarrow 3C$ أن تكوين 3 mol من المادة C يتطلب استهلاك 1 mol من المادة A، لذا؛ تكون سرعة تكوين المادة C ثلاثة أضعاف سرعة استهلاك المادة A، أو سرعة استهلاك المادة A تساوي ثلث سرعة تكوين المادة C، ويُعبَّر عن هذه العلاقة كما يأتي:

$$\text{سرعة استهلاك A} = \frac{1}{3} \text{سرعة تكوين C}$$

أي أن:

$$-\frac{\Delta[A]}{\Delta t} = \frac{1}{3}\frac{\Delta[C]}{\Delta t}$$

اعتمادًا على المعادلة الموزونة الآتية:

$$aA + bB \rightarrow cC + dD$$

يمكن التعبير عن العلاقة بين سرعة استهلاك المواد المتفاعلة وسرعة تكوين المواد الناتجة بدلالة التغيّر في التراكيز في مدّة زمنية محدّدة كما يأتي:

$$-\frac{1}{a}\frac{\Delta[A]}{\Delta t} = -\frac{1}{b}\frac{\Delta[B]}{\Delta t} = \frac{1}{c}\frac{\Delta[C]}{\Delta t} = \frac{1}{d}\frac{\Delta[D]}{\Delta t}$$

المثال 1

أعبّر عن العلاقة بين سرعة استهلاك المواد المتفاعلة وسرعة تكوين المواد الناتجة بدلالة تغير تركيز كل منها في مدة زمنية محددة؛ وفق المعادلة الموزونة الآتية:

$$4NH_{3(g)} + 5O_{2(g)} \rightarrow 6H_2O_{(g)} + 4NO_{(g)}$$

الحلّ:

$$-\frac{1}{4}\frac{\Delta[NH_3]}{\Delta t} = -\frac{1}{5}\frac{\Delta[O_2]}{\Delta t} = \frac{1}{6}\frac{\Delta[H_2O]}{\Delta t} = \frac{1}{4}\frac{\Delta[NO]}{\Delta t}$$

الرّبط بالفيزياء

جسّد اكتشاف أحمد زويل، الحائز على جائزة نوبل في الكيمياء عام 1999، ثورة في فهم التفاعلات الكيميائية، فقد تمكّن من تطوير تقنية ليزرية متطورة تتيح «تصوير» حركة الذرات داخل الجزيئات أثناء التفاعلات، وذلك على مقياس زمني بالغ القِصَر، هو الفيمتوثانية (10^{-15} من الثانية).

تعتمد هذه التقنية على استخدام نبضات ليزر فائقة القصر تسمح للمجرّب بتتبّع مسار التفاعل خطوة بخطوة، ورصد التغيرات التي تطرأ على الجزيء خلال أجزاء متناهية الصغر من الثانية.

وهو ما كشف عن تفاصيل دقيقة حول كيفية تكسّر الروابط الكيميائية وتكوين روابط جديدة. وقد مكّنت هذه التقنية العلماء من رؤية التفاعلات الكيميائية وكأنها فيلم يُعرَض ببطء شديد. وقد كان لأبحاث زويل تأثير كبير على مجالات متنوعة، من الكيمياء والطب.



المثال 2

يتفاعل غاز ثاني أكسيد النيتروجين NO_2 مع غاز الفلور F_2 لتكوين غاز فلوريد النتريل NO_2F؛ وفق المعادلة الموزونة الآتية:

$$2NO_{2(g)} + F_{2(g)} \rightarrow 2NO_2F_{(g)}$$

1. **أكتب العلاقة التي تعبّر عن سرعة استهلاك F_2.**
2. **أكتب العلاقة التي تعبّر عن سرعة تكوين NO_2F.**
3. **أعبّر عن العلاقة بين سرعة تكوين NO_2F وسرعة استهلاك F_2.**

الحلّ:

أكتب سرعة استهلاك F_2

$$R = -\frac{\Delta[F_2]}{\Delta t}$$

أكتب سرعة تكوين NO_2F

$$R = \frac{\Delta[NO_2F]}{\Delta t}$$

أكتب العلاقة بين سرعة تكوين NO_2F واستهلاك F_2

$$-\frac{\Delta[F_2]}{\Delta t} = \frac{1}{2}\frac{\Delta[NO_2F]}{\Delta t}$$

أي أن سرعة استهلاك F_2 تساوي نصف سرعة تكوين NO_2F، أو سرعة تكوين NO_2F تساوي ضعف سرعة استهلاك F_2.

المثال 3

يتحلل غاز هيدريد الفسفور PH_3، وفق معادلة التفاعل الآتية:

$$4PH_{3(g)} \rightarrow P_{4(g)} + 6H_{2(g)}$$

أحسب سرعة تكوين غاز الفسفور P_4، علمًا أن سرعة تكوين غاز الهيدروجين تساوي $0.06\ M/s$

المعطيات: $\frac{\Delta[H_2]}{\Delta t} = 0.06\ M/s$

المطلوب: حساب سرعة تكوين غاز الفسفور P_4

الحلّ:

أكتب العلاقة بين سرعة تكوين الفسفور P_4 وسرعة تكوين H_2

$$\frac{\Delta[P_4]}{\Delta t} = \frac{1}{6}\frac{\Delta[H_2]}{\Delta t}$$

أعوّض القيم:

$$= \frac{1}{6} \times 0.06$$

$$= 0.01\ M/s$$

✓ **أتحقّق:** يتفاعل غاز الهيدروجين H_2 مع غاز النيتروجين N_2 وفق ظروف معينة لإنتاج الأمونيا NH_3، ويُعبَّر عن ذلك بالمعادلة:

$$3H_{2(g)} + N_{2(g)} \rightarrow 2NH_{3(g)}$$

أحسب سرعة استهلاك غاز الهيدروجين، علمًا أن سرعة إنتاج الأمونيا $0.16\ M/s$

حساب سرعة التفاعل من الرسم البياني
Calculating rate of reaction from a graph

سرعة التفاعل المتوسطة Mean Rate

يمكن حساب سرعة التفاعل عن طريق رسم بياني يسمى منحنى السرعة، حيث يُبيّن التغيّر في كمية مادة متفاعلة أو مادة ناتجة خلال مدة زمنية معيّنة. فمثلًا: يتفاعل المغنيسيوم Mg مع حمض الهيدروكلوريك HCl، وينتج عن التفاعل غاز الهيدروجين H_2 وكلوريد المغنيسيوم $MgCl_2$، كما هو موضّح في معادلة التفاعل الآتية:

$$Mg_{(s)} + 2HCl_{(aq)} \rightarrow MgCl_{2(aq)} + H_{2(g)}$$

تكون سرعة التفاعل أكبر ما يمكن لحظة بدايته، ثم تقلّ كلما استُهلكت المواد المتفاعلة أكثر فأكثر، وبمرور الزمن تزداد كمية غاز الهيدروجين الناتج، ويمكن حساب **السرعة المتوسطة Mean Rate (S)**، وهي التغير الكلّي لكمية المادة المتفاعلة أو الناتجة خلال الزمن المستغرق في ذلك. فمثلًا: في تفاعل المغنيسيوم Mg مع حمض الهيدروكلوريك HCl، أجد ناتج قسمة التغير الكلّي في حجم غاز الهيدروجين H_2 الناتج على الزمن المستغرق في ذلك. ويبين الشكل (4) أن الحجم النهائي للغاز الناتج يثبت ويساوي $120\ cm^3$ بعد مضي 50 s من الزمن، مشيرا إلى انتهاء التفاعل، وبذلك أحسب السرعة المتوسطة (S) لتكون غاز H_2 كما يأتي:

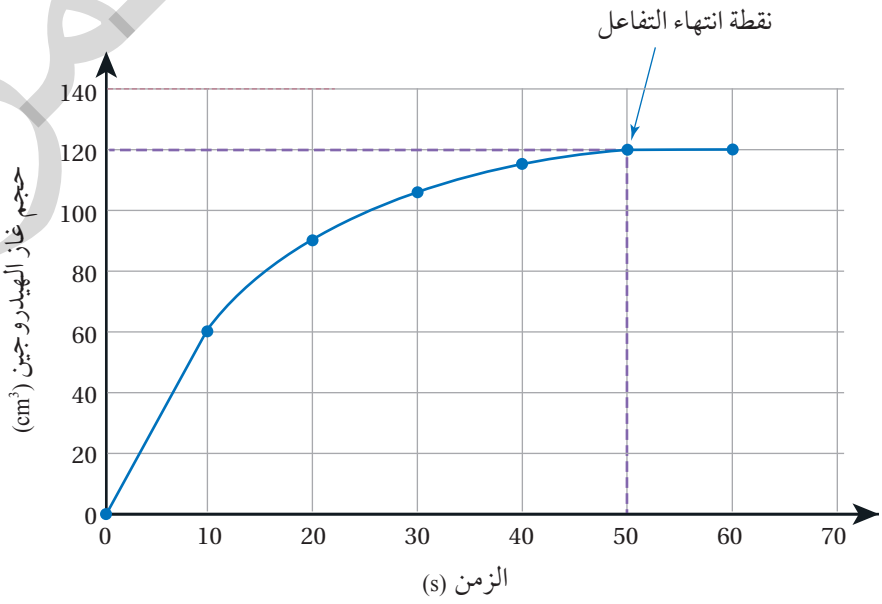
$$S = \frac{\Delta V}{\Delta t}$$

ΔV التغير في حجم الغاز الناتج

Δt التغير في الزمن

$$S = \frac{120 - 0}{50 - 0} = 2.4\ cm^3/s$$

✓ **أتحقّق:** أوضّح المقصود بالسرعة المتوسطة للتفاعل.

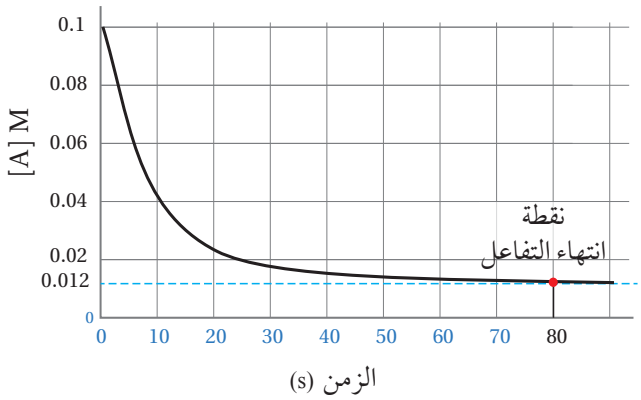


الشكل (4): تغير حجم غاز الهيدروجين مقابل الزمن.

المثال 4

يُمثّل الشكل الآتي منحنى سرعة التفاعل لتغير تركيز مادة متفاعلة A مقابل الزمن:

أحسب السرعة المتوسطة S لتفاعل A.



الحل:

أحسب السرعة المتوسطة لتفاعل A بقسمة التغير الكُلّي في تركيز المادة A على الزمن المستغرق لانتهاء التفاعل، كما يأتي:

$$S = -\frac{\Delta[A]}{\Delta t}$$

$$S = -\frac{(0.012 - 0.1)}{80 - 0} = 0.001\ M/s$$

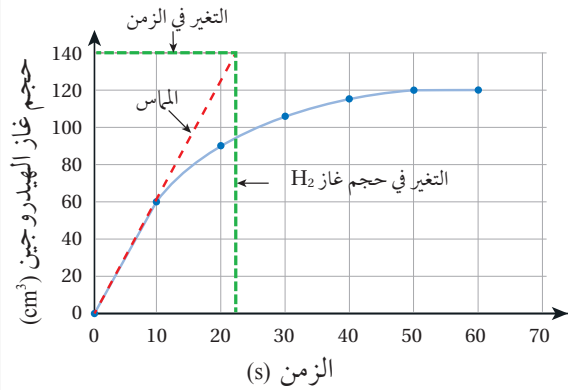
سرعة التفاعل الابتدائية Initial Rate

يمكن استخدام منحنى سرعة التفاعل السابق للمغنيسيوم مع حمض HCl الموضح في الشكل (5) لحساب **سرعة التفاعل الابتدائية Initial Rate**؛ وهي سرعة التفاعل لحظة خلط المواد المتفاعلة عند الزمن صفر، حيث تكون تراكيز المواد المتفاعلة أكبر ما يمكن، وتساوي هذه السرعة ميل المماس (G) عند النقطة التي تمثل كمية المادة المتفاعلة أو الناتجة عند الزمن صفر، حيث:

$$G = \frac{\Delta Y}{\Delta X}$$

وتُمثّل ΔY التغيّر في حجم الغاز الناتج، وتمثل ΔX التغير في الزمن. وبالرجوع إلى المنحنى في الشكل (5) يمكن حساب السرعة الابتدائية لتكوّن غاز H_2 كما يأتي:

$$G = \frac{140 - 0}{22 - 0} = 6.364\ cm^3/s$$



الشكل (5): إيجاد سرعة التفاعل الابتدائية.

المثال 5

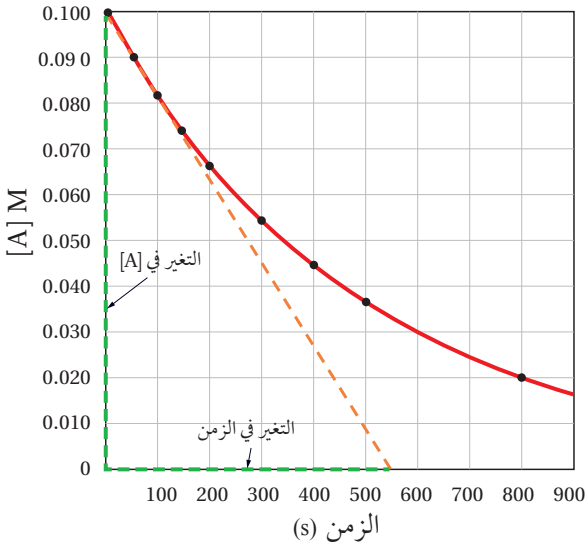
أحسب السرعة الابتدائية لاستهلاك A.

الحل:

ألاحظ أن المنحنى متناقص بسبب تناقص [A] مع الزمن فيكون ميل المماس سالب لذلك تضاف إشارة(−) عند إيجاده.

أحسب السرعة الابتدائية من ميل المماس G للنقطة التي تمثل التركيز عند الزمن صفر، كما يأتي:

$$G = -\frac{\Delta Y}{\Delta X} = -\frac{0 - 0.1}{550 - 0} = 1.8 \times 10^{-4}\ M.s^{-1}$$

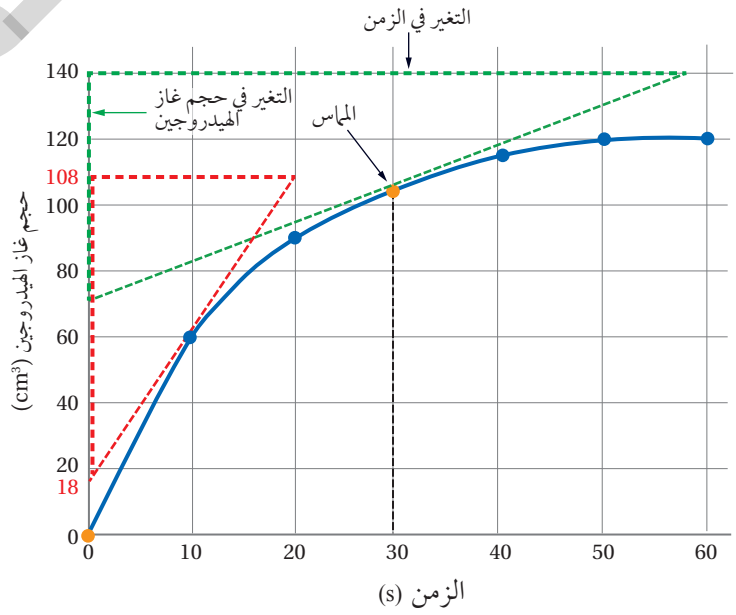


سرعة التفاعل اللحظية Instantaneous Rate

أما سرعة التفاعل عند أي لحظة زمنية معينة فتسمّى **السرعة اللحظية Instantaneous Rate**، وتُحسَب عن طريق رسم منحنى يُمثّل التغير في كمية مادة متفاعلة أو ناتجة مقابل الزمن، ثم رسم مماس للمنحنى عند النقطة المقابلة للزمن عند تلك اللحظة، وحساب الميل عندها، حيث يُمثّل السرعة اللحظية. فمثلًا: لحساب سرعة تكوّن غاز H_2 عند زمن 30 s، أرسم مماسًا للمنحنى عند النقطة المقابلة للزمن 30 s كما هو موضّح في الشكل (6)، ثم أحسب ميل المماس كما يأتي:

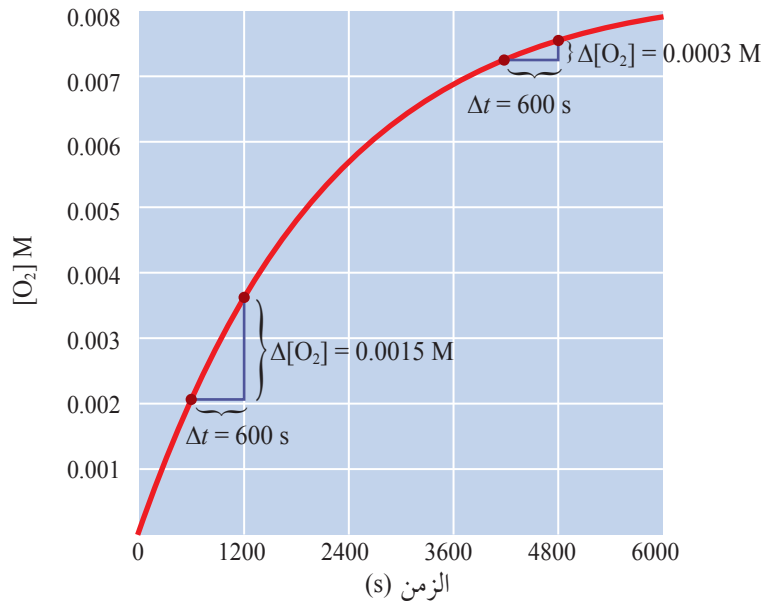
$$G = \frac{\Delta Y}{\Delta X} = \frac{140 - 70}{0 - 58} = 1.207\ cm^3/s$$

✓ **أتحقّق:** بالرجوع إلى الشكل (6)، أحسب السرعة اللحظية لتكون غاز H_2 عند زمن 10 s.



الشكل (6): إيجاد سرعة التفاعل اللحظية.

لماذا تكون سرعة تكون غاز H_2 عند الزمن 30 s أقل من سرعته الابتدائية؟



الشكل (7): حساب سرعة التفاعل خلال مدّة زمنية محددة.

سرعة التفاعل خلال فترات زمنية محددة Rate of Reaction within Time

يمكن حساب سرعة التفاعل بتغير تركيز إحدى المواد المتفاعلة أو الناتجة في فترات زمنية محددة، فمثلًا: عند تحلل غاز خامس أكسيد ثنائي النيتروجين N_2O_5 لإنتاج غاز ثاني أكسيد النيتروجين NO_2 وغاز الأكسجين O_2، وفق المعادلة الموزونة الآتية:

$$2N_2O_{5(g)} \rightarrow 4NO_{2(g)} + O_{2(g)}$$

فإنه يمكن حساب سرعة إنتاج غاز الأكسجين O_2 خلال فترات زمنية، كما هو موضّح في الشكل (7) المستند على البيانات الآتية:

Time (s)	0	600	1200	1800	2400	3000	3600	4200	4800	5400
$[O_2]\times10^{-3}$ M	0	2.1	3.6	4.8	5.7	6.3	6.8	7.2	7.5	7.7

فإذا أردت حساب سرعة إنتاج غاز الأكسجين خلال المدة الزمنية s (600 – 1200)؛ فيمكنني ذلك عن طريق معرفة التغير في تركيز غاز الأكسجين في هذه المدة كما يأتي:

$$R = \frac{\Delta[O_2]}{\Delta t}$$

$$= \frac{0.0036 - 0.0021}{1200 - 600}$$

$$= \frac{0.0015\ M}{600\ s}$$

$$= 2.5 \times 10^{-6}\ M/s$$

وكذلك أستطيع حساب سرعة إنتاج غاز الأكسجين في المدة الزمنية s (4200 – 4800) كما يأتي:

$$R = \frac{0.0075 - 0.0072}{600\ s} = \frac{0.0003\ M}{600\ s}$$

$$= 5 \times 10^{-7}\ M/s$$

أستخدم برنامج مناسب لصناعة الأفلام، وأعد فيلمًا أصف فيه سرعة التفاعل الابتدائية، والسرعة المتوسطة للتفاعل، وسرعته اللحظيّة، ثم أناقشه مع زملائي/ زميلاتي في الصف.

✓ **أتحقَّق:** أحسب سرعة إنتاج غاز الأكسجين خلال المدة الزمنية s (3000 – 4800)

المثال 6

يبيّن الجدول الآتي تركيز المادة E مقابل الزمن.

الزمن s	[E] M
5	0.006
9	0.002

1. أتوقّع: هل المادة E متفاعلة أم ناتجة؟ أفسّر ذلك.
2. أحسب سرعة التفاعل.

تحليل السؤال: المعطيات

$[E]_1 = 0.006\ M \ \text{at}\ 5s$

$[E]_2 = 0.002\ M \ \text{at}\ 9s$

المطلوب: أتوقّع إن كانت المادة متفاعلة أم ناتجة ثم أحسب سرعة تفاعلها.

الحلّ:

1. ألاحظ من الجدول أن تركيز المادة [E] قلّ من 0.006 إلى 0.002، عندما ازداد الزمن من 5s إلى 9s؛ أي أن التركيز يقل بمرور الزمن، وهذا يشير إلى أنها مادة متفاعلة.
2. أطبّق العلاقة:

$$R = -\frac{\Delta[E]}{\Delta t}$$

$$R = -\frac{([E]_2 - [E]_1)}{t_2 - t_1}$$

$$R = -\frac{(0.002 - 0.006)}{9 - 5} = 0.001\ M/s$$

المثال 7

أحسب سرعة استهلاك CO في المعادلة: $CO_{(g)} + NO_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)} + NO_{(g)}$

علمًا أن تركيز CO في بداية التفاعل $1.8 \times 10^{-3}\ M$، ثم أصبح تركيزه $1.2 \times 10^{-3}\ M$، بعد زمن 20 s

تحليل السؤال: المعطيات

$[CO]_1 = 1.8 \times 10^{-3}\ M$

$[CO]_2 = 1.2 \times 10^{-3}\ M$

$\Delta t = 20\ s$

المطلوب: أحسب سرعة استهلاك CO

الحلّ:

أكتب قانون سرعة التفاعل للمادة المتفاعلة:

$$R = -\frac{\Delta[CO]}{\Delta t}$$

$$R = -\frac{([CO]_2 - [CO]_1)}{t_2 - t_1}$$

$$R = -\frac{(1.2 \times 10^{-3} - 1.8 \times 10^{-3})}{20 - 0} = 3 \times 10^{-5}\ M/s$$

المثال 8

يتفكّك غاز N_2O_4 بالحرارة مكوّنًا غاز NO_2 وفق المعادلة الموزونة الآتية:

$$N_2O_{4(g)} \rightarrow 2NO_{2(g)}$$

سجلت بيانات تغيّر تراكيز المادة المتفاعلة والمادة الناتجة خلال مدة زمنية كما يأتي:

الزمن S	0	10	20
$[N_2O_4]$ M	0.10	0.02	0.01
$[NO_2]$ M	0.00	0.16	0.18

1. أحسب سرعة استهلاك N_2O_4 في المدة الزمنية s (10 – 20).
2. أحسب سرعة تكوّن NO_2 في المدة الزمنية s (10 – 20).

المعطيات: الفرع رقم (1). $[N_2O_4]_1 = 0.02\ M$

$[N_2O_4]_2 = 0.01\ M$

$\Delta t = 10\ s$

المطلوب: أحسب سرعة استهلاك N_2O_4

الحلّ:

سرعة استهلاك N_2O_4

$$R = -\frac{\Delta[N_2O_4]}{\Delta t} = -\frac{([N_2O_4]_2 - [N_2O_4]_1)}{(t_2 - t_1)}$$

$$= -\frac{(0.01 - 0.02)}{20 - 10}$$

$$= 0.001\ M/s$$

المعطيات: الفرع رقم (2). $[NO_2]_1 = 0.16\ M$

$[NO_2]_2 = 0.18\ M$

$\Delta t = 10\ s$

المطلوب: أحسب سرعة تكوّن NO_2

الحلّ:

أكرّر الخطوات كما في الفرع رقم (1).

$$R = \frac{\Delta[NO_2]}{\Delta t} = \frac{(0.18 - 0.16)}{20 - 10}$$

$$= 0.002\ M/s$$

✓ **أتحقّق:** يتفاعل غاز الهيدروجين H_2 مع غاز النيتروجين N_2؛ لإنتاج غاز الأمونيا NH_3، وفق المعادلة الآتية:

$$3H_{2(g)} + N_{2(g)} \rightarrow 2NH_{3(g)}$$

أحسب سرعة تكوّن الأمونيا NH_3، علمًا أن تركيز الأمونيا تغير من 0.2 M، إلى 0.6 M خلال فترة زمنية 15 s.

مراجعة الدرس

1. **الفكرة الرئيسة:** أوضّح كيفية حساب سرعة التفاعل المتوسطة والسرعة الابتدائية من الرسم البياني.
2. أوضّح المقصود بكل من: سرعة التفاعل الكيميائي، السرعة اللحظية للتفاعل.
3. يُبيّن الجدول أدناه بيانات التغيّر في تركيز كلّ من المادّة A والمادّة B مع الزمن، عند درجة حرارة معيّنة:

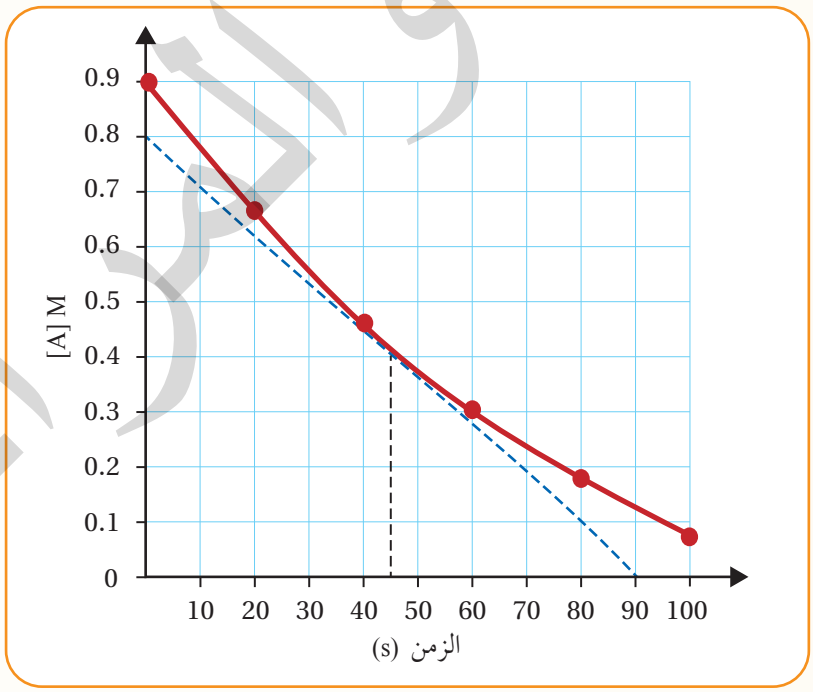
[A] M	1.1	1.02	0.96	0.92	0.90	0.89	0.89
[B] M	0.0	0.16	0.28	0.36	0.40	0.42	0.42
t(s)	0	5	10	15	20	25	30

أُجيب عن الأسئلة الآتية:

أ . أكتب معادلة التفاعل.

ب. أحسب سرعة تكوّن المادّة الناتجة في الفترة الزمنية s(20–15).

4. **أحسب** باستخدام الرسم البياني السرعة اللحظية عند الزمن 45 s.



5. **أختار رمز الإجابة الصحيحة لكل فقرة من الفقرات الآتية:**

1. في التفاعل الآتي: $F_2 + 2NO_2 \rightarrow 2NO_2F$ إذا كانت سرعة استهلاك F_2 تساوي 0.2 M/s، فإن سرعة إنتاج NO_2F بوحدة (M/s) تساوي:

أ . 0.1 ب. 0.2 جـ. 0.4 د. 0.6

2. يتفكّك غاز N_2O_4 بالحرارة مُكوِّنًا غاز NO_2 وفق المعادلة الكيميائية: $N_2O_{4(g)} \rightarrow 2NO_{2(g)}$ إذا علمت أنّ:

- يزداد $[NO_2]$ حتى يصل إلى 0.18 M خلال 20 s من بداية التفاعل.
- التركيز الابتدائي لـ N_2O_4 يساوي 0.1 M

فإنّ التركيز المولاري لـ N_2O_4 عند 20 s يساوي:

أ . 0.02 ب. 0.01 جـ. 0.1 د. 0.2

3. في التفاعل الكيميائي الموزون الآتي: $4NH_{3(g)} + 5O_{2(g)} \rightarrow 6H_2O_{(g)} + 4NO_{(g)}$

فإن العلاقة الصحيحة بين سرعة استهلاك إحدى المواد المتفاعلة وسرعة تكوين إحدى المواد الناتجة بدلالة التغير في التركيز خلال مدة زمنية محددة، هي:

أ . $-\frac{1}{3}\frac{\Delta[NH_3]}{\Delta t} = \frac{1}{4}\frac{\Delta[NO]}{\Delta t}$ ب. $\frac{1}{4}\frac{\Delta[NO]}{\Delta t} = \frac{\Delta[NH_3]}{\Delta t}$

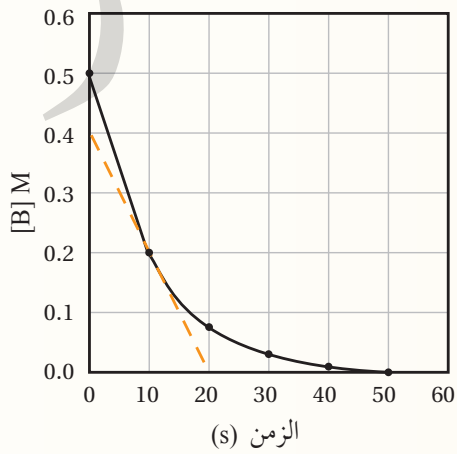
جـ. $-\frac{1}{6}\frac{\Delta[H_2O]}{\Delta t} = \frac{1}{4}\frac{\Delta[NH_3]}{\Delta t}$ د . $-\frac{1}{5}\frac{\Delta[O_2]}{\Delta t} = \frac{1}{6}\frac{\Delta[H_2O]}{\Delta t}$

4. في تفاعل ما، إذا كانت العلاقة بين سرعة تفاعل المادتين A و B: $-\frac{1}{3}\frac{\Delta[A]}{\Delta t} = \frac{1}{2}\frac{\Delta[B]}{\Delta t}$

فإن المعادلة الصحيحة للتفاعل الافتراضي، هي:

أ . $3A \rightarrow 2B$ ب. $2A \rightarrow 3B$ جـ. $2B \rightarrow 3A$ د. $3B \rightarrow 2A$

5. يمثل الشكل المجاور منحنى سرعة التفاعل لتغير تركيز مادة متفاعلة B مع الزمن. إن السرعة اللحظية عند الزمن 10 s لتفاعل B بوحدة (M/s) تساوي:



أ . 0.04

ب. 0.05

جـ. 0.02

د . 0.01

الدرس 2

قوانين سرعة التفاعلات
Reaction Rate Laws

الفكرةُ الرئيسة:

يصف قانون سرعة التفاعل الكيميائي العلاقة بين سرعة التفاعل وتراكيز المواد المتفاعلة؛ مرفوعة لأسس محددة يجري التوصل إليها بالتجربة العملية.

نتاجاتُ التعلُّم:

- أوضّح المقصود بكلّ من: رتبة التفاعل لمادة متفاعلة، الرتبة الكلية للتفاعل.
- أستنتج رتبة المادة المتفاعلة عن طريق نتائج التجارب العملية للتفاعل، وأكتب قانون سرعة التفاعل.

المفاهيمُ والمصطلحات:

رتبة التفاعل Reaction Order

الرتبة الكُلّيّة للتفاعل Overall Reaction Order

أثر التراكيز في سرعة التفاعل
The Effect of Concentrations on Reaction Rate

درست سابقًا كيفية حساب سرعة التفاعل الكيميائي؛ بمعرفة التغيّر في كمية إحدى المواد المتفاعلة المستهلَكة، أو كمية إحدى المواد الناتجة خلال زمن معين. ويمكن أن تعتمد سرعة التفاعل على تركيز أكثر من مادة واحدة متفاعلة، وهذه المواد المتفاعلة لا يمكن تحديد أثر تغير تركيزها في سرعة التفاعل من معادلة التفاعل الموزونة؛ إنما من التجارب العملية. أنظر الشكل (8).

فمثلًا: في التفاعل الآتي: $A + B \rightarrow C + D$

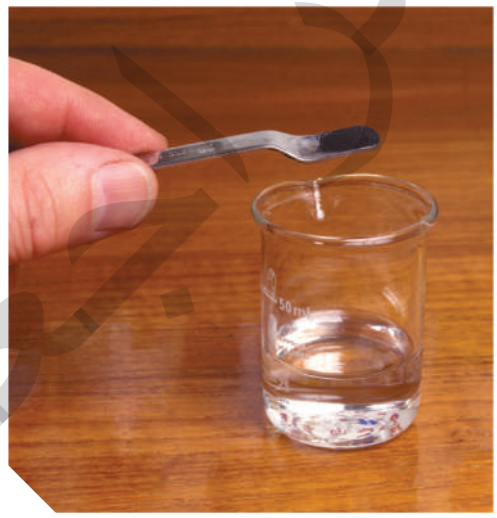
تتناسب سرعة التفاعل طرديًّا مع تراكيز المواد المتفاعلة مرفوعة لقوى معينة عند درجة حرارة ثابتة، كما يأتي:

$$R \propto [A]^x [B]^y$$

ولتحويل علاقة التناسب إلى علاقة مساواة، يتم إدخال ثابت التناسب الذي يسمى ثابت سرعة التفاعل (k)، لنحصل على القانون العام لسرعة التفاعل كالآتي:

$$R = k [A]^x [B]^y$$

يتم التوصل إلى قانون السرعة لتفاعل ما عن طريق التجربة العملية، ومنها تُحدَّد قيم كل من (x و y).





الشكل (8): تفاعل كيميائي بين بيرمنغنات البوتاسيوم وفوق أكسيد الهيدروجين.

رتبة التفاعل Reaction Order

يصف قانون سرعة التفاعل العلاقة بين سرعة التفاعل R وتراكيز المواد المتفاعلة عند درجة حرارة ثابتة.

ويُعبَّر عن قانون سرعة التفاعل بحاصل ضرب ثابت سرعة التفاعل k في تراكيز المواد المتفاعلة مرفوعة لقوّة تُسمّى رتبة التفاعل لكل مادة متفاعلة، ويعتمد ثابت سرعة التفاعل k على درجة الحرارة، ولكل تفاعل ثابت سرعة k محدد تختلف قيمته عن الآخر.

$$R = k\,[A]^x\,[B]^y$$

يُطلَق على الرمز (x) رتبة التفاعل للمادة المتفاعلة A، أما الرمز (y) فهو رتبة التفاعل للمادة المتفاعلة B. وتعرَف **رتبة التفاعل Reaction Order** للمادة المتفاعلة بأنها الأسّ المرفوع تركيزُها إليه في قانون سرعة التفاعل، وتبيّن أثر تغير تركيز المادة المتفاعلة في سرعة التفاعل. وتُحدَّد الرتبة من التجربة العملية لا من معادلة التفاعل الموزونة، وقد تكون قيمة الرتبة صفرًا، 1، 2، ...، فعندما تكون قيمة الرتبة x أو y صفرًا، فهذا يعني أن التفاعل من الرتبة الصفرية للمادة المتفاعلة A أو B، وإذا كانت قيمة رتبة x أو y تساوي 1، فإن التفاعل يكون من الرتبة الأولى لتلك المادة المتفاعلة، في حين إذا كانت قيمة رتبة x أو y تساوي 2؛ فإن التفاعل يكون من الرتبة الثانية لتلك المادة، وهكذا. ويُطلَق على مجموع رتب المواد المتفاعلة x + y في قانون سرعة التفاعل **الرتبة الكُلية للتفاعل Overall Reaction Order**. وفي التفاعلات المنعكسة تُدْرَس سرعة التفاعل تحت ظروف تسمح بإهمال التفاعل العكسي؛ أي لحظة خلط المواد المتفاعلة وقبل أن تبدأ المواد الناتجة بالتفاعل العكسي.

المثال 9

يتفاعل غاز أول أكسيد النيتروجين NO مع غاز الهيدروجين H_2؛ وفق معادلة التفاعل الآتية:

$$2NO_{(g)} + 2H_{2(g)} \rightarrow N_{2(g)} + 2H_2O_{(g)}$$

جرى التوصل عن طريق التجربة عند درجة حرارة معينة إلى أن قانون السرعة لهذا التفاعل هو:

$$R = k\,[NO]^2\,[H_2]^1$$

1. ما رتبة التفاعل للمادة المتفاعلة NO؟
2. ما رتبة التفاعل للمادة المتفاعلة H_2؟
3. ما الرتبة الكُلية للتفاعل؟

الحل:

ألاحظ من قانون سرعة التفاعل أن:

1. الأسّ المرفوع تركيز المادة المتفاعلة NO إليه يساوي 2؛ أي أن رتبة المادة NO تساوي 2
2. الأسّ المرفوع تركيز المادة المتفاعلة H_2 إليه يساوي 1؛ أي أن رتبة المادة H_2 تساوي 1
3. الرتبة الكلية تساوي مجموع رتبتي المادتين المتفاعلتين، وهي: 2+1 = 3

المثال 10

يتحلل خامس أكسيد ثنائي النيتروجين N_2O_5 عند درجة حرارة معينة وفق معادلة التفاعل الآتية:

$$2N_2O_{5(g)} \rightarrow 4NO_{2(g)} + O_{2(g)}$$

إذا كان قانون السرعة لهذا التفاعل $R = k\,[N_2O_5]^1$، وقيمة ثابت سرعة التفاعل k تساوي $5.9 \times 10^{-4}\ s^{-1}$ وتركيز N_2O_5 يساوي $8.4 \times 10^{-3}\ M$ ، فأحسب سرعة التفاعل.

تحليل السؤال (المعطيات):

$$k = 5.9 \times 10^{-4}\ s^{-1}$$

$$[N_2O_5] = 8.4 \times 10^{-3}\ M$$

المطلوب: أحسب سرعة التفاعل.

الحلّ:

قانون سرعة التفاعل: $R = k\,[N_2O_5]^1$

أعوض قيمة ثابت السرعة وقيمة التركيز، فأحصل على قيمة سرعة التفاعل:

$$R = 5.9 \times 10^{-4}\ s^{-1} \times 8.4 \times 10^{-3}\ M$$

$$= 4.956 \times 10^{-5}\ M.s^{-1}$$

✓ **أتحقَّق:** ما المقصود برتبة التفاعل للمادة المتفاعلة؟

تحديد رتبة التفاعل Determining the order of reaction

تساعد معرفة رتب المواد المتفاعلة في توقع أثر تغير تركيز المادة المتفاعلة في سرعة التفاعل الكيميائي. ويمكن تحديد رتبة التفاعل بالنسبة لمادة متفاعلة بطريقة الرسم البياني أو بطريقة السرعة الابتدائية.

طريقة الرسم البياني Graphical Method

أحدد رتبة التفاعل بالنسبة لمادة متفاعلة، وذلك بمعرفة تغير تركيز هذه المادة مع الزمن أثناء سير التفاعل، مع المحافظة على بقاء تراكيز المواد المتفاعلة الأُخرى ثابتة؛ وذلك باستعمال كميات كبيرة منها. وبعد قياس تراكيز المادة المتفاعلة التي اختيرت تجريبيًّا، نرسم بيانيًّا العلاقة بين التركيز مقابل زمن التفاعل، وبما أن ميل المماس للمنحنى عند تركيز معين يساوي سرعة التفاعل عند هذا التركيز؛ فإنه يمكن حساب سرعات مختلفة للتفاعل عند تراكيز معينة، وبعد ذلك يُرسَم رسم بياني آخر يُبيّن سرعة التفاعل مقابل تركيز المادة المتفاعلة.

قيد الإعداد والمراجعة

ويتيح لنا نمط هذا الرسم تحديد رتبة التفاعل بالنسبة لمادة معينة. وسنقتصر في دراستنا باستخدام الرسم على الرتبة الصفرية والرتبة الأولى.

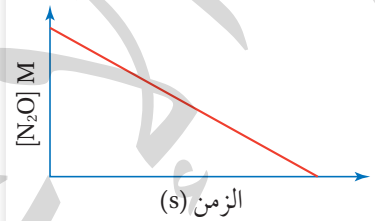
أُفكِّر: أستنتج وحدة ثابت السرعة k للتفاعل من الرتبة الصفرية.

الرتبة الصفرية Zero Order

عندما يكون تركيز مادة متفاعلة مرفوعًا للأسّ صفر، فإن قيمته تساوي (1)؛ وهذا يعني أن تغير تركيز المادة لا يؤثر في سرعة التفاعل. فمثلًا: عند قياس سرعة تحلل أحادي أكسيد ثنائي النيتروجين N_2O وفق المعادلة الآتية:

$$2N_2O_{(g)} \xrightarrow[Pt]{\Delta} 2N_{2(g)} + O_{2(g)}$$

وُجِد أن سرعة التفاعل لا تعتمد على تركيز N_2O الموجود بداية التفاعل، وبهذا نرسم العلاقة بين تركيز المادة المتفاعلة مقابل الزمن، فنحصل على الرسم المبيّن في الشكل (9/a). ألاحظ أن تركيز المادة المتفاعلة يتناقص بمقدار ثابت بمرور الزمن؛ ومن ثمّ تكون العلاقة بين التركيز والزمن علاقة خطٍّ مستقيم متناقص مَيلُه مقدارٌ ثابت.

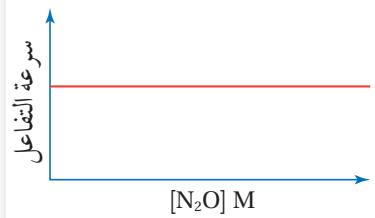


الشكل (9/a): تركيز المادة المتفاعلة مقابل الزمن.

ويبين الشكل البياني (9/b) علاقة خط مستقيم بين سرعة التفاعل مقابل التركيز، ويشير ذلك إلى أن سرعة التفاعل لا تتأثر بتركيز المادة المتفاعلة N_2O، وبهذا يكون قانون السرعة لهذا التفاعل:

$$R = k$$

وذلك لأن $[N_2O]^0 = 1$؛ فلا يُكتَب تركيز N_2O في قانون السرعة.



الشكل (9/b): سرعة تفاعل N_2O مقابل التركيز.

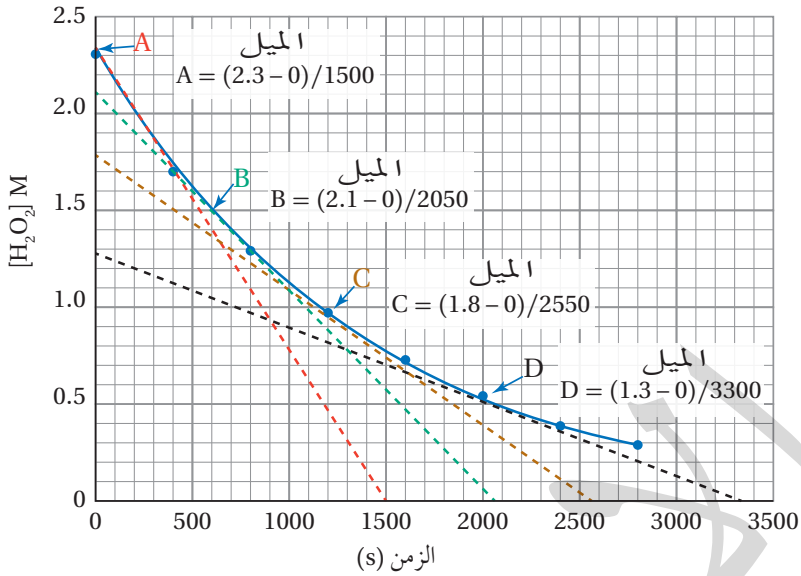
ونمط الرسم لهذا التفاعل هو فقط لتفاعلات الرتبة الصفرية كافّة؛ ومن ثمّ يمكن التنبؤ عن طريق الرسم مباشرة بالرتبة الصفرية.

الرتبة الأولى First order

عندما يكون تركيز مادة متفاعلة مرفوعًا للأس (1)، فإن سرعة التفاعل تتناسب طرديًّا مع تركيز المادة المتفاعلة، مما يعني أن تغير تركيز المادة يؤدي إلى التغيّر نفسه في سرعة التفاعل، فمثلًا: نقصان تركيز المادة المتفاعلة إلى النصف يؤدي إلى نقصان سرعة التفاعل إلى النصف، وكذلك مضاعفة تركيزها يؤدي إلى مضاعفة سرعة التفاعل بالمقدار نفسه، ومثال ذلك تحلل فوق أكسيد الهيدروجين H_2O_2 وفق المعادلة الآتية:

$$2H_2O_{2(aq)} \xrightarrow{\Delta} 2H_2O_{(l)} + O_{2(g)}$$

حيث وُجِد عمليًّا أن مضاعفة تركيز H_2O_2 تؤدي إلى مضاعفة سرعة التفاعل؛ لذلك يعدّ هذا التفاعل من الرتبة الأولى بالنسبة للمادة المتفاعلة فوق أكسيد الهيدروجين H_2O_2، ويُعبَّر عن سرعته بالقانون: $R = k[H_2O_2]^1$



الشكل (10): ميل المماس عند تراكيز محددة من فوق أكسيد الهيدروجين.

ويمكن التحقق أن التفاعل من الرتبة الأولى بتتبّع تغيّر تركيز H_2O_2 بمرور الزمن. حيث يُبيّن الشكل (10) ميل المماس عند تراكيز محددة من H_2O_2 في زمن محدد ودرجة حرارة ثابتة. ويعدّ شكل المنحنى هذا مؤشرًا عامًّا لتفاعلات الرتبة الأولى كافة.

يتضح من الشكل أن الخطوط المنقطة A.B.C.D تمثل المماس عند تراكيز محددة، وبحساب ميل المماس يمكن حساب سرعة هذا التفاعل عند تلك التراكيز من العلاقة الآتية:

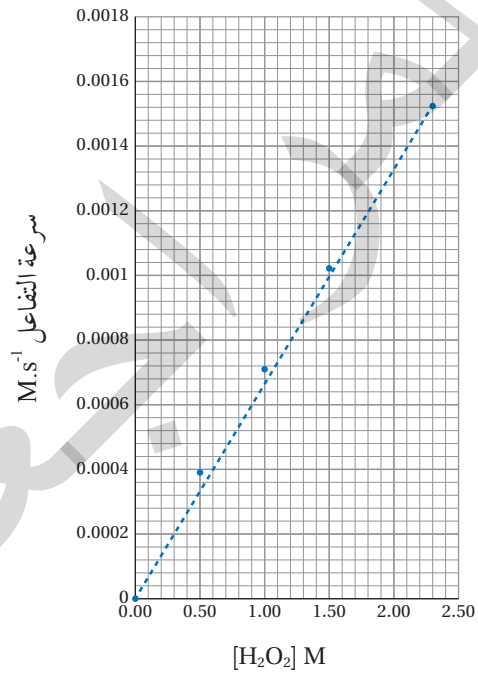
$$R = -\frac{\Delta[H_2O_2]}{\Delta t}$$

ويُبيّن الجدول (1) المجاور قِيَم سرعة تفاعل H_2O_2 المحسوبة عند تراكيز محددة منه.

الجدول (1): قِيَم سرعة تفاعل H_2O_2 عند تراكيز محددة منه.

$(R) \times 10^{-3}$ M.s^{-1}	$[H_2O_2]$ M
0	0
0.394	0.5
0.706	1.0
1.024	1.5
1.533	2.3

وبذلك يمكن رسم شكل بياني يوضح سرعة التفاعل مقابل التركيز، كما هو مبيّن في الشكل (11)، إذ يظهر الشكل علاقة خط مستقيم متزايد ميله مقدار ثابت، وهذا النمط ينطبق على هذا التفاعل وعلى تفاعلات الرتبة الأولى كافة؛ أي أنه إذا كانت العلاقة خطًّا مستقيمًا متزايدًا بين تركيز المادة المتفاعلة وسرعة التفاعل؛ يعني ذلك أن التفاعل من الرتبة الأولى.



الشكل (11): سرعة تفاعل H_2O_2 مقابل تركيزه.

طريقة السرعة الابتدائية The Initial Rate Method

تُستعمَل هذه الطريقة في تحديد رتبة التفاعل عن طريق مقارنة السرعات الابتدائية للتفاعل بتغير تركيز المواد المتفاعلة، إذ تقاس سرعة التفاعل الابتدائية في اللحظة التي تُخلط فيها المواد المتفاعلة ذات التراكيز المعلومة. فمثلًا: في التفاعل العام:

$$aA + bB \rightarrow cC$$

بافتراض إجراء ثلاث تجارب بتراكيز ابتدائية مختلفة لكل من المادتين المتفاعلتين A و B، وسرعات ابتدائية عند درجة حرارة ثابتة كما يأتي:

التجربة	[A]M	[B]M	السرعة الابتدائية $M.s^{-1}$
1	0.1	0.1	1×10^{-4}
2	0.2	0.1	2×10^{-4}
3	0.1	0.2	4×10^{-4}

فإن قانون سرعة التفاعل العام هو: $R = k[A]^x[B]^y$، ولتحديد قيمة الرتبة x للمادة A، أقارن بين تركيز المادة A وسرعة التفاعل في التجربتين (1 و 2) عند ثبات تركيز المادة B، وألاحظ أن تركيز المادة A في التجربة رقم (2) هو ضعف تركيزها في التجربة رقم (1)، وألاحظ أيضًا أن سرعة التفاعل في التجربة رقم (2) كانت ضعفها في التجربة رقم (1)؛ أي أن نسبة الزيادة في تركيز المادة هي نسبة الزيادة نفسها في سرعة التفاعل، وبذلك؛ فإن التفاعل أحادي الرتبة للمادة A؛ أي أن قيمة x تساوي 1.

أطبق الطريقة نفسها لتحديد قيمة رتبة y للمادة B، فأقارن تركيز المادة B مع سرعة التفاعل في التجربتين (1، 3) عند ثبات تركيز المادة A، وألاحظ أن تركيز المادة B في التجربة رقم (3) هو ضعف تركيزها في التجربة رقم (1)، وألاحظ أيضًا أن سرعة التفاعل في التجربة رقم (3) تزداد أربع مرات عنها في التجربة رقم (1)؛ أي أن نسبة الزيادة في سرعة التفاعل تساوي مُربَّع نسبة الزيادة في تركيز المادة وبذلك فإن التفاعل ثنائي الرتبة للمادة B؛ أي أن قيمة y تساوي 2.

وبهذا أتوصل إلى قانون السرعة لهذا التفاعل:

$R = k[A]^1[B]^2$، ويمكن كتابته $R = k[A][B]^2$

ويبيّن الجدول (2) العلاقة بين رتبة التفاعل لمادة متفاعلة والتغيّرات في تركيز هذه المادة وسرعة التفاعل عند ثبات تراكيز المواد المتفاعلة الأخرى.

الجدول (2): العلاقة بين رتبة التفاعل لمادة متفاعلة والتغيّرات في تركيز هذه المادة وسرعة التفاعل عند ثبات تراكيز المواد المتفاعلة الأخرى.

رتبة التفاعل	مقدار تضاعف سرعة التفاعل R	مقدار تضاعف التركيز
0	لم تتغيّر	2
0	لم تتغيّر	3
1	$2 = 2^1$	2
1	$3 = 3^1$	3
2	$4 = 2^2$	2
2	$9 = 3^2$	3

منهاجي
متعة التعليم الهادف

المثال 11

يتفاعل ثاني أكسيد النيتروجين NO_2 مع حمض الهيدروكلوريك HCl، وفق معادلة التفاعل الآتية:

$$NO_{2(g)} + 2HCl_{(g)} \rightarrow NO_{(g)} + Cl_{2(g)} + H_2O_{(g)}$$

أُجريت ثلاث تجارب بتراكيز مختلفة عند درجة حرارة ثابتة؛ وقيست السرعة الابتدائية لكل تجربة، وسُجلت النتائج؛ فكانت كما يظهر في الجدول الآتي:

رقم التجربة	$[NO_2]$ M	[HCl] M	السرعة الابتدائية $M.s^{-1}$
1	0.3	0.3	1.4×10^{-3}
2	0.6	0.3	2.8×10^{-3}
3	0.3	0.6	2.8×10^{-3}

1. أكتب قانون سرعة التفاعل العام.
2. أستنتج رتبة المادة المتفاعلة NO_2.
3. أستنتج رتبة المادة المتفاعلة HCl.
4. أستنتج قانون السرعة لهذا التفاعل.
5. أحسب قيمة ثابت سرعة التفاعل k، وأحدد وحدته.

الحلّ:

1. قانون سرعة التفاعل العام: $R = k\,[NO_2]^x[HCl]^y$

2. أجد قيمة الرتبة x للمادة المتفاعلة NO_2، بمقارنة تركيز NO_2 مع سرعة التفاعل في التجربتين (1) و(2) عند ثبات تركيز HCl، حيث أقسم سرعة التفاعل R_2 على سرعة التفاعل R_1، كما يأتي:

$$\frac{R_2}{R_1} = \frac{k[NO_2]^x\,[HCl]^y}{k[NO_2]^x\,[HCl]^y}$$

أعوض قيم السرعة والتركيز، وأحذف قيمة ثابت السرعة k؛ لأنها ثابتة في التفاعل نفسه.

$$\frac{2.8 \times 10^{-3}}{1.4 \times 10^{-3}} = \frac{k(0.6)^x\,(0.3)^y}{k(0.3)^x\,(0.3)^y}$$

ومنها: $2 = 2^X$

$X = 1$ وهي رتبة المادة NO_2

3. أجد قيمة الرتبة y للمادة المتفاعلة HCl؛ بمقارنة تركيز HCl مع سرعة التفاعل في التجربتين (1) و(3) عند ثبات تركيز المادة NO_2، حيث أقسم سرعة التفاعل R_3 على سرعة التفاعل R_1 كما يأتي:

$$\frac{R_3}{R_1} = \frac{k[NO_2]^x\,[HCl]^y}{k[NO_2]^x\,[HCl]^y}$$

أعوّض قيم السرعة والتركيز ورتبة NO_2، وأحذف قيمة ثابت السرعة k، لأنها ثابتة.

$$\frac{2.8 \times 10^{-3}}{1.4 \times 10^{-3}} = \frac{k(0.3)^1\,(0.6)^y}{k(0.3)^1\,(0.3)^y}$$

ومنها: $2 = 2^y$

$y = 1$ وهي رتبة المادة HCl

4. أستنتج قانون سرعة التفاعل:

$$R = k[NO_2]^1\,[HCl]^1$$

5. أحسب قيمة ثابت السرعة من التجربة (1) مثلًا كما يأتي:

$$k = \frac{R}{[NO_2]\,[HCl]}$$

$$k = \frac{1.4 \times 10^{-3}\ M.s^{-1}}{(0.3)M\,(0.3)M}$$

$$= 1.55 \times 10^{-2}\ M^{-1}.s^{-1}$$

المثال 12

يتفاعـل غـاز أول أكسيد النيتروجين NO مع غـاز الأكسجين O_2 مكوّنًا غـاز ثاني أكسيد النيتروجين NO_2، وفـق المعادلـة الآتية:

$$2NO_{(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2NO_{2(g)}$$

وبقياس سرعة التفاعل عند تراكيز ابتدائية مختلفة من NO و O_2 ودرجة حرارة معيّنة، سُجلت النتائج كما يظهر في الجدول الآتي:

رقم التجربة	$[NO]$ M	$[O_2]$ M	السرعة الابتدائية $M.s^{-1}$
1	1×10^{-1}	2×10^{-1}	7×10^{-2}
2	2×10^{-1}	2×10^{-1}	2.8×10^{-1}
3	1×10^{-1}	4×10^{-1}	1.4×10^{-1}

1. أستنتج رتبة المادة المتفاعلة NO.
2. أستنتج رتبة المادة المتفاعلة O_2.
3. أستنتج قانون سرعة التفاعل.
4. أحسب قيمة ثابت سرعة التفاعل k وأحدد وحدته.

الحلّ:

1. لتحديد رتبة التفاعل للمادة NO، أقارن تركيزها مع سرعة التفاعل في التجربتين (1) و(2)، عند ثبات تركيز الأكسجين O_2، فألاحظ أن تركيز NO تضاعف مرتين كما يأتي:

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

وبالمقابل تتضاعف السرعة 4 مرات كما يأتي:

$$\frac{2.8 \times 10^{-1}}{7 \times 10^{-2}} = 4$$

أي أن التفاعل من الرتبة 2 بالنسبة للمادة NO.

2. أستعمل الطريقة نفسها لتحديد قيمة رتبة المادة O_2، فأقارن تركيزها مع سرعة التفاعل في التجربتين (3) و(1) عند ثبات تركيز NO، وألاحظ أن تركيز O_2 تضاعف مرتين كما يأتي:

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

وأيضًا تتضاعف السرعة مرتين كما يأتي:

$$\frac{1.4 \times 10^{-1}}{7 \times 10^{-2}} = 2$$

وبهذا، فإن رتبة التفاعل للمادة O_2 تساوي 1

3. أستدلّ من المعلومات السابقة على قانون السرعة لهذا التفاعل:

$$R = k\,[O_2]^1\,[NO]^2$$

4. أحسب قيمة ثابت السرعة من التجربة(1) مثلاً كما يأتي:

$$k = \frac{R}{[O_2][NO]^2}$$

$$k = \frac{7 \times 10^{-2}}{2 \times 10^{-1} \times 1 \times 10^{-2}} = 35\ M^{-2}.s^{-1}$$

المثال 13

في معادلة التفاعل الافتراضي: نواتج ← A + B سُجّلت البيانات الخاصة بالسرعة الابتدائية عند درجة حرارة محدّدة كما يأتي:

رقم التجربة	[A] M	[B] M	السرعة الابتدائية $M.s^{-1}$
1	0.2	0.1	1×10^{-3}
2	0.4	0.1	2×10^{-3}
3	0.2	0.2	1×10^{-3}

1. أستنتج رتبة المادة المتفاعلة A.
2. أستنتج رتبة المادة المتفاعلة B.
3. أستنتج قانون السرعة لهذا التفاعل.
4. أحسب قيمة ثابت سرعة التفاعل k، وأحدد وحدته.

الحلّ:

1. أجد الرتبة x للمادة المتفاعلة A من التجربتين (1) و(2) عند ثبات تركيز B.

$$\frac{R_2}{R_1} = \frac{k[A]^x [B]^y}{k[A]^x [B]^y}$$

أعوّض قِيَم السرعة والتركيز.

$$\frac{2 \times 10^{-3}}{1 \times 10^{-3}} = \frac{k(0.4)^x (0.1)^y}{k(0.2)^x (0.1)^y}$$

$$2 = 2^x \longrightarrow x = 1$$

2. أجد الرتبة y للمادة المتفاعلة B من التجربتين (1)، (3) عند ثبات تركيز المادة A.

$$\frac{1 \times 10^{-3}}{1 \times 10^{-3}} = \frac{k(0.2)^1 (0.2)^y}{k(0.2)^1 (0.1)^y}$$

$$1 = 2^y \longrightarrow y = 0$$

3. أستنتج قانون سرعة التفاعل:

$$R = k\,[A]^1$$

4. أحسب ثابت سرعة التفاعل، وأستنتج وحدته:

$$k = \frac{1 \times 10^{-3}\ M.s^{-1}}{0.2\ M} = 5 \times 10^{-3}\ s^{-1}$$

المثال 14

في التفاعل الآتي: $2ClO_{2(aq)} + 2OH^-_{(aq)} \rightarrow ClO_2^-{}_{(aq)} + ClO_3^-{}_{(aq)} + H_2O_{(l)}$

وُجِد أنّه عند مضاعفة تركيز ClO_2 الابتدائي ثلاث مرات مع ثبات تركيز OH^- تضاعفت سرعة التفاعل 9 مرات، وعند مضاعفة تركيز OH^- الابتدائي مرتين مع ثبات تركيز ClO_2 تضاعفت سرعة التفاعل مرتين.

أ. أستنتج رتبة التفاعل بالنسبة إلى المادتين ClO_2 و OH^-. ب. أكتب قانون سرعة التفاعل.

الحلّ:

أ. باستخدام العلاقة بين رتبة التفاعل لمادة متفاعلة ومقدار تضاعف تركيز هذه المادة وأثره في سرعة التفاعل عند ثبات تراكيز المواد المتفاعلة الأخرى، أستنتج أن:

رتبة التفاعل بالنسبة إلى المادة $ClO_2 = 2$

رتبة التفاعل بالنسبة إلى المادة $OH^- = 1$

لأن مضاعفة تركيز ClO_2 (3 مرات) مع ثبات تركيز OH^- أدّت إلى مضاعفة سرعة التفاعل بمقدار $(3)^2$ مرة.

في حين أن مضاعفة تركيز OH^- مرتين مع ثبات تركيز ClO_2 أدّت إلى مضاعفة سرعة التفاعل بالمقدار نفسه.

ب. قانون سرعة التفاعل: $R = k[ClO_2]^2[OH^-]^1$

✓ **أتحقّق:** في قانون سرعة التفاعل العام $R = k\,[A]^x\,[B]^y$؛ عند مضاعفة تركيز A مرتين مع ثبات تركيز B، تضاعفت سرعة التفاعل مرتين، وعند مضاعفة تركيز A و B معًا مرتين تضاعفت السرعة 8 مرات. أستنتج رتبة كل من A و B.

مراجعة الدرس

1. **الفكرة الرئيسة:** أوضّح كيفية التوصل إلى رتبة مادة متفاعلة من الرسم البياني.

2. أوضّح المقصود بالرتبة الكلية للتفاعل.

3. يتفاعل أول أكسيد النيتروجين NO والبروم Br_2 عند درجة حرارة 273 °C حسب المعادلة الآتية:

$$2NO_{(g)} + Br_{2(g)} \rightarrow 2NOBr_{(g)}$$

وبقياس السرعة الابتدائية عند تراكيز مختلفة من NO و Br_2؛ كانت بيانات التفاعل كما يأتي:

رقم التجربة	[NO] M	[Br_2] M	السرعة الابتدائية $M.s^{-1}$
1	0.1	0.2	24
2	0.2	0.2	96
3	0.1	0.5	60

أ. **أستنتج** رتبة التفاعل للمادة المتفاعلة NO.

ب. **أستنتج** رتبة التفاعل للمادة المتفاعلة Br_2.

جـ. **أستنتج** قانون السرعة لهذا التفاعل.

د. **أحسب** قيمة ثابت سرعة التفاعل، وأحدد وحدته.

هـ. **أحسب** سرعة التفاعل عندما تركيز NO يساوي تركيز Br_2 يساوي 0.01 M

4. في التفاعل الافتراضي: نواتج $\rightarrow T + E + D$

سجلت السرعة الابتدائية للتفاعل في خمس تجارب عند درجة حرارة ثابتة كما يأتي:

رقم التجربة	[T] M	[E] M	[D] M	السرعة الابتدائية $M.s^{-1}$
1	0.2	0.1	0.1	4.4×10^{-6}
2	0.4	0.1	0.1	8.8×10^{-6}
3	0.2	0.05	0.1	4.4×10^{-6}
4	0.2	0.1	0.3	1.32×10^{-5}
5	0.1	0.1	X	8.8×10^{-6}

أ. **أستنتج** رتبة التفاعل للمادة المتفاعلة T.

ب. **أستنتج** رتبة التفاعل للمادة المتفاعلة E.

جـ. **أستنتج** رتبة التفاعل للمادة المتفاعلة D.

د. **أستنتج** قانون سرعة هذا التفاعل.

هـ. **أحسب** تركيز المادة D في التجربة الأخيرة.

5. **أختار الإجابة الصحيحة لكل فقرة من الفقرات الآتية:**

1. أدرس العبارتين الآتيتين المُتعلِّقتين بالتفاعل: $2NO_{(g)} + 2H_{2(g)} \rightarrow N_{2(g)} + 2H_2O_{(g)}$

– وحدة قياس ثابت سرعة التفاعل k هي: $(M^{-2}s^{-1})$.

– سرعة التفاعل تزداد مرتين عندما يزداد $[H_2]$ مرتين عند ثبوت تركيز NO.

بناء على ذلك فإنّ قانون سرعة التفاعل، هو:

أ . $R = k[NO][H_2]$ ب. $R = k[NO][H_2]^2$ جـ. $R = k[NO]^2[H_2]$ د. $R = k[NO]^2[H_2]^2$

2. في التفاعل الآتي:

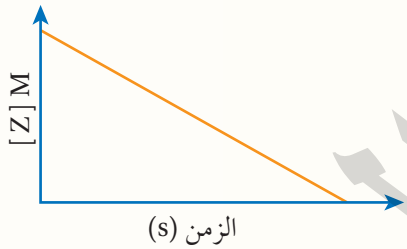
$CH_3CH_2Cl + NaOH \rightarrow CH_3CH_2OH + NaCl$

قيست السرعة الابتدائية للتفاعل لثلاث تجارب عند درجة حرارة ما، وتراكيز ابتدائية مختلفة، وسُجِّلت النتائج كما في الجدول المجاور. إنّ قيمة ثابت سرعة التفاعل تساوي:

الرقم	$[CH_3CH_2Cl]M$	$[NaOH]M$	السرعة الابتدائية $M.s^{-1}$
1	0.02	0.025	0.1×10^{-2}
2	0.03	0.025	0.15×10^{-2}
3	0.03	0.05	0.3×10^{-2}

أ . $0.2\ s^{-1}$ ب. $2\ M^{-1}s^{-1}$ جـ. $0.02\ M^{-1}s^{-1}$ د . $2\ s^{-1}$

3. في التفاعل الافتراضي الآتي: $2Z \rightarrow 2X + Y$، إذا قيس $[Z]$ خلال التجربة ورُسِم $[Z]$ مع الزمن فكان كما يوضح المنحنى، فإن وحدة ثابت سرعة التفاعل، هي:



أ . $M.s^{-1}$ ب. s^{-1}

جـ. $M^{-1}s^{-1}$ د. $M^{-2}s^{-1}$

4. إذا كانت رتبة التفاعل لإحدى المواد المتفاعلة هي (2)، وازداد تركيز هذه المادة 3 أضعاف تركيزها مع بقاء العوامل الأخرى ثابتة، فإن مقدار تضاعف سرعة التفاعل يساوي:

أ . 2 ب. 3 جـ. 8 د. 9

5. في التفاعل الافتراضي: نواتج $\longrightarrow$ A إذا كانت سرعة التفاعل عند درجة حرارة معينة تساوي $2.7 \times 10^{-3}\ M.s^{-1}$، وقيمة ثابت السرعة لهذا التفاعل k تساوي $0.03\ M^{-1}\ s^{-1}$، فإن تركيز المادة A بوحدة (M) يساوي:

أ . 9×10^{-2} ب. 3×10^{-1} جـ. 3×10^{-2} د. 9×10^{-1}

الدرس 3

نظرية التصادم والعوامل المؤثرة في سرعة التفاعل
Collision Theory and Factors Affect Reaction Rate

الفكرة الرئيسة:

تؤدي التصادمات الفعّالة بين جسيمات المواد المتفاعلة إلى حدوث التفاعل الكيميائي، وتتحدد سرعة التفاعل بعوامل عدة تؤدي إلى زيادتها أو إبطائها.

نتاجات التعلُّم:

- أوضّح المقصود بكل من: نظرية التصادم، التصادم الفعال، المعقّد المنشّط، طاقة التنشيط، العامل المساعد.
- أفسّر العوامل المؤثرة في سرعة التفاعل الكيميائي وفق نظرية التصادم.
- أستنتج العلاقة بين طاقة التنشيط والتغيّر في المحتوى الحراري، باستخدام منحنى الطاقة – سير التفاعل.

المفاهيم والمصطلحات:

نظرية التصادم	Collision Theory
التصادم الفعال	Effective Collision
المعقّد المنشّط	Activated Complex
طاقة التنشيط	Activation Energy

نظرية التصادم Collision Theory

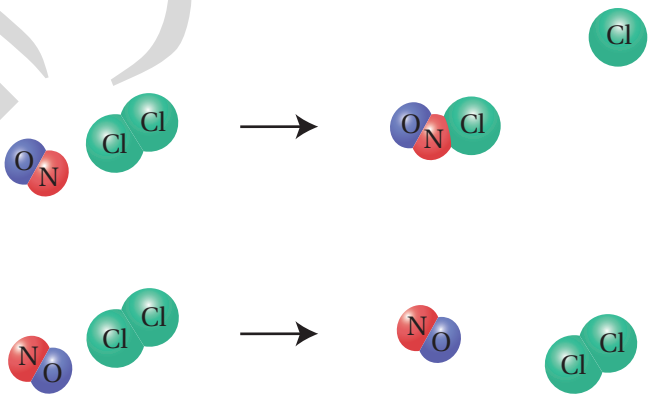
وضع نظرية التصادم العالمان: ماكس تراوتز، ووليام لويس؛ لتفسير حدوث التفاعلات الكيميائية وتفاوت سرعاتها، وقدمت النظرية اقتراحات حول كيفية تغيير سرعة التفاعل الكيميائي. وتفترض **نظرية التصادم Collision Theory**، أنه لحدوث تفاعل كيميائي يجب تصادم جسيمات المواد المتفاعلة معًا، سواء أكانت ذرات أم أيونات أم جزيئات، وأن تكون طاقة التصادم كافية لتكسير الروابط بين الجسيمات المتفاعلة وتكوين روابط جديدة. بالإضافة إلى ذلك تشترط النظرية أن يكون اتجاه تصادم هذه الجسيمات صحيحًا، فمثلًا: تتفاعل جزيئات أول أكسيد النيتروجين NO مع جزيئات الكلور Cl_2؛ وفق المعادلة الآتية:

$$NO_{(g)} + Cl_{2(g)} \rightarrow NOCl_{(g)} + Cl_{(g)}$$

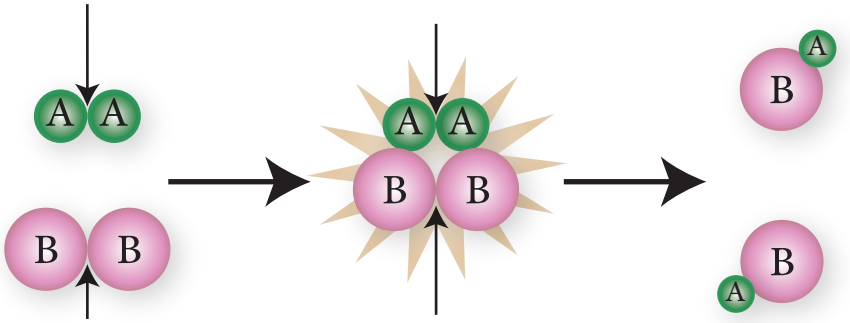
يوضح الشكل (12) طريقتين لتصادم الجسيمات بعضها ببعض، ولكن ليس كل تصادم يؤدي إلى تكوين نواتج، بل –فقط– عندما يكون اتجاه تصادم الجسيمات صحيحًا.

اتجاه التصادم والمعقّد المنشّط
Collision direction and Activated Complex

تحدث تصادمات كثيرة بين جسيمات المواد المتفاعلة، إلا أن عدد التصادمات التي تؤدي إلى تكوين نواتج تكون قليلة مقارنة بعدد التصادمات الكُليّة. يطلق على التصادم الذي يمتلك طاقة كافية ويؤدي إلى حدوث التفاعل وتكوين النواتج **التصادم الفعال Effective Collision**، ويتطلب هذا أن يكون تصادم الجسيمات المتفاعلة في الاتجاه الصحيح (الاتجاه المناسب)،



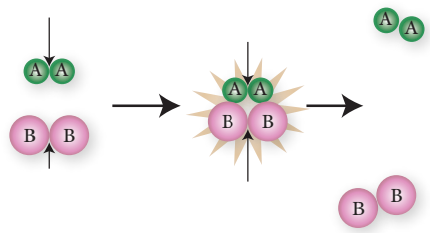
الشكل (12): تصادم جسيمات NO مع جسيمات Cl_2.



الشكل (13): اتجاه تصادم صحيح وطاقة كافية.

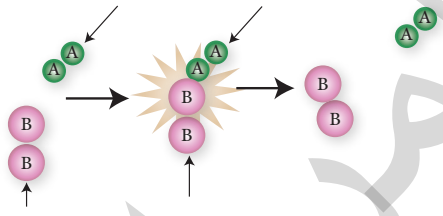
وأن تمتلك الحد الأدنى من الطاقة اللازمة لبدء التفاعل. وفي هذه الظروف تتكسر الروابط بين جسيمات المواد المتفاعلة، وتتكون روابط جديدة في المواد الناتجة. فمثلًا: في المعادلة العامة: $A_2 + B_2 \rightarrow 2AB$؛ يجب أن تتصادم جسيمات A_2 مع جسيمات B_2 في الاتجاه الصحيح كي يحدث التفاعل، وأن تتوافر الطاقة الكافية، أنظر الشكل (13) الذي يُبيّن تكوّن النواتج 2AB؛ عندما تتصادم ذرّتا A من الجزيء A_2 مع ذرتي B من الجزيء B_2.

عندما يكون اتجاه تصادم جسيمات المواد المتفاعلة صحيحًا، ولكنها لا تمتلك الطاقة الكافية للتفاعل؛ فإن الجسيمات ترتد بعضها عن بعض عند تصادمها، ولا يحدث التفاعل، ولا تتكون النواتج، أنظر الشكل (14).



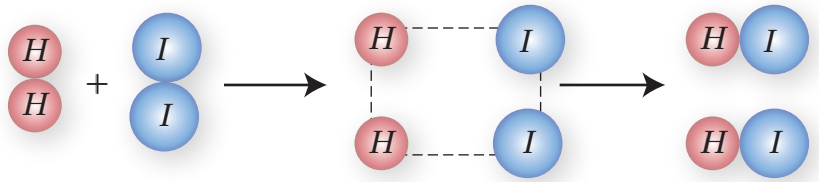
الشكل (14): اتجاه تصادم صحيح وطاقة غير كافية.

وكذلك الحال إذا كان اتجاه التصادم غير صحيح سواء كانت كمية الطاقة كافية أو غير كافية للتفاعل، فإن الجسيمات ترتد بعضها عن بعض ولا يحدث التفاعل، أنظر الشكل (15).



الشكل (15): اتجاه تصادم غير صحيح وطاقة كافية أو غير كافية.

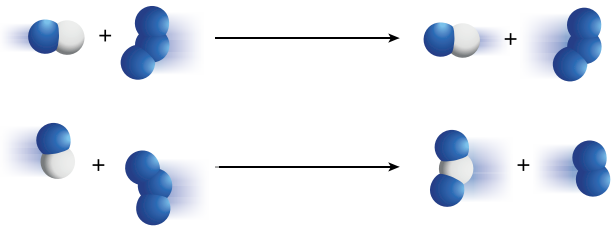
وعند حدوث التصادم الفعال، تتكوّن حالة تسمى **المعقّد المنشّط** **Activated Complex**؛ وهي حالة انتقالية غير مستقرة من تجمع الذرات يبدأ فيها تكسير الروابط وتكوين روابط جديدة ، ولها أعلى طاقة؛ تسمى طاقة المعقّد المنشّط (H_C)، وسرعان ما يتفكك المعقّد المنشّط مكوّنًا المواد الناتجة أو المتفاعلة مرة أخرى. ويوضح الشكل (16) المعقّد المنشّط المتكوّن من تفاعل الهيدروجين H_2 مع اليود I_2.



$$H_2 + I_2 \rightarrow 2HI$$

الشكل (16): المعقّد المنشّط في تفاعل H_2 مع I_2.

المثال 15



أستنتج من الشكل المجاور أي الاحتمالين يعدّ اتجاهًا صحيحًا للتصادم الفعال بين جزيئات أول أكسيد النيتروجين وجزيئات الأوزون؛ وفق المعادلة الآتية:

$$NO_{(g)} + O_{3\,(g)} \rightarrow NO_{2\,(g)} + O_{2\,(g)}$$

الحلّ:

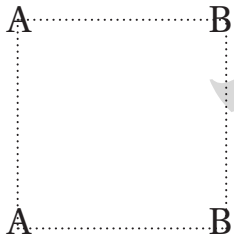
ألاحظ من الاحتمال الأول؛ أنه لم يتغير ترتيب الذرات الناتجة عن المتفاعلة؛ مما يعني أن اتجاه التصادم غير صحيح، في حين أن الاحتمال الثاني يعدّ اتجاهًا صحيحًا للتصادم الفعال؛ لأنه أدى إلى إعادة ترتيب الذرات في المواد الناتجة كما يتّضح من الشكل.

المثال 16

أرسم المعقّد المنشّط المتكوّن من التفاعل العام الآتي:

$$2AB \rightarrow A_2 + B_2$$

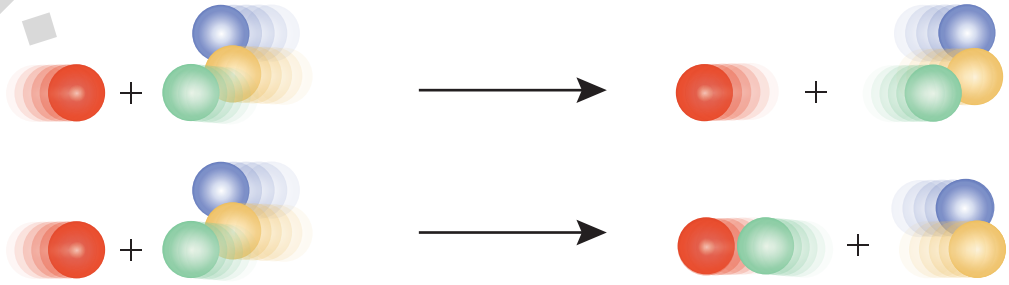
الحلّ:

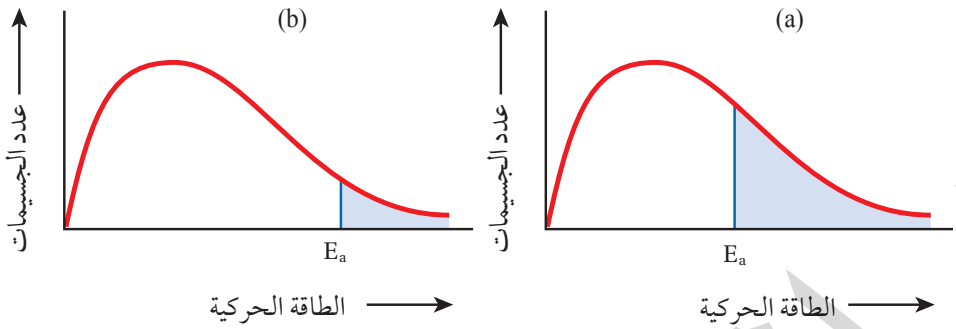


يحدث التصادم بين ذرتي A وذرتي B في الجسيمات AB، ويُتوقَّع أن تنكسر كل رابطة A–B، وتتكوّن الرابطة بين A–A و B–B؛ فيكون المعقّد المنشّط كما يأتي:

✓ أتحقَّق:

1. ما الشرطان اللازم توافرهما حتى يكون التصادم فعالًا؟
2. بالاعتماد على شرطي التصادم الفعال؛ أستنتج من الشكل الافتراضي الآتي أي الحالتين تمثل تصادمًا فعالًا، وأيهما تمثل تصادمًا غير فعال، وأفسّر إجابتي.





الشكل (17): العلاقة بين طاقة التنشيط وعدد الجسيمات التي تمتلكها والتي تمثلها المنطقة المظللة.

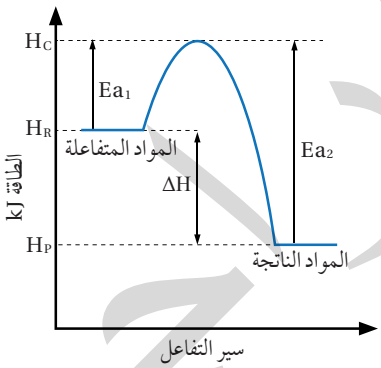
طاقة التنشيط Activation Energy (Ea)

تشترط نظرية التصادم امتلاك الجسيمات المتفاعلة طاقة كافية لحدوث التفاعل، ويُطلَق على هذه الطاقة **طاقة التنشيط Activation Energy (Ea)**، وهي الحد الأدنى من الطاقة الحركية التي يجب أن تكتسبها الجسيمات المتصادمة كي تبدأ التفاعل وتكوّن المعقّد المنشّط. وعندما تكون طاقة التنشيط اللازمة لحدوث التفاعل منخفضةً؛ فهذا يعني أن هناك عددًا كبيرًا من الجسيمات يمكن أن تمتلك هذه الطاقة وتكوّن المعقّد المنشّط عند تصادمها في الاتجاه الصحيح، يتّضح من الشكل (17/a, b) أن طاقة التنشيط في الشكل (a) أقل منها في الشكل (b) وبالتالي فإن عدد الجسيمات التي تمتلك هذه الطاقة أكبر فتكون سرعة التفاعل في الشكل (a) أكبر، ويزداد احتمال تكوّن النواتج، أما في الشكل (b) فألاحظ أن طاقة التنشيط اللازمة لحدوث التفاعل عالية؛ وهذا يعني أن عددًا قليلًا من الجسيمات يمكن أن يمتلك طاقة كافية لتكوين المعقّد المنشّط؛ فتكون سرعة التفاعل أبطأ.

يوضح الشكل (18) منحنى تغير الطاقة أثناء سير تفاعل أول أكسيد الكربون CO مع ثاني أكسيد النيتروجين NO_2، لإنتاج ثاني أكسيد الكربون CO_2 وأول أكسيد النيتروجين NO، وفق المعادلة الآتية:

$$CO_{(g)} + NO_{2(g)} \rightleftharpoons CO_{2(g)} + NO_{(g)}$$

ويبيّن الشكل (18) أن المواد المتفاعلة تمتلك كمية من الطاقة تسمى: طاقة المواد المتفاعلة أو المحتوى الحراري للمواد المتفاعلة، ويُرمَز إليها بالرمز H_R، وأن المواد الناتجة تمتلك كمية من الطاقة تسمى: طاقة المواد الناتجة أو المحتوى الحراري للمواد الناتجة، ويُرمَز إليها بالرمز H_P، وألاحظ أن طاقة المواد الناتجة H_P أقل من طاقة المواد المتفاعلة H_R، مما يعني أن التفاعل يصاحبه فقدان للطاقة،



الشكل (18): منحنى تغير الطاقة أثناء سير تفاعل طارد للطاقة الحرارية.

ويسمى فرق الطاقة بين طاقة المواد المتفاعلة وطاقة المواد الناتجة: التغيّر في المحتوى الحراري للتفاعل، ويُرمَز إليه بالرمز ΔH حيث:

التغيّر في المحتوى الحراري للتفاعل = طاقة المواد الناتجة – طاقة المواد المتفاعلة

$$\Delta H = H_P - H_R$$

وتسمى التفاعلات التي تفقد طاقة حرارية: التفاعلات الطاردة للطاقة الحرارية.

كما يتضح من الشكل (18) أن المواد المتفاعلة تكتسب الطاقة عند تصادمها لتكوين المعقّد المنشّط، وتسمى هذه الطاقة: طاقة تنشيط التفاعل الأمامي Ea_1، وفي هذه الحالة تتصادم جزيئات CO و NO_2، بالاتجاه الصحيح، ومع وجود كمية كافية من الطاقة يبدأ تكسير الروابط وتكوين روابط جديدة، ومن ثمّ يتكوّن المعقّد المنشّط، ثمّ تتكوّن المواد الناتجة.

يسمى فرق الطاقة بين طاقة المواد الناتجة وطاقة المعقّد المنشّط H_C: طاقة تنشيط التفاعل العكسي Ea_2، وهي أكبر من طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي.

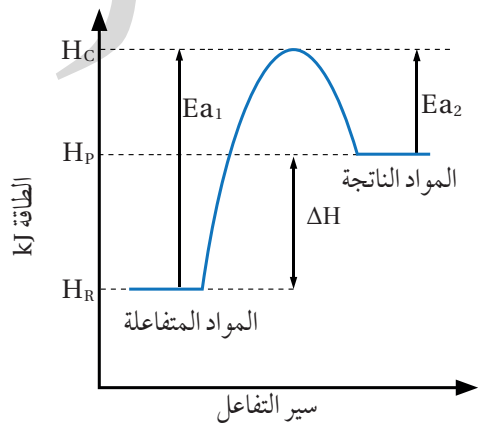
وأيضًا يمكن التعبير عن التغيّر في المحتوى الحراري بدلالة الفرق بين طاقة تنشيط التفاعل الأمامي Ea_1، وطاقة تنشيط التفاعل العكسي Ea_2، حيث:

التغيّر في المحتوى الحراري للتفاعل= طاقة تنشيط التفاعل الأمامي – طاقة تنشيط التفاعل العكسي

$$\Delta H = Ea_1 - Ea_2$$

ويوضح الشكل (19) منحنى تغير الطاقة أثناء سير تفاعل ماصٍّ للطاقة الحرارية، وفيه تكون طاقة المواد الناتجة أكبر من طاقة المواد المتفاعلة، وطاقة التنشيط للتفاعل الأمامي أكبر من طاقة التنشيط للتفاعل العكسي.

إشارة ΔH الموجبة تعني تفاعلًا ماصًّا للطاقة الحرارية، في حين تعني الإشارة السالبة تفاعلًا طاردًا للطاقة الحرارية.



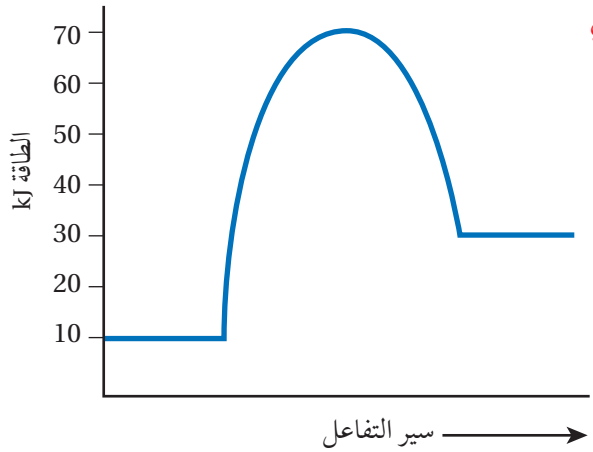
الشكل (19): منحنى تغير الطاقة أثناء سير تفاعل ماصّ للطاقة الحرارية.

المثال 17

أدرس منحنى تغير الطاقة للتفاعل الماصّ للطاقة المجاور؛

ثمّ أجد قيمة كلٍّ مما يأتي (بوحدة kJ):

1. طاقة المواد المتفاعلة H_R.
2. طاقة المواد الناتجة H_P.
3. طاقة المعقّد المنشّط H_C.
4. طاقة تنشيط التفاعل الأمامي Ea_1.
5. طاقة تنشيط التفاعل العكسي Ea_2.
6. التغيّر في المحتوى الحراري للتفاعل ΔH.



الحلّ:

1. 10 kJ
2. 30 kJ
3. 70 kJ
4. لحساب طاقة تنشيط التفاعل الأمامي، أحسب الفرق بين طاقة المعقّد المنشّط وطاقة المواد المتفاعلة:

طاقة تنشيط التفاعل الأمامي = طاقة المعقّد المنشّط – طاقة المواد المتفاعلة

$$Ea_1 = H_C - H_R = 70 - 10 = 60 \text{ kJ}$$

5. لحساب طاقة تنشيط التفاعل العكسي، أحسب الفرق بين طاقة المعقّد المنشّط وطاقة المواد الناتجة:

طاقة تنشيط التفاعل العكسي = طاقة المعقّد المنشّط – طاقة المواد الناتجة

$$Ea_2 = H_C - H_P = 70 - 30 = 40 \text{ kJ}$$

6. لحساب التغيّر في المحتوى الحراري للتفاعل، أحسب الفرق بين طاقة المواد المتفاعلة وطاقة المواد الناتجة:

$$\Delta H = H_P - H_R$$
$$= 30 - 10 = +20 \text{ kJ}$$

ويمكن حسابه أيضًا بحساب الفرق بين طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي وطاقة التنشيط للتفاعل العكسي:

$$\Delta H = Ea_1 - Ea_2$$
$$\Delta H = 60 - 40$$
$$= +20 \text{ kJ}$$

المثال 18

في تفاعل ما، كانت طاقة المواد المتفاعلة 25 kJ، وكان التغيّر في المحتوى الحراري للتفاعل 45+ kJ، وطاقة تنشيط التفاعل العكسي 55 kJ؛ أجد قيمة كل مما يأتي (بوحدة kJ):

1. **طاقة المواد الناتجة H_P.**
2. **طاقة المعقّد المنشّط H_C.**
3. **طاقة تنشيط التفاعل الأمامي Ea_1.**
4. **هل التفاعل ماصّ للطاقة الحرارية أم طارد لها؟**

تحليل السؤال: (المعطيات)

$$H_R = 25\ kJ$$
$$\Delta H = +45\ kJ$$
$$Ea_2 = 55\ kJ$$

المطلوب:

الحلّ:

1. أحسب طاقة المواد الناتجة من الفرق بين طاقة المواد المتفاعلة والتغيّر في المحتوى الحراري:

$$\Delta H = H_P - H_R$$
$$+45 = H_P - 25$$
$$H_P = 70\ kJ$$

2. أحسب طاقة المعقّد المنشّط بمعرفة طاقة التنشيط للتفاعل العكسي وطاقة المواد الناتجة:

$$Ea_2 = H_C - H_P$$
$$55 = H_C - 70$$
$$H_C = 125\ kJ$$

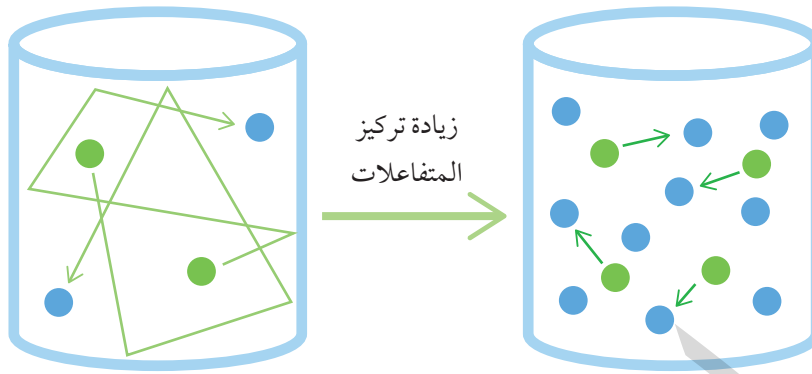
3. أحسب طاقة تنشيط التفاعل الأمامي من الفرق بين طاقة المعقّد المنشّط وطاقة المواد المتفاعلة:

$$Ea_1 = H_C - H_R = 125 - 25 = 100\ kJ$$

4. ألاحظ أن إشارة التغير في المحتوى الحراري موجبة، وهذا يعني أن التفاعل ماصّ للطاقة الحرارية.

✓ **أتحقَّق:** في تفاعل ما، كانت قيمة التغيّر في المحتوى الحراري للتفاعل 80− kJ، وطاقة المواد الناتجة 15 kJ، وطاقة المعقّد المنشّط 150 kJ . أحسب:

1. طاقة المواد المتفاعلة H_R.
2. طاقة تنشيط التفاعل العكسي Ea_2.
3. طاقة تنشيط التفاعل الأمامي Ea_1.



الشكل (20): زيادة عدد التصادمات بزيادة تركيز الجسيمات المتفاعلة.

العوامل المؤثرة في سرعة التفاعل الكيميائي
Factors Affecting Rate of Chemical Reaction

تتأثر سرعة التفاعل الكيميائي بمجموعة من العوامل التي يمكن التحكم بها لزيادة سرعة التفاعل أو إبطائها، فما هذه العوامل؟ وما أثرها في سرعة التفاعل؟

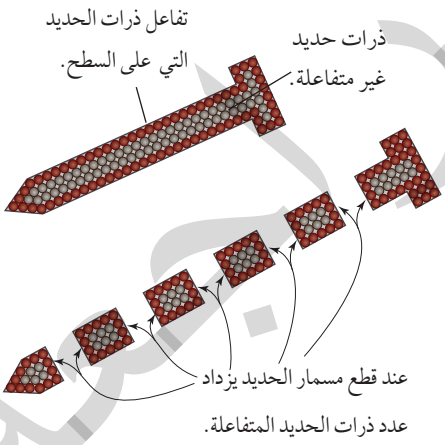
تركيز المواد المتفاعلة Concentration of Reactants

تؤدي زيادة تركيز المواد المتفاعلة إلى زيادة عدد الجسيمات في وحدة الحجم، فيزداد عدد التصادمات الفعّالة بينها، مما يؤدي إلى زيادة سرعة التفاعل. فمثلًا: تفاعل كتلة محددة من الخارصين Zn مع 20 mL من محلول حمض الهيدروكلوريك HCl، تركيزه 1M، يؤدي إلى انطلاق كمية من غاز الهيدروجين H_2 من التفاعل أكبر منها عند تفاعل كتلة الخارصين Zn نفسها مع 20 mL من محلول حمض الهيدروكلوريك HCl، تركيزه 0.1M في الفترة الزمنية نفسها. وسرعة تفاعل المواد مع الأكسجين النقي O_2 أكبر من سرعة تفاعلها مع الهواء؛ لأن تركيز الأكسجين النقي أكبر من تركيزه في الهواء. أنظر الشكل (20) الذي يُبيّن زيادة عدد تصادمات الجسيمات المتفاعلة بزيادة تركيزها.

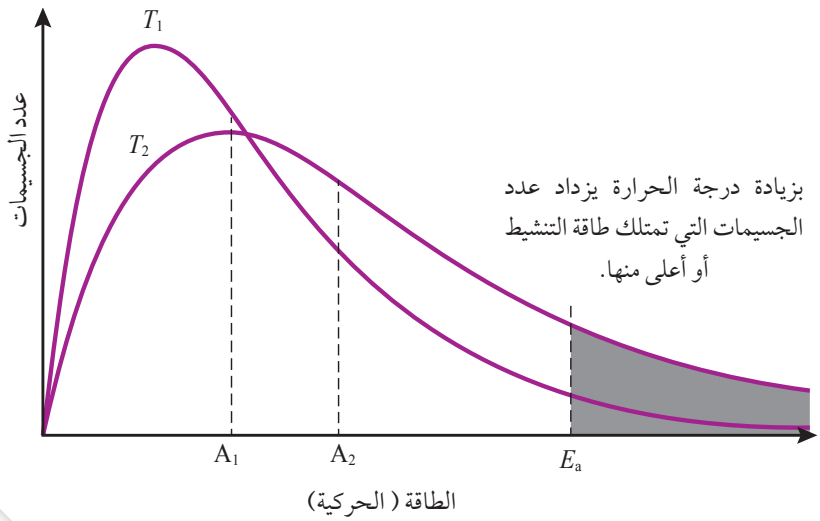
مساحة سطح المواد المتفاعلة Surface Area of Reactant

تؤدي زيادة مساحة سطح المواد الصُّلبة المُعرَّضة للتفاعل إلى زيادة عدد التصادمات الفعّالة؛ فتزداد سرعة التفاعل.

عند تجزئة القطعة الكبيرة من المادة الصُّلبة إلى قطع أصغر أو طحنها على شكل مسحوق تزداد مساحة السطح المُعرَّض للتفاعل، وبهذا؛ تزداد سرعة التفاعل، أنظر الشكل (21)، ألاحظ زيادة عدد ذرات الحديد المتفاعلة بزيادة مساحة السطح المعرض للتفاعل.



الشكل (21): أثر زيادة مساحة السطح في سرعة التفاعل.



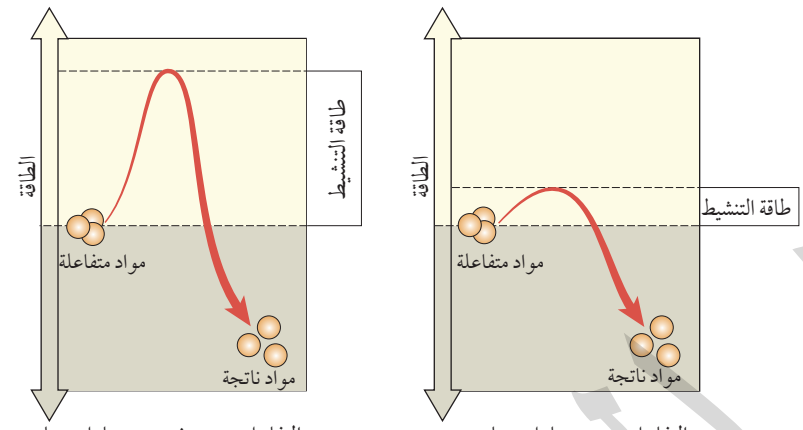
بزيادة درجة الحرارة يزداد عدد الجسيمات التي تمتلك طاقة التنشيط أو أعلى منها.

الشكل (22): توزيع الطاقة الحركية على الجسيمات عند درجتي حرارة T_1 و T_2.

فمثلًا: تحترق نشارة الخشب بسرعة أكبر من احتراق قطعة الخشب ذات الكتلة نفسها، كما أن تفاعل برادة الحديد مع حمض الهيدروكلوريك أسرع من تفاعل قطعة الحديد التي لها الكتلة نفسها.

درجة الحرارة Temperature

تؤدي زيادة درجة الحرارة إلى رفع الطاقة الحركية لجسيمات المواد المتفاعلة، ومن ثمّ يزداد عدد الجسيمات التي تمتلك طاقة تساوي طاقة التنشيط أو أعلى منها؛ فيزداد عدد التصادمات الفعّالة فتزداد سرعة التفاعل. ويمكن توضيح ذلك من الشكل (22) الذي يُبيّن توزيع الطاقة الحركية على الجسيمات عند درجتي حرارة T_1 و T_2 حيث $T_2 > T_1$، وتمثّل المساحة تحت كل منحنى عدد الجسيمات عند درجة حرارة معينة، وبزيادة درجة الحرارة فإن متوسط الطاقة الحركية A_2 للجسيمات عند درجة الحرارة T_2 أعلى من متوسط الطاقة الحركية A_1 عند درجة الحرارة T_1، ويُلاحظ أن طاقة التنشيط للتفاعل E_a، لا تتغير بتغير درجة الحرارة. أما المنطقة المظللة على يمين طاقة التنشيط فتمثّل الجسيمات التي تمتلك طاقة كافية للتفاعل، ويكون عدد الجسيمات عند درجة حرارة T_2 أكثر من عددها عند درجة الحرارة T_1؛ فتزداد سرعة اصطدام بعضها ببعض، ويزداد بذلك عدد التصادمات الفعّالة؛ مما يؤدي إلى زيادة سرعة التفاعل.



سير التفاعل من دون وجود عامل مساعد.

سير التفاعل بوجود عامل مساعد.

الشكل (23): أثر العامل المساعد في طاقة التنشيط وسير التفاعل.

العامل المساعد (الحفاز) Catalyst

تزداد سرعة التفاعل الكيميائي بوجود العامل المساعد الذي يمهد مسارًا بديلًا للتفاعل، بحيث يقلل طاقة التنشيط؛ مما يجعل التفاعل أسرع ويحدث في زمن أقلّ. أنظر الشكل (23).

أما الشكل (24)، فيوضّح تفاعلًا كيميائيًّا طاردًا للطاقة الحرارية، إذ يُمثّل الخط المتصل مسار التفاعل من دون وجود عامل مساعد، في حين يُمثّل الخط المتقطع مسار التفاعل بوجود عامل مساعد، وألاحظ أن طاقة التنشيط للتفاعل بوجود العامل المساعد Ea_1^*، أقل منها للتفاعل من دون وجود العامل المساعد Ea_1، وأن طاقة المواد المتفاعلة والناتجة لا تتأثر بوجود العامل المساعد.

تشير الرموز في الشكل إلى:

H_C طاقة المعقّد المنشّط من دون عامل مساعد.

H_C^* طاقة المعقّد المنشّط بوجود عامل مساعد.

Ea_1 طاقة تنشيط التفاعل الأمامي من دون عامل مساعد.

Ea_1^* طاقة تنشيط التفاعل الأمامي بوجود عامل مساعد.

Ea_2 طاقة تنشيط التفاعل العكسي من دون عامل مساعد.

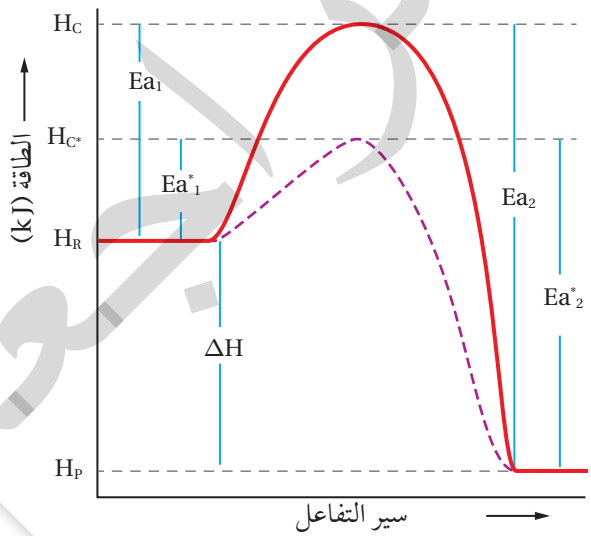
Ea_2^* طاقة تنشيط التفاعل العكسي بوجود عامل مساعد.

ΔH التغيّر في المحتوى الحراري للتفاعل.

توضح الأمثلة الآتية حساب طاقة تنشيط التفاعل بوجود العامل المساعد ومن دون وجوده.

الربط بالهندسة

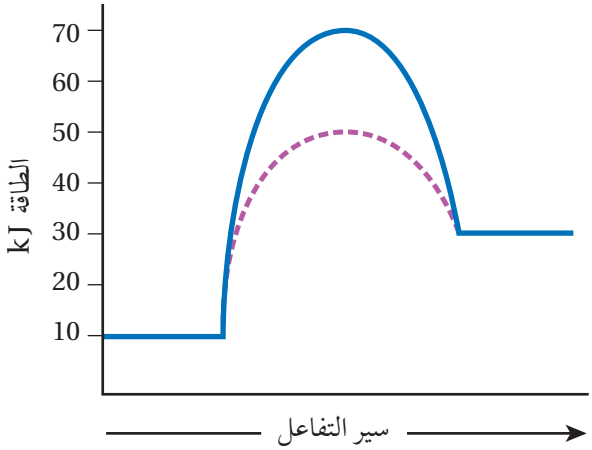
تتفاعل مكوّنات الخلطة الإسمنتية (الخرسانة) وتتصلّب بسرعة صيفًا؛ بسبب ارتفاع درجة الحرارة، في حين تتصلب ببطء في فصل الشتاء، بسبب انخفاضها، وكلاهما يؤثر في المواصفات القياسية المطلوبة لها، وللتقليل من هذا الأثر يعمل المهندس المختص على إضافة مواد كيميائية بنسب محددة إلى الخلطة لزيادة سرعة تصلبها أو إبطائها؛ ضمن فترة زمنية محددة تبعًا لمواصفات قياسية. وبهذا يضاف كلوريد الكالسيوم إلى الخلطة لزيادة سرعة تصلبها في فصل الشتاء، في حين يضاف الجبس إلى الخلطة لإبطاء سرعة تصلّبها في فصل الصيف.



الشكل (24): منحنى سير تفاعل بوجود العامل المساعد وعدم وجوده.

المثال 19

يُبيّن الشكل سير تفاعل ما بوجود العامل المساعد ومن دون وجوده:



أستنتج من الشكل، (بوحدة kJ):

1. طاقة المواد المتفاعلة H_R
2. طاقة المواد الناتجة H_P
3. طاقة تنشيط التفاعل الأمامي من دون عامل مساعد Ea_1
4. طاقة المعقّد المنشّط بوجود العامل المساعد H_C^*
5. طاقة تنشيط التفاعل الأمامي بوجود عامل مساعد Ea^*_1
6. طاقة تنشيط التفاعل العكسي من دون عامل مساعد Ea_2
7. طاقة تنشيط التفاعل العكسي بوجود عامل مساعد Ea^*_2
8. التغيّر في المحتوى الحراري للتفاعل ΔH

الحلّ:

1. $H_R = 10\ kJ$
2. $H_P = 30\ kJ$
3. أحسب طاقة تنشيط التفاعل الأمامي من دون عامل مساعد، وذلك بطرح طاقة المواد المتفاعلة من طاقة المعقّد المنشّط من دون عامل مساعد:

$$Ea_1 = H_C - H_R = 70 - 10 = 60\ kJ$$

4. طاقة المعقّد المنشّط بوجود العامل المساعد = 50 kJ
5. أحسب طاقة تنشيط التفاعل الأمامي بوجود عامل مساعد، وذلك بطرح طاقة المواد المتفاعلة من طاقة المعقّد المنشّط بوجود عامل مساعد:

$$Ea^*_1 = H_C^* - H_R = 50 - 10 = 40\ kJ$$

6. أحسب طاقة تنشيط التفاعل العكسي من دون عامل مساعد، وذلك بطرح طاقة المواد الناتجة من طاقة المعقّد المنشّط من دون عامل مساعد:

$$Ea_2 = H_C - H_P = 70 - 30 = 40\ kJ$$

7. أحسب طاقة تنشيط التفاعل العكسي بوجود عامل مساعد، وذلك بطرح طاقة المواد الناتجة من طاقة المعقّد المنشّط بوجود عامل مساعد:

$$Ea^*_2 = H_{C^*} - H_P = 50 - 30 = 20\ kJ$$

8. أحسب التغيّر في المحتوى الحراري للتفاعل، وذلك بإيجاد الفرق بين طاقة المواد المتفاعلة والمواد الناتجة:

$$\Delta H = H_P - H_R = 30 - 10 = +20\ kJ$$

قيد الإعداد والمراجعة

المثال 20

في تفاعل ما، كان التغيّر في المحتوى الحراري للتفاعل **40 kJ−**، وطاقة المواد المتفاعلة **70 kJ**، وطاقة تنشيط التفاعل الأمامي من دون عامل مساعد **110 kJ**، وطاقة المعقّد المنشّط بوجود العامل المساعد **80 kJ**، أحسب:

1- طاقة التنشيط للتفاعل العكسي من دون عامل مساعد Ea_2.

2- طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي بوجود عامل مساعد Ea^*_1.

3- طاقة المعقّد المنشّط للتفاعل من دون عامل مساعد H_C.

4- طاقة المواد الناتجة H_P.

الحلّ:

1-
$$\Delta H = Ea_1 - Ea_2$$
$$-40 = 110 - Ea_2$$
$$Ea_2 = 150\ kJ$$

2-
$$H_C{}^* = Ea_1{}^* - H_R$$
$$80 = Ea_1{}^* + 70$$
$$Ea_1{}^* = 10\ kJ$$

3-
$$H_C = Ea_1 + H_R$$
$$H_C = 110 + 70 = 180\ kJ$$

4-
$$\Delta H = H_P - H_R$$
$$-40 = H_P - 70$$
$$H_P = 30\ kJ$$

✓ **أتحقَّق:** تفاعل افتراضي فيه طاقة المواد المتفاعلة 110 kJ، وطاقة المواد الناتجة 80 kJ، وطاقة المعقّد المنشّط من دون عامل مساعد 180 kJ، وطاقة المعقّد المنشّط بوجود عامل مساعد 140 kJ، أحسب:

1. طاقة تنشيط التفاعل العكسي من دون عامل مساعد.
2. طاقة تنشيط التفاعل الأمامي بوجود العامل المساعد.
3. التغيّر في المحتوى الحراري.
4. هل التفاعل ماصّ للطاقة الحرارية أم طارد لها؟

الربط بعلم الأحياء

الأنزيمات

وهب الله تعالى بعض الخلايا في أجسامنا القدرة على إنتاج الأنزيمات؛ فبعضها يعمل بوصفه عوامل مساعدة في تسريع حدوث التفاعلات في الخلايا، إذ تخفّض طاقة التنشيط للتفاعل، ويعود ذلك إلى أن كثيرًا من التفاعلات في أجسام الكائنات الحية لا تحدث بالسرعة الكافية للمحافظة على الحياة إلا بوجود الأنزيمات. فمثلًا: أنزيم السكريز يحفز التحلل المائي لمحلول سكر السكروز لتكوين سكريات الفركتوز والجلوكوز؛ لإمداد الجسم بالطاقة اللازمة للقيام بالأعمال الحيوية.

التجربة 1

العوامل المؤثرة في سرعة التفاعل الكيميائي

المواد والأدوات:

محلولا حمض HCl، تركيز أحدهما 0.1M وتركيز الآخر 1 M، حبّتان لهما الحجم نفسه من فلزّ الخارصين Zn، محلول نشا، محلول اليود I_2، ثاني أكسيد المنغنيز MnO_2، محلول فوق أكسيد الهيدروجين H_2O_2، حمام مائي ساخن (درجة 30°C)، حمام مائي بارد درجة (1°C)، مخبار مدرّج، كأس زجاجية عدد (5) سعة 100 mL، ملعقة تحريك.

إرشادات السلامة:

- اتّباع إرشادات السلامة العامة في المختبر.
- ارتداء معطف المختبر والنظارات الواقية والقفازات.
- الحذر من استنشاق أو لمس حمض الهيدروكلوريك HClوفوق أكسيد الهيدروجين H_2O_2.

خطوات العمل:

1- **أقيس** 15 mL من محلول حمض الهيدروكلوريك HCl، تركيزه 1M باستخدام المخبار المدرج، وأضعها في الكأس الزجاجية. وأكرر العملية مع محلول HCl تركيزه 0.1 M في كأس زجاجية أخرى.

2- أضع حبّة من فلزّ الخارصين في كلّ من الكأسين الزجاجيتين في الوقت نفسه، وأسجل ملاحظاتي.

3- **أقيس**: أحضر كأسين زجاجيتين، وأضع في كل منهما 10 mL من محلول النشا.

4- أضع إحدى الكأسين في الحمام المائي الساخن، والكأس الأخرى في الحمام المائي البارد، وأتركهما مدة 5 min.

5- أضيف إلى كل من الكأسين 5 mL من محلول اليود I_2، وأحرك بحذر، وأسجل ملاحظاتي.

6- **أقيس** 20 mL من محلول فوق أكسيد الهيدروجين H_2O_2، وأضعها في كأس زجاجية، وأراقب المحلول بضع ثوان، ثم أضيف إلى المحلول في الكأس ملعقة صغيرة من ثاني أكسيد المنغنيز MnO_2. أسجل ملاحظاتي.

التحليل والاستنتاج

1- **أصف** أثر تغير تركيز حمض HCl في سرعة تصاعد غاز الهيدروجين.

2- **أقارن** بين سرعة تغيّر اللون في محلول النشا في الكأسين البارد والساخن بعد إضافة محلول اليود.

3- **أصف** التغيّر الحاصل بعد إضافة ثاني أكسيد المنغنيز MnO_2 إلى محلول فوق أكسيد الهيدروجين H_2O_2.

4- أكتب معادلة تحلل فوق أكسيد الهيدروجين H_2O_2، بوجود العامل المساعد.

قيد الإعداد والمراجعة

مراجعة الدرس

1. **الفكرة الرئيسة**: أوضّح كيف تفسر نظرية التصادم حدوث التفاعل الكيميائي.

2. أوضّح المقصود بكل من: المعقّد المنشّط، طاقة التنشيط للتفاعل.

3. **أفسّر** أثر كل مما يأتي في سرعة التفاعل الكيميائي:
   أ. تركيز المواد المتفاعلة.
   ب. درجة الحرارة.
   جـ. مساحة سطح المواد المتفاعلة.

4. **أستنتج** من البيانات الواردة في الجدول الآتي:

البيانات	طاقة المواد الناتجة	التغيّر في المحتوى الحراري	طاقة المعقّد المنشّط بوجود عامل مساعد	طاقة التنشيط للتفاعل العكسي من دون عامل مساعد
الطاقة (kJ)	50	+20	70	110

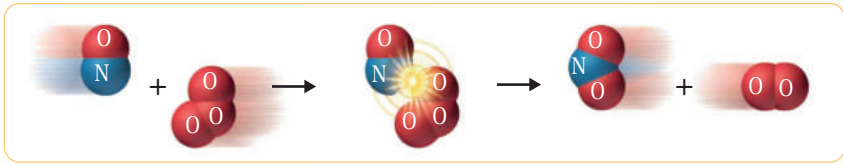
   أ. قيمة طاقة المواد المتفاعلة.
   ب. قيمة طاقة التنشيط للتفاعل العكسي بوجود عامل مساعد.
   جـ. قيمة طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي من دون عامل مساعد.
   د. قيمة طاقة المعقّد المنشّط للتفاعل من دون عامل مساعد.
   هـ. هل التفاعل ماصّ للطاقة الحرارية أم طارد لها؟
   و. طاقة تنشيط التفاعل الأمامي بوجود عامل مساعد.

5. ما تأثير العامل المساعد في كل من: طاقة المواد المتفاعلة، طاقة تنشيط التفاعل العكسي، طاقة المعقّد المنشّط، التغيّر في المحتوى الحراري للتفاعل، زمن حدوث التفاعل.

6. في التفاعل الافتراضي: $A + B \rightleftharpoons C + D + 80\ kJ$، إذا كانت طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي 55 kJ وطاقة الموادّ الناتجة 15 kJ، فأجد قيمة كلّ ممّا يأتي بوحدة (kJ):
   أ. طاقة التنشيط للتفاعل العكسي.
   ب. طاقة المعقّد المنشّط.

7. **أختار الإجابة الصحيحة لكل فقرة من الفقرات الآتية:**

1. يبيّن الشكل الآتي الاتجاه الصحيح للتصادم الفعال في تفاعل كيميائي:

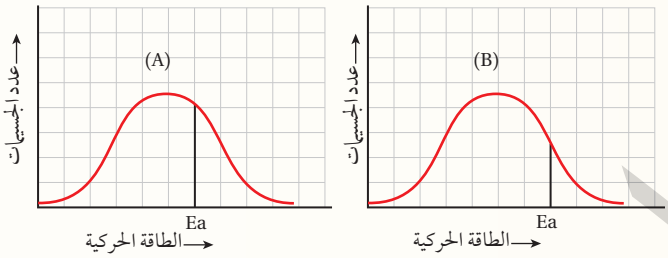


إن المعادلة الكيميائية التي تمثل هذا التفاعل، هي:

أ . $O_2 + 2NO_2 \rightarrow 2NO_3$ ب. $2NO + O_3 \rightarrow N_2O_5$

جـ. $NO + O_3 \rightarrow NO_2 + O_2$ د . $O_3 + NO_2 \rightarrow NO + 2O_2$

2. يبيّن الشكل المجاور طاقة التنشيط وعدد الجسيمات التي تمتلكها لتفاعلين افتراضيين لهما الرمزان الافتراضيان (A ، B). فإن إحدى العبارات الآتية صحيحة:



أ . سرعة التفاعل A أقل من سرعة التفاعل B.

ب. عدد الجسيمات التي تمتلك طاقة كافية لتكوين المعقّد المنشّط في التفاعل B أكبر منها في التفاعل A.

جـ. طاقة التنشيط للتفاعل A أكبر من طاقة التنشيط للتفاعل B.

د . الفرق بين طاقة المواد المتفاعلة وطاقة المعقّد المنشّط للتفاعل A أقل منه في التفاعل B.

3. عند مقارنة تفاعل مسحوق من الألمنيوم Al وقطعه من الألمنيوم Al لهما الكتلة نفسها مع حمض الهيدروكلوريك HCl المُخفَّف، وعند الظروف نفسها وُجِد أنّ سرعة تفاعل المسحوق أكبر من سرعة تفاعل القطعة، فإن العامل المؤثر في سرعة التفاعل:

أ . المحتوى الحراري. ب. مساحة السطح.

جـ. تركيز المادة. د . درجة الحرارة.

4. تؤدّي إضافة العامل المساعد للتفاعل الكيميائي إلى انخفاض:

أ . قيمة التغيّر في المحتوى الحراري ΔH. ب. طاقة وضع المواد المتفاعلة.

جـ. طاقة التنشيط للتفاعل. د . طاقة وضع المواد الناتجة.

5. في التفاعل الافتراضي الآتي: $X + 50\ kJ \rightleftharpoons Y$، إذا علمت أن:

طاقة تنشيط التفاعل الأمامي 70 kJ، وطاقة المعقّد المنشّط 140 kJ، فإن قيمة طاقة المواد الناتجة kJ تساوي:

أ . 70 ب. 80

جـ. 90 د . 120

تقليل تلف الأطعمة

تـزداد سـرعة التفاعـل بزيادة درجـة الحرارة؛ فعنـد إعداد الطعـام نزيد درجـة الحـرارة لإنضاجه. ولكن تـرك الأطعمة فـي درجـة حـرارة الغرفـة مـدّة طويلـة يؤدي إلـى تلفها؛ بسـبب حـدوث تفاعـلات كيميائيـة، فالتفاعـلات الكيميائيـة التي تسـبب تلـف الأطعمـة تكـون أسـرع كثيـرًا عند درجـة حـرارة الغرفـة منها عنـد وضع الأطعمـة فـي الثلاجة. وبهـذا تكون المحافظـة علـى الأطعمـة مـن التلف بحفظها فـي الثلاجة لضبـط التفاعلات التـي تحدث وتسـبب تلفها. وكذلـك بإضافة المـواد الحافظـة، ففـي الصناعـات الغذائية بوجه عام تُسـتخدَم طرائـق مختلفة لحفظ الأطعمـة، منها التجميـد والتجفيف، أيضًـا تُسـتخدَم مـواد تسـمى المُثبِّطات Inhibitors، وهـي مواد تقلـل من سـرعة التفاعل عن طريـق زيادة طاقة التنشـيط، ومـن أمثلتهـا: المـواد الحافظـة، وهـي مـواد مضـادة للأكسـدة؛ لأن الأكسـدة تسـبب تلـف الأطعمـة ولاسـيما تلـك التي تحتـوي علـى الدهـون مثـل الأجبـان. واسـتعمال المـواد الحافظة آمـن فـي المنتجـات الغذائيـة، وتزيد من مـدة صلاحية الغـذاء، ومـن أنـواع المـواد الحافظـة: مضـادات البكتيريـا، وهـي مركّبـات كيميائيـة لهـا رمـوز وأرقـام، مثـل المركّبـات E(220 – 227)، الـذي يدخـل ثانـي أكسـيد الكبريت SO_2 فـي تركيبهـا الأساسـي وتُسـتخدَم في حفـظ الفواكه.



منهاجي
متعة التعليم الهادف

1. **أوضّح** المقصود بكل من: الرتبة الكلية للتفاعل، سرعة التفاعل الكيميائي.
2. **أفسّر** ما يأتي:

أ . لا تؤدي جميع التصادمات إلى حدوث تفاعل كيميائي.

ب. زيادة سرعة التفاعل بإضافة عامل مساعد.

3. يُبيّن الجدول المجاور تراكيز مادة افتراضية خلال مدد زمنية مختلفة.

الزمن S	التركيز (M)
0	6
2	4
5	2
9	؟

أ . **أستنتج** ما إذا كانت المادة متفاعلة أم ناتجة، وأفسّر إجابتي.

ب. **أحسب** سرعة التفاعل خلال الفترة الزمنية (2 – 0).

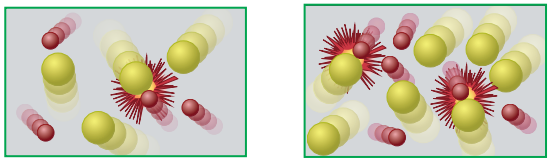
جـ. **أتوقّع**: كم يصبح تركيز المادة عند الزمن 9s (أكبر من 2 أم أقل)؟ أفسّر إجابتي.

4. في التفاعل الافتراضي الآتي: $A_{(g)} + 2B_{(g)} \rightarrow 3C_{(g)}$

أحسب سرعة تكوين C، علمًا أن سرعة استهلاك B تساوي $0.12\ M.s^{-1}$

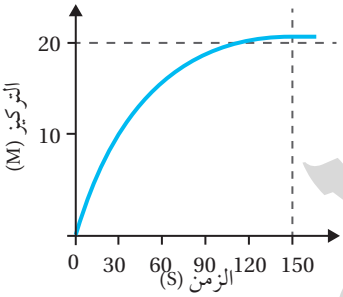
5. يُمثّل الشكلان (أ) و(ب) تفاعلًا ما في ظرفين مختلفين.

أستنتج أي الشكلين يُمثّل التفاعل الأسرع، وأحدد العامل المؤثر في سرعة هذا التفاعل.



(أ) (ب)

6. يُمثّل الرسم البياني العلاقة بين الزمن وتركيز مادة في تفاعل كيميائي.



أ . أحدّد الزمن اللازم لإتمام التفاعل.

ب. **أحسب** سرعة التفاعل في المدة الزمنية (30 – 90 s).

جـ. **أستنتج** هل المادة متفاعلة أم ناتجة.

7. **أستنتج** قانون سرعة التفاعل من المعلومات الواردة في الجدول الآتي للتفاعل عند درجة حرارة معينة: نواتج ← A + B

التجربة	[A] M	[B] M	السرعة الابتدائية $M.s^{-1}$
1	0.01	0.02	0.1
2	0.02	0.02	0.4
3	0.01	0.04	0.2

8. **أتوقّع** من الشكلين الآتيين (أ) و(ب) الشرط الذي أدّى إلى حدوث التفاعل الكيميائي، ثم **أفسّر** إجابتي.

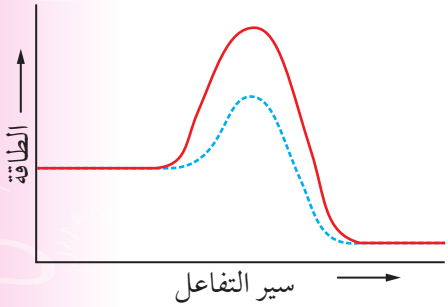


الشكل (أ)



الشكل (ب)

9. يُمثّل الشكل الآتي سير تفاعل بوجود عامل مساعد، ومن دون عامل مساعد، أحدّد على الشكل كلًّا من:



طاقة المعقّد المنشّط بوجود عامل مساعد، طاقة تنشيط التفاعل الأمامي من دون عامل مساعد، طاقة تنشيط التفاعل العكسي بوجود مساعد، التغيّر في المحتوى الحراري للتفاعل، الانخفاض في طاقة المعقّد المنشّط نتيجة إضافة عامل مساعد.

10. يبين الجدول المجاور بيانات للتفاعل الافتراضي: $X + Y \rightarrow XY$ ، عند درجة حرارة معينة، إذا علمت أنّ العلاقة بين سرعة تفاعل المادة X وتركيزها علاقة خطّ مستقيم متزايد، فأُجيب عن الأسئلة الآتية:

التجربة	[Y] M	[X] M	السرعة الابتدائية M/s
1	0.1	0.1	0.1
2	0.2	0.1	0.4
3	0.2	0.2	W

أ . أكتب قانون سرعة التفاعل.

ب. أجد قيمة (k) ووحدته.

جـ. أحسب قيمة السرعة الابتدائية W في التجربة 3 .

11. يبين الجدول المجاور بيانات للتفاعل الافتراضي: نواتج $\rightarrow A + B + C$ عند درجة حرارة معينة:

التجربة	[A] M	[B] M	[C] M	السرعة الابتدائية للتفاعل M/s
1	0.04	0.04	0.03	0.03
2	0.08	0.08	0.03	0.24
3	0.08	0.04	0.03	0.12
4	0.08	0.04	0.06	0.12

أ . أكتب قانون سرعة التفاعل.

ب. أجد قيمة (k)، ووحدته.

12. **أختار رمز الإجابة الصحيحة في ما يأتي:**

1. في التفاعل الافتراضي: $2A + 2B \rightarrow 4D$، إذا كانت رتبة التفاعل للمادة A = 0، وثابت السرعة $k = 0.1\ M^{-1}s^{-1}$؛ فإن رتبة التفاعل للمادة B تساوي:

أ . صفرًا. ب . 1 جـ. 2 د . 3

2. العبارة الصحيحة مما يأتي في ما يتعلق بالعامل المساعد:

أ . يزيد من طاقة التنشيط للتفاعل. ب . يقلل من طاقة المعقّد المنشّط.

جـ. يقلل المحتوى الحراري للتفاعل. د . يزيد من طاقة النواتج.

3. عند زيادة مساحة سطح المادة المتفاعلة المُعرَّض للتفاعل عند الظروف نفسها، فإن العبارة الصحيحة:

أ . تقلّ سرعة التفاعل. ب) يزداد التركيز. جـ. تزداد عدد التصادمات الفعّالة. د . تقلّ درجة الحرارة.

4. إذا كانت طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي 70 kJ وكان التغيّر في المحتوى الحراري 50 kJ – ؛ فإن طاقة التنشيط للتفاعل العكسي تساوي بوحدة kJ:

أ . 20 ب . 50 جـ. 70 د . 120

5. تؤدي زيادة درجة حرارة التفاعل إلى:

أ . زيادة طاقة التنشيط. ب . تقليل سرعة التفاعل.

جـ. زيادة عدد التصادمات الفعّالة. د . تقليل متوسط الطاقة الحركية.

6. وُجِد في تفاعل افتراضي أن مضاعفة تركيز A مع ثبات تركيز B، لا يؤثرفي سرعة التفاعل، وأن مضاعفة تركيز B ثلاث مرات مع ثبات تركيز A ضاعفت سرعة التفاعل تسع مرات. إن قانون سرعة هذا التفاعل:

أ . $R = k\,[B]^2$ ب . $R = k\,[A]^1[B]^1$ جـ. $R = k\,[A]^2[B]^1$ د . $R = k\,[A]^2$

7. في تفاعل ما، إذا كانت طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي (70 kJ)، وطاقة التنشيط للتفاعل العكسي (50 kJ)، فإن قيمة التغير في المحتوى الحراري للتفاعل تساوي:

أ . $+20$ ب . -20 جـ. $+120$ د . -120

* تمّ الحصول على البيانات الآتية عند درجة حرارة مُعيّنة لتفاعل مادتين A و B وسُجّلت في الجدول المجاور. أتأمل الجدول ثمّ أجيب عن الفقرتين (9، 10) الآتيين:

التجربة	الزمن S	[A] M	[B] M
1	10	0.1	0.08
2	20	0.06	0.04
3	30	.....	.....

8. سرعة تفاعل المادة A في الفترة الزمنية (10 – 20 s) بوحدة M/s:

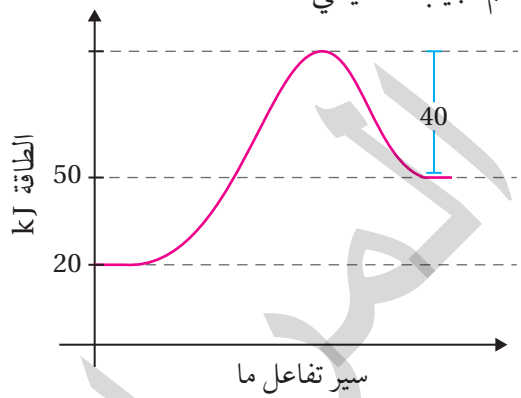
أ . 0.4 ب . 0.04 جـ. 0.004 د . 0.0004

9. **أستنتج**: أي التراكيز الآتية يعدّ صحيحًا للمادتين A ، و B في التجربة رقم (3)؟

أ . $[A] = 0.03$، $[B] = 0.07$ ب . $[A] = 0.08$، $[B] = 0.01$

جـ. $[A] = 0.04$، $[B] = 0.02$ د . $[A] = 0.09$، $[B] = 0.08$

13. يُبيّن الشكل المجاور تغير الطاقة خلال سير التفاعل. أدرس الشكل، ثم أجيب عمّا يأتي:



ما قيمة كلّ مما يأتي:

أ . طاقة المعقّد المنشّط.

ب . التغيّر في المحتوى الحراري.

جـ. طاقة تنشيط التفاعل الأمامي.

د . إذا أُضيف عامل مساعد كتلته 3 g، وانخفضت طاقة المعقّد المنشّط بمقدار 10 kJ، فما قيمة طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي بعد إضافة العامل المساعد؟

هـ. ما كتلة العامل المساعد بعد انتهاء التفاعل؟

14. اعتمادًا على البيانات في الجدول الآتي لتفاعل ما، ما قيمة الطاقة التي تدل عليها كلّ من الرموز (A , B , C , D)؟

سير التفاعل	طاقة المواد الناتجة	طاقة المعقّد المنشّط	طاقة تنشيط التفاعل العكسي	طاقة تنشيط التفاعل الأمامي
من دون عامل مساعد	A	B	170	C
بوجود عامل مساعد	40	150	D	80

الوحدة 6

الكيمياء الكهربائية

Electrochemistry



أتأمَّلُ الصورة

هل تساءلت يومًا عن القوّة الهائلة الكامنة خلف انطلاق صاروخ إلى الفضاء؟ تنتج هذه القوة من تفاعلات التأكسد والاختزال. يُستخدم الهيدرازين N_2H_4 وقودًا للصواريخ؛ إذ يتفاعل مع غاز رباعي أكسيد ثنائي النيتروجين N_2O_4 بمجرد التلامس دون الحاجة إلى شرارة، ويعمل رباعي أكسيد ثنائي النيتروجين على أكسدة الهيدرازين، فينتج غاز النيتروجين N_2 وبخار الماء H_2O وكمية هائلة من الطاقة؛ فتتمدّد الغازات بسرعة؛ ما يؤدّي إلى دفع الصاروخ وانطلاقه من منصّة الإطلاق، بفضل تفاعلات التأكسد والاختزال. فما المقصود بتفاعلات التأكسد والاختزال؟ وما التطبيقات العملية المرتبطة بها؟

الفكرة العامّة:

تعدُّ تفاعلات التأكسد والاختزال شائعة في الطبيعية، ومهمَّة في الصناعة، وتتضمَّن انتقال الإلكترونات من المادة التي تتأكسد إلى المادة التي تُختزل، وما يُصاحبها من إنتاج طاقة كهربائية أو استهلاكها.

الدرس الأول: التأكسد والاختزال

الفكرة الرئيسة: تفاعلا التأكسد والاختزال متلازمان؛ إذ تُحَدَّدُ المادَّةُ التي تأكسدت والمادَّةُ التي اختُزلت عن طريق التغيُّر في أعداد التأكسد، ويمكن موازنة معادلات التأكسد والاختزال بطريقة نصف التفاعل.

الدرس الثاني: الخلايا الجلفانيّة

الفكرة الرئيسة: تتحوَّل الطاقة الكيميائيّة إلى طاقة كهربائيّة في الخليّة الجلفانيّة عن طريق تفاعل تأكسد واختزال تلقائي الحدوث، ويعتمد فرق الجهد الناتج على جهود الاختزال المعياريّة للأقطاب المكوِّنة لها.

الدرس الثالث: خلايا التحليل الكهربائي

الفكرة الرئيسة: تُستخدم الطاقة الكهربائية لإحداث تفاعل تأكسد واختزال غير تلقائي في خلايا التحليل الكهربائي.



تفاعل بعض الفلزّات مع حمض الهيدروكلوريك HCl

الموادّ والأدوات: شريط مغنيسيوم طوله 5 cm، حبيبات الخارصين Zn، حبيبات الألمنيوم Al، سلك نحاس Cu، محلول حمض الهيدروكلوريك HCl، تركيزه (1 M)، أنابيب اختبار عدد (4)، حامل أنابيب الاختبار، مخبار مُدَرَّج، ورق صنفرة.

إرشادات السلامة:

- اتّباع إرشادات السلامة العامّة في المختبر.
- ارتداء معطف المختبر والنظارات الواقية والقفازات.
- الحذر من استنشاق حمض الهيدروكلوريك HCl أو لمسه باليد فهو كاو للجلد.

خطوات العمل:

1. أُحضر 4 أنابيب اختبار نظيفة وجافة، وأرقّمُها من (4–1)، وأضعها على حامل الأنابيب.
2. **أقيس.** أضعُ باستخدام المخبار المُدَرَّج 10 mL من حمض الهيدروكلوريك HCl في كل أنبوب.
3. **أُلاحظ.** أُنَظِّفُ شريط المغنيسيوم جيدًا باستخدام ورق الصنفرة، ثم أضعه في أنبوب الاختبار رقم (1) وأرجُّه بلطف. هل حدث تفاعل؟ ما الدليل على حدوثه؟ أُسَجِّلُ ملاحظاتي في جدول البيانات.
4. **أُجَرِّب.** أُكَرِّرُ الخطوات السابقة باستخدام حبيبات الخارصين وحبيبات الألمنيوم وسلك النحاس. هل حدث تفاعل؟ هل تختلف الفلزات في نشاطها في التفاعل مع الحمض؟ أُسَجِّلُ ملاحظاتي في جدول البيانات.
5. **أُنَظِّمُ البيانات.** أُسَجِّلُ ملاحظاتي حول تفاعل الفلزّات المستخدمة مع حمض HCl في الجدول الآتي:

التحليل والاستنتاج:

1- أُحَدِّدُ الفلزات التي تفاعلت مع حمض الهيدروكلوريك HCl.

2- **أُرَتِّبُ** الفلزّات حسب نشاطها في تفاعلها مع الحمض.

3- أكتبُ معادلات كيميائيّة موزونة للفلزّات التي تفاعلت مع الحمض.

4- أُحَدِّدُ التغيُّرَ الذي طرأ على شحنة كل فلزّ في التفاعلات السابقة. ما نوع التفاعل؟

جدول البيانات:

الفلزّ	حدوث تفاعل نعم، لا	تصاعد غاز H_2 نعم، لا	النشاط أنشط، أقل نشاطًا، لم يتفاعل
Mg			

الدرس 1

التأكسد والاختزال
Oxidation and Reduction

الفكرةُ الرئيسة:

تفاعلا التأكسد والاختزال متلازمان؛ إذ تُحَدَّدُ المادَّةُ التي تأكسدت والمادَّةُ التي اختُزلت عن طريق التغيُّر في أعداد التأكسد، ويمكن موازنة معادلات التأكسد والاختزال بطريقة نصف التفاعل.

نتاجاتُ التعلُّم:

- أُوضّح مفاهيم التأكسد والاختزال، وعدد التأكسد، والعامل المؤكسد، والعامل المختزل، والتأكسد والاختزال الذاتي.
- أُحدّد عدد التأكسد لذرات العناصر في المواد المختلفة.
- أُوازن معادلات التأكسد والاختزال بطريقة نصف التفاعل.

المفاهيمُ والمصطلحات:

الكيمياء الكهربائية	Electrochemistry
التأكسد	Oxidation
الاختزال	Reduction
تفاعل التأكسد والاختزال	Redox Reaction
عدد التأكسد	Oxidation Number
العامل المؤكسد	Oxidising Agent
العامل المختزل	Reducing Agent
التأكسد والاختزال الذاتي	Autoxidation-Reduction Reaction

مفهوم التأكسد والاختزال Oxidation and Reduction Concept

تهتم **الكيمياء الكهربائية Electrochemistry**، بوصفها أحد فروع الكيمياء، بدراسة التحولات بين الطاقة الكيميائية والكهربائية الناتجة عن تفاعلات التأكسد والاختزال والتطبيقات العملية المرتبطة بها.

وتعدُّ تفاعلات التأكسد والاختزال من التفاعلات الكيميائية المهمّة التي تحدث في بعض العمليات الحيوية، مثل البناء الضَّوئي والتنفس وتحرير الطاقة من الغذاء اللازم لأداء الكائن الحي أنشطته المختلفة. وتحصل وسائل النقل على الطاقة اللازمة لتسييرها بحرق الوقود عن طريق تفاعلات تأكسد واختزال أيضًا، وينتج صدأ الحديد عن تفاعلات تأكسد واختزال تحدث عند تعرّض الحديد للهواء الجوي الرطب. فما المقصود بالتأكسد والاختزال؟ وكيف تُحدَّد المادةُ التي تأكسدت والمادة التي اختُزلت في التفاعل؟ وكيف تُوازن معادلاتُ التأكسد والاختزال بطريقة نصف التفاعل؟

استخدم الكيميائيون القدامى مصطلح التأكسد لوصف تفاعل المادة مع الأكسجين، ومصطلح الاختزال لوصف نزع الأكسجين من المادة، كما يوضِّح التفاعل الآتي:

$$2Fe_2O_{3(s)} + 3C_{(s)} \rightarrow 3CO_{2(g)} + 4Fe_{(s)}$$

فالتأكسد حدث للكربون لأنه ارتبط بالأكسجين، أمّا الاختزالُ فقد حدث عند نزع الأكسجين من أُكسيد الحديد III. أنظرُ الشكل (1) الذي يبيِّنُ الحديد الناتج عن عملية الاختزال.



الشكل (1): الحديد الناتج عن عملية الاختزال.

ومع مرور الوقت، تطوّر مفهوم التأكسد والاختزال ليشمل تفاعلاتٍ أخرى لا تتضمَّن التفاعل مع الأكسجين، فعُرّف **التأكسد Oxidation** بأنه فَقْدُ المادة للإلكترونات خلال التفاعل الكيميائي، أمّا **الاختزالُ Reduction** فهو كسبُ المادة للإلكترونات خلال التفاعل الكيميائي. وَتُعَدُّ عمليتا التأكسد والاختزال متلازمتين؛ تحدث إحداهما مع حدوث الأخرى، ويسمّى التفاعلُ الذي تحدث فيه عمليتا التأكسد والاختزال معًا **تفاعلَ تأكسد واختزال Redox Reaction.**

فمثلًا: يتفاعل الكالسيوم مع غاز الكلور حسب المعادلة:

$$Ca_{(s)} + Cl_{2(g)} \rightarrow CaCl_{2(s)}$$

يلاحظ أنَّ كلًّا من الكالسيوم والكلور في المواد المتفاعلة مُتَعادِلا الشحنة، وأنَّ مركَّبَ كلوريد الكالسيوم الناتج $CaCl_2$ مركَّبٌ أيوني تكوَّن من اتحاد أيون الكالسيوم الموجب Ca^{+2} وأيوني الكلوريد السالبين $2Cl^-$، حيث تكون أيون الكالسيوم نتيجة تأكسد ذرّة الكالسيوم بفقد إلكترونين واختزال ذرتي الكلور في جزيء الكلور Cl_2، بحيث تكسب كلُّ ذرّة منه إلكترونًا واحدًا. ولتوضيح ذلك؛ يمكن كتابة معادلة التفاعل السابقة على شكل نصفي تفاعل، حيث يوضِّح نصف التفاعل Half Reaction فقدَ الإلكترونات خلال عمليّة التأكسد، أو اكتسابها خلال عمليّة الاختزال كما يأتي:

نصف تفاعل/ تأكسد: $Ca \rightarrow Ca^{2+} + 2e^-$

نصف تفاعل/ اختزال: $Cl_2 + 2e^- \rightarrow 2Cl^-$

ألاحظ أنَّ عدد الإلكترونات المفقودة خلال عمليّة التأكسد يساوي عدد الإلكترونات المكتسبة خلال عمليّة الاختزال.

✓ أتحقَّق:

1- أُحَدِّدُ الذرّات التي تأكسدت أو اختُزلت في التفاعلات الآتية:

$2K_{(s)} + Br_{2(l)} \rightarrow 2KBr_{(s)}$

$C_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)}$

2- أكتبُ نصفَ تفاعل التأكسد ونصفَ تفاعل الاختزال للتفاعل الآتي:

$2H^+_{(aq)} + Zn_{(s)} \rightarrow Zn^{2+}_{(aq)} + H_{2(g)}$

المثال 1

يتفاعل الحديد Fe مع محلول يحتوي أيونات النحاس Cu^{2+} وفقَ المعادلة الأيونيَّة الآتية:

$$Fe_{(s)} + Cu^{2+}_{(aq)} \rightarrow Cu_{(s)} + Fe^{2+}_{(aq)}$$

أُحَدِّدُ الذرة أو الأيون الذي تأكسد أو اختُزل في التفاعل، وأكتبُ أنصافَ تفاعلات التأكسد والاختزال.

الحل:

ألاحظ أن ذرة الحديد المتعادلة تأكسدت بفقد إلكترونين متحولة لأيون الحديد الموجب Fe^{2+} حسب المعادلة:

نصف تفاعل التأكسد: $Fe_{(s)} \rightarrow Fe^{2+}_{(aq)} + 2e^-$

وأمّا أيون النحاس Cu^{2+} فقد اختُزل بكسب إلكترونين مُتحوِّلًا لذرة النحاس المتعادلة، كما في المعادلة الآتية:

نصف تفاعل الاختزال: $Cu^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow Cu_{(s)}$

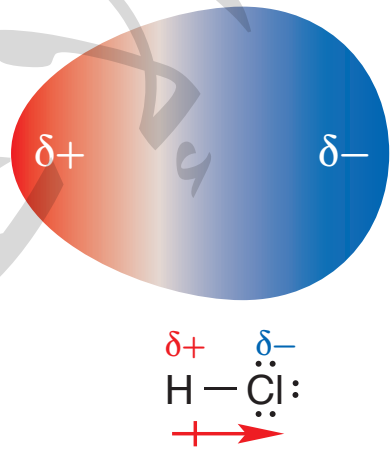
عدد التأكسد Oxidation Number

لا تقتصر تفاعلات التأكسد والاختزال على تكوين مركّبات أيونيّة فقط؛ بل تتضمَّن أيضًا تكوين مركّبات جزيئيَّة ترتبط ذرّاتُ عناصرها بروابط تساهميّة؛ إذ لا تحدث فيها عمليّة فقدٍ وكسبٍ للإلكترونات بشكل كُلِّي.

فمثلًا: يتفاعل غاز الهيدروجين مع غاز الكلور لتكوين غاز كلوريد الهيدروجين حسب المعادلة:

$$H_{2(g)} + Cl_{2(g)} \rightarrow 2HCl_{(g)}$$

الرابطة بين ذرَّتي الهيدروجين رابطةٌ تساهميَّة غير قطبيَّة، وكذلك الرابطة بين ذرَّتي الكلور، أمّا بالنسبة إلى كلوريد الهيدروجين فإنَّ الرابطة بين ذرَّتي الكلور والهيدروجين رابطةٌ تساهميَّة قطبيَّة، ولأنَّ السالبيَّة الكهربائيَّة للكلور أعلى من الهيدروجين يكون زوجُ الإلكترونات الرابطةِ بين الذرَّتين مُزاحًا باتجاه ذرّة الكلور دون أن يحدث له انتقال كُلِّي، فتظهر على ذرّة الهيدروجين شحنة جزئيَّة موجبة، ويظهر على ذرّة الكلور شحنة جزئيَّة سالبة، كما يوضِّح الشكل (2).



الشكل (2): الرابطة التساهميَّة القطبيَّة في جزيء HCl.

وبناء على ذلك وضع العلماء مفهومًا جديدًا للتأكسد والاختزال يشمل التفاعلاتِ التي لا يحدث فيها انتقالٌ كُلِّي للإلكترونات بين الذرّات، يمكن من خلاله تفسيرُ تفاعلات التأكسد والاختزال جميعها، وهو عدد التأكسد.

يعرَّفُ عددُ التأكسد **Oxidation Number** بأنه الشحنة الفعليَّة لأيون الذرّة في المركّبات الأيونيَّة، أمّا في المركّبات الجزيئيَّة (التساهمية) فيعرَّفُ بأنه الشحنة التي يُفترَض أن تكتسبها الذرّة المكوِّنة للرابطة التساهميَّة مع ذرّة أخرى في ما لو انتقلت إلكتروناتُ الرابطة كُلِّيًّا إلى الذرّة التي لها أعلى سالبيَّة كهربائيَّة. وبناء عليه؛ يكون عدد تأكسد الهيدروجين (+1) في جزيء HCl، وعدد تأكسد الكلور (−1).

قواعد أساسية لحساب أعداد التأكسد
Basic Rules to Assign Oxidation Numbers

لمعرفة أعداد التأكسد لذرّات العناصر المختلفة والتغيُّرات التي تحصل لها في تفاعلات التأكسد والاختزال؛ وُضعت مجموعة من القواعد لحسابها، كما في الجدول (1) الآتي:

الجدول (1): قواعد حساب أعداد التأكسد.

الرَّقْمُ	قواعد أساسية لحساب أعداد التأكسد	مثال	عدد التأكسد
1	عدد تأكسد ذرّة العنصر الحُرِّ يساوي صفرًا، سواء وُجِدَ على شكل ذرّات أو جُزيئات.	C N_2 S_8	0 0 0
2	عدد تأكسد الأيون أُحادي الذرّة يساوي شحنة هذا الأيون.	Cu^{2+} S^{2-}	+2 −2

3	عدد تأكسد عناصر المجموعة الأولى IA وعناصر المجموعة الثانية IIA وعنصر الألمنيوم في جميع مركَّباتها يساوي: 1+ ،2+ ،3+ على الترتيب.	Li_2O في Li CaO في Ca AlF_3 في Al	+1 +2 +3
4	عدد تأكسد الهيدروجين في معظم مركَّباته (+1)، ما عدا عندما يرتبط مع الفلزّات مكوِّنًا هيدريد الفلزّ؛ فيكون حينئذ (-1).	HF في H NaH في H BaH_2 في H	+1 −1 −1
5	عدد تأكسد الأكسجين في معظم مركَّباته (-2)، ما عدا فوق الأكاسيد، فيكون حينئذ (-1)، وعندما يرتبط مع الفلور يكون موجبًا.	H_2O في O K_2O_2 في O OF_2 في O	−2 −1 +2
6	عدد تأكسد الفلور في جميع مركَّباته يساوي (-1)، وعدد تأكسد الهالوجينات Cl، Br، I في معظم مركَّباتها يساوي (-1)، أما إذا ارتبط أي منها مع الأكسجين أو مع هالوجين سالبيته الكهربائية أعلى فيكون عدد تأكسده موجبًا، وترتيبها حسب السالبية الكهربائية: I> Br> Cl	NaF في F Kl في I ClF في Cl $HBrO_2$ في Br	−1 −1 +1 +3
7	مجموع أعداد التأكسد لجميع ذرّات أو أيونات العناصر المكوِّنة للمركَّب المتعادل يساوي صفرًا.		
8	مجموع أعداد التأكسد لجميع ذرّات العناصر المكوِّنة لأيون متعدِّد الذرّات يساوي شحنة هذا الأيون.		

المثال 2

أُحَدِّدُ عدد التأكسد لذرّة عنصر الكبريت في المركَّبات أو الأيونات الآتية:

أ) $\underline{S}O_2$ ب) $Na_2\underline{S}O_4$ جـ) $H\underline{S}^-$

الحل:

لحساب عدد التأكسد لذرّة العنصر المطلوب؛ أكتب الصيغة الكيميائيَّة للمركَّب أو الأيون، ثمَّ أُحَدِّدُ بناءً على القواعد الواردة في الجدول أعدادَ تأكسد ذرّات العناصر المعلومة، ثمَّ أُطَبِّقُ القاعدة رقم 7، أو القاعدة رقم 8 إذا كانت الصيغة تمثِّلُ أيونًا.

أ) $\underline{S}O_2$ ، $\underline{S}O_2^{-2}$

عدد ذرّات الأكسجين في المركَّب 2، وعدد تأكسد كلِّ ذرّة أكسجين يساوي 2− (حسب القاعدة 5)، وعدد ذرّات الكبريت في المركَّب 1، والمطلوب حساب عدد تأكسد الكبريت فيه، (حسب القاعدة 7). ومن ثمّ، مجموع أعداد تأكسد لجميع العناصر الداخلة في تكوين المركَّب جميعها يساوي صفرًا؛ أي أنَّ:

(عدد تأكسد الأكسجين × عدد ذرّات الأكسجين) + (عدد تأكسد الكبريت × عدد ذرّات الكبريت) = صفرًا

(oxidation No of O × No of atoms of O) + (oxidation No of S × No of atoms of S) = 0

$(N_{oxid\ O} \times N_{O\ atoms}) + (N_{oxid\ S} \times N_{S\ atoms}) = 0$

$(-2 \times 2) + (N_{oxid\ S} \times 1) = 0$

$N_{oxid\ S} = +4$

أي أنَّ عدد تأكسد الكبريت = +4

ب) $\overset{+1}{Na_2}\underline{S}\overset{-2}{O_4}$

ألاحظ أنّ الصيغة تمثّل مركّبًا متعادلًا، وعليه، أُطَبِّقُ القاعدة 7:

$(N_{oxid\ Na} \times N_{Na\ atoms}) + (N_{oxid\ S} \times N_{S\ atoms}) + (N_{oxid\ O} \times N_{O\ atom}) = 0$

$(+1 \times 2) + (N_{oxid\ S} \times 1) + (-2 \times 4) = 0$

$N_{oxid\ S} = +6$

جـ) $\overset{+1}{H}\underline{S}^{-}$

يلاحظ أنَّ المادة هي أيون شحنته 1−. وعليه، أُطَبِّقُ القاعدة 8:

$(N_{oxid\ H} \times N_{H\ atom}) + (N_{oxid\ S} \times N_{S\ atom}) = -1$

$(+1 \times 1) + (N_{oxid\ S} \times 1) = -1$

$N_{oxid\ S} = -2$

يلاحظ أنَّ لعنصر الكبريت في مركَّباته السابقة أعدادَ تأكسد (4+، 6+، 2−) بالترتيب؛ فيعني ذلك أنه قد يكون لذرّات العنصر الواحد أكثر من عدد تأكسد في مركَّباته أو أيوناته المختلفة.

المثال 3

أُحَدِّدُ عدد التأكسد لذرّة العنصر الذي تحته خطٌّ في المركَّبات أو الأيونات الآتية:

أ) $K\underline{Mn}O_4$ ب) $\underline{Cr_2}O_7^{2-}$ جـ) $\underline{N}H_4^+$ د) $\underline{CaO_2}$

الحل:

أ) $K\overset{+1}{\underline{Mn}}\overset{-2}{O_4}$

$(N_{oxid\ K} \times N_{K\ atoms}) + (N_{oxid\ Mn} \times N_{Mn\ atoms}) + (N_{oxid\ O} \times N_{O\ atoms}) = 0$

$(+1 \times 1) + (N_{oxid\ Mn} \times 1) + (-2 \times 4) = 0$

$N_{oxid\ Mn} = +7$

ب) $\underline{Cr_2}\overset{-2}{O_7}^{2-}$

$(N_{oxid\ O} \times N_{O\ atoms}) + (N_{oxid\ Cr} \times N_{Cr\ atoms}) = -2$

$(-2 \times 7) + (N_{oxid\ Cr} \times 2) = -2$

$N_{oxid\ Cr} = +6$

جـ) $\overset{+1}{\underline{N}}H_4^+$

$(N_{oxid\ H} \times N_{H\ atoms}) + (N_{oxid\ N} \times N_{N\ atoms}) = +1$

$(+1 \times 4) + (N_{oxid\ N} \times 1) = +1$

$N_{oxid\ N} = -3$

د) $Ca\overset{+2}{\underline{O}}_2$

$(N_{oxid\ Ca} \times N_{Ca\ atoms}) + (N_{oxid\ O} \times N_{O\ atoms}) = 0$

$(+2 \times 1) + (N_{oxid\ O} \times 2) = 0$

$N_{oxid\ O} = -1$

أتحقَّق: أُحدِّدُ عدد التأكسد لذرّة العنصر الذي تحته خطٌّ في كلٍّ منَ المركّبات أو الأيونات الآتية:

$\underline{P}_4$ ، $Cr\underline{(OH)}_3$ ، $\underline{P}O_4^{3-}$ ، $Al\underline{H}_3$ ، $\underline{Fe}Cl_3$ ، $H\underline{Cl}O_4$ ، $H_3\underline{I}O_6^{2-}$

التغيُّر في أعداد التأكسد Changes of Oxidation Numbers

يُستفاد من حساب أعداد التأكسد في معرفة ذرّات أو أيونات العناصر التي تأكسدت أو اختُزلت في تفاعلات التأكسد والاختزال.

فمثلًا: يتفاعل النحاس مع محلول نترات الفضّة مكوِّنًا محلولَ نترات النحاس، وتترسَّبُ الفضّة وفقَ المعادلة الأيونيّة الآتية:

$$2Ag^+_{(aq)} + Cu_{(s)} \rightarrow Cu^{2+}_{(aq)} + 2Ag_{(s)}$$

لمعرفة الذرّات أو الأيونات التي تأكسدت أو اختُزلت تُحسَب أعداد التأكسد ويلاحَظ التغيُّر فيها.

$$\overset{+1}{2Ag^+}_{(aq)} + \overset{0}{Cu}_{(s)} \rightarrow \overset{+2}{Cu^{2+}}_{(aq)} + \overset{0}{2Ag}_{(s)}$$

ألاحظ نقصان عدد التأكسد لأيون الفضة Ag^+ من $(+1 \leftarrow 0)$، وزيادة عدد تأكسد ذرة النحاس Cu من $(0 \leftarrow +2)$، وأن معامل المادة في المعادلة الموزونة لا يؤثر في حساب عدد التأكسد.

في تفاعلات التأكسد والاختزال يدلُّ النقص في عدد التأكسد على حدوث عمليَّة اختزال، وتدلُّ الزيادة في عدد التأكسد على حدوث عمليَّة تأكسد؛ أي أنَّ أيونات الفضّة Ag^+ في التفاعل قد اختُزلت، أمّا ذرّات النحاس Cu فقد تأكسدت، ويمكن توضيح ذلك باستخدام أنصاف تفاعلات التأكسد والاختزال كالآتي:

نصف تفاعل التأكسد/ زيادة في عدد التأكسد: $Cu_{(s)} \rightarrow Cu^{2+}_{(aq)} + 2e^-$

نصف تفاعل الاختزال/ نقصان في عدد التأكسد: $2Ag^+_{(aq)} + 2e^- \rightarrow 2Ag_{(s)}$

أي أنَّ تغيُّرًا في أعداد التأكسد يحدث في تفاعلات التأكسد والاختزال؛ فزيادة أعداد التأكسد تحدث لذرّات أو أيونات العناصر التي تتأكسد، أمّا نقصان أعداد التأكسد فيحدث لذرّات أو أيونات العناصر التي تُختزل، والمثال (4) يوضِّح ذلك.

أُصمِّم -باستخدام برنامج السكراتش (Scratch)- عرضًا يُوَضِّحُ مفهوم تَفاعل التأكسُد والاختزال، وعلاقته بالتَغيّر في أعداد التأكسد، وأمثِلة عليه، ثمَّ أُشاركُهُ زملائي/ زميلاتي في الصفِّ.

المثال 4

أُحَدِّدُ الذرّات التي تأكسدت والذرّات التي اختُزلت في التفاعل الآتي:

$$SO_{2(g)} + Br_{2(l)} + 2H_2O_{(l)} \rightarrow 2HBr_{(aq)} + H_2SO_{4(aq)}$$

الحل:

1- أُحَدِّدُ أعداد التأكسد لجميع الذرّات في المواد المتفاعلة والناتجة:

$$\overset{+4\ -2}{SO_2} + \overset{0}{Br_2} + \overset{+1\ -2}{2H_2O} \rightarrow \overset{+1\ -1}{2HBr} + \overset{+1\ +6\ -2}{H_2SO_4}$$

2- أُحَدِّدُ التغيُّرَ في أعداد التأكسد:

نقصان عدد تأكسد Br من 0 إلى 1− / اختزال

$$\overset{+4}{SO_2} + \overset{0}{Br_2} + 2H_2O \rightarrow \overset{-1}{2HBr} + \overset{+6}{H_2SO_4}$$

زيادة عدد تأكسد S من 4+ إلى 6+ / تأكسد

أُلاحظ أن عدد تأكسد ذرّة الكبريت S قد تغيّر من (4+ ← 6+)؛ أي أنه زاد بمقدار 2، ومن ثَمَّ فإنَّ الكبريت تأكسد، وكذلك عدد تأكسد ذرة البروم Br تغيّر من (0 ← 1−)؛ أي أنه قلَّ بمقدار 1 لكلِّ ذرّة بروم، ومن ثَمَّ فإنَّ البروم اختُزِل، كما أُلاحظ عدم تغيُّرِ أعداد تأكسد كلٍّ من ذرات الهيدروجين والأكسجين أي أنه لم يحدث لهما تأكسد أو اختزال في التفاعل، فالذرّة التي تأكسدت هي الكبريت في SO_2 والذرّتان اللتان اختُزِلتا هما ذرَّتا البروم في Br_2.

✓ **أتحقَّق:** أُحَدِّدُ الذرات التي تأكسدت والذرّات التي اختُزلت اعتمادًا على التغيُّر في أعداد التأكسد في التفاعلات الآتية:

1− $CH_{4(g)} + 2O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)} + 2H_2O_{(g)}$

2− $SiCl_{4(l)} + 2Mg_{(s)} \rightarrow 2MgCl_{2(s)} + Si_{(s)}$

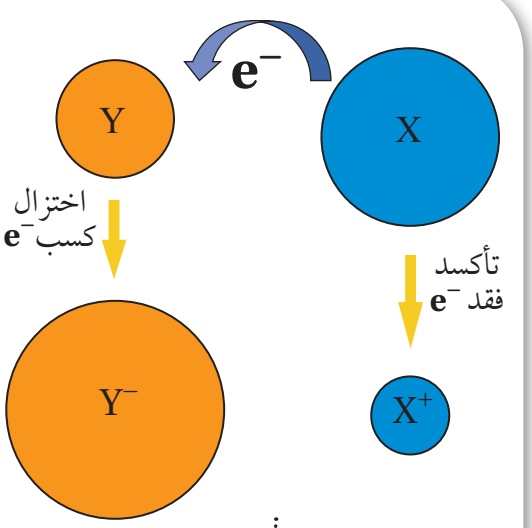
العوامل المؤكسدة والعوامل المُختزلة

Oxidizing Agents and Reducing Agents

يعرَّفُ **العاملُ المؤكسد** **Oxidizing Agent** أنه المادةُ التي تُؤكسد مادةً أخرى في التفاعل الكيميائي؛ فيكتسب إلكترونات من المادة التي يُؤكسدها، وتحدث له عمليَّة اختزال. ومن الأمثلة على العوامل المؤكسدة: $KMnO_4$، $K_2Cr_2O_7$، F_2.

ويعرَّفُ **العاملُ المختزل** **Reducing Agent** أنه المادةُ التي تَختزل مادةً أخرى في التفاعل الكيميائي؛ إذ يفقد إلكترونات تكسبها المادةُ التي يَختزلُها، وتحدث له عمليَّة تأكسد. ومن الأمثلة على العوامل المختزلة: $LiAlH_4$، $NaBH_4$.

وكلُّ تفاعل تأكسد يحتاج إلى عامل مؤكسد ليحدث، وكل تفاعل اختزال يحتاج إلى عامل مختزل ليحدث. أي أن كل تفاعل تأكسد واختزال يحتوي على عامل مؤكسد وعامل مختزل. ويوضِّح الشكل (3) عمليَّتي التأكسد والاختزال، والأمثلة الآتية توضِّح كيفيَّة تحديد العامل المؤكسد والعامل المختزل.



الـتأكسد:	الاختزال:
فقد إلكترونات	كسب إلكترونات
زيادة عدد التأكسد	نقصان عدد التأكسد
عامل مختزل	عامل مؤكسد

الشكل (3): عمليتا التأكسد والاختزال.

المثال 5

يُعَدُّ تفاعل الثيرمايت أحدَ تفاعلات التأكسد والاختزال المهمّة، حيث يتفاعل الألمنيوم مع أكسيد الحديد III لتكوين أكسيد الألمنيوم، والحديد، وكمية كبيرة من الطاقة كافية لصهر الحديد الناتج؛ حسب المعادلة الآتية:

$$2Al_{(s)} + Fe_2O_{3(s)} \rightarrow 2Fe_{(l)} + Al_2O_{3(s)} + heat$$

أُحَدِّدُ العامل المؤكسد والعامل المختزل في التفاعل.

الحل:

1- لتحديد العامل المؤكسد والعامل المُختزل؛ أبدأ بتحديد أعداد التأكسد للذرّات جميعها أو الأيونات في التفاعل:

$$\overset{0}{2Al_{(s)}} + \overset{+3\ -2}{Fe_2O_{3(s)}} \rightarrow \overset{0}{2Fe_{(l)}} + \overset{+3\ -2}{Al_2O_{3(s)}}$$

2- أُحَدِّدُ التغيُّرَ في أعداد التأكسد:

زيادة في عدد تأكسد Al من 0 إلى +3 / تأكسد

$$\overset{0}{2Al_{(s)}} + \overset{+3}{Fe_2O_{3(s)}} \rightarrow \overset{0}{2Fe_{(l)}} + \overset{+3}{Al_2O_{3(s)}}$$

نقصان عدد تأكسد Fe من +3 إلى 0 / اختزال

ألاحظ أنَّ عدد تأكسد ذرات الألمنيوم Al زاد (0 ← +3)؛ أي أنها تأكسدت، أمّا عددُ تأكسد أيونات الحديد Fe^{3+}

في أكسيد الحديد Fe_2O_3، فقد قلَّ (3+ ← 0)؛ أي أنها اختُزِلت، في حين لم يتغيَّر عدد تأكسد الأكسجين (2−).

3- أُحَدِّدُ العامل المؤكسد والعامل المُختزل:

لأنَّ ذرات الألمنيوم Al تأكسدت واختزَلت أيونات الحديد (Fe^{3+}) في Fe_2O_3؛ فهو عامل مختزل، أمّا أيوناتُ الحديد (Fe^{3+}) فأكسدت ذرّات الألمنيوم وحدثت لها عمليَّة اختزال؛ لذلك يُعَدُّ أكسيدُ الحديد III(Fe_2O_3) عاملًا مؤكسدًا. يلاحظ أنه على الرغم من أنَّ أيونات الحديد (Fe^{3+}) فقط هي التي اختُزِلت في التفاعل؛ فإنَّ المركَّب Fe_2O_3 كاملًا يُعَدُّ عاملًا مؤكسدًا، وهو ما ينطبق على تفاعلات التأكسد والاختزال كافّة؛ حيث يُعَدُّ المركَّبُ الذي تتأكسد إحدى ذرّاته عاملًا مُختزلًا، والمركَّبُ الذي تُختزل إحدى ذرّاته عاملًا مؤكسدًا.

المثال 6

أُحَدِّدُ العامل المؤكسد والعامل المُختزل في التفاعل الآتي:

$$PbO_{(s)} + CO_{(g)} \rightarrow Pb_{(s)} + CO_{2(g)}$$

الحل:

أُحَدِّدُ أعداد التأكسد لجميع الذرّات في التفاعل:

$$\overset{+2\ -2}{PbO_{(s)}} + \overset{+2\ -2}{CO_{(g)}} \rightarrow \overset{0}{Pb_{(s)}} + \overset{+4\ -2}{CO_{2(g)}}$$

أُحَدِّدُ التغيُّرَ في أعداد التأكسد:

زيادة في عدد تأكسد C من 2+ إلى 4+/ تأكسد

$$\overset{+2}{PbO_{(s)}} + \overset{+2}{CO_{(g)}} \rightarrow \overset{0}{Pb_{(s)}} + \overset{+4}{CO_{2(g)}}$$

نقصان عدد تأكسد Pb من 2+ إلى 0/ اختزال

ألاحظ نقصان عدد تأكسد أيون الرصاص من (2+ في PbO ← 0 في Pb)؛ أي أنه اختُزل، وزيادة عدد تأكسد ذرة الكربون من (2+ في CO ← 4+ في CO_2)؛ أي أنها تأكسدت، أمّا عددُ تأكسد الأكسجين فلم يتغيَّر، ومن ثَمَّ فإنَّ CO عاملٌ مُختزل؛ لأنه اختزل الرصاص في PbO، و PbO عاملٌ مؤكسد ؛ لأنه أكسد الكربون في CO.

الربطُ مع الحياة

تتعرَّضُ القطعُ الفضيّة للسواد مع الزمن؛ بسبب تكوُّنِ مادَّة كبريتيد الفضّة Ag_2S على سطحها الخارجي. ويمكنُ إزالةُ هذه الطبقة بوَضع هذه القِطع الفضيّة في ورق من الألمنيوم في وعاء يحتوي على محلول كربونات الصوديوم وملح الطعام، وتسخينه؛ فتتأكسد ذرات الألمنيوم وتَختَزِل أيونات الفضة حسب المعادلة:

$$3Ag_2S + 2Al \rightarrow 6Ag + 3S^{2-} + 2Al^{3+}$$

فتستعيد القطع الفضية لمعانها وبريقها.



أتحقَّق:

1- هل يحتاج حدوث التحوُّلات الآتية إلى عامل مؤكسد أم عامل مُختزل؟ أُفَسِّرُ إجابتي.

أ) $I_2 \rightarrow 2I^-$ ب) $Sn^{2+} \rightarrow Sn^{4+}$ جـ) $Mn^{2+} \rightarrow MnO_2$

2- أُحَدِّدُ العامل المؤكسد والعامل المُختزل في التفاعل الآتي:

$$H_{2(g)} + CuO_{(s)} \rightarrow Cu_{(s)} + H_2O_{(l)}$$

التأكسد والاختزال الذاتي Autoxidation-Reduction Reaction

تتضمَّنُ تفاعلات التأكسد والاختزال وجودَ عامل مؤكسد وعامل مُختزل، ولكن وُجد في بعض التفاعلات أنَّ المادة نفسَها تسلك عاملًا مؤكسدًا وعاملًا مُختزلًا في التفاعل نفسه، ويسمّى **تفاعل تأكسد واختزال ذاتي Autoxidation–Reduction Reaction**.

فمثلًا: يتحلَّلُ فوق أكسيد الهيدروجين H_2O_2 حسب المعادلة:

$$2H_2O_{2(aq)} \rightarrow 2H_2O_{(l)} + O_{2(g)}$$

أُحَدِّدُ أعداد التأكسد لجميع الذرّات في التفاعل كالآتي:

$$\overset{+1\ -1}{2H_2O_{2(aq)}} \rightarrow \overset{+1\ -2}{2H_2O_{(l)}} + \overset{0}{O_{2(g)}}$$

ألاحظ عدم تغيُّر عدد تأكسد الهيدروجين؛ أمّا الأكسجين فقد اختُزل وقلَّ عدد تأكسده من (1- في H_2O_2 إلى 2- في H_2O)، فيكون H_2O_2 عاملًا مؤكسدًا، كما تأكسد الأكسجين وزاد عدد تأكسده من (1- في H_2O_2 إلى 0 في O_2)، فيكون H_2O_2 عاملًا مُختزلًا؛ ولأن التأكسد والاختزال حدثا للعنصر نفسه وهو الأكسجين في H_2O_2؛ فالتفاعلُ يمثِّلُ تأكسدًا واختزالًا ذاتيًّا.

✓ **أتحقَّق.** أُحَدِّدُ المعادلات التي تمثِّل تفاعلَ تأكسد واختزال ذاتي:

أ) $2ClO_3^-{}_{(aq)} \rightarrow ClO_4^-{}_{(aq)} + ClO_2^-{}_{(aq)}$

ب) $H_2SO_{4(aq)} + Mg_{(s)} \rightarrow Mg^{2+}{}_{(aq)} + SO_4^{2-}{}_{(aq)} + H_{2(g)}$

جـ) $2CuCl_{(aq)} \rightarrow CuCl_{2(aq)} + Cu_{(s)}$

المثال 7

يتفاعل الكلور مع محلول هيدروكسيد الصوديوم البارد حسب المعادلة الكيميائيَّة الآتية:

$$2NaOH_{(aq)} + Cl_{2(g)} \rightarrow NaCl_{(aq)} + NaClO_{(aq)} + H_2O_{(l)}$$

أُبيِّنُ، لماذا يُعَدُّ التفاعل أعلاه مثالًا على تفاعلات التأكسد والاختزال الذاتي.

الحل: أحسب أعداد التأكسد للذرات والأيونات جميعها في التفاعل كما يأتي:

$$\overset{+1\ -2\ +1}{2NaOH_{(aq)}} + \overset{0}{Cl_{2(g)}} \rightarrow \overset{+1\ -1}{NaCl_{(aq)}} + \overset{+1\ +1\ -2}{NaClO_{(aq)}} + \overset{+1\ -2}{H_2O_{(l)}}$$

ألاحظ أنَّ أعداد التأكسد لجميع العناصر في المعادلة لم تتغيَّر باستثناء عدد التأكسد للكلور.

أُحَدِّدُ التغيُّرَ في أعداد التأكسد:

قلَّ عدد تأكسد الكلور من (0 ← −1) / اختزال

$$2NaOH_{(aq)} + \overset{0}{Cl_{2(g)}} \rightarrow \overset{-1}{NaCl_{(aq)}} + \overset{+1}{NaOCl_{(aq)}} + H_2O_{(l)}$$

زاد عدد تأكسد الكلور من (0 ← +1) / تأكسد

ألاحظ حدوث تأكسد لذرّة كلور وزيادة عدد تأكسدها (من 0 في Cl_2 إلى 1+ في ClO^-)، وبذلك فإن Cl_2 سلك كعامل مُختزل، وكذلك حدث اختزالٌ لذرّة الكلور الثانية وقلَّ عدد تأكسدها (من 0 في Cl_2 إلى 1− في Cl^-)، وبذلك فإنَّ Cl_2 سلك كعامل مؤكسد؛ أي أنَّ التأكسد والاختزال حدثا للعنصر نفسه في التفاعل. وعليه؛ فإنَّ التفاعل يمثِّل تفاعلَ تأكسد واختزال ذاتي.

موازنة معادلات التأكسد والاختزال Balancing Redox Equations

تحقق معادلة التأكسد والاختزال الموزونة قانون حفظ الكتلة؛ ممّا يعني أنَّ أنواع ذرّات العناصر المكوِّنة للمواد المتفاعلة وأعدادها مماثلةٌ لها في المواد الناتجة.

وكذلك تحقق قانون حفظ الشحنة؛ أي أنَّ مجموع شحنات المواد المتفاعلة مساوٍ لمجموعها في المواد الناتجة، ويتحقق ذلك عندما يكون عددُ الإلكترونات المكتسبة في أثناء تفاعل الاختزال مساويًا لعدد الإلكترونات المفقودة خلال تفاعل التأكسد.

فمثلًا: في معادلة التفاعل الآتية:

$$Mg_{(s)} + 2H^+_{(aq)} \rightarrow Mg^{2+}_{(aq)} + H_{2(g)}$$

يلاحظ أنَّ عدد ذرّات المغنيسيوم والهيدروجين متساوٍ على طرفي المعادلة، وكذلك مجموع شحنات المواد المتفاعلة يساوي مجموعَها للمواد الناتجة، ويساوي (+2). وعليه؛ يكون عدد الإلكترونات التي فقدتها ذرّة المغنيسيوم يساوي عدد الإلكترونات التي اكتسبها أيونا الهيدروجين، وتساوي (2). ولمّا كانت موازنة معادلات التأكسد والاختزال جميعها بطريقة المحاولة والخطأ غير ممكنة؛ فقد طوَّرَ العلماء طرائقَ أخرى لموازنتها، منها طريقة نصف التفاعل.

موازنة معادلات التأكسد والاختزال بطريقة نصف التفاعل
Balancing Redox Equations Using Half-Reactions

تعتمد طريقة نصف التفاعل Half–Reaction method لموازنة معادلة التأكسد والاختزال على تجزئة المعادلة إلى نصفي تفاعل؛ نصف تفاعل تأكسد ونصف تفاعل اختزال، ثمَّ موازنة كل نصف تفاعل منفردًا من حيث أعدادُ الذرّات والشحنات، ثمَّ مساواة عدد الإلكترونات المفقودة والمكتسبة لنصفي التفاعل، يليها جمع نصفي التفاعل للحصول على المعادلة الموزونة، والمثال الآتي يوضِّح ذلك:

المثال 8

أوازن معادلة التأكسد والاختزال الآتية بطريقة نصف التفاعل:

$$Sn^{2+}_{(aq)} + Fe^{3+}_{(aq)} \rightarrow Sn^{4+}_{(aq)} + Fe^{2+}_{(aq)}$$

خطوات الحل:

أقسم معادلة التفاعل إلى نصفي تفاعل، وذلك بمقارنة المواد المتفاعلة والناتجة:

نصف تفاعل تأكسد (زاد عدد تأكسد Sn من 2+ ← 4+) $Sn^{2+} \rightarrow Sn^{4+}$

نصف تفاعل اختزال (قلَّ عدد تأكسد Fe من 3+ ← 2+) $Fe^{3+} \rightarrow Fe^{2+}$

أوازن الذرّات في كل نصف تفاعل:

$Sn^{2+} \rightarrow Sn^{4+}$

$Fe^{3+} \rightarrow Fe^{2+}$

ألاحظ أنَّ عدد الذرّات متساوٍ في طرفي المعادلة لكل نصف تفاعل.

أوازن الشحنات:

ألاحظ في نصف تفاعل التأكسد أنه كي يصبح مجموع الشحنات متساويًا على طرفي المعادلة؛ يجب إضافة $2e^-$ إلى طرف المواد الناتجة:

$$Sn^{2+} \rightarrow Sn^{4+} + 2e^-$$

أمّا في نصف تفاعل الاختزال؛ فلا بدَّ من إضافة إلكترون واحد إلى طرف المواد المتفاعلة كي يصبح مجموع الشحنات على طرفي المعادلة متساويًا:

$$Fe^{3+} + e^- \rightarrow Fe^{2+}$$

أُساوي عدد الإلكترونات المكتسبة والمفقودة:

ألاحظ أنَّ عدد الإلكترونات المفقودة في نصف تفاعل التأكسد يساوي (2)، وأنَّ عدد الإلكترونات المكتسبة في نصف تفاعل الاختزال يساوي (1). ولمساواة عدد الإلكترونات المفقودة والمكتسبة يُضرَبُ نصفُ تفاعل الاختزال × 2

$$2 \times (Fe^{3+} + e^- \rightarrow Fe^{2+})$$

$$2Fe^{3+} + 2e^- \rightarrow 2Fe^{2+}$$

أجمع نصفي تفاعل التأكسد والاختزال:

$$2Fe^{3+} + \cancel{2e^-} \rightarrow 2Fe^{2+}$$

$$Sn^{2+} \rightarrow Sn^{4+}_{(aq)} + \cancel{2e^-}$$

$$2Fe^{3+} + Sn^{2+} \rightarrow 2Fe^{2+} + Sn^{4+}$$

ويمكن التحقق من صحّة الموازنة بمقارنة أعداد الذرّات على طرفي المعادلة والتأكُّد من تساويها، والتأكُّد أنَّ المجموع الجبري للشحنات على طرفي المعادلة متساوٍ، معَ الانتباه إلى عدم ظهور الإلكترونات في المعادلة النهائيَّة.

تحدث معظم تفاعلات التأكسد والاختزال في المحاليل المائيَّة في أوساط حمضيَّة أو قاعديَّة؛ لذلك فإنَّ خطوات موازنة معادلاتها تحتاج إلى خطوات إضافيَّة بحسب طبيعة الوسط، وسنقتصر في دراستنا على موازنة معادلات التأكسد والاختزال بطريقة نصف التفاعل في وسط حمضي.

عند حدوث تفاعل التأكسد والاختزال في وسط حمضي؛ فإنَّ الماء وأيونات الهيدروجين يكونان جزءًا من التفاعل؛ لذلك يُستخدمان في موازنة معادلات تفاعلات التأكسد والاختزال، ولمعرفة كيفية إجراء ذلك؛ أدرس المثال الآتي:

المثال 9

أوازن المعادلة الآتية بطريقة نصف التفاعل في الوسط الحمضي:

$$Cr_2O_7^{2-}{}_{(aq)} + HNO_{2(aq)} \rightarrow Cr^{3+}{}_{(aq)} + NO_3^-{}_{(aq)}$$

خطوات الحل:

1- أقسم معادلة التفاعل إلى نصفي تفاعل، وذلك بمقارنة المواد المتفاعلة والناتجة:

$$Cr_2O_7^{2-} \rightarrow Cr^{3+}$$

$$HNO_2 \rightarrow NO_3^-$$

2- أختار أحدَ نصفي التفاعل وأوازنه باتباع الخطوات الآتية:

$$Cr_2O_7^{2-} \rightarrow Cr^{3+}$$

أ. أُوازن الذرّات، عدا الأكسجين O والهيدروجين H؛ بالضرب بمعامل مناسب، بحيث تصبح أعداد الذرّات متساوية على طرفي المعادلة.

ضُرِبَ $(2 \times Cr^{3+})$؛ فأصبح نصف التفاعل: $Cr_2O_7^{2-} \rightarrow 2Cr^{3+}$

ب. أُوازن ذرّات الأكسجين بإضافة عدد من جزيئات الماء H_2O إلى طرف المعادلة الذي يحتوي على عدد أقل من ذرّات الأكسجين بمقدار النقص فيها.

هنا، يُضافُ $7H_2O$ إلى الطرف الأيمن من المعادلة، فيصبح عدد ذرات الأكسجين متساوي على طرفيها:

$$Cr_2O_7^{2-} \rightarrow 2Cr^{3+} + 7H_2O$$

جـ. أُوازن ذرّات الهيدروجين بإضافة عدد من أيونات الهيدروجين H^+ إلى طرف المعادلة الذي يحتوي على عدد أقل من ذرّات الهيدروجين بمقدار النقص فيها.

هنا، يُضافُ $14H^+$ إلى الطرف الأيسر من المعادلة، فيصبح عدد ذرّات الهيدروجين متساويًا على طرفيها:

$$Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ \rightarrow 2Cr^{3+} + 7H_2O$$

د. أُوازن الشحنات بإضافة عدد من الإلكترونات (e^-) إلى طرف المعادلة الذي يكون المجموع الجبري للشحنات فيه أكبر، بحيث يصبح المجموع الجبري لها متساويًا على طرفيها.

$$\underset{(-2}{Cr_2O_7^{2-}} + \underset{+12}{14H^+} \rightarrow \underset{(2\times+3}{2Cr^{3+}} + \underset{+6}{7H_2O}\ \underset{0)}{}$$

ألاحظ أنَّ المجموع الجبري للشحنات على الطرف الأيسر للمعادلة يساوي (+12)، أمّا على طرفها الأيمن فيساوي (+6)؛ لذلك يُضافُ $6e^-$ إلى الطرف الأيسر، فيصبح المجموع الجبري للشحنات على طرفيها مساويًا (+6):

$$\underset{(+12-6)\ =\ +6}{Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6e^-} \rightarrow \underset{+6}{2Cr^{3+}} + 7H_2O$$

ألاحظ أنَّ الإلكترونات أُضيفت إلى جهة المواد المتفاعلة؛ أي أنها مكتسبة؛ لذا فإنَّ المعادلة تمثِّل نصف تفاعل الاختزال:

$$Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6e^- \rightarrow 2Cr^{3+} + 7H_2O$$

3- لموازنة نصف التفاعل الآخر؛ أُطَبِّقُ الإجراءات نفسَها في الخطوة (2):

$$HNO_2 \rightarrow NO_3^-$$

أ. أُوازن الذرّات، عدا الأكسجين والهيدروجين: يلاحظ أنَّ عدد ذرّات النيتروجين متساوٍ على طرفي المعادلة:

$$HNO_2 \rightarrow NO_3^-$$

ب. أُوازن ذرّات الأكسجين؛ بإضافة H_2O إلى الطرف الأيسر من المعادلة:

$$HNO_2 + H_2O \rightarrow NO_3^-$$

جـ. أُوازن ذرّات الهيدروجين؛ بإضافة $3H^+$ إلى الطرف الأيمن من المعادلة:

$$HNO_2 + H_2O \rightarrow NO_3^- + 3H^+$$

د. أُوازن الشحنات؛ بإضافة $(2e^-)$ إلى الطرف الأيمن، ليصبح المجموع الجبري للشحنات على طرفيها متساويًا:

$$HNO_2 + H_2O \rightarrow NO_3^- + 3H^+$$

صفر صفر صفر $-1+3=+2$ $+2$

$$HNO_2 + H_2O \rightarrow NO_3^- + 3H^+ + 2e^-$$

صفر صفر

ألاحظ أن الإلكترونات أضيفت إلى جهة المواد الناتجة؛ أي أنها مفقودة، لذا؛ فإن المعادلة تمثل نصف تفاعل تأكسد.

وبذلك أصبح نصفا التفاعل متوازنين كل على حِدَة:

$$HNO_2 + H_2O \rightarrow NO_3^- + 3H^+ + 2e^-$$

$$Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6e^- \rightarrow 2Cr^{3+} + 7H_2O$$

4- يجب أن يتساوى عدد الإلكترونات المفقودة وعدد الإلكترونات المكتسبة خلال التفاعل الكلي؛ لذلك يلزم أحيانًا ضربُ إحدى المعادلتين أو كليهما بمعاملات مناسبة، بحيث يصبح عدد الإلكترونات المفقودة مساويًا لعدد الإلكترونات المكتسبة في التفاعل.

لذلك، سَيُضرب نصفُ تفاعل التأكسد بالرَّقْم (3) ليصبح عدد الإلكترونات المفقودة $(6e^-)$ مساويًا لعدد الإلكترونات المكتسبة:

$$3 \times (HNO_2 + H_2O \rightarrow NO_3^- + 3H^+ + 2e^-)$$

نصف تفاعل التأكسد:

$$3HNO_2 + 3H_2O \rightarrow 3NO_3^- + 9H^+ + 6e^-$$

نصف تفاعل الاختزال:

$$Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6e^- \rightarrow 2Cr^{3+} + 7H_2O$$

5- أجمع نصفي تفاعل التأكسد والاختزال للحصول على معادلة التفاعل الكُلِّيِّ الموزونة، وذلك بحذف الإلكترونات من طرفي المعادلة، وأكتب المعادلة بأبسط صورة:

نصف تفاعل التأكسد:

$$3HNO_2 + \cancel{3H_2O} \rightarrow 3NO_3^- + \cancel{9H^+} + \cancel{6e^-}$$

$5H^+$ $4H_2O$

نصف تفاعل الاختزال:

$$Cr_2O_7^{2-} + \cancel{14H^+} + \cancel{6e^-} \rightarrow 2Cr^{3+} + \cancel{7H_2O}$$

المعادلة الكليَّة:

$$3HNO_2 + Cr_2O_7^{2-} + 5H^+ \rightarrow 3NO_3^- + 2Cr^{3+} + 4H_2O$$

✓ **أتحقَّق.** أوازن المعادلتين الآتيتين بطريقة نصف التفاعل في الوسط الحمضي، وَأُحَدِّدُ العامل المؤكسد والعامل المُختزل في كلٍّ منهما:

-1 $BrO_3^-{}_{(aq)} + C_2O_4^{2-}{}_{(aq)} \rightarrow Br^-{}_{(aq)} + CO_{2(g)}$

-2 $As_{(s)} + ClO_3^-{}_{(aq)} \rightarrow H_3AsO_{3(aq)} + HClO_{(aq)}$

مراجعةُ الدرس

1. **الفكرة الرئيسة:** تفاعلا التأكسد والاختزال متلازمان، يحدثان دائمًا معًا، **أُفَسِّر** ذلك.

2. **أُوَضِّحُ** المقصودُ بكلٍّ من: أ. عدد التأكسد. ب. التأكسد والاختزال الذاتي.

3. **أحسبُ** عدد تأكسد العنصر الذي تحته خط في كل مما يأتي:

$$\underline{Ba}O_2 \quad ، \quad H_2\underline{P}O_4^- \quad ، \quad LiAl\underline{H}_4 \quad ، \quad K_2\underline{Sn}O_2 \quad ، \quad NaBiO_3 \quad ، \quad \underline{N}_2O_4$$

4. **أُطَبِّق:** أُحَدِّدُ الذرات التي تأكسدت والتي اختُزلت في التفاعلات الآتية:

$$1-\ 2HNO_{3(aq)} + 6HI_{(aq)} \rightarrow 2NO_{(g)} + 3I_{2(s)} + 4H_2O_{(l)}$$

$$2-\ 2K_{(s)} + 2H_2O_{(l)} \rightarrow 2KOH_{(aq)} + H_{2(g)}$$

5. **أُطَبِّق:** أدرسُ المعادلة الموزونة التي تمثِّل تفاعل N_2O_4 مع N_2H_4 لتكوين غاز N_2 وبخار الماء، ثمَّ أُجيبُ عن الأسئلة الآتية:

$$N_2O_{4(l)} + 2N_2H_{4(l)} \rightarrow 3N_{2(g)} + 4H_2O_{(g)}$$

أ . أُحَدِّدُ التغيُّرَ في أعداد تأكسد ذرّات النيتروجين في التفاعل.

ب. هل تمثِّل المعادلة تفاعل تأكسد واختزال ذاتي؟

جـ. أُحَدِّدُ العامل المؤكسد والعامل المُختزل في التفاعل.

6. أُحَدِّدُ المادة التي تسلك عاملًا مؤكسدًا والمادة التي تسلك عاملًا مُختزلًا:

$$H^+ \quad ، \quad Br^- \quad ، \quad Na^+ \quad ، \quad F_2 \quad ، \quad H^- \quad ، \quad Cu$$

7. أُحَدِّدُ العامل المؤكسد والعامل المُختزل في التفاعل الآتي:

$$6Fe^{2+}_{(aq)} + Cr_2O_7^{2-}{}_{(aq)} + 14H^+_{(aq)} \rightarrow 6Fe^{3+}_{(aq)} + 2Cr^{3+}_{(aq)} + 7H_2O_{(l)}$$

8. **أُطَبِّق:** أُوازن معادلات التأكسد والاختزال الآتية بطريقة نصف التفاعل في وسط حمضي، وأُحَدِّدُ العامل المؤكسد والعامل المُختزل في كلٍّ منها:

1. $Cr_2O_7^{2-}{}_{(aq)} + Fe^{2+}_{(aq)} \longrightarrow Fe^{3+}_{(aq)} + Cr^{3+}_{(aq)}$
2. $BiO_3^-{}_{(aq)} + Mn^{2+}_{(aq)} \xrightarrow{H^+} Bi^{3+}_{(aq)} + MnO_4^-{}_{(aq)}$
3. $ICl_{(aq)} \xrightarrow{H^+} IO_3^-{}_{(aq)} + I_{2(s)} + Cl^-_{(aq)}$
4. $Sb_2S_{3(s)} + NO_3^-{}_{(aq)} \xrightarrow{H^+} Sb_2O_{5(s)} + S_{(s)} + NO_{(g)}$

10. **أختار الإجابة الصحيحة لكل فقرة من الفقرات الآتية:**

1. العامل المختزل في التفاعل الآتي: $C_2H_5OH + Cr_2O_7^{2-} \longrightarrow C_2H_4O + Cr^{3+}$

أ . C_2H_5OH ب. $Cr_2O_7^{2-}$ جـ. C_2H_4O د. Cr^{3+}

2. يزداد عدد تأكسد الكلور بمقدار (5) في نصف التفاعل:

أ . $ClO_2 \longrightarrow ClO_4^-$ ب. $Cl_2 \longrightarrow ClO_3^-$

جـ. $Cl_2 \longrightarrow ClO^-$ د . $ClO^- \longrightarrow ClO_4^-$

3. نصف التفاعل الذي يحتاج إلى عامل مختزل لحدوثه، هو:

أ . $ClO_2^- \longrightarrow ClO_4^-$ ب. $Br_2 \longrightarrow BrO_3^-$

جـ. $HNO_2 \longrightarrow NO_3^-$ د . $HCHO \longrightarrow CH_3OH$

4. التفاعل الذي يُعدّ تأكسدًا واختزالًا ذاتيًّا بين الآتية، هو:

أ . $CaCO_3 \longrightarrow CaO + CO_2$ ب. $C_2H_4 + H_2 \longrightarrow C_2H_6$

جـ. $ICl \longrightarrow I_2 + IO_3^- + Cl^-$ د . $CH_2O + Cr_2O_7^{2-} \longrightarrow Cr^{3+} + HCOOH$

5. عدد مولات الماء اللازمة لموازنة نصف التفاعل: ($I_2 \longrightarrow IO_3^-$) في وسط حمضي، هو:

أ . 1 ب. 3 جـ. 4 د . 6

6. عدد مولات الإلكترونات اللازمة لموازنة الشحنة في نصف التفاعل: ($AsO_3^{3-} \longrightarrow AsO_4^{3-}$) في وسط حمضي، هو:

أ . 0 ب. 1 جـ. 2 د . 4

7. عدد مولات الأيونات H^+ اللازمة لموازنة التفاعل: ($ClO_2 + H_2O_2 \longrightarrow ClO_2^- + O_2$) هو:

أ . 1 ب. 2 جـ. 3 د . 4

منهاجي
متعة التعليم الهادف

الخلايا الجلفانيّة
Galvanic Cells

الدرس 2

الفكرةُ الرئيسة:

تتحوَّلُ الطاقة الكيميائيّة إلى طاقة كهربائيّة في الخليّة الجلفانيّة عن طريق تفاعل تأكسد واختزال تلقائي الحدوث، ويعتمد فرقُ الجهد الناتج على جهود الاختزال المعياريّة للأقطاب المكوِّنة لها.

نتاجاتُ التعلُّم:

- أُحَدِّدُ أجزاء الخليّة الجلفانيّة ومبدأ عملها.
- أقيسُ عمليًّا القوّة الدافعة الكهربائيّة لعدة خلايا جلفانيّة.
- أحسبُ جهد الخليّة الجلفانيّة.
- أوظف جهود الاختزال المعيارية في تحديد تلقائية تفاعلات التأكسد والاختزال، وقوة العوامل المؤكسدة والمختزلة.
- أتعرّف بعض التطبيقات العملية للخلايا الجلفانية.

المفاهيمُ والمصطلحات:

الخلايا الكهروكيميائيّة
Electrochemical Cells

الخلايا الجلفانيّة Galvanic Cells

نصف الخليّة Half Cell

القنطرة الملحيّة Salt Bridge

جهد الخليّة المعياري
Standard Cell Potential

قطب الهيدروجين المعياري
Standard Hydrogen Electrode

جهد الاختزال المعياري
Standard Reduction Potential

تلقائيّة التفاعل Spontaneity of Reaction

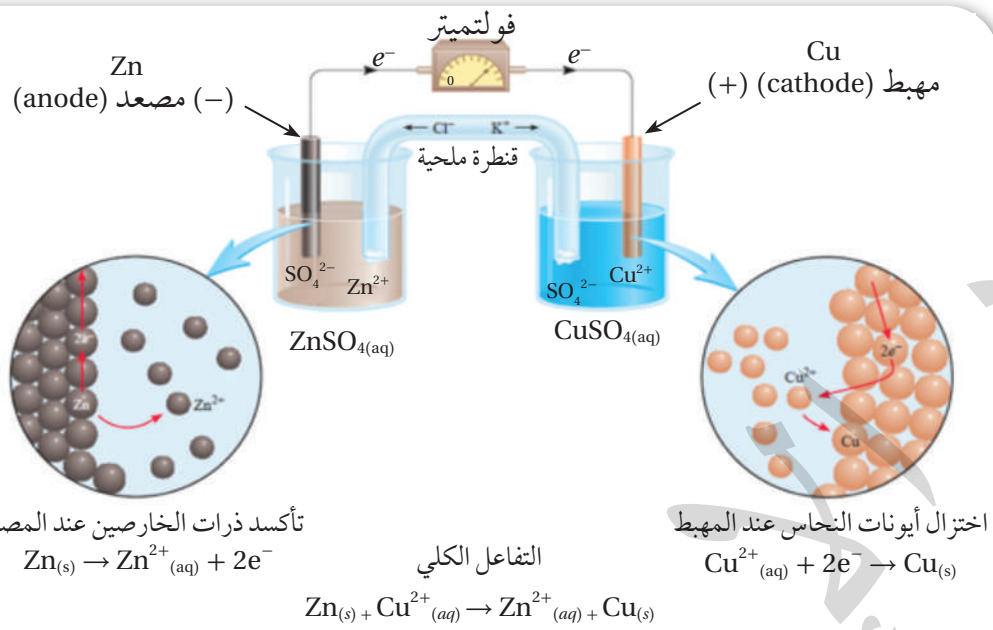
الخلايا الكهركيميائيّة Electrochemical Cells

تسمّى الخلايا التي تحدث فيها تفاعلات تأكسد واختزال منتجة للطاقة الكهربائيّة أو مستهلكة لها **الخلايا الكهركيميائيّة Electrochemical Cells**، وتقسم إلى نوعين: الخلايا الجلفانيّة، وخلايا التحليل الكهربائي. وفي هذا الدرس سأدرس الخلايا الجلفانيّة.

تُستخدَمُ الخلايا الجلفانيّة في مجالات واسعة في الحياة؛ فالبطّاريات بأنواعها، مثل البطّاريّة القابلة للشحن المستخدمة في الهواتف والحواسيب المحمولة، أنظرُ الشكل (4)، وخلايا الوقود هي **خلايا جلفانيّة Galvanic Cells** تحدث فيها تفاعلاتُ تأكسد واختزال تؤدي إلى إنتاج تيار كهربائي؛ أي تتحوَّل الطاقة الكيميائيّة فيها إلى طاقة كهربائيّة. فما مكوِّنات الخليّة الجلفانيّة؟ وكيف يُحسَب فرق الجهد الناتج عنها؟ وكيف يجري التنبُّؤ بإمكانيّة حدوث تفاعل التأكسد والاختزال فيها؟



الشكل (4): بعض الأجهزة التي تستخدم البطّاريات.



الشكل (5): الخلية الجلفانيّة.

كيمياء الخلايا الجلفانيّة Chemistry of Galvanic Cells

تتكوَّنُ الخليّة الجلفانيّة من وعاءين؛ يُسَمّى كُلٌّ منهما **نصف خليّة Half Cell**، ويحتوي كل وعاء على صفيحة فِلِزّيّة مغموسة في محلول يحتوي على أيونات الفِلِزّ؛ فنصف خليّة الخارصين تتكوَّن من صفيحة خارصين Zn مغموسة في محلول يحتوي على أيونات الخارصين Zn^{+2} مثل محلول كبريتات الخارصين، وَيُعَبَّرُ عنها بالرمز $Zn|Zn^{2+}$، أمّا نصف خليّة النحاس فتتكوَّن من صفيحة نحاس Cu مغموسة في محلول يحتوي على أيونات النحاس Cu^{2+}، مثل محلول كبريتات النحاس، وَيُعَبَّرُ عنها بالرمز $Cu|Cu^{2+}$، ولتكوين خليّة جلفانيّة منهما توصَل الأقطاب بموصل خارجي (الأسلاك) وَتوصَل المحاليل بموصل آخرَ هو **القنطرة الملحيّة Salt Bridge**، حيث تتكوَّن من أنبوب على شكل حرف U يحتوي على محلول ملحي مشبع مثل KCl، لا تتفاعل أيوناته معَ الأيونات الموجودة في نصفي الخليّة الجلفانيّة أو معَ الأقطاب فيها، أنظر الشكل (5) الذي يوضح مكوِّنات الخليّة الجلفانيّة، ويُستخدَم جهاز فولتميتر لقياس فرق الجهد بين قطبي الخليّة.

وجود فرق جهد بين قطبي الخلية (الخارصين والنحاس) يتسبّب في حدوث تفاعل تأكسد واختزال؛ حيث تتأكسد ذرّات الخارصين الأكثر نشاطًا حسب المعادلة:

$$Zn_{(s)} \rightarrow Zn^{2+}_{(aq)} + 2e^-$$

وتنتقل الإلكترونات من قطب الخارصين Zn عبر الأسلاك إلى قطب النحاس Cu؛ حيث تكتسبها أيونات النحاس Cu^{+2} وتُختزَل متحوِّلةً إلى ذرّات

Cu تترسَّب على قطب النحاس، حسب المعادلة:

$$Cu^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow Cu_{(s)}$$

ونتيجة تأكسد ذرّات الخارصين وتحوُّلها إلى أيونات الخارصين الموجبة Zn^{2+}؛ يزداد تركيزها في نصف خليّة الخارصين مقارنةً بتركيز أيونات الكبريتات السالبة SO_4^{2-} فيها، أما في نصف خليّة النحاس فيقلُّ تركيز أيونات النحاس الموجبة Cu^{2+} مقارنةً بتركيز أيونات الكبريتات السالبة بسبب اختزالها، ويؤدي هذا إلى عدم توازن في الشحنة الكهربائية في الخليّة؛ لذا تُعادِل القنطرة الملحيّة الشحناتِ الكهربائيّةَ في نصفي الخليّة الجلفانيّة؛ حيث تتحرَّك أيونات الكلوريد السالبة Cl^- منَ القنطرة الملحيّة إلى نصف خليّة الخارصين لمعادلة الزيادة في تركيز أيونات Zn^{2+}، وتتحرَّك أيونات K^+ الموجبة إلى نصف خليّة النحاس لمعادلة أيونات SO_4^{2-} الزائدة.

يسمّى القطب الذي يحدث عنده تفاعل التأكسد المِصعد Anode؛ وهو قطبُ الخارصين Zn، وشحنتُهُ سالبة؛ لأنه مصدر الإلكترونات بسبب تأكسد ذرّاته، فتقل كتلتُه، أمّا القطب الذي يحدث عنده تفاعل الاختزال فيسمّى المِهبط Cathode؛ وهو قطب النحاس Cu، وشحنتُهُ موجبة؛ إذ تتحرَّك الإلكترونات نحوه، وتزداد كتلتُهُ نتيجة اختزال أيونات النحاس وترسّبها عليه.

أمّا المعادلة الكليّة في الخليّة الجلفانيّة؛ فهي مجموع نصفي تفاعل التأكسد والاختزال:

$$Zn_{(s)} + Cu^{2+}_{(aq)} \rightarrow Zn^{2+}_{(aq)} + Cu_{(s)}$$

وقد عَبَّرَ الكيميائيون عن الخليّة الجلفانيّة بطريقة مُختصرة وسهلة لوصفها:

القنطرة الملحيّة

$$Zn_{(s)}|Zn^{2+}_{(aq)} \,||\, Cu^{2+}_{(aq)}|Cu_{(s)}$$

نصف خليّة الاختزال نصف خليّة التأكسد

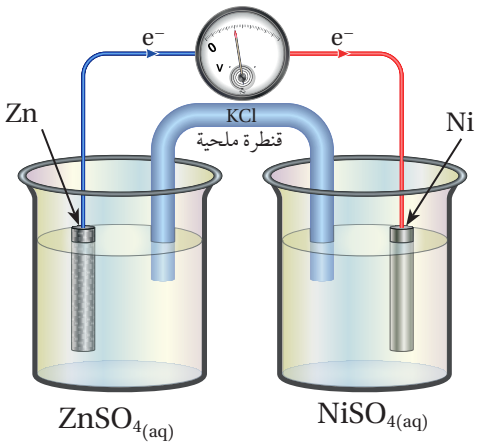
يُبدأ بكتابة مكوِّنات نصف خليّة التأكسد منَ اليسار، فتُكتب المادَّة التي يحدث لها تأكسدٌ أوَّلاً، ثمَّ ناتجُ عملية التأكسد، ويفصل بينهما خط (|) كالآتي: $Zn_{(s)}|Zn^{2+}_{(aq)}$، ثمَّ يُرسَمُ خطّان متوازيان || يرمزان إلى القنطرة الملحيّة، ثمَّ تُكتب مكوِّنات نصف خليّة الاختزال، فتُكتب المادَّة التي يحدث لها اختزال، ثمَّ ناتجُ عمليّة الاختزال، وَيفصل بينهما خط (|) كالآتي: $Cu^{2+}_{(aq)}|Cu_{(s)}$.

في الخلايا الجلفانية، قد تكون المواد المتفاعلة أيونات ذائبة في المحلول أو مواد غير موصلة أو غازية أو سائلة. في هذه الحالة، لا يمكن استخدام هذه الأيونات أو المواد مباشرةً بوصفها أقطابًا كهربائية؛ لأنها ليست مواد صلبة موصلة للكهرباء. لحل هذه المشكلة، يُستخدَم قطب خامل (غير متفاعل) لتوفير سطح موصل يسمح بحدوث تفاعلات التأكسد والاختزال، مثل البلاتين والجرافيت.

أُصمِّم -باستخدام برنامج مناسب لصناعة الأفلام- فيلمًا قصيرًا يُوَضِّح مُكوِّنات الخليّة الجلفانيَّة، ومبدأ عملها، وتحوُّلات الطاقة فيها، ثمَّ أُشاركه زملائي/ زميلاتي في الصفِّ.

المثال 12

أدرس الشكل المجاور، حيث يمثّل خليّة جلفانيّة مكوّنة من نصف خليّة الخارصين $Zn|Zn^{2+}$ ونصف خليّة النيكل $Ni|Ni^{2+}$، ثمَّ أُجيب عن الأسئلة الآتية:



1- أُحَدِّدُ كلًّا منَ المِصعد والمِهبط في الخليّة.

2- أكتبُ نصفي تفاعل التأكسد والاختزال.

3- أُحَدِّدُ اتجاه حركة الأيونات الموجبة والسالبة من القنطرة الملحيّة.

4- ما التغيُّرُ في كتلة كلٍّ من قطبي النيكل والخارصين؟

خطوات الحل:

1- يُلاحظ من الشكل حركة الإلكترونات من قطب الخارصين باتجاه قطب النيكل؛ أي أنَّ الخارصين Zn يمثّل المِصعد، والنيكل Ni يمثّل المِهبط.

2- أكتبُ نصف تفاعل التأكسد ونصف تفاعل الاختزال:

نصف تفاعل التأكسد: $Zn_{(s)} \rightarrow Zn^{2+}_{(aq)} + 2e^-$

نصف تفاعل الاختزال: $Ni^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow Ni_{(s)}$

3- تتحرَّك الأيونات السالبة Cl^- من القنطرة الملحيّة باتجاه نصف خليّة الخارصين $Zn|Zn^{2+}$، وتتحرَّك الأيونات الموجبة K^+ من القنطرة الملحيّة إلى نصف خليّة النيكل $Ni|Ni^{2+}$.

4- تقلّ كتلة قطب الخارصين نتيجة تأكسد ذرّاته وتحوُّلها إلى أيونات Zn^{2+} تنتقل إلى المحلول، وتزداد كتلة قطب النيكل نتيجة اختزال أيوناته Ni^{2+} وترسّبها على القطب.

✓ أتحقَّق:

في الخليّة الجلفانيّة التي يحدث فيها التفاعل الآتي:

$$Cr_{(s)} + 3Ag^+_{(aq)} \rightarrow Cr^{3+}_{(aq)} + 3Ag_{(s)}$$

1- أكتبُ نصفي تفاعل التأكسد والاختزال.

2- أُحَدِّدُ كلًّا منَ المِصعد والمِهبط واتجاه حركة الإلكترونات في الدارة الخارجيّة.

3- أُحَدِّدُ اتجاه حركة الأيونات السالبة من القنطرة الملحيّة.

4- ما القطب الذي تزداد كتلته؟ ولماذا؟

5- أكتبُ رمز الخليّة الجلفانيّة.

قيد الإعداد والمراجعة

جهدُ الخليّة الجلفانيّة Cell Potential

يُعَدُّ جهد الخليّة الجلفانيّة Cell Potential مقياسًا لقدرة الخليّة على إنتاج تيار كهربائي، وَيُقاس بالفولت، وهو القوَّة الدافعة الكهربائيّة المتولِّدة بين قطبي الخليّة بسبب فرق الجهد بين القطبين، حيث يزدادُ بزيادة ميل كلٍّ من نصفي تفاعل التأكسد والاختزال للحدوث، وبالرجوع إلى خليّة (خارصين – نحاس) السابقة؛ ولمّا كان الخارصين أكثرَ نشاطًا منَ النحاس؛ فهو أكثر ميلًا للتأكسد من النحاس، فيولّد فرق الجهد الناشئ بين القطبين قوَّة دافعة كهربائيّة تدفع الإلكترونات إلى الحركة من قطب الخارصين Zn (المِصعد) إلى قطب النحاس Cu (المِهبط)، حيث أيونات النحاس Cu^{2+} أكثرُ ميلًا للاختزال. يُعَبَّرُ عن ميل نصف تفاعل الاختزال للحدوث بجهد الاختزال، ويُرمَز إليه بالرمز ($E_{reduction}$)، وَيُعَبَّرُ عن ميل نصف تفاعل التأكسد للحدوث بجهد التأكسد، ويُرمَز إليه بالرمز ($E_{oxidation}$).

يمتلك نصف الخليّة الذي يحدث فيه تفاعل الاختزال جهدَ اختزال أعلى من نصف الخليّة الذي يحدث فيه تفاعل التأكسد، والفرقُ بين جهود الاختزال لكلا التفاعلين يساوي جهد الخليّة:

جهد الخليّة = جهد الاختزال لنصف تفاعل المِهبط – جهد الاختزال لنصف تفاعل المِصعد

$$E_{cell} = E_{reduction(cathode)} - E_{reduction(anode)}$$

أمّا عندما يُقاس جهد الخليّة في الظروف المعياريّة: درجة حرارة 25°C، وتركيز الأيونات يساوي 1M، وضغط الغاز يساوي 1atm؛ فيسمّى **جهدَ الخليّة المعياري Standard cell potential**، ويُرمَز إليه E°_{cell}، وتصبحُ معادلة حساب جهد الخليّة المعياري:

$$E^\circ_{cell} = E^\circ_{reduction(cathode)} - E^\circ_{reduction(anode)}$$

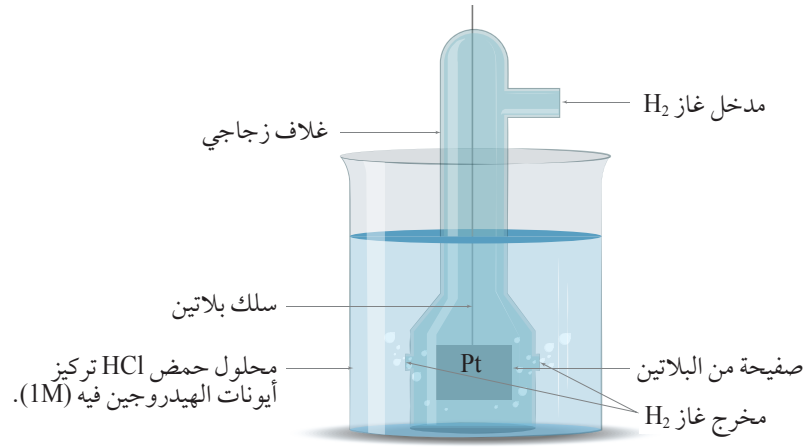
ويمكن التعبيرُ عنها باختصار كالآتي:

$$E^\circ_{cell} = E^\circ_{cathode} - E^\circ_{anode}$$

وقد وُجد أنَّ جهد خليّة (Zn – Cu) المعياري يساوي 1.1 فولت (1.1 V). ولكن؛ هل يمكن قياس جهد الاختزال لنصف خليّة معيَّنة منفردًا؟ وكيف جرى التوصُّل إلى قِيَمِ جهود الاختزال للأقطاب المختلفة؟

جهدُ الاختزال المعياري Standard Reduction potential

لا يمكن قياس جهد نصف خليّة منفردة، ولكن عند وصل نصفي خليّة لتكوين خليّة جلفانيّة؛ يمكن قياس فرق الجهد بينهما أي جهد الخليّة؛ لذلك اختار العلماء قطبًا مرجعيًّا هو **قطب الهيدروجين المعياري Standard Hydrogen electrode** لقياس جهود اختزال أقطاب العناصر الأخرى، وقد اختير الهيدروجين؛ لأنَّ نشاطه الكيميائي متوسط بين العناصر، وقد اصطلح العلماءُ على أنَّ جهد الاختزال المعياري له يساوي (0.00 V).



الشكل (6): قطب الهيدروجين المعياري.

يتكوَّن قطب الهيدروجين المعياري من وعاء يحتوي على صفيحة من البلاتين توفر سطحًا لحدوث التفاعل، وتكون مغموسة في محلول حمض الهيدروكلوريك HCl؛ تركيزُ أيونات الهيدروجين H^+ فيه 1M، ويُضَخّ غاز الهيدروجين إلى المحلول عند ضغط للغاز يساوي 1 ضغط جوي (1 atm) ودرجة حرارة 25°C، أنظرُ الشكل (6).

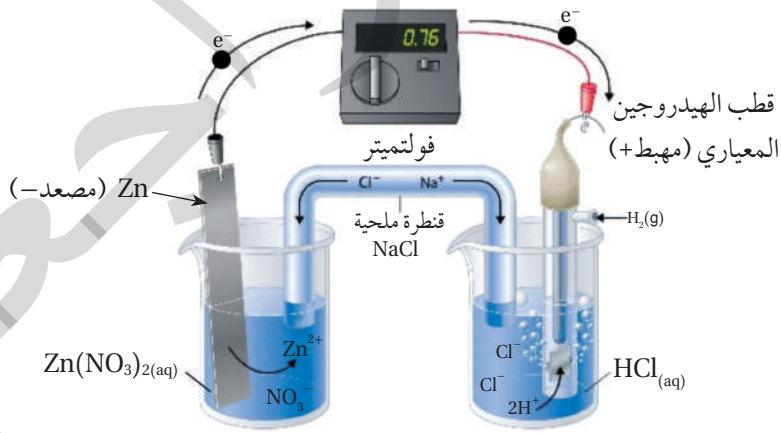
يمكن تمثيل التفاعل الذي يحدث في نصف خليّة الهيدروجين بالمعادلة الآتية:

$$2H^+_{(aq)} + 2e^- \rightleftharpoons H_{2(g)} \quad E^\circ = 0.00\ V$$

يشير السهم المزدوج إلى أنّ نصف التفاعل منعكس؛ إذ يمكن لأيونات الهيدروجين H^+ أن تُختزل، كما يمكن لجزيئات غاز الهيدروجين أن تتأكسد.

ولكن، كيف يُقاس جهد الاختزال المعياري لنصف خليّة ما باستخدام قطب الهيدروجين المعياري؟

لتوضيح ذلك؛ تُكَوَّنُ خليّة جلفانيّة من نصف خلية الهيدروجين المعيارية ونصف خليّة الخارصين مثلًا في الظروف المعياريّة، كما في الشكل (7)؛ إذ يُلاحظ



الشكل (7): خليّة جلفانيّة قطباها الخارصين والهيدروجين المعياريان.

$$Zn_{(s)} \mid Zn^{2+}_{(aq)} \| 2H^+_{(aq)} \mid H_{2(g)} \mid Pt$$

أنَّ قراءة الفولتميتر (0.76 V)، وهي قراءة تمثّلُ فرق الجهد بين قطبي الخارصين والهيدروجين المعياريين، ولكي يُحدَّد جهد الاختزال المعياري للخارصين يجب تحديد المِصعد والمِهبط في الخليّة، حيث يُلاحظُ أنَّ اتجاه حركة الإلكترونات من قطب الخارصين باتجاه قطب الهيدروجين المعياريين؛ أي أنَّ قطب الخارصين Zn يمثّل المِصعد وحدثت له عمليّة تأكسد، حسب المعادلة:

نصف تفاعل التأكسد: $Zn_{(s)} \rightarrow Zn^{2+}_{(aq)} + 2e^-$

بينما قطب الهيدروجين يمثّل المِهبط وحدثت عمليّة اختزال لأيوناته، حسب المعادلة:

نصف تفاعل الاختزال: $2H^+_{(aq)} + 2e^- \rightarrow H_{2(g)}$

المعادلة الكُليّة: $Zn_{(s)} + 2H^+_{(aq)} \rightarrow Zn^{2+}_{(aq)} + H_{2(g)} \quad E^\circ_{cell} = 0.76\ V$

لحساب جهد الاختزال المعياري للخارصين؛ تُستخدَم العلاقة:

$$E^\circ_{cell} = E^\circ_{cathode} - E^\circ_{anode}$$

بالتعويض:

$$0.76\ V = 0.00 - E^\circ_{anode}$$

$$E^\circ_{Zn} = -0.76\ V$$

أي أنَّ جهد الاختزال المعياري لقطب الخارصين = (−0.76 V).

القيمة السالبة لجهد الاختزال المعياري لقطب الخارصين تعني أنَّ أيونات الخارصين أقلُّ ميلًا للاختزال من أيونات الهيدروجين؛ لذلك اختُزِلَت أيوناتُ الهيدروجين وتأكسدت ذرّاتُ الخارصين في التفاعل الذي حدث في الخليّة الجلفانيّة.

وَيُعَرَّفُ **جهدُ الاختزال المعياري** **Standard Reduction potential** للقطب بأنه مقياسٌ لميل نصف تفاعل الاختزال للحدوث في الظروف المعياريّة.

وكذلك؛ فإنَّ ذرّات الخارصين أكثر ميلًا للتأكسد من جزيئات الهيدروجين؛ لذلك فإنَّ جهد التأكسد المعياري للخارصين يساوي (0.76 V)؛ أي أنَّ جهد التأكسد المعياري للقطب يساوي جهد اختزاله المعياري ويعاكسُهُ في الإشارة.

جهد التأكسد المعياري= − جهد الاختزال المعياري

$$-E^\circ_{reduction} = E^\circ_{oxidation}$$

المثال 13

في الخليّة الجلفانيّة الممثلة بالرمز الآتي: $Pt \mid H_{2(g)} \mid 2H^{+}_{(aq)} \parallel Cu^{2+}_{(aq)} \mid Cu_{(s)}$

إذا علمتُ أنَّ جهد الخليّة المعياري $E^{\circ}_{cell} = 0.34\ V$

فأحسبُ جهد الاختزال المعياري للنحاس.

خطوات الحل:

1- بالاعتماد على مخطط الخليّة الجلفانيّة؛ أحدّد نصفَ تفاعل التأكسد ونصفَ تفاعل الاختزال؛ حيث يمثّل قطب الهيدروجين المعياري نصفَ خليّة التأكسد، أمّا قطب النحاس المعياري فيمثّل نصفَ خليّة الاختزال.

نصف تفاعل التأكسد: $H_{2(g)} \rightarrow 2H^{+}_{(aq)} + 2e^{-}$

نصف تفاعل الاختزال: $Cu^{2+}_{(aq)} + 2e^{-} \rightarrow Cu_{(s)}$

المعادلة الكُليّة: $H_{2(g)} + Cu^{2+}_{(aq)} \rightarrow 2H^{+}_{(aq)} + Cu_{(s)}$

2- بمعرفة جهد الخليّة المعياري وجهد قطب الهيدروجين المعياري؛ أحسبُ جهدَ الاختزال المعياري للنحاس

باستخدام العلاقة: $E^{\circ}_{cell} = E^{\circ}_{cathode} - E^{\circ}_{anode}$

بالتعويض فيها: $0.34\ V = E^{\circ}_{Cu} - 0.00$

ومنها جهد الاختزال المعياري لقطب النحاس $E^{\circ}_{Cu} = 0.34\ V$

جهد الاختزال المعياري للنحاس أكبر منه للهيدروجين؛ ، ويعني ذلك أنَّ أيونات النحاس أكثر ميلًا للاختزال من أيونات الهيدروجين؛ لذلك تأكسدت جزيئات الهيدروجين واختُزِلت أيونات النحاس في التفاعل الذي حدث في الخليّة الجلفانيّة.

✓ أتحقَّق:

لديّ خليَّة جلفانيّة مكوَّنَة من نصف خليّة الهيدروجين $Pt|H_2|2H^{+}$ ونصف خليّة الكاديوم $Cd|Cd^{2+}$ المعياريين؛ أحسبُ جهد الاختزال المعياري للكاديوم إذا علمتُ أنَّ جهد الخليّة المعياري يساوي 0.4 V ونقصت كتلةُ قطب الكاديوم بعد تشغيل الخليّة مدة من الزمن.

جدول جهود الاختزال المعياريّة Standard Reduction Potentials

استُخدِمَ قطبُ الهيدروجين المعياري في بناء خلايا جلفانيّة متعدِّدة، وعن طريق قياس جهودها المعياريّة؛ حُسِبَت جهودُ الاختزال المعياريّة للأقطاب المختلفة التي استُخدِمت فيها، واتفقَ الكيميائيون على كتابة أنصاف التفاعلات على شكل أنصاف تفاعل اختزال في الاتجاه الأمامي، وترتيبها وفقًا لتزايد جهود الاختزال المعياريّة في جدول سُمِّيَ جدولَ جهود الاختزال المعياريّة، أنظرُ الجدول (2).

الجدول (2): جهود الاختزال المعياريّة عند درجة حرارة 25°C.

نصف تفاعل الاختزال							E° (V)
$Li^+_{(aq)}$		+	e^-	⇌		$Li_{(s)}$	−3.05
$K^+_{(aq)}$		+	e^-	⇌		$K_{(s)}$	−2.92
$Ca^{2+}_{(aq)}$		+	$2e^-$	⇌		$Ca_{(s)}$	−2.76
$Na^+_{(aq)}$		+	e^-	⇌		$Na_{(s)}$	−2.71
$Mg^{2+}_{(aq)}$		+	$2e^-$	⇌		$Mg_{(s)}$	−2.37
$Al^{3+}_{(aq)}$		+	$3e^-$	⇌		$Al_{(s)}$	−1.66
$Mn^{2+}_{(aq)}$		+	$2e^-$	⇌		$Mn_{(s)}$	−1.18
$2H_2O_{(l)}$		+	$2e^-$	⇌	$2OH^-$ +	$H_{2(g)}$	−0.83
$Zn^{2+}_{(aq)}$		+	$2e^-$	⇌		$Zn_{(s)}$	−0.76
$Cr^{3+}_{(aq)}$		+	$3e^-$	⇌		$Cr_{(s)}$	−0.73
$Fe^{2+}_{(aq)}$		+	$2e^-$	⇌		$Fe_{(s)}$	−0.44
$Cd^{2+}_{(aq)}$		+	$2e^-$	⇌		$Cd_{(s)}$	−0.40
$Co^{2+}_{(aq)}$		+	$2e^-$	⇌		$Co_{(s)}$	−0.28
$Ni^{2+}_{(aq)}$		+	$2e^-$	⇌		$Ni_{(s)}$	−0.23
$Sn^{2+}_{(aq)}$		+	$2e^-$	⇌		$Sn_{(s)}$	−0.14
$Pb^{2+}_{(aq)}$		+	$2e^-$	⇌		$Pb_{(s)}$	−0.13
$Fe^{3+}_{(aq)}$		+	$3e^-$	⇌		$Fe_{(s)}$	−0.04
$2H^+_{(aq)}$		**+**	**$2e^-$**	⇌		**$H_{2(g)}$**	**0.00**
$Cu^{2+}_{(aq)}$		+	$2e^-$	⇌		$Cu_{(s)}$	0.34
$I_{2(s)}$		+	$2e^-$	⇌		$2I^-_{(aq)}$	0.54
$Fe^{3+}_{(aq)}$		+	e^-	⇌		$Fe^{2+}_{(aq)}$	0.77
$Ag^+_{(aq)}$		+	e^-	⇌		$Ag_{(s)}$	0.80
$Hg^{2+}_{(aq)}$		+	$2e^-$	⇌		$Hg_{(l)}$	0.85
$Br_{2(l)}$		+	$2e^-$	⇌		$2Br^-_{(aq)}$	1.07
$O_{2(g)}$	$+ 4H^+$	+	$4e^-$	⇌		$2H_2O_{(l)}$	1.23
$Cr_2O_7^{2-}{}_{(aq)}$	$+ 14H^+$	+	$6e^-$	⇌	$7H_2O_{(l)}$ +	$2Cr^{3+}_{(aq)}$	1.33
$Cl_{2(g)}$		+	$2e^-$	⇌		$2Cl^-_{(aq)}$	1.36
$Au^{3+}_{(aq)}$		+	$3e^-$	⇌		$Au_{(s)}$	1.50
$MnO_4^-{}_{(aq)}$	$+ 8H^+$	+	$5e^-$	⇌	$4H_2O_{(l)}$ +	$Mn^{2+}_{(aq)}$	1.51
$F_{2(g)}$		+	$2e^-$	⇌		$2F^-_{(aq)}$	2.87

تزداد قوة العوامل المؤكسدة

تزداد قوة العوامل المختزلة

* القيم الواردة في الجدول ليست للحفظ.

أُلاحظ أنّ أنصاف تفاعلات الاختزال في الجدول منعكسة، وأنّ الموادَّ على يسار المعادلة تمثّل عوامل مؤكسدة تحدث لها عمليّة اختزال، في حين تمثّل الموادُّ على يمين المعادلة عوامل مُختزلَة تحدث لها عمليّة تأكسد، كما أنَّ جهود الاختزال تزداد من أعلى إلى أسفل في الجدول. يُستفاد من جدول جهود الاختزال المعياريّة في حساب جهد الخليّة المعياري، والتنبُّؤ بتلقائيّة تفاعلات التأكسد والاختزال، إضافة إلى مقارنة قوّة العوامل المؤكسدة والمُختزلة.

حساب جهد الخليّة المعياري

بمعرفة جهود الاختزال المعياريّة للأقطاب المُكوِّنة للخليّة الجلفانيّة؛ يمكن حساب جهد الخليّة المعياري حسب المعادلة الآتية: $E^\circ_{cell} = E^\circ_{(cathode)} - E^\circ_{(anode)}$

والأمثلة الآتية توضِّح ذلك.

المثال 14

أحسبُ جهدَ الخليّة المعياري للخليّة الجلفانيّة التي يحدث فيها التفاعل الآتي:

$$Co^{2+}_{(aq)} + Fe_{(s)} \rightarrow Co_{(s)} + Fe^{2+}_{(aq)}$$

تحليل السؤال:

المعطيات: المعادلة الكُليّة للتفاعل.

المطلوب: حساب جهد الخليّة المعياري E°_{cell}.

خطوات الحل:

1- أُحَدِّدُ نصف تفاعل التأكسد ونصف تفاعل الاختزال اعتمادًا على معادلة التفاعل الكُليّة:

نصف تفاعل التأكسد: $Fe_{(s)} \rightarrow Fe^{2+}_{(aq)} + 2e^-$

نصف تفاعل الاختزال: $Co^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow Co_{(s)}$

2- أنقل من الجدول (2) نصفي تفاعل الاختزال، وجهود الاختزال المعياريّة لنصفي التفاعل السابقين:

$Fe^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightleftharpoons Fe_{(s)} \quad E^\circ_{Fe} = -0.44\ V$

$Co^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightleftharpoons Co_{(s)} \quad E^\circ_{Co} = -0.28\ V$

3- أحسبُ جهدَ الخليّة المعياري E°_{cell}.

$E^\circ_{cell} = E^\circ_{(cathode)} - E^\circ_{(anode)}$

$E^\circ_{cell} = -0.28 - (-0.44) = +0.16\ V$

المثال 15

خليّة جلفانيّة مكوَّنة من نصف خليّة الفضّة $Ag^+|Ag$ ونصف خليّة المغنيسيوم $Mg|Mg^{2+}$ في الظروف المعياريّة. بالرجوع إلى جهود الاختزال المعياريّة لكلٍّ منهما في الجدول (2)؛ أكتب المعادلة الكلية الموزونة للتفاعل، وأحسب جهدَ الخليّة المعياري.

تحليل السؤال:

المعطيات: تتكوَّن الخليّة الجلفانيّة من نصف خليّة الفضة ونصف خليّة المغنيسيوم في الظروف المعياريّة.

المطلوب: حساب جهد الخليّة المعياري E°_{cell}.

خطوات الحل:

1- أنقل من الجدول (2) نصفَي تفاعل الاختزال، وجهود الاختزال المعياريّة لنصفَي التفاعل:

$Ag^+_{(aq)} + e^- \rightleftharpoons Ag_{(s)} \quad E^\circ_{Ag} = 0.80\ V$

$Mg^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightleftharpoons Mg_{(s)} \quad E^\circ_{Mg} = -2.37\ V$

2- أكتبُ نصفي تفاعل التأكسد والاختزال الحادثين في الخليّة الجلفانيّة.

ألاحظ أنَّ جهد الاختزال المعياري للفضّة أعلى منه للمغنيسيوم؛ أي أنَّ أيونات الفضّة Ag^{+} أكثر ميلًا للاختزال من أيونات Mg^{2+}؛ لذلك فإنَّ قطب الفضّة Ag يمثّل المِهبط في الخليّة الجلفانيّة، حيث تُختزَل أيوناته؛ في حين يمثّل قطب المغنيسيوم Mg المِصعد فيها، حيث تتأكسدُ ذرّاتُه، كما في المعادلات الآتية:

نصف تفاعل التأكسد: $Mg_{(s)} \rightarrow Mg^{2+}_{(aq)} + 2e^{-}$

نصف تفاعل الاختزال: $Ag^{+}_{(aq)} + e^{-} \rightarrow Ag_{(s)}$

للحصول على المعادلة الكُليّة أضربُ معادلة نصف تفاعل الاختزال في (2)؛ كي يتساوى عددُ الإلكترونات المفقودة والمكتسبة، ثمَّ أجمعُ نصفي تفاعل التأكسد والاختزال.

$$Mg_{(s)} + 2Ag^{+}_{(aq)} \rightarrow Mg^{2+}_{(aq)} + 2Ag_{(s)}$$

3- حساب جهد الخليّة المعياري E°_{cell}.

$$E^{\circ}_{cell} = E^{\circ}_{(cathode)} - E^{\circ}_{(anode)}$$

$$E^{\circ}_{cell} = 0.80 - (-2.37) = +3.17\ V$$

أُلاحظُ أنَّ جهدَ الاختزال المعياري للفضّة لم يتأثر بضرب نصف تفاعل الاختزال بالمعامل (2)؛ لأنَّ جهد الاختزال يعتمد على نوع المادَّة وليس على كميَّتها (عدد مولاتها).

المثال 16

في الخليّة الجلفانيّة المُمثَّلة بالرمز الآتي:

$$Ni_{(s)} | Ni^{2+}_{(aq)} || Fe^{3+}_{(aq)}, Fe^{2+}_{(aq)} | Pt$$

أحسب جهد الخليّة المعياري E°_{cell}.

تحليل السؤال:

المعطيات: رمز الخلية الجلفانية.

المطلوب: حساب جهد الخليّة المعياري.

خطوات الحل:

1. أحدّد نصف تفاعل التأكسد ونصف تفاعل الاختزال اعتمادًا على مخطّط الخليّة الجلفانيّة:

نصف تفاعل التأكسد: $Ni_{(s)} \rightarrow Ni^{2+}_{(aq)} + 2e^{-}$

نصف تفاعل الاختزال: $Fe^{3+}_{(aq)} + e^{-} \rightarrow Fe^{2+}_{(aq)}$

أضرب نصف تفاعل الاختزال بـ (2)؛ لأساوي عدد الإلكترونات المفقودة والمكتسبة:

$$2Fe^{3+}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow 2Fe^{2+}_{(aq)}$$

2. أكتب معادلة التفاعل الكلي:

$$Ni_{(s)} + 2Fe^{3+}_{(aq)} \rightarrow Ni^{2+}_{(aq)} + 2Fe^{2+}_{(aq)}$$

3. أنقل من الجدول (2) نصفي تفاعل الاختزال، وجهود الاختزال المعياريّة لنصفي التفاعل السابقين:

$$Fe^{3+}_{(aq)} + e^- \rightleftharpoons Fe^{2+}_{(aq)} \qquad E^\circ_{Fe^{3+}|Fe^{2+}} = 0.77\ V$$

$$Ni^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightleftharpoons Ni_{(s)} \qquad E^\circ_{Ni} = -0.23\ V$$

4. أحسب جهد الخليّة المعياري E°_{cell}.

$$E^\circ_{cell} = E^\circ_{(cathode)} - E^\circ_{(anode)}$$

$$E^\circ_{cell} = 0.77 - (-0.23) = +1.00\ V$$

✓ **أتحقّق:** خليّة جلفانيّة مكوَّنة من نصف خليّة الكروم $Cr^{3+}|Cr$، ونصف خليّة النحاس $Cu^{2+}|Cu$ المعياريين. بالرجوع إلى جهود الاختزال المعياريّة لكلٍّ منهما في الجدول (2)؛ أحسبُ جهدَ الخليّة المعياري.

التجربة 1

مقارنة جهود بعض الخلايا الجلفانيّة

الموادّ والأدوات:

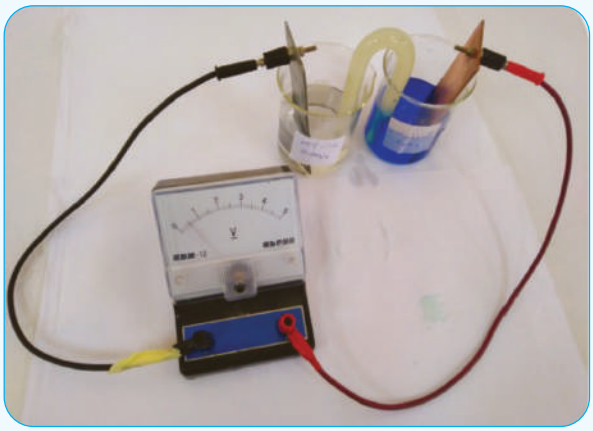
محاليل حجمُ كلٍّ منها (100 mL) بتركيز (1 M) من كلٍّ منَ المركبات الآتية: كبريتات الخارصين $ZnSO_4$، نترات الرصاص $Pb(NO_3)_2$، نترات الألمنيوم $Al(NO_3)_3$. و (200 mL) من محلول كبريتات النحاس $CuSO_4$، تركيزُه (1 M)، صفيحة من كل منَ: الخارصين، النحاس، الرصاص، الألمنيوم، ورق صنفرة، فولتميتر، أسلاك توصيل، أُنبوب على شكل حرف U، محلول مشبع من كلوريد البوتاسيوم KCl، قطن، كؤوس زجاجيّة سَعة 100 mL عدد (4)، ماء مُقَطَّر.

إرشادات السلامة:

- اتّباع إرشادات السلامة العامة في المختبر.
- ارتداء معطف المختبر والنظارات الواقية والقفازات.
- التعامل مع المواد الكيميائية بحذر.

خطواتُ العمل:

1- **أقيس:** أُحضِرُ كأسين زجاجيتين، وأضعُ 50 mL من محلول كبريتات النحاس في الكأس الأولى و 50 mL من محلول كبريتات الخارصين في الكأس الثانية.



2- **أُجَرِّب:** أُنَظِّفُ صفيحتي النحاس والخارصين جيِّدًا باستخدام ورق الصنفرة، وأغسلهما بالماء المُقَطَّر، وأترُكُهُما تجفّان.

3- **أُجَرِّب:** أضَعُ صفيحة النحاس في الكأس الأولى وصفيحة الخارصين في الكأس الثانية، ثمَّ أوصلُ أسلاك التوصيل من طرف بالصفيحة ومنَ الطرف الآخر بالفولتميتر لكلا الصفيحتين، وأُلاحظُ: هل تحرَّكَ مؤشِّرُ الفولتميتر؟

4- **أُجَرِّب:** أملأ الأنبوب الذي على شكل حرف U تمامًا بمحلول كلوريد البوتاسيوم المشبع، وأتأكَّد من عدم وجود فقاعات هواء فيه، ثمَّ أُغلقُ طرفيه بقليل من القطن.

5- **أُلاحظ:** أقلبُ الأنبوبَ بحيث يصلُ بين الكأسين (نصف خليّة النحاس ونصف خليّة الخارصين)، وأُلاحظ تحرُّك مؤشِّر الفولتميتر (إذا تحرَّك المؤشِّر بالاتجاه السالب أعكسُ الأسلاك الموصولة به)، وَأُسَجِّل قراءته في الجدول، أراقب الخلية عدة دقائق، وألاحظ التغيُّر في شدّة اللون الأزرق لمحلول كبريتات النحاس. علام يدل ذلك؟

6- **أُجَرِّب:** أُكَرِّر الخطوات السابقة باستخدام أنصاف الخلايا (نحاس – ألمنيوم)، (نحاس – رصاص)، ثم (رصاص – ألمنيوم)، وأحرص على غمس كلِّ صفيحة في محلول مركَّبها، وأُحضِر القنطرة الملحيّة من جديد بعد غسل الأنبوب وتجفيفه.

7- **أُنَظِّمُ البيانات.** أُسَجِّل قِيَمَ جهود الخلايا في الجدول الآتي:

جدول البيانات

الخليّة	جهد الخليّة المقاس	جهد الخليّة المعياري V
نحاس – خارصين		1.1
نحاس – ألمنيوم		2.0

التحليل والاستنتاج:

1- **أُحَدِّدُ** المِصعد والمِهبط في كلِّ خليّة جلفانيّة.

2- أكتبُ التفاعل الكليّ في كلِّ خليّة جلفانيّة.

3- **أُقارنُ** بين جهود الخلايا الجلفانيّة التي جرى قياسُها، وَأُفَسِّرُ الاختلاف بينها.

4- **أتوقعُ** ترتيب الفِلِزّات وفق تزايد جهود اختزالها اعتمادًا على قِيَمِ جهود الخلايا المقيسة.

التنبُّؤُ بتلقائيّة حدوث تفاعلات التأكسد والاختزال

تتفاعل بعض الفِلِزّات مع محلول حمض الهيدروكلوريك المُخفَّف فينطلقُ غاز الهيدروجين؛ بينما لا يتفاعل بعضها الآخر، ومثال ذلك تفاعلُ النيكل مع حمض الهيدروكلوريك وإطلاق غاز الهيدروجين، أمّا النحاس فلا يتفاعل، ويحلُّ النحاس محلَّ الفضة في محلول نترات الفضّة؛ بينما لا تحلُّ الفضّة محلَّهُ في محلول نترات النحاس. هل يمكنُ استخدام جهود الاختزال المعياريّة في التنبُّؤ بتلقائية حدوث تفاعلات التأكسد والاختزال؟

تُستخدَم جهود الاختزال المعياريّة للتنبُّؤ بتلقائية حدوث تفاعل التأكسد والاختزال؛ **فتلقائيّة التفاعل Spontaneity of Reaction** هي حدوث التفاعل دون الحاجة إلى طاقة كهربائيّة لإجراء التفاعل، وعند حساب جهد الخليّة المعياري للتفاعل؛ فإذا كان موجبًا يكون التفاعل تلقائيًّا؛ أمّا إذا كان سالبًا فيكون التفاعل غير تلقائي.

المثال 17

أتوقعُ، بالاستعانة بالجدول (2)، أيَّ تفاعلاتِ التأكسد والاختزال الممثلة بالمعادلات الآتية يحدثُ بشكل تلقائي، وَأُفَسِّرُ ذلك.

أ. $Pb^{2+}_{(aq)} + 2Cl^{-}_{(aq)} \rightarrow Pb_{(s)} + Cl_{2(g)}$

ب. $2Fe^{3+}_{(aq)} + Sn_{(s)} \rightarrow 2Fe^{2+}_{(aq)} + Sn^{2+}_{(aq)}$

خطوات الحل:

أ. $Pb^{2+}_{(aq)} + 2Cl^{-}_{(aq)} \rightarrow Pb_{(s)} + Cl_{2(g)}$

1- أكتبُ نصف تفاعل التأكسد ونصف تفاعل الاختزال:

نصف تفاعل الاختزال: $Pb^{2+}_{(aq)} + 2e^{-} \rightarrow Pb_{(s)}$

نصف تفاعل التأكسد: $2Cl^{-}_{(aq)} \rightarrow Cl_{2(g)} + 2e^{-}$

2- بالرُّجوع إلى جدول جهود الاختزال المعياريّة؛ أجدُ أنَّ:

جهد الاختزال المعياري للرصاص $E^{\circ}_{Pb} = -0.13\ V$

جهد الاختزال المعياري للكلور $E^{\circ}_{Cl_2} = 1.36\ V$

3- أحسبُ جهدَ الخليّة المعياري E°_{cell} للتفاعل، كما ورد في المعادلة:

$$E^{\circ}_{cell} = E^{\circ}_{cathode} - E^{\circ}_{anode}$$

$$E^{\circ}_{cell} = -0.13 - 1.36 = -1.49\ V$$

ألاحظ أنَّ قيمة جهد الخليّة المعياري للتفاعل سالبة؛ ويعني ذلك أنَّ التفاعل غير تلقائيِّ الحدوث.

ويمكن التوصُّل إلى النتيجة السابقة نفسها عند مقارنة جهود الاختزال المعياريّة لكلٍّ من الرصاص والكلور؛

ألاحظ أنَّ جهد الاختزال للكلور أكبر من جهد اختزال الرصاص، ومن ثَمَّ لا تتأكسد أيونات الكلوريد Cl^- ولا تُختزَل أيونات الرصاص Pb^{2+}.

ب. $2Fe^{3+}_{(aq)} + Sn_{(s)} \rightarrow 2Fe^{2+}_{(aq)} + Sn^{2+}_{(aq)}$

1- بالاستعانة بالمعادلة الكيميائية ؛ أكتب نصف تفاعل التأكسد ونصف تفاعل الاختزال:

نصف تفاعل الاختزال: $2Fe^{3+}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow 2Fe^{2+}_{(aq)}$

نصف تفاعل التأكسد: $Sn_{(s)} \rightarrow Sn^{2+}_{(aq)} + 2e^-$

2- بالرُّجوع إلى جدول جهود الاختزال المعياريّة؛ أختار أنصاف تفاعل الاختزال للقصدير وأيونات الحديد Fe^{3+}:

$Sn^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightleftharpoons Sn_{(s)}$ $\quad E°_{Sn} = -0.14\ V$

$2Fe^{3+}_{(aq)} + 2e^- \rightleftharpoons 2Fe^{2+}_{(aq)}$ $\quad E°_{Fe^{3+}|Fe^{2+}} = 0.77\ V$

3- أحسبُ جهدَ الخليّة المعياري $E°_{cell}$ للتفاعل:

$E°_{cell} = E°_{cathode} - E°_{anode}$

$E°_{cell} = 0.77 - (-0.14) = +0.91\ V$

ألاحظ أنَّ جهد الخليّة المعياري للتفاعل موجبٌ؛ ويعني ذلك أنّ التفاعل تلقائيّ الحدوث.

المثال 18

أُفَسِّر: يتفاعل فِلِزّ النيكل Ni مع محلول حمض الهيدروكلوريك HCl، وينطلق غاز الهيدروجين.

خطوات الحل:

1- أكتبُ معادلة أيونيّة تمثّل تفاعل فِلِزّ النيكل مع حمض الهيدروكلوريك، حسب المعادلة الآتية:

$Ni_{(s)} + 2H^+_{(aq)} \rightarrow Ni^{2+}_{(aq)} + H_{2(g)}$

2- بالاستعانة بمعادلة التفاعل السابقة؛ أكتب نصف تفاعل التأكسد ونصف تفاعل الاختزال.

نصف تفاعل التأكسد: $Ni_{(s)} \rightarrow Ni^{2+}_{(aq)} + 2e^-$

نصف تفاعل الاختزال: $2H^+_{(aq)} + 2e^- \rightarrow H_{2(g)}$

3- بالرُّجوع إلى جدول جهود الاختزال المعياريّة؛ أجدُ أنَّ:

جهد الاختزال المعياري للنيكل $E°_{Ni} = -0.23\ V$

وجهد الاختزال المعياري للهيدروجين $E°_{H_2} = 0.00\ V$

ألاحظ أنَّ جهد الاختزال المعياري للهيدروجين أكبر من جهد الاختزال المعياري للنيكل؛ أي أنَّ أيونات الهيدروجين أكثر ميلًا لكسب الإلكترونات من أيونات النيكل؛ لذلك تُختزَل أيونات الهيدروجين وتتأكسد

ذرّات النيكل، ويكون التفاعل تلقائيًّا وجهد الخليّة موجبًا، كما يَتَّضِح عند حساب جهد الخليّة المعياري للتفاعل:

$$E^\circ_{cell} = E^\circ_{cathode(H_2)} - E^\circ_{anode(Ni)}$$

$$E^\circ_{cell} = 0.00 - (-0.23) = +0.23\ V$$

لذلك يتفاعل النيكل مع حمض الهيدروكلوريك ويتصاعد غاز الهيدروجين.

المثال 19

أُفَسِّر: لا يتفاعل فِلِزّ النحاس Cu مع محلول حمض الهيدروكلوريك HCl المُخفَّف، ولا ينطلق غاز الهيدروجين.

خطوات الحل:

1- أفترض حدوث التفاعل، وأكتبُ معادلته:

$$Cu_{(s)} + 2H^+_{(aq)} \rightarrow Cu^{2+}_{(aq)} + H_{2(g)}$$

2- بالاستعانة بمعادلة التفاعل المُفترض؛ أكتب نصف تفاعل التأكسد ونصف تفاعل الاختزال.

نصف تفاعل التأكسد: $Cu_{(s)} \rightarrow Cu^{2+}_{(aq)} + 2e^-$

نصف تفاعل الاختزال: $2H^+_{(aq)} + 2e^- \rightarrow H_{2(g)}$

3- بالرُّجوع إلى جدول جهود الاختزال المعياريّة؛ أجدُ أنَّ:

جهد الاختزال المعياري للنحاس $E^\circ_{Cu} = 0.34\ V$

وجهد الاختزال المعياري للهيدروجين $E^\circ_{H_2} = 0.00\ V$

ألاحظ أنَّ جهدَ الاختزال المعياري للنحاس أكبر منه للهيدروجين؛ أي أنَّ أيونات النحاس أكثر ميلًا للاختزال من أيونات الهيدروجين؛ لذلك لا يتأكسد النحاس ولا تُختزَل أيونات الهيدروجين.

ويمكن حسابُ جهد الخليّة المعياري للتفاعل المُفترض، والتنبُّؤ بتلقائيّة حدوث التفاعل:

$$E^\circ_{cell} = E^\circ_{cathode(H_2)} - E^\circ_{anode(Cu)}$$

$$E^\circ_{cell} = 0.00 - 0.34 = -0.34\ V$$

ألاحظ أنَّ جهد الخليّة المعياري للتفاعل المُفترض سالبٌ؛ أي أنَّ التفاعل غير تلقائيِّ الحدوث.

ويمكن أيضًا استخدام جهود الاختزال المعياريّة للتنبُّؤ بإمكانيّة تفاعل الفِلِزّات أو اللافِلِزّات مع محاليل الأملاح، كما في الأمثلة الآتية:

المثال 20

هل يمكن تحريك محلول نترات الفضّة $AgNO_3$ بِمِلعقة من الكروم Cr؟

تحليل السؤال:

المعطيات:

المحلول المستخدم $AgNO_3$، المِلعقة مصنوعة من الكروم Cr.

المطلوب:

هل يحدث تفاعل بين نترات الفضّة $AgNO_3$ والكروم Cr؟

الحل:

لتحريك محلول ما بِمِلعقة معيَّنة؛ يجب ألّا يحدث تفاعل بينها وبين أيونات المحلول عند تحريكه بها. ولمعرفة ذلك؛ يُفترَض حدوث تفاعل وكتابة معادلته كالآتي:

$$3Ag^{+}_{(aq)} + Cr_{(s)} \rightarrow 3Ag_{(s)} + Cr^{3+}_{(aq)}$$

ألاحظ أنَّ التفاعل المتوقع هو تأكسدُ ذرّات الكروم واختزال أيونات الفضّة؛ وللحكم على إمكانيّة حدوث التفاعل يُرجَع إلى جهود الاختزال المعياريّة للفضّة والكروم، وهي ($E^{\circ}_{Ag} = 0.8\ V$، $E^{\circ}_{Cr} = -0.73\ V$)؛ فألاحظ أنَّ جهد اختزال الفضّة المعياري أعلى من جهد اختزال الكروم المعياري؛ أي أنَّ أيونات الفضّة أكثر ميلًا للاختزال من أيونات الكروم؛ لذلك يتأكسد الكروم ويَختزِل أيونات الفضّة؛ أي أنَّ التفاعل بينهما تلقائي.

ويمكنُ أيضًا حسابُ جهد الخليّة المعياري للتفاعل كالآتي:

$$E^{\circ}_{cell} = E^{\circ}_{cathode(Ag)} - E^{\circ}_{anode(Cr)}$$

$$E^{\circ}_{cell} = 0.8 - (-0.73) = +1.53\ V$$

ألاحظ أنَّ جهد الخليّة المعياري للتفاعل موجبٌ؛ أي أنَّ التفاعل تلقائي الحدوث، ومن ثَمَّ لا يمكن تحريك محلول نترات الفضّة بِمِلعقة من الكروم.

المثال 21

هل يمكن تحضير البروم Br_2 من محلول بروميد البوتاسيوم KBr باستخدام اليود I_2؟

تحليل السؤال:

المعطيات: المحلول المستخدم بروميد البوتاسيوم KBr، المادة المستخدمة اليود I_2.

المطلوب: هل يحدث تفاعل بين محلول بروميد البوتاسيوم KBr واليود I_2 ويتكوّن البروم Br_2؟

الحل

كتابة معادلة التفاعل المتوقع:

$$2Br^{-}_{(aq)} + I_{2(s)} \rightarrow 2I^{-}_{(aq)} + Br_{2(l)}$$

ألاحظ أنَّ التفاعل المتوقع هو تأكسدُ أيونات البروميد Br^{-} واختزال اليود I_2. وللحكم على إمكانيّة حدوث التفاعل؛ يُرجَعُ إلى جهود الاختزال المعياريّة للبروم واليود: ($E^{\circ}_{Br_2} = 1.07\ V$ ، $E^{\circ}_{I_2} = 0.54\ V$)؛ إذ يُلاحظُ أنَّ جهد الاختزال المعياري للبروم أعلى من جهد الاختزال المعياري لليود، ثمَّ إنّ البروم Br_2 أكثرُ ميلًا للاختزال من

اليود I_2؛ لذلك لا تتأكسد أيونات البروميد Br^- ولا تَختزِل اليود I_2؛ أي أنَّ التفاعل بينهما غير تلقائي.

ويمكن أيضًا حساب جهد الخليّة المعياري للتفاعل كالآتي:

$$E^\circ_{cell} = E^\circ_{cathode(I_2)} - E^\circ_{anode(Br_2)}$$

$$E^\circ_{cell} = 0.54 - 1.07 = -0.53\ V$$

ألاحظ أنَّ جهد الخليّة المعياري للتفاعل سالبٌ؛ أي أنَّ التفاعل غير تلقائي الحدوث، ومن ثمّ لا يمكن تحضير البروم Br_2 من محلول بروميد البوتاسيوم KBr باستخدام اليود I_2.

أتحقَّق:

باستخدام جدول جهود الاختزال المعياريّة أُجيبُ عمّا يأتي:

1- **أتوقع**: هل يمكن حفظُ محلول كبريتات الحديد (II) $FeSO_4$ في وعاء من الألمنيوم Al؟ أُبَرِّرُ إجابتي.

2- **أتوقع**: هل يمكن حفظُ محلول نترات المغنيسيوم $Mg(NO_3)_2$ في وعاء من القصدير Sn؟ أُبَرِّرُ إجابتي.

مقارنةُ قوّة العوامل المؤكسدة والمختزلة

بالرجوع إلى جدول جهود الاختزال المعياريّة؛ يَتَّضِح أنَّ جهود الاختزال المعياريّة تزداد من أعلى إلى أسفل في الجدول؛ أي يزداد ميلُ نصف تفاعل الاختزال للحدوث؛ ويعني ذلك أنَّ قوّة العوامل المؤكسدة تزداد أيضًا، فيكون الفلور F_2 أقوى عامل مؤكسد، في حين يكون أيون الليثيوم Li^+ أضعفَ عامل مؤكسد، وكذلك فإن ميل نصف تفاعل التأكسد للحدوث يقل بالاتجاه نحو الأسفل أي بزيادة جهود الاختزال المعيارية، وبذلك تقل قوة العامل المختزِل؛ أي أنَّ الليثيوم Li يمثّل أقوى عامل مختزل، في حين يمثّل أيون الفلوريد F^- أضعفَ عامل مختزل. والأمثلة الآتية توضِّح كيفيّة توظيف جهود الاختزال لمقارنة قوّة العوامل المؤكسدة والمختزلة.

الربطُ مع الحياة

يحدث أحيانًا انتفاخ عُلب الأغذية؛ لعدّة أسباب، منها: تفاعل الأغذية الحامضيّة مع الفِلزّ المُكوِّن للعُلبة المحفوظةِ فيها، وينتجُ عن ذلك غـاز الهيدروجيـن؛ فيتسبّب في انتفاخ العُلبة، وغالبًا ما تكون هذه التفاعلات جزءًا من العوامل التي تُحَدِّد مدّة صلاحيّة هذه المُنتجات.



المثال 22

أستعينُ بجدول جهود الاختزال المعياريّة، وَأُرَتِّبُ الموادَّ الآتية تصاعديًّا وفقَ قوّتها بوصفها عوامل مؤكسدة في الظروف المعياريّة:

Al^{3+} ، MnO_4^- ، Cd^{2+} ، Cl_2

الحل:

بالعودة إلى جدول جهود الاختزال المعياريّة؛ أختار أنصاف التفاعلات للمواد السابقة، وأُرَتِّبها وفق تزايد

نصف تفاعل الاختزال	E° (V)
$Al^{3+} + 3e^- \rightleftharpoons Al$	−1.66
$Cd^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Cd$	−0.40
$Cl_2 + 2e^- \rightleftharpoons 2Cl^-$	1.36
$MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- \rightleftharpoons Mn^{2+} + 4H_2O$	1.51

جهود الاختزال المعيارية؛ فيكون أعلى يسار الجدول أضعفَ عامل مؤكسد يمتلك أقلّ جهد اختزال معياري؛ أي أنَّ أيونات الألمنيوم Al^{3+} أضعفُ عامل مؤكسد، وأنَّ لـ MnO_4^- أعلى جهد اختزال معياري؛ أي أنه أقوى عامل مؤكسد. أمّا ترتيب الموادِّ حسب قوّتها بوصفها عوامل مؤكسدة فهو:

$$MnO_4^- > Cl_2 > Cd^{2+} > Al^{3+}$$

المثال 23

أستعينُ بجدول جهود الاختزال المعياريّة، ثُمَّ أُجيب عمّا يأتي:

1- أُرَتِّبُ الموادَّ الآتية تصاعديًّا وفقَ قوّتها بوصفها عوامل مختزلة في الظروف المعياريّة:

Ag , K , I^- , Co

2- هل يمكنُ لأيونات الكوبلت Co^{2+} أكسدةُ أيونات اليوديد I^-؟ أُفَسِّرُ إجابتي.

الحل:

نصف تفاعل الاختزال	E° (V)
$K^+ + e^- \rightleftharpoons K$	−2.92
$Co^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Co$	−0.28
$I_2 + 2e^- \rightleftharpoons 2I^-$	0.54
$Ag^+ + e^- \rightleftharpoons Ag$	0.80

1- بالعودة إلى جدول جهود الاختزال المعياريّة؛ أختار أنصاف التفاعلات للموادِّ السابقة، وأُرَتِّبها وفقَ تزايد جهود الاختزال المعيارية؛ فيكون أسفل يمين الجدول وهو Ag، أضعفَ عامل مختزل؛ أي أقلها ميلًا إلى التأكسد، ويكون أعلى يمين الجدول، وهو K، أقوى عامل مختزل؛ أي أكثرها ميلًا إلى التأكسد، ويكون ترتيب بقيّة العوامل المختزلة تصاعديًّا كالآتي:

$$K > Co > I^- > Ag$$

2- أُقارن جهود الاختزال المعياريّة للكوبلت واليود؛ فأُلاحظ أنَّ جهد الاختزال المعياري لليود أعلى منه للكوبلت؛ أي أنَّ اليود أكثر ميلًا للاختزال من أيونات الكوبلت؛ لذلك لا تؤكسد أيوناتُ الكوبلت Co^{2+} أيونات اليوديد I^-.

المثال 24

أدرسُ جهودَ الاختزال المعياريّة في الجدول، ثمَّ أُجيبُ عنِ الأسئلة الآتية:

1- أُحَدِّدُ أقوى عامل مؤكسد.

2- أُحَدِّدُ أقوى عامل مختزل.

3- هل يستطيع النيكل Ni اختزالَ جُزيئات الكلور Cl_2؟ أُفَسِّرُ إجابتي.

4- هل تستطيع أيوناتُ الكروم Cr^{3+} أكسدة الرصاص Pb؟ أُفَسِّرُ إجابتي.

نصف تفاعل الاختزال	E° (V)
$Cr^{3+} + 3e^- \rightleftharpoons Cr$	−0.73
$Cl_2 + 2e^- \rightleftharpoons 2Cl^-$	+1.36
$Ni^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Ni$	−0.23
$Pb^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Pb$	−0.13

الحل:

1- أُحَدِّدُ أقوى عامل مؤكسد: تحدث للعامل المؤكسد عمليّة اختزال، وأقوى عامل مؤكسد هو المادَّة التي لها

أعلى جهد اختزال معياري، وَيَتَّضِح من الجدول أنه الكلور Cl_2، وجهد اختزاله المعياري $E° = 1.36\ V$

2- أُحَدِّدُ أقوى عامل مختزل: تحدث للعامل المختزل عمليّة تأكسد، وأقوى عامل مختزل هو المادَّة التي لها أقلّ جهد اختزال معياري، وَيَتَّضِح من الجدول أنه الكروم Cr، وجهد اختزاله المعياري $E° = -0.73\ V$

3- أُقارنُ جهدَ اختزال النيكل $(-0.23\ V)$ وجهدَ اختزال الكلور $(1.36\ V)$، فَأُلاحِظُ أنَّ جهد اختزال النيكل المعياري أقلُّ من جهد اختزال الكلور المعياري؛ لذلك يتأكسد النيكل ويختزلُ جزيئات الكلور. ويمكن كتابة معادلة التفاعل المتوقع وحساب جهد الخليّة المعياري للتفاعل كالآتي:

$$Ni + Cl_2 \rightarrow Ni^{2+} + 2Cl^-$$

$$E°_{cell} = E°_{cathode(Cl_2)} - E°_{anode(Ni)}$$

$$E°_{cell} = 1.36 - (-0.23) = 1.59\ V$$

بما أنَّ جهد الخلية المعياري موجبٌ؛ فالتفاعل تلقائي.

4- أُقارن جهد اختزال الرصاص $(-0.13\ V)$ وجهد اختزال الكروم $(-0.73\ V)$؛ فَأُلاحِظ أنَّ جهد اختزال الرصاص المعياري أعلى من جهد اختزال الكروم المعياري؛ لذلك لا تستطيع أيونات الكروم Cr^{3+} أكسدة الرصاص. ويمكن كتابة معادلة التفاعل المتوقع وحساب جهد الخليّة المعياري للتفاعل كالآتي:

$$2Cr^{3+}_{(aq)} + 3Pb_{(s)} \rightarrow 3Pb^{2+}_{(aq)} + 2Cr_{(s)}$$

$$E°_{cell} = -0.73 - (-0.13) = -0.60\ V$$

بما أنَّ جهد الخلية المعياري سالبٌ؛ فالتفاعل غير تلقائي.

✓ أتحقَّق:

أدرس الجدول الآتي، حيث يتضمَّن جهود الاختزال المعياريّة لبعض المواد، ثمَّ أُجيب عمّا يليه:

نصف تفاعل الاختزال	$E°$ (V)
$Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6e^- \rightleftharpoons 2Cr^{3+} + 7H_2O$	1.33
$Ag^+ + e^- \rightleftharpoons Ag$	0.80
$Sn^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Sn$	− 0.14
$Au^{3+} + 3e^- \rightleftharpoons Au$	1.5

1- أُحَدِّدُ أقوى عامل مؤكسد وأقوى عامل مختزل.

2- أستنتج: أيُّ الفِلِزّاتِ تختزلُ أيونات $Cr_2O_7^{2-}$ ولا تختزلُ أيونات Sn^{2+}؟

أُفكِّر: أرتّب الفلزات ذوات الرموز الافتراضية Z ، Y ، X وفق قوتها بوصفها عوامل مختزلة إذا علمت أن: الفلز X يختزل أيونات Z^{2+} ولا يختزل أيونات Y^{2+}.

تطبيقاتٌ عمليّة للخليّة الجلفانيّة
Applications of the Galvanic Cell

البطّاريات Batteries

تُعَدُّ البطّارياتُ من التطبيقات العمليّة المهمّة للخلايا الجلفانيّة؛ إذ تحدث فيها تفاعلات تأكسد واختزال تلقائيّة تتحوَّل فيها الطاقة الكيميائيّة إلى طاقة كهربائيّة، وتختلف البطّاريات في ما بينها في مكوّناتها، ومن ثَمَّ تختلف تفاعلات التأكسد والاختزال التي تُولِّد الطاقة الكهربائيّة فيها.

هناك أنواع مختلفة من البطّاريات؛ منها البطّاريات الأوليّة التي تُستخدَم مرّةً واحدة ولا يمكن إعادة شحنها، مثل: البطّاريات الجافّة. ومن أنواعها أيضًا البطّاريات الثانويّة؛ وهي قابلة لإعادة الشحن، مثل: بطّاريات التخزين، مثل المركم الرصاصي (بطّاريّة الرصاص الحِمضيّة)، أنظرُ الشكل (8).



الشكل (8): أنواع مختلفة منَ البطّاريات.

بطّاريّةُ الرصاص للتخزين Lead Storage Battery

تُعَدُّ بطّاريّة الرصاص الحِمضيّة مثالًا على البطّاريات الثانويّة؛ أي يمكن إعادة شحنها، وتتكوَّن من سِتِّ خلايا جلفانيّة تتكوَّن كلٌّ منها من ألواح من الرصاص تمثّل فيها المِصعد، وألواح من الرصاص المغلَّف بأكسيد الرصاص (IV) PbO_2 تمثّل المِهبط. تُرَتَّبُ هذه الأقطابُ (الخلايا) داخل وعاء بلاستيكي مقوّى بطريقة متبادلة تفصل بينها صفائح عازلة، وَتُغمَر في محلول حمض الكبريتيك وتوصل الخلايا على التوالي، كما يوضِّح الشكل (9)، أمّا أنصاف التفاعلات التي تحدث فيها فهي:

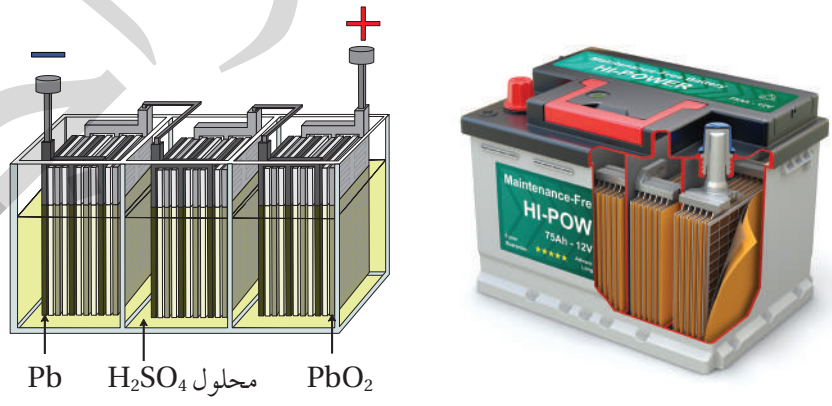
تفاعل المِصعد: $Pb_{(s)} + HSO_4^-{}_{(aq)} \rightarrow PbSO_{4(s)} + H^+{}_{(aq)} + 2e^-$

تفاعل المِهبط: $PbO_{2(s)} + 3H^+{}_{(aq)} + HSO_4^-{}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow PbSO_{4(s)} + 2H_2O_{(l)}$

التفاعل الكلي: $Pb_{(s)} + PbO_{2(s)} + 2H^+{}_{(aq)} + 2HSO_4^-{}_{(aq)} \rightarrow 2PbSO_{4(s)} + 2H_2O_{(l)}$

جهد الخليّة الواحدة يساوي 2 V تقريبًا؛ أي أنَّ البطّاريّة تعطي فرقَ جهد يساوي 12 V.

يُلاحظُ منَ المعادلات الكيميائيّة أنَّ حمض الكبريتيك يُستهلَك نتيجة استخدام



الشكل (9): بطّاريّة الرصاص الحِمضيّة.

البطّاريّة؛ فيؤدي ذلك إلى نقصان كثافته؛ لذلك يمكن مراقبة كفاءة البطّاريّة عن طريق قياس كثافة حمضها.

عند شحن البطّاريّة بواسطة تيّار كهربائي؛ يُعكس تفاعل التأكسد والاختزال، ثمَّ التفاعل الكُلي في البطّاريّة، وفي السيارات تجري عمليّة الشحن بشكل تلقائي ومستمرٍّ بواسطة مولِّد التيّار (الدينامو) المُتَّصِلِ بمحرّك السيّارة. ويتراوح عمرُ البطّاريّة من 3–5 سنوات تقريبًا؛ إذ إنها تفقدُ صلاحيَّتَها نتيجة فقدان جزء من مكوِّناتها، مثل $PbSO_{4(s)}$ الذي يتكوَّنُ على الأقطاب نتيجة عمليَّتي التأكسد والاختزال اللتين تحدثان فيها، ونتيجة الحركة المستمرَّة للمركَبات على الطرق التي تؤدي إلى تساقطه عن ألواح الرصاص، وعدم دخوله في التفاعل العكسي الذي يؤدي إلى إعادة شحن البطّاريّة.

مراجعةُ الدرس

1. **الفكرة الرئيسة:** كيف تنتج الخلية الجلفانية الطاقة الكهربائية؟

2. **أُوَضِّحُ** المقصودَ بكلٍّ من: • القنطرة الملحيّة. • جهد الاختزال المعياري.

3. خليّة جلفانيّة يحدث فيها التفاعل الآتي:

$$Co_{(s)} + Cu^{2+}_{(aq)} \rightarrow Co^{2+}_{(aq)} + Cu_{(s)}$$

أ . أُحَدِّدُ فيها المِصعدَ والمِهبط.

ب. أكتبُ نصفي تفاعل التأكسدِ والاختزال.

جـ. **أحسبُ** جهد الخلية المعياري، وأكتبُ تعبيرًا رمزيًّا للخليّة الجلفانيّة.

د . ما التغيُّرُ الذي يحدثُ لكتلة كلا القطبين.

4. نصفا التفاعل الآتيان يشكِّلان خليّةً جلفانيّةً في الظروف المعياريّة:

$$I_{2(s)} + 2e^- \rightleftharpoons 2I^-_{(aq)} \quad E^\circ = 0.54\ V$$

$$Fe^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightleftharpoons Fe_{(s)} \quad E^\circ = -0.44\ V$$

أُجيبُ عن الأسئلة الآتية المتعلِّقة بهما:

أ . أكتبُ معادلة التفاعل الكُلّي في الخليّة.

ب. **أحسبُ** جهدَ الخليّة المعياري.

جـ. ما التغيُّرُ الذي يحدثُ لتركيز أيونات كلٍّ من I^- و Fe^{2+}؟

د . أكتب رمز الخلية الجلفانية.

5. أدرسُ الجدول الآتي الذي يُوَضِّح جهد الخليّة المعياري لعدد من الخلايا الجلفانيّة المكوَّنَة من الفِلِزّات ذوات الرموز الافتراضية (A,B,C,D,E)، وجميعُها تُكوّن أيوناتٍ ثنائيّةً موجبة، ثمَّ أُجيب عن الأسئلة الآتية:

قطبا الخليّة	المصعد	E°_{Cell} (v)
D–B	D	1.3
E–B	E	1.5
C–E	C	0.4
A–B	B	0.3

أ . أُحَدِّدُ الفِلِزَّ الذي له أعلى جهد اختزال معياري: C أم D.

ب. أُحَدِّدُ أقوى عامل مؤكسد.

جـ. **أتنبَّأ**. هل يمكن تحريك محلول نترات E بمِلعقة من A؟ أفسّر إجابتي.

د . أُحَدِّدُ اتِّجاه حركة الإلكترونات عبرَ الأسلاك في الخليّة الجلفانيّة المكوَّنة من نصف خليّة $E^{2+}|E$ ونصف خليّة $D^{2+}|D$.

هـ. **أحسبُ** جهدَ الخليّة المعياري للخليّة الجلفانيّة المكوَّنة من نصف خليّة $C^{2+}|C$ ونصف خليّة $B^{2+}|B$.

6. فلزان أُعطِيا الرمزين الافتراضيين A و B، حيث أيوناتهما B^+ ،A^{3+}، قيست جهودُ الاختزال المعياريّة لنصفي تفاعل الاختزال المعياريين المكوِّنين لخليّة جلفانيّة كالآتي:

$$A^{3+} + e^- \rightleftharpoons A^{2+} \qquad E^\circ = 0.77\ V$$

$$B^+ + e^- \rightleftharpoons B \qquad E^\circ = 0.80\ V$$

أ . أكتبُ معادلة كيميائيّة للتفاعل الكلّيّ في الخليّة الجلفانيّة.

ب. **أحسبُ** E° للتفاعل الكلّيّ.

جـ. أُحَدِّدُ العامل المؤكسد والعامل المختزل في التفاعل.

7. أدرسُ الجدول المجاور الذي يمثّل جهود الاختزال المعياريّة لبعض المواد، ثمَّ أُجيبُ عن الأسئلة الآتية:

المادَّة	E° (V)
Co^{2+}	−0.28
Br_2	1.07
Pb^{2+}	−0.13
Ag^+	0.80
Mn^{2+}	−1.18
Cd^{2+}	−0.40

أ . أُحَدِّدُ أقوى عامل مؤكسد وأقوى عامل مختزل.

ب. **أستنتج**: هل يمكنُ حفظُ البروم Br_2 في وعاء منَ الفضّة؟ أُفسّر إجابتي.

جـ. **أُقارن**: ما الفِلِزّان اللذان يكوِّنان خليّةً جلفانيّة لها أكبرُ جهدِ خليّةٍ معياري؟

د . **أستنتج** المادَّة التي تستطيعُ أكسدة Cd ولا تؤكسد Pb.

هـ. أُحَدِّدُ القطبَ الذي تزداد كتلتُهُ في الخليّة الجلفانيّة (Cd–Pb).

و . أُحَدِّدُ الفِلِزَّ الذي لا يحرِّر غاز الهيدروجين من محلول حمض HCl المُخَفَّف.

ز . في الخليّة الجلفانيّة التي أُعطِيَت الرَّمزَ الآتي:

$$Sc_{(s)}|Sc^{3+}{}_{(aq)} \parallel Co^{2+}{}_{(aq)}|Co_{(s)}$$

إذا عَلِمتُ أنَّ جهد الخليّة المعياري $E^{\circ}_{cell} = 1.8\ V$، فأُجيبُ عن الأسئلة الآتية:

أ . أُحَدِّدُ اتجاه حركة الإلكترونات عبرَ الأسلاك في الخليّة.

ب. **أحسبُ** جهد الاختزال المعياري لقطب السكانديوم Sc.

جـ. أكتبُ معادلة التفاعل الكلّيّ في الخليّة.

8. **أختار الإجابة الصحيحة لكل فقرة من الفقرات الآتية:**

1. العبارة الصحيحة المتعلقة بالخلية الجلفانية التي تفاعلها: $(Mg + Ni^{2+} \rightarrow Mg^{2+} + Ni)$، هي:

أ . القطب الموجب Mg.

ب. في نصف الخلية $Mg^{2+}|Mg$ يقل تركيز أيونات Mg^{2+}.

جـ. القطب Ni هو المصعد.

د . يقل تركيز أيونات Ni^{2+} في نصف الخلية $Ni^{2+}|Ni$.

2. العبارة الصحيحة اعتمادًا على جهد الخليتين الآتيتين، هي:

$(Mn|Mn^{2+}||Co^{2+}|Co)\ E^{\circ} = 0.9\ V$ ، $(Zn|Zn^{2+}||Co^{2+}|Co)\ E^{\circ} = 0.48\ V$

أ . Zn^{2+} أكثر ميلًا إلى الاختزال من Mn^{2+}.

ب. Zn^{2+} أكثر ميلًا إلى الاختزال من Co^{2+}.

جـ. Co الأكثر ميلًا للتأكسد.

د . Mn^{2+} الأكثر ميلًا للاختزال.

3. خلية جلفانية قطباها (Cd,Pb)، وتتحرك فيها الأيونات السالبة من القنطرة الملحية نحو نصف الخلية $(Cd^{2+}|Cd)$. التفاعل الذي يحدث على المهبط، هو:

أ . $Pb \rightarrow Pb^{2+} + 2e^{-}$.

ب. $Cd \rightarrow Cd^{2+} + 2e^{-}$.

جـ. $Pb^{2+} + 2e^{-} \rightarrow Pb$.

د . $Cd^{2+} + 2e^{-} \rightarrow Cd$.

4. إذا كان الفلز B يتفاعل مع محلول حمض الهيدروكلوريك HCl بينما لا يتفاعل الفلز E، ويمكن للوعاء المصنوع من الفلز A حفظ محاليل الفلزات B, C, E، بالإضافة إلى قدرة الفلز C على اختزال أيونات B^{2+}، فإن ترتيب هذه الفلزات وفق قوتها بوصفها عوامل مختزلة، هو:

أ . $A > B > E > C$.

ب. $A > E > B > C$.

جـ. $A < E < B < C$.

د . $A < B < E < C$.

5. إذا كان ترتيب الأيونات حسب جهد اختزالها هو $A^{2+} > B^{2+} > C^{2+} > D^{2+}$، فإن الفلز الذي يمكنه استخلاص الفلزات الأخرى من محاليل أملاحها، هو:

أ . A ب. B جـ. C د. D

6. إذا كان التفاعلان الآتيان يحدثان تلقائيًّا:

$$Zn + Cd^{2+} \longrightarrow Zn^{2+} + Cd$$

$$Cd + Sn^{2+} \longrightarrow Cd^{2+} + Sn$$

فإن ترتيب الأيونات (Cd^{2+} , Zn^{2+} , Sn^{2+}) وفق قوتها بوصفها عوامل مؤكسدة، هو:

أ . $Cd^{2+} < Zn^{2+} < Sn^{2+}$.

ب. $Cd^{2+} > Sn^{2+} > Zn^{2+}$.

جـ. $Zn^{2+} < Cd^{2+} < Sn^{2+}$.

د . $Zn^{2+} > Cd^{2+} > Sn^{2+}$.

7. اعتمادًا على جهود الاختزال المعيارية للفلزات المُبيَّنة في الجدول الآتي:

Cu^{2+}	Co^{2+}	Cd^{2+}	Ni^{2+}	Al^{3+}
+0.34	−0.28	−0.40	−0.23	−1.66

فإن الفلز الذي يمكنه تحرير غاز الهيدروجين (H_2) من محلول الحمض HBr ولا يمكنه اختزال أيونات Co^{2+} هو:

أ . Cu ب. Ni جـ. Cd د . Al

8. يبيّن الجدول الآتي قيم فرق الجهد الكهربائي لثلاث خلايا جلفانية. إذا علمت أن جهد اختزال الفلز R يساوي (−0.28V)، فإن الرمز الصحيح للخلية الجلفانية الذي يمثّل القطب R مهبطها، هو:

جهد الخلية ($E°$)	التفاعل الذي يحدث في الخلية
0.26 V	$Z + Y^{2+} \rightarrow Z^{2+} + Y$
0.8 V	$H_2 + 2X^{+} \rightarrow 2H^{+} + 2X$
0.94 V	$Y + 2X^{+} \rightarrow Y^{2+} + 2X$

أ . $(Y|Y^{2+}||R^{2+}|R)$.

ب. $(X|X^{+}||R^{2+}|R)$.

جـ. $(Z|Z^{2+}||R^{2+}|R)$.

د . $(R|R^{2+}||Z^{2+}|Z)$.

منهاجي
متعة التعليم الهادف

الدرس 3

خلايا التحليل الكهربائي
Electrolytic Cells

الفكرةُ الرئيسة:

تُستخدَم الطاقة الكهربائيّة لإحداث تفاعل تأكسد واختزال غير تلقائي في خلايا التحليل الكهربائي.

نتاجاتُ التعلُّم:

- أُحَدِّدُ مكوِّنات خليّة التحليل الكهربائي ومبدأ عملها.
- أتنبَّأُ بنواتج التحليل الكهربائي لمصاهير المركَّبات الأيونيّة ومحاليلها.
- أُجري تجارب للتحليل الكهربائي لمحاليل بعض المركَّبات الأيونيّة.
- أتوصَّلُ إلى تطبيقات خلايا التحليل الكهربائي في الصناعة.

المفاهيمُ والمصطلحات:

خلايا التحليل الكهربائي
Electrolytic Cells

التحليل الكهربائي Electrolysis

التحليل الكهربائي Electrolysis

تُنتج الخلايا الجلفانيّة تيارًا كهربائيًّا بسبب حدوث تفاعل تأكسد واختزال تلقائي فيها، وَيُستفاد منها بوصفها مصدرًا للطاقة في تشغيل العديد منَ الأجهزة الكهربائيّة؛ بينما هناك تفاعلاتُ تأكسد واختزال لا تحدث بشكل تلقائي، ويتطلَّبُ حدوثُها تزويدَها بطاقة كهربائيّة من مصدر خارجي، عندها تُسمّى الخليّة المستخدمة **خليّةَ تحليل كهربائي Electrolytic Cell**، وَتُسمّى عمليّة تمرير تيار كهربائي في مصهور أو محلول مادَّةٍ كهرليّة؛ ممّا يؤدّي إلى حدوث تفاعل تأكسد واختزال، عمليّةَ **التحليل الكهربائي Electrolysis**، ويكون جهد هذه الخليّة سالبًا. ولعمليّة التحليل الكهربائي أهميّة كبيرة؛ فعن طريقها تُشحَن البطّاريات، وتُستعمَل في استخلاص بعض الفِلِزّات النشطة من مصاهير أملاحها، مثل الصوديوم والبوتاسيوم والألمنيوم وَتُستخدَم في تنقية الفِلِزّات والطِّلاء الكهربائي لبعضها، سواء لحمايتها من التآكل أو لإكسابها مظهرًا جميلًا، كما في الشكل (12). ممَّ تتكوَّن خليّة التحليل الكهربائي؟ وما آليّة عملها؟ وهل تختلف نواتج التحليل الكهربائي لمصهور المادَّة عن محلولها؟

التحليل الكهربائي لمصهور مادَّة كهرليّة
Electrolysis of Molten Electrolyte

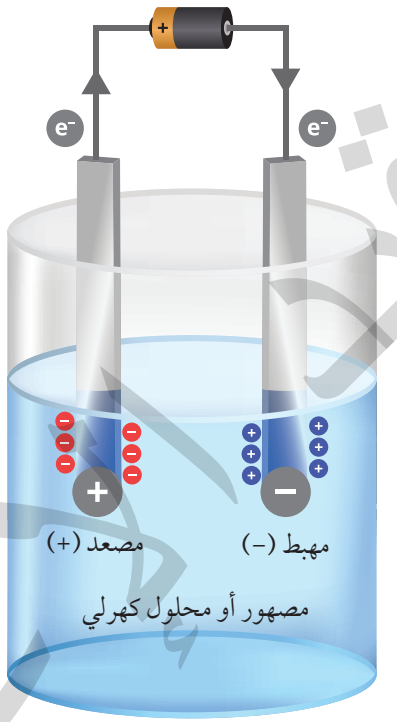
تتكوَّن خليّة التحليل الكهربائي من وعاء يحتوي على مصهور مادَّة أيونيّة، وأقطاب خاملة من الجرافيت أو البلاتين، وبطّاريّة وأسلاك توصيل، حيث يوصَل أحد الأقطاب بقطب البطّاريّة السالب، ويُسمّى المِهبط، بينما



الشكل (12): مظهر جميل لكؤوس وأوانٍ ناتج عن طلائها كهربائيًّا .

يَتَّصِل القطب الآخر بقطبها الموجب، ويُسمّى المِصعد، كما في الشكل (13).

يحتوي مصهور المادَّة الأيونيّة على أيونات موجبة وسالبة، وعند تمرير تيار كهربائي فيه تتحرَّك الأيونات باتجاه الأقطاب المخالفة لها في الشحنة؛ حيث تتحرَّك الأيونات الموجبة باتجاه القطب السالب (المِهبط) وتُختزَل، أمّا الأيونات السالبة فتتحرَّك باتجاه القطب الموجب (المِصعد) وتتأكسد، ومن ثَمَّ فإنَّ التفاعل الذي يحدث في الخليّة غير تلقائي؛ لِذا يجب أن يكون جهدُ البطّاريّة المُستخدَمَةِ لإحداثه أكبرَ من جهد الخليّة المعياري.



الشكل (13): مكوِّنات خليّة التحليل الكهربائي.

التحليل الكهربائي لمصهور NaCl

يحتوي مصهور NaCl على أيونات Na^+ و Cl^-، كما هو موضح في المعادلة الآتية: $NaCl_{(l)} \rightarrow Na^+_{(l)} + Cl^-_{(l)}$، ويبيِّن الشكل (14) خليّة التحليل الكهربائي لمصهور NaCl؛ حيث يُلاحظ أنه عند إغلاق الدارة الكهربائيّة ومرور تيّار كهربائي عبرَ الأسلاك تتحرَّك أيونات الصوديوم Na^+ باتجاه المِهبط، وتحدث لها عمليّة اختزال، وتتكوَّن ذرّات الصوديوم، كما في المعادلة الآتية:

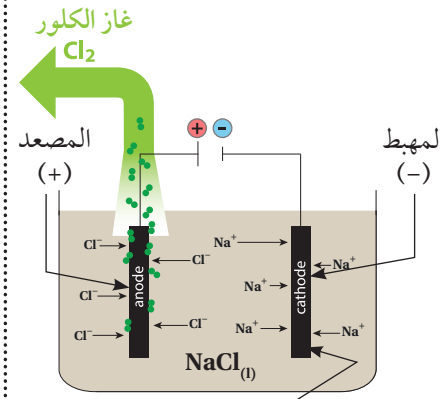
نصف تفاعل الاختزال / مِهبط: $Na^+_{(l)} + e^- \rightarrow Na_{(l)}$

أمّا أيونات الكلوريد Cl^- فتتحرَّك باتجاه المِصعد، حيث تتأكسد مكوِّنَةً غاز الكلور، كما في المعادلة الآتية:

نصف تفاعل التأكسد/ مِصعد: $2Cl^-_{(l)} \rightarrow Cl_{2(g)} + 2e^-$

ولإيجاد التفاعل الكلّيّ في الخليّة يُجمَع نصف تفاعل التأكسد ونصف تفاعل الاختزال بعد مساواة عدد الإلكترونات المفقودة والمُكتسَبة.

التفاعل الكلّيّ: $2Na^+_{(l)} + 2Cl^-_{(l)} \rightarrow 2Na_{(l)} + Cl_{2(g)}$



يتكون $Na_{(l)}$ عند المهبط ويسحب من الخلية

الشكل (14): التحليل الكهربائي لمصهور NaCl.

ويمكن حساب جهد الخليّة المعياري بالرُّجوع إلى الجدول (2)، ومعرفة قِيَمِ جهود الاختزال المعياريّة، كالآتي:

$Na^+_{(aq)} + e^- \rightleftharpoons Na_{(l)}$ $\quad E^\circ_{Na} = -2.71\ V$

$Cl_{2(g)} + 2e^- \rightleftharpoons 2Cl^-_{(aq)}$ $\quad E^\circ_{Cl_2} = 1.36\ V$

ثمَّ أحسبُ جهد الخليّة المعياري:

$$E^\circ_{cell} = E^\circ_{Na(cathode)} - E^\circ_{Cl_2(anode)}$$

$$E^\circ_{cell} = -2.71 - 1.36 = -4.07\ V$$

يُلاحظُ أنَّ جهدَ الخليّة المعياري للتفاعل سالب؛ ويعني ذلك أنَّ التفاعل غير تلقائي، وأنه يحدث بسبب تزويد الخليّة بفرق جهد كهربائي من البطّاريّة يزيد على جهد الخليّة المعياري؛ أي أكبر من (4.07 V). وَتُستخدَم عمليّة تحليل مصهور NaCl كهربائيًّا لاستخلاص الصوديوم صناعيًّا.

✓ أتحقَّق:

أُجيب عن الأسئلة الآتية المتعلِّقة بالتحليل الكهربائي لمصهور $CaBr_2$:

1- أكتبُ نصف تفاعل التأكسد ونصف تفاعل الاختزال في خليّة التحليل الكهربائي.

2- أستنتجُ نواتج التحليل الكهربائي للمصهور.

3- أتوقعُ جهد البطّاريّة اللازم لإحداث تفاعل التحليل الكهربائي للمصهور.

التحليل الكهربائي لمحلول مادَّة كهرليّة
Electrolysis of an Electrolyte Solution

يحتوي المحلول المائي للمادَّة الأيونيّة على الأيونات الموجبة والسالبة الناتجة عن تفكُّكها، وعلى جزيئات الماء؛ لذلك عند التحليل الكهربائي لمحلول مائي لمركَّب أيوني يُحتمَل حدوث تأكسد للأيونات السالبة في المحلول أو لجزيئات الماء، وكذلك يُحتمَل أن يحدث اختزال للأيونات الموجبة أو لجزيئات الماء في المحلول؛ لذلك قد تختلف نواتج عمليّة التحليل الكهربائي لمصهور مركَّب أيوني عنها لمحلوله، فكيف نتنبأُ بنواتج التحليل الكهربائي لمحاليل المركَّبات الأيونية؟

التحليل الكهربائي لمحلول يوديد البوتاسيوم KI

يتفكَّك يوديد البوتاسيوم في الماء، حسب المعادلة:

$$KI_{(s)} \xrightarrow{H_2O} K^+_{(aq)} + I^-_{(aq)}$$

وعند تحليل محلول KI كهربائيًّا يُحتمَل اختزالُ أيونات K^+ أو جزيئات الماء عند المِهبط. وبالرُّجوع إلى جهود الاختزال المعياريّة لكل من البوتاسيوم والماء:

$$K^+_{(aq)} + e^- \rightleftharpoons K_{(s)} \qquad E^\circ_K = -2.92\ V$$

$$2H_2O_{(l)} + 2e^- \rightleftharpoons H_{2(g)} + 2OH^-_{(aq)} \qquad E^\circ_{H_2O} = -0.83\ V$$

يُلاحظُ أنَّ جهدَ اختزال الماء أعلى من جهد اختزال البوتاسيوم؛ أي أنَّ الماء أسهلُ اختزالًا من أيونات البوتاسيوم K^+؛ لذلك يُختزَل الماء، حسب المعادلة:

$$2H_2O_{(l)} + 2e^- \rightarrow H_{2(g)} + 2OH^-_{(aq)}$$

أمّا عند المِصعد فيُحتمَل تأكسد أيونات اليوديد I^- أو جزيئات الماء. وبالرُّجوع إلى الجدول (2) وكتابة أنصاف تفاعلات الاختزال المطلوبة وجهود الاختزال المعياريّة لكلٍّ منها:

$$O_{2(g)} + 4H^+_{(aq)} + 4e^- \rightleftharpoons 2H_2O_{(l)} \qquad E^\circ = 1.23\ V$$

$$I_{2(s)} + 2e^- \rightleftharpoons 2I^-_{(aq)} \qquad E^\circ = 0.54\ V$$

ألاحظ أن التفاعل العكسي في المعادلة الأولى يمثّل تأكسد الماء، ويمثّل في المعادلة الثانية تأكسد أيون اليوديد I^-، وحيث أن جهدَ التأكسد المعياريّ= - جهد الاختزال المعياري لنصف التفاعل، وبمقارنة جهود التأكسد لكل منها؛ وُجِد أنَّ جهد تأكسد الماء يساوي $(-1.23\ V)$، أما جهد تأكسد اليود فيساوي $(-0.54\ V)$؛ أي أنَّ جهد تأكسد اليود أعلى من جهد تأكسد الماء؛ ومن ثمّ فإنَّه أسهلُ تأكسدًا من الماء؛ لذا تتأكسد أيونات اليوديد I^- وينتج اليود I_2 عند المِصعد.

أمّا التفاعل الكلّيّ؛ فهو مجموع نصفي تفاعل التأكسد والاختزال:

نصف تفاعل التأكسد: $2I^-_{(aq)} \rightarrow I_{2(s)} + 2e^-$

نصف تفاعل الاختزال: $2H_2O_{(l)} + 2e^- \rightarrow H_{2(g)} + 2OH^-_{(aq)}$

التفاعل الكيميائي الكُلي: $2H_2O_{(l)} + 2I^-_{(aq)} \rightarrow H_{2(g)} + 2OH^-_{(aq)} + I_{2(s)}$

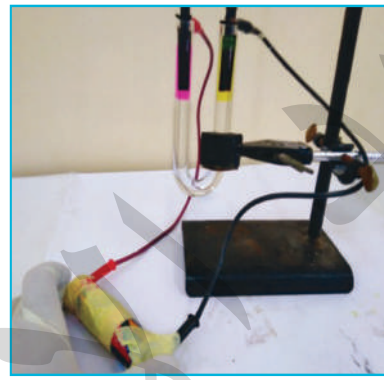
ويتفق ذلك مع النتائج العمليّة لتحليل محلول KI كهربائيًّا؛ إذ يُلاحظُ تَكَوُّن اليود عند المِصعد وتصاعدُ غاز الهيدروجين عند المِهبط، وتكوُّن محلول قاعدي من هيدروكسيد البوتاسيوم KOH، أنظرُ الشكل (15).

ويمكن حساب جهد الخليّة المعياري كالآتي:

$$E^\circ_{cell} = E^\circ_{H_2O(cathode)} - E^\circ_{I_2(anode)}$$

$$E^\circ_{cell} = -0.83 - 0.54 = -1.37\ V$$

أمّا جهد البطّاريّة اللازم لإحداث التفاعل، فيزيد على (1.37 V).



الشكل (15): التحليل الكهربائي لمحلول KI.

التحليل الكهربائي لمحلول بروميد النحاس $CuBr_2$

يتفكّك بروميد النحاس في الماء، حسب المعادلة الآتية:

$$CuBr_{2(s)} \xrightarrow{H_2O} Cu^{2+}_{(aq)} + 2Br^-_{(aq)}$$

وعند تحليل محلول $CuBr_2$ كهربائيًّا يُحتمَل اختزال أيونات Cu^{2+} أو جزيئات الماء عند المِهبط.

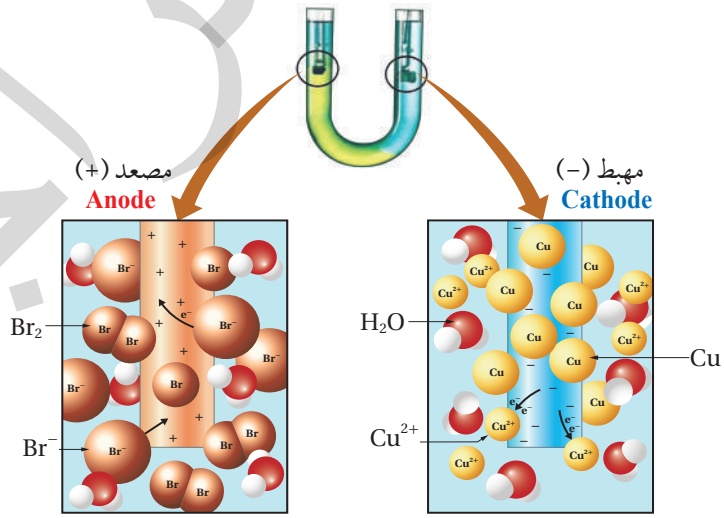
وبالرُّجوع إلى جهود الاختزال المعياريّة لكلٍّ من النحاس والماء:

$Cu^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightleftharpoons Cu_{(s)}$ $\quad E^\circ = 0.34\ V$

$2H_2O_{(l)} + 2e^- \rightleftharpoons H_{2(g)} + 2OH^-_{(aq)}$ $\quad E^\circ = -0.83\ V$

يُلاحظُ أنَّ جهد اختزال النحاس أعلى منه للماء؛ لذلك تكون أيونات النحاس Cu^{2+} أسهل اختزالًا عند المِهبط، حيث يُلاحظ تَكَوُّن النحاس كما في المعادلة:

$Cu^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow Cu_{(s)}$، أنظرُ الشكل (16).



الشكل (16): تحليل محلول $CuBr_2$ كهربائيًّا.

أُصَمِّمُ -باستخدام برنامج مناسب لصناعة الأفلام- فيلمًا قصيرًا يُوَضِّحُ مفهوم عمليّة التَحليل الكهرُبائي، وتحوُّلات الطاقة فيها، وعلاقة تفاعُلات التأكسُد والاختزال الحادِثة فيها بجُهود الاختزال، ثمَّ أُشاركُهُ زملائي/ زميلاتي في الصفِّ.

أما عند المِصعد فَيُحتَمَلُ تأكسدُ أيونات البروميد Br^- أو جزيئات الماء.

وبالرُّجوع إلى جدول (2) وكتابة أنصاف تفاعلات الاختزال المطلوبة وجهود الاختزال المعياريّة لكلٍّ منها:

$$O_{2(g)} + 4H^+_{(aq)} + 4e^- \rightleftharpoons 2H_2O_{(l)} \qquad E^\circ = 1.23\ V$$

$$Br_{2(l)} + 2e^- \rightleftharpoons 2Br^-_{(aq)} \qquad E^\circ = 1.07\ V$$

ألاحظ أن التفاعل العكسي في المعادلة الأولى يمثل تأكسد الماء، ويمثِّلُ في الثانية تأكسد أيون البروميد Br^-، وعند مقارنة جهود التأكسد لكل من الماء والبروم أجد أنَّ جهد تأكسد الماء يساوي $(-1.23\ V)$، أما جهد تأكسد البروم فيساوي $(-1.07\ V)$. ألاحظ أنَّ جهد تأكسد البروم أعلى منه للماء، أي أن أيونات البروميد Br^- أسهلُ تأكسدًا، حيث يُلاحظ تَكَوُّن البروم عند المِصعد حسب المعادلة:

نصف تفاعل التأكسد: $2Br^-_{(aq)} \rightarrow Br_{2(l)} + 2e^-$

نصف تفاعل الاختزال: $Cu^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow Cu_{(s)}$

أمّا التفاعل الكلّيّ فهو مجموع نصفي تفاعل التأكسد والاختزال:

التفاعل الكيميائي الكلّيّ: $Cu^{2+}_{(aq)} + 2Br^-_{(aq)} \rightarrow Cu_{(s)} + Br_{2(l)}$

ويتفق ذلك مع النواتج العمليّة لتحليل محلول $CuBr_2$ كهربائيًّا؛ إذ يُلاحظ تَكَوُّن البروم عند المِصعد وتَكَوُّن النحاس عند المِهبط.

ويمكن حساب جهد الخليّة المعياري للتفاعل الكلّيّ كالآتي:

$$E^\circ_{cell} = E^\circ_{Cu(cathode)} - E^\circ_{Br_2(anode)}$$

$$E^\circ_{cell} = 0.34 - 1.07 = -0.73\ V$$

أي أنَّ جهد البطّاريّة اللازم لإحداث التفاعل يزيد على $(0.73\ V)$.

التحليل الكهربائي لمحلول كبريتات الصوديوم Na_2SO_4

تتفكَّك كبريتات الصوديوم في الماء، حسب المعادلة:

$$Na_2SO_{4(s)} \xrightarrow{H_2O} 2Na^+_{(aq)} + SO_4^{2-}{}_{(aq)}$$

وعند تحليل محلوله كهربائيًّا يُحتمَل اختزال أيونات الصوديوم Na^+ أو جزيئات الماء عند المِهبط.

وبالرُّجوع إلى جهود الاختزال المعياريّة لكلٍّ منها:

$$Na^+_{(aq)} + e^- \rightleftharpoons Na_{(s)} \qquad E^\circ = -2.71\ V$$

$$2H_2O_{(l)} + 2e^- \rightleftharpoons H_{2(g)} + 2OH^-_{(aq)} \qquad E^\circ = -0.83\ V$$

يُلاحظُ أنَّ جهدَ اختزال الماء أعلى منه لأيونات الصوديوم؛ لذلك يكون أسهلَ اختزالًا عند المِهبط، حيث يتكوَّن غاز الهيدروجين وأيونات الهيدروكسيد OH^-.

أمّا عند المِصعد، فيُحتمَل تأكسد أيونات الكبريتات SO_4^{2-} أو جزيئات الماء، وقد لوحظَ عمليًّا تصاعدُ غاز الأكسجين عند المِصعد؛ الذي يدل على تأكسد

جزيئات الماء، حسب المعادلة:

نصف تفاعل التأكسد: $2H_2O_{(l)} \rightarrow O_{2(g)} + 4H^+_{(aq)} + 4e^-$

نصف تفاعل الاختزال: $4H_2O_{(l)} + 4e^- \rightarrow 2H_{2(g)} + 4OH^-$

أمّا التفاعل الكيميائي الكلّيّ فمجموع نصفي تفاعل التأكسد والاختزال:

$2H_2O_{(l)} \rightarrow 2H_{2(g)} + O_{2(g)}$

أي أنَّ ما حدث عند تحليل محلول كبريتات الصوديوم كهربائيًّا هو تحليل الماء كهربائيًّا، حيث تأكسدت جزيئات الماء واختُزِلَت مُكَوِّنَةً غازي الأكسجين والهيدروجين.

يُلاحظُ من دراسة الأمثلة السابقة لتحليل محاليل المركَّبات الأيونيّة كهربائيًّا؛ أنَّ الأيونات الموجبة وجزيئات الماء يُحتمَل أن تُختزَل عند المِهبط، وأنَّ الأيونات السالبة أو جزيئات الماء يُحتمَل أن تتأكسد عند المِصعد، وأنَّ التفاعل الذي يحدث يعتمد بشكل عام على جهود الاختزال المعياريّة لكلٍّ منهما، كما أنَّ سلوك أيون معيَّن هو نفسُه خلال عمليّة التحليل الكهربائي دون النظر إلى مصدره، وأنَّ هناك بعض الأيونات متعدِّدة الذرّات، مثل (SO_4^{2-}، NO_3^-) لا تتأكسد عند تحليل محاليلها كهربائيًّا.

التطبيقات العمليّة للتحليل الكهربائي Application of Electrolysis

تعملُ خلايا التحليل الكهربائي على تحويل الطاقة الكهربائيّة إلى طاقة كيميائيّة عن طريق استخدام تيّار كهربائي يُجبِرُ تفاعلي تأكسد واختزال غير تلقائيين على الحدوث كما في إعادة شحن البطاريات. ولهذه الخلايا تطبيقات مهمّة في الصناعة، مثل استخلاص الفِلِزّات النشطة، وتنقية الفِلِزّات لاستخدامها في المجالات التي تحتاج إلى فِلِزّات نقيّة بدرجة كبيرة.

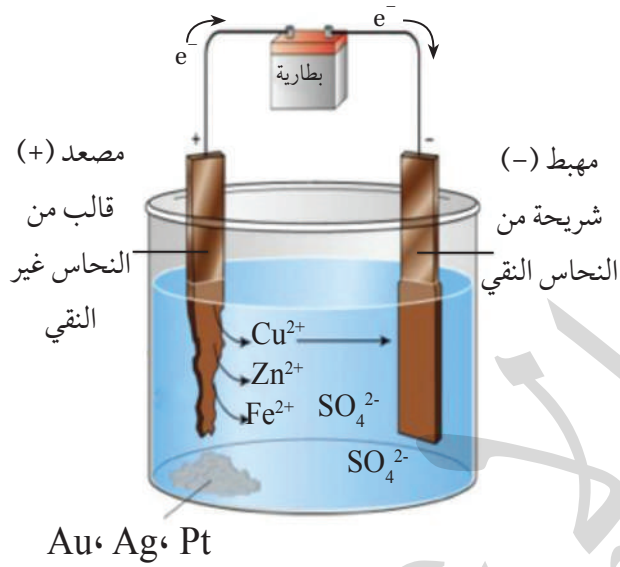
تنقية الفِلِزّات Purification of Metals

تحتاج بعض استخدامات الفِلِزّات إلى أن تكون نقيّةً تمامًا. فمثلًا: يجب أن يكون النحاس المُستخدَم في التمديدات الكهربائيّة نقيًّا؛ لِذا تُستخدَم عمليّةُ التحليل الكهربائي في تنقية الفِلِزّات مثل النحاس بعد عمليات استخلاصه من خاماته؛ إذ يحتوي على شوائبَ، مثل الخارصين، والحديد، والذهب، والفضّة، والبلاتين. ولتنقيته؛ يُشَكَّلُ النُّحاس غير النَّقي على شكل قوالب تمثّل المِصعد في خليّة التحليل الكهربائي، ويوصَل المِهبط بشريحة رقيقة من النحاس النقي، ثمَّ يُغمَران في محلول كبريتات النحاس $CuSO_4$.

أتحقَّق

أكتبُ التفاعل الذي يحدث عند كل من المِصعد والمِهبط عند تحليل محلول $NiBr_2$ كهربائيًّا باستخدام أقطاب من الجرافيت.

أُفكِّر: أُفَسِّرُ، بالاستعانة بالمعادلات. عند تحليل محلول $CuSO_4$ كهربائيًّا يتحوّل تدريجيًّا إلى محلول H_2SO_4.



الشكل (17): تنقية النحاس بالتحليل الكهربائي.

وعند تمرير تيّار كهربائي في الخليّة تحدث التفاعلات الآتية:

تفاعل المِصعد/ تأكسد: $Cu_{(s)} \rightarrow Cu^{2+}_{(aq)} + 2e^-$

تفاعل المِهبط/ اختزال: $Cu^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow Cu_{(s)}$

تتأكسد ذرات النحاس إلى أيونات Cu^{2+} وتنتقل لتختزل وترسب على المِهبط، أنظرُ الشكل (17)، وتتأكسد ذرّات الفِلِزّات (الشوائب) التي تمتلك جهد اختزال أقلّ من النحاس، مثل الخارصين والحديد مُكَوِّنَةً أيونات Zn^{2+} و Fe^{2+} على الترتيب، وتبقى هذه الأيونات ذائبة في المحلول، أمّا الذهب والفضّة والبلاتين فإنَّ جهدَ اختزالها أعلى من جهد الخلية المستخدم؛ لذلك لا تتأكسد ذرّاتُها، وتتجمَّع في قاع الخليّة، وتكون درجة نقاوة النحاس الناتج نحوَ 99.9%

أتحقَّق: أُفَسِّر: لا تُختزَل أيونات Fe^{2+} و Zn^{2+}، التي توجد ذرّاتها على شكل شوائب مع النحاس خلال عمليّة تنقيته بالتحليل الكهربائي.

منهاجي
متعة التعليم الهادف

التجربة 2

التحليل الكهربائي لمحاليل بعض المركّبات الأيونيّة

الموادُّ والأدوات:

أنبوبان زجاجيان على شكل حرف U، أقطاب جرافيت عدد (4)، كاشف الفينولفثالين، أسلاك توصيل، بطّاريّة (3 V) عدد (2)، حامل وماسك فِلزّي، 100 mL من محلول يوديد البوتاسيوم KI، بتركيز 0.5 M ، 100 mL من محلول كبريتات النحاس $CuSO_4$ بتركيز 0.5 M .



إرشادات السلامة:

- اتّباع إرشاداتِ السلامة العامة في المختبر.
- ارتداء معطف المختبر والنظارات الواقية والقفازات.
- التعامل مع الموادِّ الكيميائيّة بحذر.

خطوات العمل:

1- **أُجَرِّبُ:** أُثَبِّتُ أنبوبًا زجاجيًّا على شكل حرف U على الحامل الفِلزّي باستخدام الماسك، كما في الشكل.

2- أملأُ الأنبوب الزجاجي بمحلول يوديد البوتاسيوم، بحيث يبقى ما يقارب 1 cm فارغًا من كلِّ طرف، ثمَّ أُضيف إليه 3 نقاط من كاشف الفينولفثالين.

3- **أُطَبِّقُ:** أَصِلُ قطبي الجرافيت بأسلاك توصيل، ثمَّ أضعُها في الأنبوب الزجاجي، بحيث يكون كلٌّ منهما في أحد طرفي الأنبوب، كما في الشكل.

4- **أُلاحظ:** أَصِلُ أسلاك التوصيل بقطبي البطّاريّة وأتركُها لمدّة 15 min، وَأُلاحظُ التغيُّرات التي تحدث في المحلول، ثم أفصل التيار الكهربائي، وأُسَجِّل ملاحظاتي في جدول البيانات.

5- **أُجَرِّب:** أُكَرِّرُ الخطوات من 1–4 باستخدام محلول كبريتات النحاس، وأُسَجِّل ملاحظاتي في جدول البيانات.

6- **أُنَظِّمُ البيانات:** أُسَجِّل بياناتي في الجدول الآتي:

التغيُّر ومكانُ حدوثه / المحلول	المِصعد		المِهبط	
	تغيُّر اللون	تصاعد غاز	تغيُّر اللون	تصاعد غاز
يوديد البوتاسيوم $KI_{(aq)}$				

التحليل والاستنتاج:

1- **أَصِفُ** التغيُّرات التي حدثت عند تحليل محلول كلٍّ من يوديد البوتاسيوم وكبريتات النحاس كهربائيًّا عند كلٍّ من المِصعد والمِهبط وأُفسّرها.

2- ما نواتجُ تحليل كلٍّ من محلول يوديد البوتاسيوم وكبريتات النحاس كهربائيًّا؟

4- أكتبُ معادلة كيميائيّة تمثّل التفاعل الذي حدث عند المِصعد لكلِّ محلول.

5- أكتبُ معادلة كيميائيّة تمثّل التفاعل الذي حدث عند المِهبط لكلِّ محلول.

6- **أستنتجُ** نواتج التحليل الكهربائي لمحلول CuI_2.

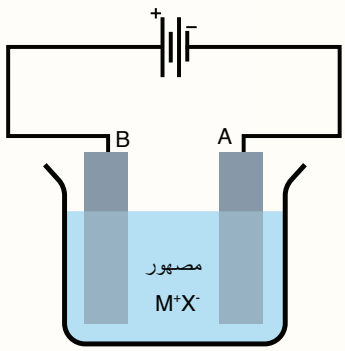
مراجعةُ الدرس

1. **الفكرة الرئيسة:** أُوَضِّح مبدأ عمل خلية التحليل الكهربائي.

2. **أُفَسِّر:**
   أ . لا يمكن تحضير غاز الفلور بالتحليل الكهربائي لمحلول NaF.
   ب. لا يُمكن أن نُجري تحليلًا كهربائيًّا لمصهور كلوريد البوتاسيوم باستخدام بطّارية (3 فولت).

3. **أتوقع:** بالرُّجوع إلى جدول جهود الاختزال المعياريّة؛ أتوقّعُ نواتج التحليل الكهربائي لمحاليل الأملاح الآتية:
   أ . يوديد المغنيسيوم MgI_2.
   ب. نترات الرصاص $Pb(NO_3)_2$.
   جـ. كبريتات الكوبلت $CoSO_4$.

4. أدرسُ الشكل المجاور، الذي يمثّل خليّة تحليل كهربائي لمصهور المركّب الأيوني MX باستخدام أقطاب من الجرافيت أُعطِيَت الرموز A و B ، ثمَّ أُجيبُ عن الأسئلة الآتية:



   أ . أُحَدِّدُ المِصعد والمِهبط في الخليّة.
   ب. أُحَدِّدُ اتجاه حركة الإلكترونات عبر الأسلاك، واتجاه حركة الأيونات الموجبة والسالبة داخل المصهور باستخدام الأسهم.
   جـ. أُحَدِّدُ القطب الذي تحدث عنده عمليّة التأكسد.
   د . أُحَدِّدُ القطب الذي تتكوَّن عنده ذرّات العنصر M.

5. عند تنقية قوالب من النيكل باستخدام عمليّة التحليل الكهربائي:
   أ . ما القطب الذي يجب أن تمثِّلَه القوالب غير النقيّة؟
   ب. ما المادَّة المُستخدَمَة في القطب الآخر؟
   جـ. **أقترحُ** محلولًا يمكن استخدامُه في هذه الخليّة.

6. **أختار الإجابة الصحيحة لكل فقرة من الفقرات الآتية:**
   1. يتكوّن عند المصعد في خلية التحليل الكهربائي لمحلول نترات الصوديوم $NaNO_3$ باستخدام أقطاب جرافيت:
      أ . البوتاسيوم. ب. النيتروجين. جـ. الأكسجين. د . الهيدروجين.

2. بالاعتماد على أنصاف التفاعلات الآتية، إذا جرى تحليل كهربائي لمحلول يوديد الصوديوم NaI باستخدام أقطاب البلاتين، فإن النواتج المتوقعة:

$O_2 + 4H^+ + 4e^- \rightleftharpoons 2H_2O \quad E^\circ = +1.23\ V$

$2H_2O + 2e^- \rightleftharpoons H_2 + 2OH^- \quad E^\circ = -0.83\ V$

$I_2 + 2e^- \rightleftharpoons 2I^- \quad E^\circ = +0.54\ V$

$Na^+ + e^- \rightleftharpoons Na \quad E^\circ = -2.71\ V$

أ . الهيدروجين، واليود، ومحلول قاعدي.

ب. الصوديوم، واليود، ومحلول قاعدي.

جـ. الأكسجين، واليود، ومحلول حمضي.

د . الهيدروجين، واليود، ومحلول حمضي.

3. عند تنقية النحاس من الشوائب فإن التفاعل الذي يحدث عند المصعد، هو:

أ . $Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$ ب. $Cu \rightarrow Cu^{2+} + 2e^-$

جـ. $2H_2O + 2e^- \rightarrow H_2 + 2OH^-$ د . $2H_2O \rightarrow O_2 + 4H^+ + 4e^-$

4. عند إجراء تحليل كهربائي لمصهور هيدريد الصوديوم NaH باستخدام أقطاب البلاتين، فإن التفاعل الذي يحدث عند المصعد، هو:

أ . $Na \rightarrow Na^+ + e^-$ ب. $Na^+ + e^- \rightarrow Na$

جـ. $2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2$ د . $2H^- \rightarrow H_2 + 2e^-$

5. عند إجراء تحليل كهربائي لمصهور بروميد المغنيسيوم $MgBr_2$ باستخدام أقطاب الجرافيت، علما أن:

$Mg^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Mg \quad E^\circ = -2.37\ V$ ، $Br_2 + 2e^- \rightleftharpoons 2Br^- \quad E^\circ = +1.07\ V$

فإن جهد البطارية (V) اللازم لإجراء عملية التحليل:

أ . يساوي 3.44 ب. يساوي −3.44

جـ. أكبر من 3.44 د . أقل من 3.44

إعادة تدوير البطّاريات
Recycling Batteries

تُستخدَم البطّاريات لتزويد أجهزة مختلفة بالطاقة؛ تشمل السياراتِ والهواتف وأجهزة الحاسوب وغيرها، وعندما تنفدُ البطّاريّة أو تتلفُ تُرمى (يُستغنى عنها)، ويؤدّي ذلك إلى تراكم كميّات كبيرة من النُّفايات الخطرة؛ إذ تحتوي البطّاريات على موادَّ كيميائيّةٍ سامة وفِلِزّات ثقيلة، ينتجُ عن تراكمها ودفنها مخاطرُ بيئيّة؛ فقد تسبِّب تلوُّث المياه والتربة، ومن هنا جاءت فكرة إعادة تدوير البطّاريات، وتعني: معالجةَ نفاياتها؛ بهدف التقليل منها بِوَصفِها نفايات صُلبة، وإعادة استخدام مكوِّناتها مرَّةً أخرى.

إعادة تدوير بطّاريّة الرصاص الحمضيّة

تُعَدُّ بطّاريات الرصاص الحمضيّة من أقدم أنواع البطّاريات القابلة لإعادة الشحن في العالَم، ولإعادة تدويرها أهميّة كبيرة في صناعة الرصاص في الوقت الحاضر؛ حيث يمثّل الرصاص المُعاد استخدامُه نحوَ 47% من إجمالي الرصاص المُستخدَم عالميًّا.

وتشمل عمليّة إعادة تدوير بطّاريات الرصاص الحمضيّة المُستخدَمة مراحل عدَّة، هي:



التجميع: يُقصد به تجميع بطّاريات الرصاص المُستخدَمة، وغالبًا ما يكون ذلك لدى باعة البطّاريات، حيث تجمعها الشركات التي تُعيد تدويرها.

التكسير: تُفَكَّك البطّاريّة في منشأة إعادة التدوير، وتُسحَق مكوِّناتها باستخدام أدوات خاصّة.

الفرز: تتضمَّن هذه العمليّة فصل أجزاء بطّاريّة الرصاص الحمضيّة بفرز المكوِّنات البلاستيكيّة والورقيّة عنِ الرصاص والفِلِزّات الثقيلة، وسحب السائل الموجود فيها، يتبع ذلك سير كلِّ مادَّة في رحلة تدوير خاصّة بها؛ إذ تُغسَل القطع البلاستيكيّة وَتُجَفَّف ثمَّ تُرسَل إلى وحدة تدوير البلاستيك. أمّا ألواح الرصاص وأكسيدُه ومركَّباتُه الأخرى فتُصهَر معًا في أفران الصَّهر، ثمَّ تُصَبّ في قوالب وَتُزال الشوائب، وَتُترَك السبائك لتبردَ وتتصلَّب، ثمَّ تُرسَل إلى الشركات المُصنِّعة للبطّاريات، حيث تُستَخدَم في إنتاج ألواح جديدة من الرصاص وأكسيده.

أمّا حمض الكبريتيك، وهو المُكوِّن السائل في البطّاريّة؛ فيجري التعامل معه بطريقتين، أولاهما: مفاعلة الحمض مع مركَّب كيميائي قاعدي؛ فينتج الملح والماء، ثمَّ يجري تجميع المياه الناتجة ومعالجتها ضمن مواصفات محددة. أمّا الطريقة الثانية؛ فيجري فيها تحويل الحمض إلى كبريتات الصوديوم Na_2SO_4، ثمَّ استخدامه في صناعة منظِّفات الغسيل والزجاج والمنسوجات.

1. **أُقارنُ** بين الخليّة الجلفانيّة وخليّة التحليل الكهربائي من حيث:
   أ . تحوُّلات الطاقة في كلٍّ منهما.
   ب. شحنة كلٍّ من المِصعد والمِهبط.
   جـ. تلقائيّة تفاعل التأكسد والاختزال.
   د . إشارة جهد الخليّة المعياري E°_{cell}.

2. **أُفَسِّر**: لا يُمكن الحصول على فلزّ الليثيوم Li عن طريق التحليل الكهربائي لمحاليل أملاحه.

3. تمثّل المعادلة الكيميائيّة الآتية تفاعل تأكسد واختزال يحدث في خلية جلفانية. أدرسه جيِّدًا، ثمَّ أُجيب عن الأسئلة التي تليه:

$$MnO_4^-{}_{(aq)} + Cl^-{}_{(aq)} \rightarrow Mn^{2+}{}_{(aq)} + Cl_{2(g)}$$

   أ . أكتبُ نصفي تفاعل التأكسد والاختزال.
   ب. أكتبُ معادلة التفاعل الكلّيّ الموزونة (في وسط حمضي).
   جـ. هل يحدث هذا التفاعلُ تلقائيًّا؟ (أستعينُ بجدول جهود الاختزال المعياريّة).

4. أدرسُ معادلة التفاعل الكيميائي، التي تتضمَّن رموزًا افتراضيّة للفلز X واللافلز Y وعنصر الهيدروجين، ثمّ أُجيبُ عن الأسئلة التي تليها:

$$2X_{(s)} + 3H_2Y \rightarrow X_2Y_3 + 3H_{2(g)}$$

   أ . أُحَدِّدُ التغير في عدد تأكسد X.
   ب. أُحَدِّدُ التغير في عدد تأكسد H.
   جـ. أُحَدِّدُ العامل المؤكسد.

5. **أُوازن** معادلة التأكسد والاختزال الآتية بطريقة نصف التفاعل، وَأُحَدِّدُ العامل المؤكسد والعامل المُختزل:

$$S_2O_3^{2-}{}_{(aq)} + IO_3^-{}_{(aq)} + Cl^-{}_{(aq)} \rightarrow ICl_2^-{}_{(aq)} + SO_4^{2-}{}_{(aq)} \quad \text{(وسط حمضي)}$$

6. خليّة جلفانيّة مكوَّنة من نصف خليّة الرصاص $Pb^{2+}|Pb$ ونصف خليّة الكروم $Cr^{3+}|Cr$. إذا عَلِمْتُ أنَّ تركيز أيونات Cr^{3+} يزداد عند تشغيل الخليّة، فأُجيبُ عمّا يأتي:
   أ . أُحَدِّدُ المِصعد والمِهبط في الخليّة الجلفانيّة.
   ب. **أتوقعُ** التغيُّر على كتلة قطب الرصاص مع استمرار تشغيل الخليّة.
   جـ. أكتبُ معادلة موزونة تمثّل التفاعل الكلّيّ الذي يحدث في الخليّة.
   د . أستعين بجدول جهود الاختزال المعياريّة في حساب جهد الخليّة المعياري (E°_{cell}).

منهاجي
متعة التعليم الهادف

7. يبيِّنُ الجدول المجاور القِيَمَ المطلقة لجهود الاختزال المعياريّة E° للعناصر (A, B, C, D, M). إذا عَلِمْتُ أنَّ ترتيب العناصر حسب قوَّتها بوصفها عوامل مختزلة، هو: D>B>M>A>C، وأنه عند وصل القطب M بقطب الهيدروجين المعياري تتحرَّك الإلكترونات من M إلى قطب الهيدروجين، فأُجيبُ -بالاستعانة بالمعلومات السابقة- عن الأسئلة الآتية:

نصف تفاعل الاختزال	$\lvert E^\circ \rvert$ V
$A^+_{(aq)} + e^- \rightleftharpoons A_{(s)}$	0.80
$B^{3+}_{(aq)} + 3e^- \rightleftharpoons B_{(s)}$	1.66
$C^{3+}_{(aq)} + 3e^- \rightleftharpoons C_{(s)}$	1.5
$D^+_{(aq)} + e^- \rightleftharpoons D_{(s)}$	2.71
$M^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightleftharpoons M_{(s)}$	0.28

أ . أكتبُ إشارةَ قِيَمِ جهود الاختزال المعياريّة E° للعناصر A, B, C, D, M.

ب. **أستنتج**: ما العنصر الذي يمكن استخدام وعاء مصنوع منه لحفظ محلول يحتوي على أيونات A^+؟

جـ. **أستنتج**: ما العامل المؤكسد الذي يؤكسد D ولا يؤكسد M؟

8. أدرسُ المعادلات والمعلومات المبيَّنَة في الجدول المجاور، ثمَّ أُجيبُ عن الأسئلة الآتية:

المعادلة	المعلومات
$Ca + Cd^{2+} \rightarrow Ca^{2+} + Cd$	تفاعل تلقائي
$2Br^- + Sn^{2+} \rightarrow Br_2 + Sn$	تفاعل غير تلقائي
$Cd + Sn^{2+} \rightarrow Cd^{2+} + Sn$	تفاعل تلقائي

أ . أُحَدِّدُ أقوى عامل مؤكسد.

ب. **أُرَتِّبُ** العوامل المُختزَلة تصاعديًّا حسب قوَّتها.

جـ. **أستنتج**: هل تؤكسدُ أيوناتُ الكادميوم Cd^{2+} أيوناتِ البروم Br^-؟

د . **أُقارن**: ما العنصران اللذان يكوِّنان خليَّةً جلفانيّة لها أعلى جهد خليّة معياري؟

9. خليَّةُ تحليل كهربائي تحتوي على محلول بروميد الليثيوم LiBr. بالرُّجوع إلى جدول جهود الاختزال المعياريّة؛ أُجيبُ عنِ الأسئلة الآتية:

أ . أكتبُ معادلة التفاعل الذي يحدث عند المِصعد.

ب. **أستنتج**: ما ناتج التحليل الكهربائي عند المِهبط؟

جـ. **أحسب**: ما مقدار جهد البطّاريّة اللازم لإحداث عمليّة التحليل الكهربائي؟

10. أدرسُ المعلومات الآتية المتعلِّقَة بالفِلِزّات ذات الرُّموز الافتراضيّة الآتية: Y , A , X , B , Z , C، ثمَّ أُجيبُ عن الأسئلة التي تليها:

أ . الفِلِزّ A يختزل أيونات X^{2+} ولا يختزل أيونات Y^{2+}.

ب. عند مفاعلة الفِلِزّين B , X مع محلول حِمض الهيدروكلوريك المخفَّف؛ يتفاعل X وينطلق غاز الهيدروجين، أمّا B فلا يتفاعل.

جـ. عند تكوين خليّة جلفانيّة من الفِلِزّين C و Y، تتحرَّك الأيونات السالبة من القنطرة الملحيّة باتجاه نصف خليّة C.

د . يمكن استخلاص الفِلِزّ Z من محاليل أملاحه باستخدام الفِلِزّ B.

1) أستنتجُ اتجاه حركة الإلكترونات في الخليّة المكوَّنةِ من القطبين C , X.

2) أستنتجُ القطب الذي تزداد كتلتُه في الخليّة المكوَّنةِ من القطبين A , B.

3) **أُقارن**: ما القطبان اللذان يُشَكِّلان خليّة جلفانيّة لها أعلى جهد خليّة معياري؟

4) **أتنبَّأُ**: هل يمكن تحضير الفِلِزّ Z بالتحليل الكهربائي لمحلول ZNO_3؟ أُفسِّر إجابتي.

5) **أستنتج**: هل يتفاعل الفِلِزُ A مع محلول حمض الهيدروكلوريك وينطلق غاز الهيدروجين؟ أُفسِّر إجابتي.

6) **أتنبَّأُ**: هل يمكن تحريك محلول نترات الفِلِزّ $Y(NO_3)_2$ بِملعقة من الفِلِزّ B؟

11. استُخدِمَت أنصاف الخلايا المعياريّة للفِلِزّات ذات الرُّموز الافتراضيّة الآتية:

L , M , D , R , T، مع نصف خليّة الفِلِزّ E المعياريّة لتكوين خلايا جلفانيّة، وكانت النتائج كما في الجدول المجاور. أدرُسُهُ جيِّدًا، ثمَّ أُجيبُ عن الأسئلة الآتية:

الخليّة الجلفانيّة	E°_{cell} V	المِصعد
E-D	0.16	E
E-L	0.78	E
T-E	1.93	T
E-M	0.30	E
R-E	0.32	R

أ . **أُرَتِّبُ** الفِلِزّات متضمِّنَةً الفِلِزَّ E حسب قوَّتها بوصفها عوامل مختزلة.

ب. **أحسبُ** جهد الخليّة المعياري E°_{cell} للخليّة المكوَّنَة من الفِلِزّين T,R.

جـ. **أُقارن**. ما الفِلِزّان اللذان يُشَكِّلان خليّة جلفانيّة لها أعلى جهد خليّة معياري؟

د . **أستنتج**. هل يمكن حفظ محلول أحد أملاح الفِلِزّ D في وعاء من الفِلِزّ R؟ أُفسِّر إجابتي.

12. **أختارُ رمز الإجابة الصحيحة لكلّ فقرة من الفقرات الآتية:**

1. المادَّة التي اختُزِلت في التفاعل الآتي: $TiO_2 + 2Cl_2 + C \rightarrow TiCl_4 + CO_2$، هي:

أ . C ب. Cl_2 جـ. TiO_2 د . $TiCl_4$

2. عدد تأكسد البورون B في المركَّب $NaBH_4$ يساوي:

أ . +3 ب. +5 جـ. −5 د . −3

3. إحدى العبارات الآتية صحيحة:

أ . العامل المختزِل يسبب تأكسد مادة أخرى في التفاعل الكيميائي.

ب. العامل المؤكسد يسبب اختزال مادة أخرى في التفاعل الكيميائي.

جـ. تحتوي تفاعلات التأكسد والاختزال جميعها على عامل مؤكسد وعامل مختزل.

د . يحتوي تفاعلُ التأكسد والاختزال على عامل مؤكسد أو عامل مختزل.

4. العبارة الصحيحة في معادلة التفاعل الموزونة الآتية: $IO_{3\,(aq)}^- + 5I_{(aq)}^- + 6H_{(aq)}^+ \rightarrow 3I_{2(aq)} + 3H_2O_{(l)}$ هي:

أ . عدد تأكسد اليود في IO_3^- يساوي +7.

ب. العامل المؤكسد في التفاعل هو I^-.

جـ. يُعَدُّ التفاعل تأكسدًا واختزالًا ذاتيًّا.

د . تأكسدت ذرّات اليود (أو أيوناته) واختُزِلَت في التفاعل.

5. التفاعل الذي يسلكُ فيه الهيدروجين بوصفه عاملًا مؤكسدًا هو:

أ . $H_2 + Cl_2 \rightarrow 2HCl$ ب. $Cu^{2+} + H_2 \rightarrow Cu + 2H^+$

جـ. $H_2 + 2Na \rightarrow 2NaH$ د . $HCHO + H_2 \xrightarrow{Ni} CH_3OH$

6. مقدار التغيُّر في عدد تأكسد ذرّة الكربون (C)، عند تحول الأيون $C_2O_4^{2-}$ إلى جزيء ثاني أكسيد الكربون CO_2 هو:

أ . 0 ب. 1 جـ. 2 د . 4

7. أحدُ التغيُّرات الآتية يحتاج إلى عامل مؤكسد:

أ . $PbO_2 \rightarrow Pb^{2+}$ ب. $CrO_4^{2-} \rightarrow Cr(OH)_4^-$

جـ. $BiO^+ \rightarrow Bi$ د . $H_2O_2 \rightarrow O_2$

8. أحدُ التفاعلات غير الموزونة الآتية يمثّل تفاعلَ تأكسد واختزال ذاتي:

أ . $NO + O_2 \rightarrow NO_2$ ب. $H_2O + NO_2 \rightarrow HNO_3 + NO$

جـ. $MnO_4^- + Mn^{2+} \rightarrow MnO_2$ د . $OF_2 + H_2O \rightarrow O_2 + HF$

9. عدد مولات الإلكترونات اللازمة لموازنة نصف التفاعل الآتي في وسط حمضي، هو:

$$FeO_4^{2-} \rightarrow Fe^{3+}$$

أ . 2 ب. 4 جـ. 3 د . 1

10. إذا كان التفاعل الآتي يحدث في إحدى الخلايا الجلفانيّة $A + B^{2+} \rightarrow A^{2+} + B$؛ فإن:

أ . القطب السالب هو B. ب. كتلة القطب A تزداد.

جـ. تركيز أيونات A^{2+} يزداد. د . الإلكترونات تتحرَّك من القطب B إلى القطب A.

- يتضمَّن الجدول المجاور رموز ثلاث خلايا جلفانيّة، يُشَكِّل الفِلزُّ X أحد أقطابها مع أحد الفِلزّات ذات الرُّموز الافتراضيّة M، N،L ومعلومات عنها. أدرُسُهُ جيِّدًا، ثمَّ أُجيبُ عن الأسئلة 11 و 12 و13.

قطبا الخليّة	القطب الذي يُشَكِّلُهُ الفِلزّ X	E°_{cell} V
M-X	مِهبط	0.78
X-N	مِصعد	0.15
X-L	مِصعد	0.74

11. أُرَتِّبُ الفِلزّاتِ X, L, N, M حسب قوَّتها بوصفها عوامل مختزلة:

أ . X>L>N>M ب. M>X>N>L

جـ. M>N>L>X د . L>N>X>M

12. قيمة جهد الخليّة M–N المعياري E°_{cell} بالفولت يساوي:

أ . 0.63 ب. 0.93 جـ. 0.04 د . 0.59

13. الفِلِزُّ الذي يمكن حفظُ محلول أحد أملاحه في وعاء مصنوع من أيٍّ من الفِلِزّات الثلاثة المتبقيّة، هو:

أ . X ب. L جـ. N د . M

- أدرسُ الجدول المجاور، حيث يتضمَّن بعض أنصاف تفاعلات الاختزال المعياريّة وجهودها، وأستخدمُه للإجابة عن السؤالين 14 و 15.

نصف تفاعل الاختزال	E° V
$Ag^+ + e^- \rightleftharpoons Ag$	0.80
$Cu^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Cu$	0.34
$Zn^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Zn$	−0.76
$2H_2O + 2e^- \rightleftharpoons H_2 + 2OH^-$	−0.83
$Br_2 + 2e^- \rightleftharpoons 2Br^-$	1.07

14. عند التحليل الكهربائي لمحلول بروميد الخارصين، فإنَّ الناتج عند المِهبط هو:

أ . Zn ب. H_2

جـ. Br_2 د . OH^-

15. عند التحليل الكهربائي لمحلول يحتوي على الأيونات Ag^+ ، Zn^{2+} ، Cu^{2+}؛ فإنَّ ذرّاتِها تبدأُ بالترسُّب عند المِهبط حسب الترتيب الآتي:

أ . $Zn, Ag, Cu \longrightarrow$ ب. $Cu, Ag, Zn \longrightarrow$

جـ. $Ag, Cu, Zn \longrightarrow$ د . $Ag, Zn, Cu \longrightarrow$

16. عندما يعادُ شحن بطّاريّة قابلة لإعادة الشحن تعمل الخليّة بوصفها خليّة:

أ . حمضيّة. ب. قلويّة. جـ. جلفانيّة. د . تحليل كهربائي.

17. العبارات الآتية جميعها صحيحة بالنسبة إلى الخليّة الجلفانيّة $Ni|Ni^{2+}||Ba^{2+}|Ba$ عدا:

أ . Ni^{2+} أقوى عامل مؤكسد. ب. Ba أقوى عامل مختزل.

جـ. تزدادُ كتلة القطب Ni. د . $Ba|Ba^{2+}$ تمثّل نصف خليّة الاختزال.

الوحدة 7

الكيمياء العضوية

Organic Chemistry



أتأمّل الصورة

تعدّ صناعة الصابون من أقدم الصناعات التي مارسها الإنسان، ويصنع الصابون بتسخين الزيوت أو الدهون مع هيدروكسيد الصوديوم NaOH؛ فتتفكّك الإسترات المكوّنة لها منتجةً أملاح الحموض الكربوكسيلية أو الدهنية التي تمثل الصابون، ويعدّ هذا التفاعل مثالًا على تفاعلات المركبات العضوية. فما تفاعلات المركبات العضوية؟ وكيف تحدث؟

الفكرة العامّة:

تفاعلات المركبات العضوية الكيميائية كثيرة جدًّا؛ يمكن تصنيفها إلى تفاعلات: الإضافة، والحذف، والاستبدال، والتأكسد، والاختزال؛ لتسهيل دراستها، ومعرفة طرائق حدوثها، والظروف التي تحدث فيها، وتوقع نواتجها العضوية.

الدرس الأول: تفاعلات المركبات العضوية: الإضافة، والحذف.

الفكرة الرئيسة: تتفاعل المركبات العضوية بطرائق متنوعة تعتمد على طبيعة المركب العضوي وظروف التفاعل؛ مما يؤدي إلى نواتج جديدة، ومنها: تفاعلات الإضافة لتكسير الرابطة الثنائية والثلاثية، وتفاعلات الحذف لإعادة تكوين الرابطة الثنائية.

الدرس الثاني: تفاعلات الاستبدال والتأكسد والاختزال .

الفكرة الرئيسة: تتفاعل بعض المركبات العضوية بطريقة الاستبدال، حيث يجري فيها استبدال ذرة أو مجموعة ذرات بذرة أو مجموعة ذرات أخرى، كما تتأكسد بعض المركبات العضوية أو تختزل، وينتج عن ذلك مركبات جديدة مختلفة في خصائصها.

تجربة استهلالية

الكشف عن المجموعات الوظيفية في بعض المركبات العضوية

المواد والأدوات: محلول حمض الكبريتيك H_2SO_4، محلول دايكرومات البوتاسيوم $K_2Cr_2O_7$، كربونات الصوديوم الهيدروجينية $NaHCO_3$، الإيثانول CH_3CH_2OH، حمض الإيثانويك CH_3COOH، أنابيب زجاجية، حامل أنابيب، لهب بنسن، ماسك أنابيب، ماصّة، شريط ورقي لاصق.

إرشادات السلامة:

- اتباع إرشادات السلامة العامة في المختبر.
- الحذر عند التعامل مع المواد الكيميائية وعدم لمسها أو استنشاقها.
- ارتداء معطف المختبر والنظارات الواقية والقفازات.

خطوات العمل:

1. أحضر أنبوبَي أنابيب اختبار؛ وباستخدام الشريط الورقي اللاصق أرقّمها من (1–2)، وأضعها على حامل الأنابيب.
2. **أقيس** 3 mL من حمض الإيثانويك باستخدام الماصّة، ثم أسكبها في أنبوب الاختبار رقم (1).
3. **ألاحظ:** أضيف إلى الأنبوب رقم (1) كمية قليلة من كربونات الصوديوم الهيدروجينية، وأرجّه بلطف، ثم أقرب من فوهة أنبوب الاختبار بحذر عود كبريت مشتعلًا، وأسجل ملاحظاتي في جدول البيانات.
4. **أقيس** 3 mL من الإيثانول باستخدام الماصّة، ثم أسكبها في أنبوب الاختبار رقم (2).
5. **ألاحظ:** أضيف إلى الأنبوب رقم (2) أربع قطرات من محلول دايكرومات البوتاسيوم، وقطرتين من محلول حمض الكبريتيك، ثم أرجّه مدة 1 min، وأسجل ملاحظاتي في جدول البيانات.
6. **أنظم البيانات:** أسجل النتائج التي حصلت عليها في جدول البيانات الآتي:

المركب	المجموعة الوظيفية	الملاحظة
حمض الإيثانويك		

التحليل والاستنتاج:

1- **أتوقّع:** ما الغاز المتصاعد في الأنبوب رقم (1)؟

2- **أتوقّع** نوع التفاعل الذي حدث في كلّ أنبوب من الأنبوبين؟

الدرس 1

تفاعلات المركبات العضوية: الإضافة، والحذف

Reactions of Organic Compounds, Addition and Elimination

الفكرةُ الرئيسة:

تتفاعل المركبات العضوية بطرائق متنوعة تعتمد على طبيعة المركب العضوي وظروف التفاعل، مما يؤدي إلى نواتج جديدة، ومنها: تفاعلات الإضافة لتكسير الرابطة الثنائية والثلاثية، وتفاعلات الحذف لإعادة تكوين الرابطة الثنائية.

نتاجاتُ التعلُّم:

- أكتب معادلات كيميائية تعبّر عن تفاعلات الإضافة والحذف في بعض المركبات العضوية.
- أميّز بين الهيدروكربون المشبع وغير المشبع.

المفاهيمُ والمصطلحات:

تفاعل الإضافة	Addition Reaction
نيوكليوفيل	Nucleophile
إلكتروفيل	Electrophile
إضافة إلكتروفيلية	Electrophilic Addition
قاعدة ماركوفينيكوف	Markovnikov's Rule
إضافة نيوكليوفيلية	Nucleophilic Addition
تفاعل الحذف	Elimination Reaction

تفاعلات الإضافة Addition Reactions

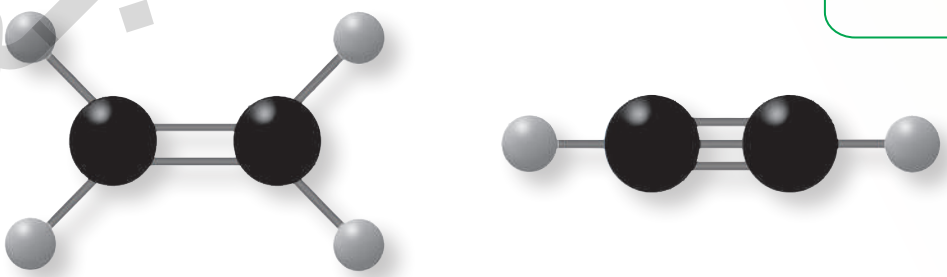
درست سابقًا؛ أن المركب العضوي يحتوي على ذرة أو مجموعة ذرات في تركيبه الكيميائي تكون مسؤولة عن خصائصه ونشاطه الكيميائي، وتسمى المجموعة الوظيفية. وتختلف المركبات العضوية في مجموعاتها الوظيفية؛ وتختلف تفاعلاتها تبعًا لذلك. ورغم أن هذه التفاعلات كثيرة جدًّا، إلا أنها صنّفت إلى تفاعلات الإضافة، والحذف، والاستبدال، والتأكسد، والاختزال؛ وذلك لتسهيل دراستها. وسندرس تفاعلات الإضافة والحذف في هذا الدرس.

عرفت سابقًا أن المركبات العضوية المشبعة تحتوي على رابطة تساهمية أحادية من النوع سيجما σ، وأن المركبات العضوية غير المشبعة تحتوي على رابطة تساهمية ثنائية أو ثلاثية، وهي تتكون من نوعين من الروابط، هما: سيجما σ القوية، وباي π الضعيفة. ولذلك تعدّ هذه المركبات نشطة كيميائيًّا، ومن أشهر تفاعلاتها: الإضافة.

تعتمد تفاعلات الإضافة في المركبات العضوية على طبيعة الروابط المكونة لها، فمثلًا: يحتوي الألكين على رابطة تساهمية ثنائية بين ذرتي كربون C=C، في حين يحتوي الألكاين على رابطة تساهمية ثلاثية C≡C، أنظر الشكل (1). أمّا مركب الكربونيل (الألديهايد أو الكيتون) فيحتوي على رابطة تساهمية ثنائية قطبية بين ذرة الكربون وذرة الأكسجين.

فما تفاعل الإضافة؟ وما المركبات العضوية التي تتفاعل بتفاعل الإضافة؟ وما نواتج تفاعلاتها العضوية؟

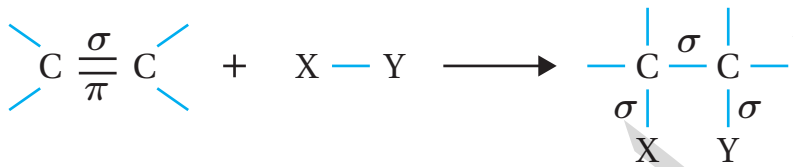
يُعرَف **تفاعل الإضافة** **Addition Reaction** بأنه تفاعل بين جزيئين يحتوي أحدهما على الرابطة الثنائية أو الثلاثية لتكوين جزيء واحد جديد.



الشكل (1): الرابطة الثنائية في الإيثين، والرابطة الثلاثية في الإيثاين.

تفاعلات الإضافة في الألكينات Addition Reactions in Alkenes

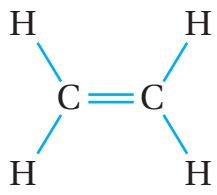
يتفاعل الألكين بإضافة جزيء إلى ذرتي كربون الرابطة الثنائية الموجودة فيه؛ فتنكسر رابطة π الضعيفة، وتتكون بدلًا منها رابطتان من النوع σ الأقوى؛ كما هو موضّح في المعادلة العامة الآتية:



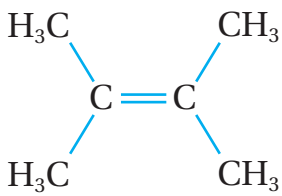
ويمكن تفسير التفاعل؛ بأن الرابطة الثنائية تحتوي على زوجين من الإلكترونات الرابطة، مما يجعلها منطقة ذات كثافة إلكترونية عالية ينجذب نحوها الطرف الموجب للجزيء المضاف مكوّنةً معه رابطة أحادية، ويطلق على الرابطة الثنائية والأيونات السالبة (مثل: OH^-, Br^-) اسم **نيوكليوفيلات Nucleophiles**، وهي أطراف غنية بالإلكترونات تمتلك زوجًا من الإلكترونات غير الرابطة، وتنجذب نحو الطرف الموجب للجزيء. كما يطلق على الأطراف الموجبة للجزيئات، (مثل: H^+) اسم **إلكتروفيلات Electrophiles**، وهي أطراف محبّة للإلكترونات، تنجذب إلى منطقة الكثافة الإلكترونية السالبة. ومن الأمثلة على تفاعلات الإضافة: إضافة جزيء كلّ من الهيدروجين، أو الهالوجين، أو هاليد الهيدروجين، أو الماء، إلى الرابطة الثنائية في الألكين.

الألكين المتماثل والألكين غير المتماثل
Symmetrical and Unsymmetrical Alkenes

يعدّ الألكين متماثلًا عندما ترتبط كل ذرة كربون من ذرتي كربون الرابطة الثنائية بذرات أو مجموعات متماثلة، أنظر الشكل (2) فمثلًا: ترتبط كل ذرة كربون في جزيء الإيثين بذرتي هيدروجين، وكذلك في المركب 2 ، 3– ثنائي ميثيل –2– بيوتين؛ ترتبط كل ذرة كربون من ذرتي كربون الرابطة الثنائية بمجموعتي ميثيل، كما يأتي:



إيثين



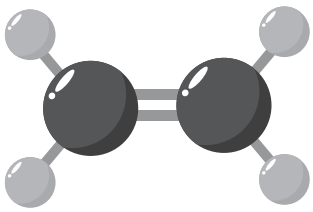
2 ، 3– ثنائي ميثيل –2– بيوتين

أما في الألكين غير المتماثل فتكون الذرات أو المجموعات المرتبطة بذرتي كربون الرابطة الثنائية غير متماثلة، أنظر الشكل (3) فمثلًا: في البروبين ترتبط إحدى ذرتي كربون الرابطة الثنائية بذرتي هيدروجين، وترتبط ذرة الكربون الأخرى بذرة هيدروجين ومجموعة ميثيل. وفي المركب 1– بيوتين ترتبط إحدى ذرتي كربون

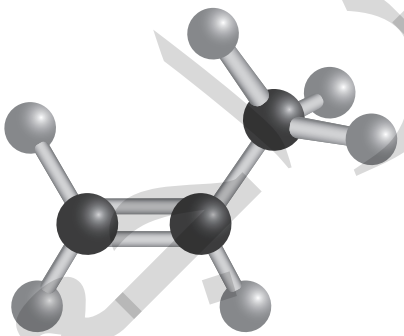
الربط بالصناعة

هدرجة الزيوت
Hydrogenation of Oils

تُعرَف الزيوت المهدرَجة باسم الدهون الصناعية (السمن)، حيث تُحوَّل الزيوت السائلة غير المشبعة إلى زيوت مشبعة على شكل سمن نباتي أو زبدة صُلبة؛ ويتم ذلك بإضافة الهيدروجين إلى الزيوت غير المشبعة (هدرجة الزيوت) بوجود عامل مساعد مناسب، وعند ظروف عالية من الضغط والحرارة؛ وذلك بهدف إطالة مدة الصلاحية، وتسهيل عمليات الحفظ والتخزين.

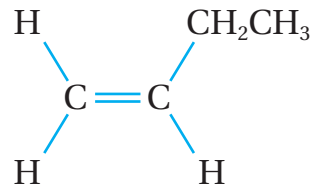


الشكل (2):: ألكين متماثل.

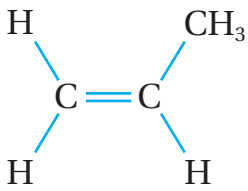


الشكل (3):: ألكين غير متماثل.

الرابطة الثنائية بذرتي هيدروجين، وترتبط الأخرى بذرة هيدروجين ومجموعة إيثيل كما يأتي:



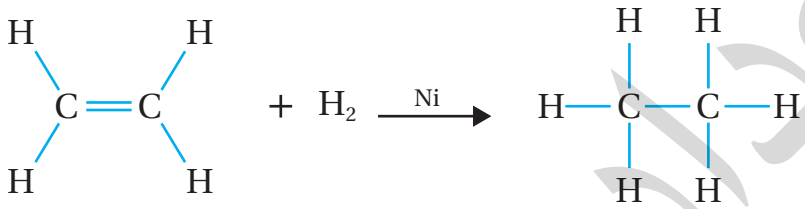
1– بيوتين

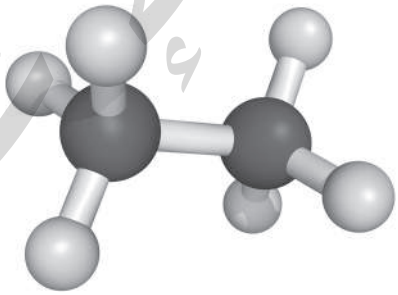


بروبين

إضافة الهيدروجين H_2 (الهدرجة) Addition of Hydrogen

يتفاعل جزيء الإيثين $CH_2 = CH_2$ مع غاز الهيدروجين H_2 بوجود عامل مساعد من النيكل Ni أو البلاتين Pt، وتحت درجة حرارة مناسبة، فينتج الإيثان CH_3CH_3، أنظر الشكل(4)، ويعبّر عن هذا التفاعل بالمعادلة الآتية:





الشكل (4):جزيء الإيثان.

وكذلك يتفاعل جزيء البروبين $CH_3CH=CH_2$ مع غاز الهيدروجين مكوّنًا جزيء البروبان $CH_3CH_2CH_3$ كما يأتي:

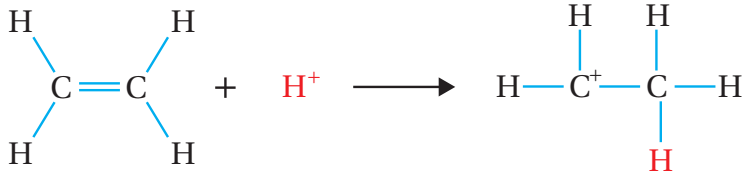
$$CH_3CH=CH_2 + H_2 \xrightarrow{Ni} CH_3CH_2CH_3$$

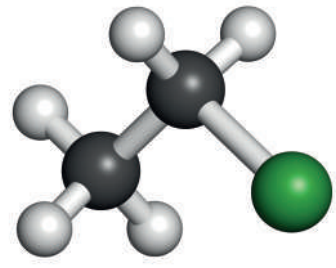
إضافة هاليد الهيدروجين (HCl , HBr, HI) Addition of Hydrogen Halide

يتفاعل بروميد الهيدروجين HBr مع الألكين المتماثل مثل الإيثين $CH_2=CH_2$ وفق المعادلة الآتية:

$$CH_2=CH_2 + HBr \longrightarrow CH_3CH_2Br$$

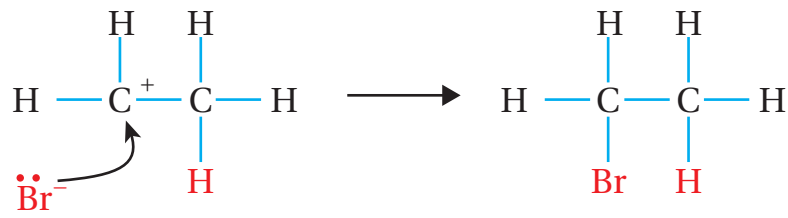
يتضح من المعادلة أن ذرة الهيدروجين من HBr ترتبط مع إحدى ذرتي كربون الرابطة الثنائية، وترتبط ذرة البروم مع ذرة الكربون الأخرى؛ ويتكون ناتج واحد هو بروموإيثان CH_3CH_2Br، أنظر الشكل(5). ويمكن تفسير التفاعل بأن الإلكتروفيل H^+ من جزيء HBr ينجذب نحو الرابطة الثنائية؛ مما يؤدي إلى كسر رابطة π، ويرتبط H^+ بإحدى ذرتي الكربون مكوّنًا الرابطة C–H، وتنشأ على ذرة الكربون الأخرى شحنة موجبة، فيتكون أيون كربوني موجب، كما هو موضّح في المعادلة الآتية:





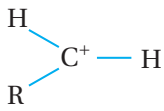
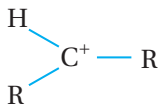
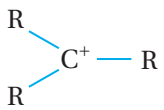
الشكل (5):جزيء بروموإيثان.

يتبع ذلك ارتباط النيوكليوفيل Br^- بالأيون الكربوني الموجب، فتتكون رابطة C–Br كما يأتي:



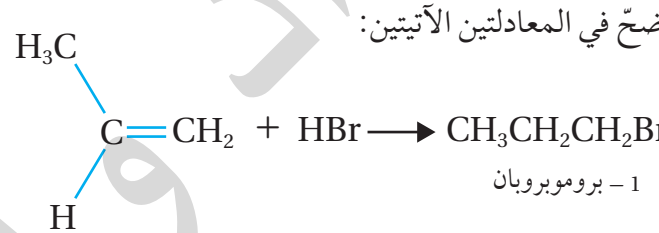
والأيون الكربوني قد يكون أوّليًّا أو ثانويًّا أو ثالِثيًّا. أنظر الجدول رقم (1) الذي يوضح شكلًا مبسّطًا لأنواع الأيون الكربوني، حيث R مجموعة ألكيل. ويكون الأيون الكربوني الثالثي أكثر استقرارًا وثباتًا من الأيون الكربوني الثانوي، وأقلها ثباتًا؛ الأيون الكربوني الأولي.

الجدول (1): أنواع الأيون الكربوني.

الصيغة البنائية	نوع الأيون الكربوني
	الأيون الكربوني الأولي
	الأيون الكربوني الثانوي
	الأيون الكربوني الثالثي

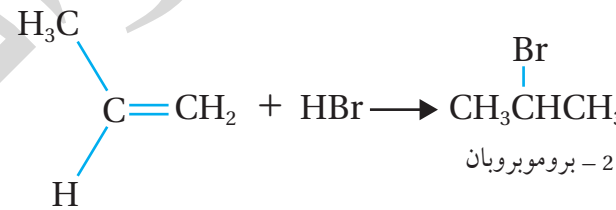
ويُسمّى التفاعل السابق **إضافة إلكتروفيلية Electrophilic Addition**؛ لأن الإلكتروفيل H^+ هو الذي يبدأ التفاعل مع الرابطة الثنائية في الألكين.

ومن الأمثلة أيضًا على هذه الإضافة: إضافة بروميد الهيدروجين HBr إلى ألكين غير متماثل، مثل البروبين $CH_3CH{=}CH_2$؛ فإنه يُحتمَل تكوّن ناتجين، كما هو موضحّ في المعادلتين الآتيتين:



1 – بروموبروبان

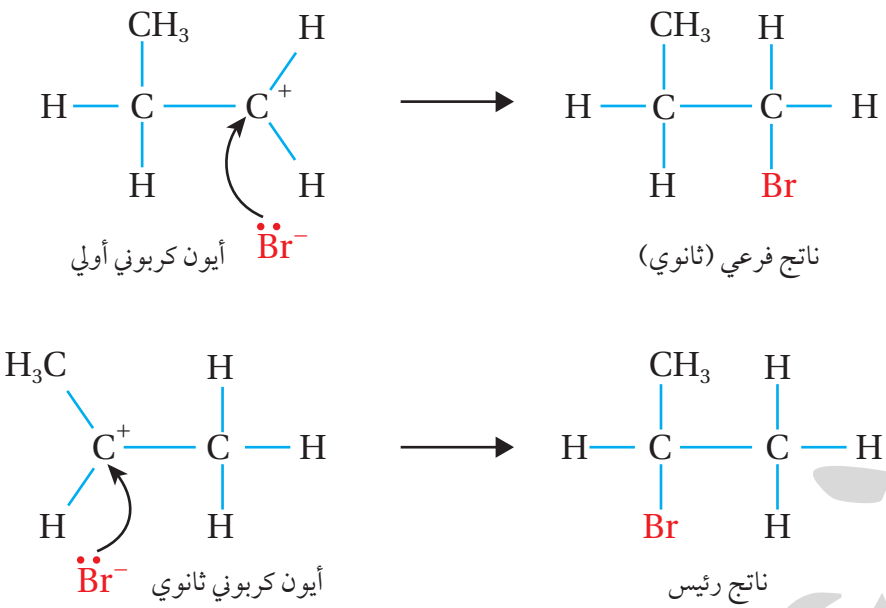
أو



2 – بروموبروبان

يتضح من المعادلتين أن ذرة البروم يمكن أن ترتبط مع إحدى ذرتي كربون الرابطة الثنائية، وبناء على ذلك يُحتمَل أن يتكون المركب 1– برموبروبان أو 2– بروموبروبان، وقد وُجِد عمليًّا أن الناتج الرئيس الذي يتكون هو 2– بروموبروبان، ويمكن تفسير ذلك عن طريق **قاعدة ماركوفينيكوف Markovnikov's Rule**، التي تنصّ على أنه عند **إضافة هاليد الهيدروجين HX إلى ألكين غير متماثل؛ فإن ذرة الهيدروجين ترتبط بذرة كربون الرابطة الثنائية المرتبطة بالعدد الأكبر من ذرات الهيدروجين**. وهذا بدوره يؤدي إلى تكوين أيون كربوني ثانوي هو الأكثر استقرارًا وثباتًا، وبهذا؛ فإن تفاعل أيون البروميد Br^- مع الأيون الكربوني الثانوي يؤدي إلى تكوين الناتج الرئيس 2–بروموبروبان،

أفكّر: كيف أميّز بين أنواع الأيونات الكربونية الثلاثة؟



الشكل (6): الناتج الرئيس والناتج الثانوي لتفاعل Br^- مع الأيون الكربوني الأولي والثانوي.

مقارنةً بتفاعل أيون البروميد Br^- مع الأيون الكربوني الأوّلي الأقل استقرارًا وثباتًا، الذي يؤدي إلى تكوين ناتج فرعي (ثانوي) كما هو موضّح في الشكل (6).

أُفكِّر: أفسّر عدم تكوّن أيون كربوني ثالِثيّ في تفاعل بروميد الهيدروجين مع البروبين $CH_3CH{=}CH_2$.

الربط بالحياة

تُستخدم معقّمات اليدين بشكل شائع في مختلف الأماكن، مثل المستشفيات، والمطاعم، والمدارس، وفي الاستعمال الشخصي؛ وذلك لقتل الميكروبات والحدّ من انتقال العدوى. ورغم استخدام مكونات مختلفة في تصنيع المعقمات؛ إلا أن المكوّن الفعال هو الإيثانول أو 2– بروبانول.

إضافة الماء Addition of Water H_2O

يتفاعل بخار الماء مع الإيثين $CH_2{=}CH_2$ مثلًا؛ بوجود عامل مساعد، مثل حمض الفسفوريك H_3PO_4، أو حمض الكبريتيك H_2SO_4، وتحت ضغط جوي ودرجة حرارة مناسبين؛ وذلك لإنتاج الإيثانول CH_3CH_2OH، ويعبّر عن التفاعل بالمعادلة الآتية:

$$CH_2{=}CH_2 + H_2O \xrightarrow{H_3PO_4} CH_3CH_2OH$$

وكذلك يتفاعل البروبين $CH_3CH{=}CH_2$ مع الماء في وسط حمضي؛ تبعًا لقاعدة ماركوفنيكوف مكوّنًا المركب 2– بروبانول $CH_3\overset{\overset{OH}{|}}{C}HCH_3$، كما في المعادلة الآتية:

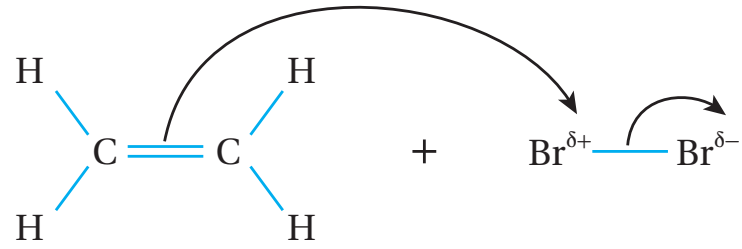
$$CH_3CH{=}CH_2 + H_2O \xrightarrow{H_3PO_4} CH_3\overset{\overset{OH}{|}}{C}HCH_3$$

إضافة الهالوجين Addition of Halogen (Cl_2,Br_2)

تتفاعل الألكينات مع الهالوجينات، مثل الكلور أو البروم، عند درجة حرارة الغرفة، فمثلًا: يتفاعل الإيثين مع غاز الكلور مكوّنًا المركب 1، 2– ثنائي كلوروإيثان CH_2ClCH_2Cl؛ كما هو موضّح في المعادلة الآتية:

$$CH_2{=}CH_2 + Cl_2 \rightarrow CH_2ClCH_2Cl$$

ويتفاعل الإيثين مع البروم Br_2 المذاب في ثنائي كلورومِيثان CH_2Cl_2؛



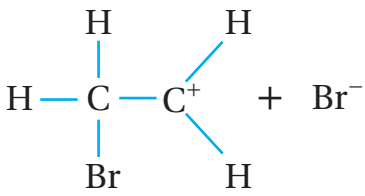
الشكل (7): استقطاب جزيء Br_2 عند اقترابه من الرابطة الثنائية.

مكوّنًا المركب 1، 2– ثنائي بروموإيثان CH_2BrCH_2Br، كما هو موضح في المعادلة الآتية:

$$CH_2=CH_2 + Br_2 \xrightarrow{CH_2Cl_2} CH_2BrCH_2Br$$

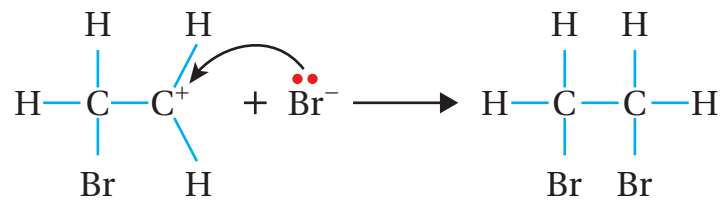
وتفسير ذلك أن الرابطة الثنائية ذات كثافة إلكترونية عالية سالبة الشحنة تسبب استقطاب جزيء الهالوجين القريب منها، فتظهر على إحدى ذرتي الجزيء شحنة جزئية موجبة، وتظهر على الذرة الأخرى شحنة جزئية سالبة، كما هو موضّح في الشكل (7) الذي يُبيّن استقطاب جزيء Br_2 عند اقترابه من الرابطة الثنائية.

ثم يحدث تجاذب بين الشحنة السالبة للرابطة C=C من الألكين وذرة البروم ذات الشحنة الجزئية الموجبة؛ فتنكسر الرابطة π في الألكين، وتتكون الرابطة C – Br، وينتج أيون كربوني موجب، وأيون بروميد سالب، وتُعدّ هذه الإضافة إضافة إلكتروفيلية، أنظر الشكل (8).



الشكل (8): تكون رابطة C – Br وأيون كربوني موجب وأيون بروميد سالب.

بعد ذلك ينجذب أيون البروميد السالب إلى ذرة الكربون الموجبة في الأيون الكربوني، فتتكوّن رابطة جديدة C – Br؛ وبذلك يتكون المركب 1، 2– ثنائي بروموإيثان، كما هو موضح في المعادلة الآتية:



يُستعمل محلول البروم المائي (ماء البروم) ذو اللون البرتقالي المصفرّ في الكشف عن وجود الرابطة الثنائية أو الثلاثية، لذلك؛ يمكن التمييز مخبريًّا بين الهيدروكربون المشبع وغير المشبع، باختفاء لون محلول البروم عند إضافته إلى الهيدروكربون غير المشبع، فمثلًا: عند ضخ فقاعات غاز الإيثين $CH_2=CH_2$ عبر محلول البروم يختفي لون محلول البروم كما هو موضح في الشكل (9). أما عند

إضافة محلول البروم إلى الإيثان CH_3CH_3 فإن لون المحلول لا يتغير، مما يشير إلى عدم حدوث تفاعل.



الشكل (9): اختفاء لون ماء البروم عند تفاعله مع الإيثين $CH_2=CH_2$

أتحقَّق:

1- أكمل المعادلات الآتية:

- $CH_3CH=CHCH_3 + H_2 \xrightarrow{Ni}$
- $CH_2=CH_2 + Cl_2 \longrightarrow$
- $CH_3\,CH_2CH=CH_2 + HCl \longrightarrow$
- $CH_3CH_2CH=CH_2 + H_2O \xrightarrow{H_3PO_4}$

2- أكتب معادلة كيميائية توضح إضافة بروميد الهيدروجين HBr إلى المركب

1− هكسين $CH_3CH_2CH_2CH_2CH=CH_2$

تفاعلات الإضافة في الألكاينات Addition Reactions in Alkynes

تتفاعل الألكاينات بتفاعلات الإضافة كما في الألكينات؛ إذ يمكن إضافة جزيئين من الهيدروجين، أو الهالوجين، أو هاليد الهيدروجين إلى الألكاين؛ فتنكسر رابطتا π، ويتكون بدلًا منهما أربع روابط من النوع σ، والأمثلة الآتية توضّح هذه الإضافة:

إضافة الهيدروجين Addition of Hydrogen

يتفاعل الألكاين مع كمية وافرة من الهيدروجين بوجود عامل مساعد، مثل النيكل Ni أو البلاتين Pt مكوّنًا الألكان، فمثلًا: يتفاعل جزيء الإيثاين $HC\equiv CH$ مع كمّية وافرة من الهيدروجين مكوّنًا جزيء الإيثان CH_3CH_3، ويمكن التعبير عن معادلة التفاعل كما يأتي:

$$H-C\equiv C-H + 2H_2 \xrightarrow{Ni} CH_3CH_3$$

وكذلك يتفاعل الجزيء 1− بيوتاين $CH_3CH_2C\equiv CH$، مع كمية وافرة من الهيدروجين، مكوّنًا جزيء البيوتان $CH_3CH_2CH_2CH_3$، كما يأتي:

$$CH_3CH_2C\equiv CH + 2H_2 \xrightarrow{Ni} CH_3CH_2CH_2CH_3$$

أفكّر: أفسّر تفاعل جزيئين من الهيدروجين مع جزيء واحد من الإيثاين $HC\equiv CH$

إضافة الهالوجين Addition of Halogen

يتفاعل الألكاين مع كمية وافرة من الهالوجين مكوّنًا هاليد الألكيل، فمثلًا: يتفاعل جزيء الإيثاين $CH\equiv CH$ مع جزيئين من البروم $2Br_2$ المذاب في ثنائي كلورو ميثان CH_2Cl_2 مكوّنًا الجزيء 1،1،2،2− رباعي برومو إيثان $CHBr_2CHBr_2$، كما هو موضح في المعادلة الآتية:

$$H-C\equiv C-H + 2Br_2 \xrightarrow{CH_2Cl_2} CHBr_2CHBr_2$$

وكذلك يتفاعل جزيء البروباين $CH_3C{\equiv}CH$ مع جزيئين من الكلور $2Cl_2$ مكوّنًا 1، 1، 2، 2– رباعي كلورو بروبان $CH_3CCl_2CHCl_2$ كما يأتي:

$$CH_3C{\equiv}CH + 2Cl_2 \longrightarrow CH_3CCl_2CHCl_2$$

إضافة هاليد الهيدروجين Addition of Hydrogen Halide

يضاف جزيئان من هاليد الهيدروجين إلى الألكاين وفق قاعدة ماركوفينكوف؛ إذ ترتبط ذرتا هيدروجين من هاليد الهيدروجين مع ذرة كربون الرابطة الثلاثية المرتبطة بالعدد الأكبر من ذرات الهيدروجين في الألكاين، فمثلًا: يتفاعل جزيئان من بروميد الهيدروجين HBr مع جزيء البروباين $CH_3C{\equiv}CH$، فينتج جزيء 2،2– ثنائي بروموبروبان $CH_3CBr_2CH_3$؛ كما يأتي:

$$CH_3C{\equiv}CH + 2HBr \longrightarrow CH_3CBr_2CH_3$$

كما يتفاعل جزيئان من كلوريد الهيدروجين HCl مع جزيء الإيثاين $CH{\equiv}CH$ مكوّنًا الجزيء 1،1– ثنائي كلوروإيثان CH_3CHCl_2؛ كما يأتي:

$$CH{\equiv}CH + 2HCl \longrightarrow CH_3CHCl_2$$

✓ **أتحقَّق:**

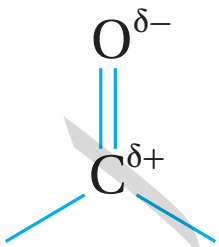
1- أكمل المعادلتين الآتيتين:

- $CH_3CH_2C{\equiv}CH + 2HCl \longrightarrow$
- $CH_3C{\equiv}CH + 2Cl_2 \longrightarrow$

2- أكتب معادلة تفاعل 2– بيوتاين $CH_3C{\equiv}CCH_3$ مع كمية وافرة من الهيدروجين.

تفاعلات الإضافة في الألديهايدات والكيتونات
Addition Reactions in Aldehydes and Ketones

تتشابه الألديهايدات والكيتونات في كثير من تفاعلاتها الكيميائية؛ وذلك لاحتواء كلّ منها على مجموعة الكربونيل القطبية التي تحتوي على رابطة ثنائية بين ذرة الكربون وذرة الأكسجين، أنظر الشكل (10)؛ مما يجعل الألديهايدات والكيتونات تتفاعل بالإضافة. ومن الأمثلة على هذه التفاعلات: تفاعلاتها مع مركبات غرينارد، ومع الهيدروجين كما يأتي:



الشكل (10): مجموعة الكربونيل القطبية.

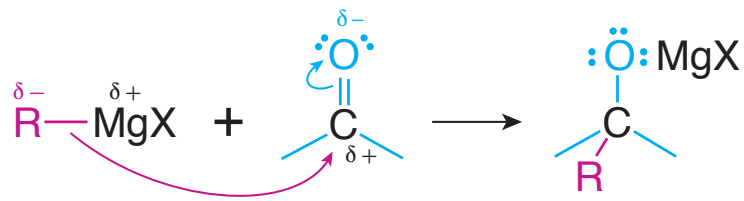
إضافة مركب غرينارد Addition of Grinard's Compound R – MgX

ينتج مركب غرينارد RMgX من تفاعل هاليد الألكيل R–X مع فلزّ المغنيسيوم بوجود الإيثر Et الجاف، كما هو موضّح في المعادلة:

$$R{-}X + Mg \xrightarrow{Et} RMgX$$

فمثلًا: ينتج مركب ميثيل كلوريد المغنيسيوم CH_3MgCl من تفاعل كلوريد الميثيل (كلورو ميثان) CH_3Cl مع فلزّ المغنيسيوم، كما في المعادلة الآتية:

$$CH_3Cl + Mg \xrightarrow{Et} CH_3MgCl$$



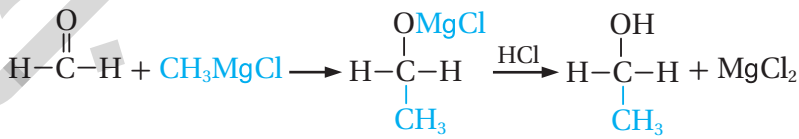
الشكل (11): الإضافة النيوكليوفيلية في الألديهايد والكيتون.

وكذلك ينتج مركب إيثيل بروميد المغنيسيوم CH_3CH_2MgBr من تفاعل بروميد الإيثيل (بروموإيثان) CH_3CH_2Br مع فلزّ المغنيسيوم بوجود الإيثر Et الجاف، كما يأتي:

$$CH_3CH_2Br + Mg \xrightarrow{Et} CH_3CH_2MgBr$$

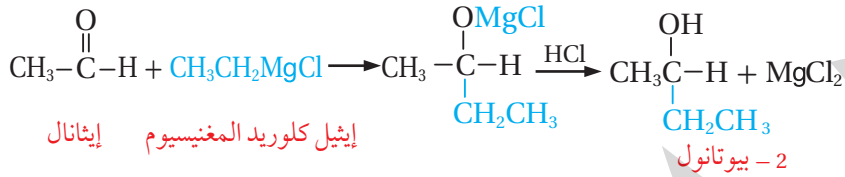
وحيث إن ذرة المغنيسيوم أقل سالبية كهربائية من ذرة كربون مجموعة الألكيل R المرتبطة بها، تظهر على ذرة المغنيسيوم شحنة جزئية موجبة، وتظهر على ذرة الكربون المرتبطة بذرة المغنيسيوم من مجموعة الألكيل R شحنة جزئية سالبة، ($\overset{\delta-}{R}-\overset{\delta+}{MgX}$)، وبهذا فإن مجموعة الألكيل $\overset{\delta-}{R}$ تعدّ نيوكليوفيلًا يبدأ التفاعل مع مجموعة الكربونيل، حيث ينجذب النيوكليوفيل نحو ذرة الكربون الموجبة الشحنة في مجموعة الكربونيل في الألديهايد أو الكيتون، ولذلك يطلق على هذا النوع من الإضافة **الإضافة النيوكليوفيلية Nucleophilic Addition**، كما هو موضح في الشكل (11) الذي يُبيّن هذه الإضافة.

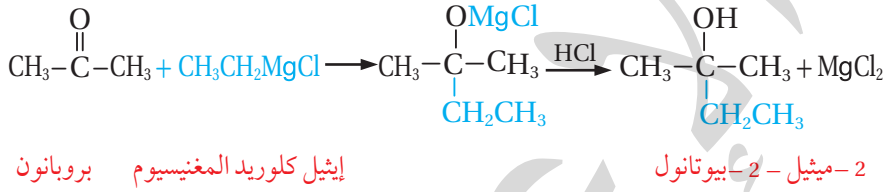
يتضح من الشكل أن النيوكليوفيل $\overset{\delta-}{R}$ يرتبط مع ذرة الكربون ذات الشحنة الجزئية الموجبة في مجموعة الكربونيل، ثم يرتبط الإلكتروفيل $\overset{\delta+}{MgX}$ مع ذرة الأكسجين ذات الشحنة الجزئية السالبة؛ وبذلك يتكون ناتج وسطي يتفاعل مع حمض HCl، أو حمض HBr؛ فتحلّ ذرة هيدروجين من الحمض محل MgX في المركب الوسطي، وينتج الكحول، ويكون عدد ذرات الكربون في الكحول الناتج مساويًا لمجموع عدد ذرات كربون المادتين المتفاعلتين من مركب الكربونيل ومركب غرينارد، فمثلًا: يتفاعل الميثانال HCHO مع ميثيل كلوريد المغنيسيوم CH_3MgCl بوجود حمض HCl، فينتج كحول الإيثانول CH_3CH_2OH ؛ كما هو موضح في المعادلة الآتية:



يتضح من معادلة التفاعل أن عدد ذرات الكربون في الإيثانول CH_3CH_2OH يساوي اثنتين، وهذا يساوي مجموع عدد ذرات الكربون في المادتين المتفاعلتين؛ ميثانال HCHO، وميثيل كلوريد المغنيسيوم CH_3MgCl.

ومن الأمثلة أيضًا: تفاعل إيثيل كلوريد المغنيسيوم CH_3CH_2MgCl مع الإيثانال CH_3CHO، وكذلك تفاعله مع البروبانون CH_3COCH_3؛ كما هو موضّح في المعادلتين الآتيتين:





أفكّر: أكتب الصيغة البنائية المحتملة لمركبي غرينارد والألديهايد اللازمين لتكوين مركب 3– بنتانول.

$CH_3CH_2CHOHCH_2CH_3$

إضافة الهيدروجين Addition of Hydrogen

تتفاعل الألديهايدات والكيتونات مع غاز الهيدروجين بوجود عامل مساعد، مثل النيكل Ni أو البلاتين Pt مكوّنةً الكحولات. فمثلًا: يتفاعل الإيثانال CH_3CHO مع غاز الهيدروجين H_2 مكوّنًا الإيثانول CH_3CH_2OH؛ وفق المعادلة الآتية:

$$CH_3CHO + H_2 \xrightarrow{Ni} CH_3CH_2OH$$

وكذلك يتفاعل البروبانون CH_3COCH_3 مع غاز الهيدروجين H_2 مكوّنًا 2 – بروبانول $CH_3CHOHCH_3$؛ وفق المعادلة الآتية:

$$CH_3COCH_3 + H_2 \xrightarrow{Ni} CH_3CHOHCH_3$$

أصمّم، باستخدام برنامج السكراتش (Scratch)، عرضًا يوضح إضافة CH_3MgCl إلى البيوتانال $CH_3CH_2CH_2CHO$ متبوعًا بإضافة حمض HCl، وكذلك إضافته إلى البيوتانون $CH_3CH_2COCH_3$، ثم أشاركه زملائي/ زميلاتي في الصف.

✓ أتحقّق:

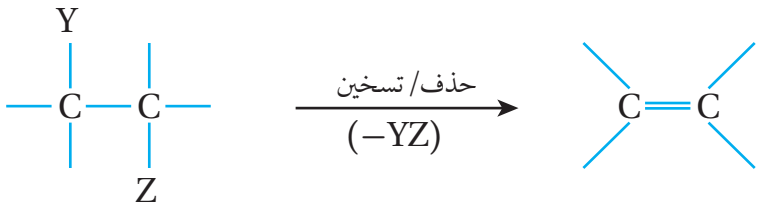
1- أكمل المعادلتين الآتيتين:

- $CH_3COCH_2CH_3 + H_2 \xrightarrow{Ni}$ .....
- $CH_3CH_2CH_2CHO + CH_3CH_2MgBr \longrightarrow$ ..... $\xrightarrow{HBr}$ .....

2- أكتب معادلة تفاعل البيوتانون $CH_3CH_2COCH_3$ مع إيثيل كلوريد المغنيسيوم CH_3CH_2MgCl، متبوعًا بإضافة حمض HCl.

تفاعلات الحذف Elimination Reactions

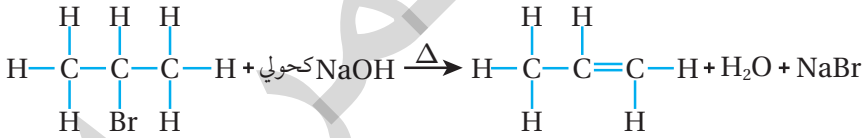
درست سابقًا تفاعـلات الإضافـة في الألكينات، حيث جرى كسر الرابطة π من الرابطة الثنائية في الألكين عند إضافة جزيء هاليد الهيدروجين HX إليه مكوّنًا هاليد الألكيل R–X، وكذلك إضافة جزيء الماء H_2O مكوّنًا الكحول R–OH. أما **تفاعل الحذف Elimination Reaction**؛ فهو تفاعل يحدث فيه نزع جزيء هاليد الهيدروجين HX من هاليد الألكيل من ذرتي كربون متجاورتين، أو نزع جزيء الماء H_2O من الكحول مكوّنًا الألكين. وتوضح المعادلة العامة الآتية تفاعل الحذف:



الحذف من هاليد الألكيل Elimination from Alkyl Halide

تُصنّف هاليدات الألكيل المحتوية على ذرة هالوجين واحدة إلى: أولية 1°، وثانوية 2°، وثالثية 3°، وذلك حسب عدد مجموعات الألكيل المرتبطة بذرة الكربون المتصلة بذرة الهالوجين، كما يوضح الجدول(2).

يُنتزع جزيء HX من هاليد الألكيل الثانوي أو الثالثي بشكل رئيس، وذلك بالتسخين مع محلول مركز من قاعدة قوية، مثل هيدروكسيد البوتاسيوم KOH أو هيدروكسيد الصوديوم NaOH المذاب في الإيثانول، فينتج الألكين. فمثلًا: عند تسخين 2– بروموبروبان $CH_3CHBrCH_3$ مع محلول هيدروكسيد الصوديوم الكحولي، يتكون المركب العضوي بروبين $CH_3CH{=}CH_2$، كما هو موضح في المعادلة الآتية:



الجدول (2): أنواع هاليدات الألكيل والصيغة العامة لكل نوع، وأمثلة عليها.

نوع هاليد الألكيل	هاليد ألكيل أولي 1°	هاليد ألكيل ثانوي 2°	هاليد ألكيل ثالثي 3°
الصيغة العامة	R–CH(H)–X	R′–CH(R)–X	R′–C(R)(R″)–X
مثال	$CH_3CH_2CH_2Br$	$CH_3CHBrCH_3$	$CH_3C(CH_3)_2Br$

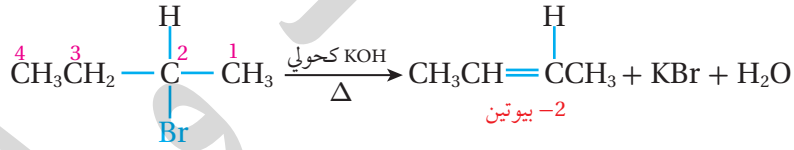
ويمكن كتابة معادلة التفاعل على النحو الآتي:

$$CH_3CHBrCH_3 + NaOH\ \text{كحولي} \xrightarrow{\Delta} CH_3CH{=}CH_2 + NaBr + H_2O$$

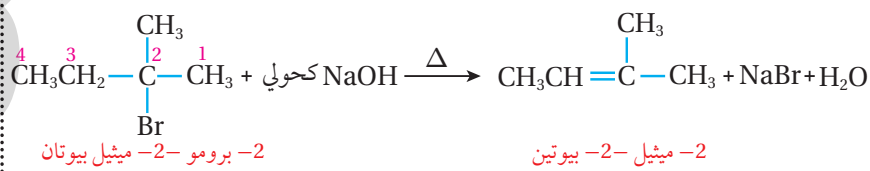
يتضح من المعادلة أن ذرة البروم Br نُزِعت عن ذرة الكربون المرتبطة بها، وأن ذرة هيدروجين H نُزِعت عن ذرة الكربون المجاورة لها؛ فتكونت رابطة ثنائية بين ذرتي الكربون المتجاورتين ونتج البروبين.

وعند زيادة عدد ذرات الكربون في هاليد الألكيل عن 3 ذرات كربون، تُنزَع ذرة الهيدروجين H من ذرة الكربون المجاورة لذرة الكربون المرتبطة بالهالوجين التي ترتبط بعدد أكبر من مجموعات الألكيل وبعدد أقل من ذرات الهيدروجين.

فمثلًا: عند تسخين 2– بروموبيوتان $CH_3CHBrCH_2CH_3$ مع هيدروكسيد البوتاسيوم KOH الكحولي تُنزَع ذرة البروم Br عن ذرة الكربون المرتبطة بها، ويمكن نزع ذرة الهيدروجين عن ذرة الكربون رقم (1) المرتبطة بمجموعة ألكيل واحدة أو نزع ذرة الهيدروجين عن ذرة كربون رقم (3) المرتبطة بمجموعتي ألكيل، وقد وُجِد أن نزع ذرة الهيدروجين عن ذرة الكربون رقم (3) يؤدي إلى تكوين الرابطة الثنائية الأكثر ثباتًا بين ذرتي كربون 2 و 3، ويكون الناتج 2– بيوتين هو الناتج الرئيس.



وكذلك عند تسخين 2– برومو –2– ميثيل بيوتان مع هيدروكسيد الصوديوم NaOH الكحولي؛ فإن ذرة البروم تُنزَع عن ذرة الكربون المرتبطة بها، وتُنزَع ذرة الهيدروجين عن ذرة الكربون رقم (3) المرتبطة بعدد أكبر من مجموعات الألكيل؛ فيكون الناتج الرئيس 2– ميثيل –2– بيوتين، كما توضح المعادلة الآتية:

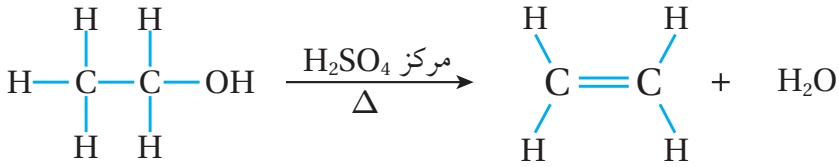


✓ **أتحقَّق:** أكتب معادلة تفاعل تسخين 2– كلوروبنتان $CH_3\overset{\overset{Cl}{|}}{C}HCH_2CH_2CH_3$ مع هيدروكسيد البوتاسيوم KOH الكحولي.

منهاجي
متعة التعليم الهادف

الحذف من الكحول Elimination from Alcohol

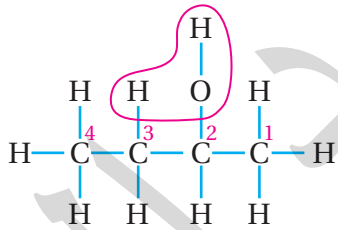
عند تسخين الكحول مع حمض الكبريتيك H_2SO_4 المركز أو حمض الفسفوريك H_3PO_4 المركز؛ يُنزَع جزيء H_2O من ذرتي كربون متجاورتين، حيث تُنزَع مجموعة OH عن ذرة الكربون المرتبطة بها، وتُنزَع ذرة الهيدروجين H عن ذرة الكربون المجاورة، فتتكون رابطة ثنائية بين ذرتي الكربون المتجاورتين وينتج الألكين، ومثال ذلك: نزع جزيء الماء من الإيثانول CH_3CH_2OH؛ فينتج الإيثين $CH_2=CH_2$، كما هو موضح في المعادلة الآتية:



أما عند تسخين 2– بيوتانول $CH_3\underset{\underset{OH}{|}}{C}HCH_2CH_3$ مع حمض الفسفوريك المركز H_3PO_4 ؛ فتُنزَع مجموعة الهيدروكسيل OH عن ذرة الكربون المرتبطة بها، وتُنزَع ذرة الهيدروجين H عن ذرة الكربون رقم (3) التي ترتبط بعدد أكبر من مجموعات الألكيل كما يوضح الشكل (12)، ويتكون 2– بيوتين $CH_3CH=CHCH_2$، كما هو موضح في المعادلة الآتية:

$$CH_3CH_2CHOHCH_3 \xrightarrow[\Delta]{\text{مركز } H_3PO_4} CH_3CH=CHCH_3 + H_2O$$

✓ **أتحقَّق:** أكتب معادلة تفاعل تسخين المركب 2– هكسانول $CH_3CH_2CH_2CH_2\underset{\underset{OH}{|}}{C}HCH_3$ مع حمض H_2SO_4 المركّز.



الشكل (12): نزع الماء من المركب 2– بيوتانول.

مراجعة الدرس

1. **الفكرة الرئيسة:** أقارن بين تفاعلي الإضافة والحذف.
2. أكمل المعادلات الآتية:

- $CH_3COCH_3 + C_2H_5MgBr \longrightarrow \ldots\ldots \xrightarrow{HBr}$
- $CH_3CH_2CHO + H_2 \xrightarrow{Ni}$
- $CH_3CH_2CH_2C\equiv CH + 2HCl \longrightarrow$
- $CH_3CH_2CHOHCH_2CH_3 \xrightarrow[\text{مركز } H_2SO_4]{\Delta}$

3. أكتب معادلة كيميائية تبين كُلًا مما يأتي:

- إضافة الماء بوسط حمضي إلى المركب 1– بنتين $CH_2=CHCH_2CH_2CH_3$
- إضافة 2 مول من غاز الهيدروجين إلى المركب 2– هكساين $CH_3C\equiv CCH_2CH_2CH_3$ بوجود عامل مساعد Ni.
- إضافة بروبيل كلوريد المغنيسيوم $CH_3CH_2CH_2MgCl$ إلى بروبانون CH_3COCH_3، متبوعًا بإضافة حمض الهيدروكلوريك HCl.
- تسخين 1– بيوتانول $CH_3CH_2CH_2CH_2OH$، مع حمض الكبريتيك H_2SO_4 المركّز.
- تسخين 2– كلورو –2– ميثيل بنتان $CH_3\overset{\overset{Cl}{|}}{\underset{\underset{CH_3}{|}}{C}}CH_2CH_2CH_3$، مع محلول هيدروكسيد البوتاسيوم KOH المركّز الكحولي.

4. **أطبّق**: مركب عضوي X صيغته C_2H_6O، عند تسخينه مع محلول مركز من حمض الكبريتيك H_2SO_4 نتج المركب العضوي Y الذي يزيل لون ماء البروم، وعند تفاعل Y مع كلوريد الهيدروجين HCl نتج المركب العضوي Z. **أستنتج** صيغة المركبات العضوي المحتملة X,Y,Z.

5. **أستنتج** الصيغة البنائية للمركب G المستخدم في التفاعل الآتي:

$$\boxed{G} + H_2 \xrightarrow{Ni} CH_3CH_2CHOHCH_3$$

6. أدرس الجدول الآتي الذي يضمّ مركبات عضوية، ثم أختار منه صيغة المركب الصحيحة لكل مما يأتي:

CH_3CH_2Br	$CH_2=CH_2$	CH_3CH_3
$CH\equiv CH$	CH_3CHO	CH_3CH_2OH

أ . صيغة المركب الناتج من تفاعل الإيثين $CH_2=CH_2$ مع بروميد الهيدروجين HBr.

ب. صيغة المركب الناتج من تسخين الإيثانول CH_3CH_2OH مع حمض الفسفوريك H_3PO_4 المركّز.

جـ. ناتج تفاعل الإيثاين $CH\equiv CH$، مع 2 مول من الهيدروجين بوجود النيكل Ni.

د . صيغة المركب الناتج من تفاعل الإيثانال CH_3CHO مع الهيدروجين بوجود النيكل Ni.

هـ. صيغة المركب الناتج من تفاعل الميثانال HCHO مع ميثيل كلوريد المغنيسيوم CH_3MgCl، متبوعًا بإضافة حمض الهيدروكلوريك HCl.

7. **أختار الإجابة الصحيحة لكل فقرة من الفقرات الآتية:**

1. يتكوّن أيون كربوني ثانوي موجب خلال تفاعل بروميد الهيدروجين HBr مع أحد المركبات الآتية:

أ . $CH_3CH=\underset{\displaystyle CH_3}{\overset{|}{C}}-CH_3$ ب. $CH_2=CH_2$

جـ. $CH_2=\underset{\displaystyle CH_3}{\overset{|}{C}}-CH_2CH_3$ د . $CH_2=CHCH_3$

2. ينتج المركب 3– ميثيل –2– بيوتانول $CH_3\underset{\displaystyle CH_3}{\overset{|}{C}}HCHOHCH_3$ عند إضافة الماء بوجود حمض الفسفوريك H_3PO_4 إلى أحد المركبات الآتية:

أ . $CH_3CH=\underset{\displaystyle CH_3}{\overset{|}{C}}-CH_3$ ب. $CH_2=CH\underset{\displaystyle CH_3}{\overset{|}{C}}HCH_3$

جـ. $CH_2=\underset{\displaystyle CH_3}{\overset{|}{C}}-CH_2CH_3$ د . $CH_3CH=CHCH_3$

3. الناتج العضوي الرئيس عند تسخين 2– بروموبنتان $CH_3CHBrCH_2CH_2CH_3$ مع هيدروكسيد البوتاسيوم KOH الكحولي، هو:

أ . $CH_3CH_2CH_2CHOHCH_3$ ب. $CH_2=CHCH_2CH_2CH_3$

جـ. $CH_3CH=CHCH_2CH_3$ د . $CH_3CH_2CH_2CH_2CH_2OH$

4. صيغة المركب X في التفاعل: $X + CH_3CH_2MgCl \xrightarrow{HCl} CH_3CH_2CHOHCH_2CH_3$ هي:

أ . CH_3COCH_3 ب. CH_3CHO

جـ. CH_3CH_2CHO د . $CH_3CHOHCH_3$

5. صيغة المركب Z في التفاعل: $CH_3CCl_2CH_3 \longrightarrow Z + 2HCl$؛ هي:

أ . $CH_3C\equiv CH$ ب. $CH_3CH=CH_2$

جـ. $CH_3CHOHCH_3$ د . $CH_3CH_2CH_3$

6. في تفاعل الميثانال $H-\overset{\displaystyle O}{\overset{\|}{C}}-H$ مع ميثيل هاليد المغنيسيوم CH_3MgX، الجزء الذي يضاف إلى ذرة الأكسجين في مجموعة الكربونيل، هو:

أ . $CH_3^{\delta-}$ ب. $Mg^{\delta+}X$

جـ. Mg^{2+} د . CH_3MgX

الدرس 2

تفاعلات الاستبدال والتأكسد والاختزال
Substitution and Oxidation Reduction Reactions

الفكرة الرئيسة:

تتفاعل بعض المركبات العضوية بطريقة الاستبدال، حيث يجري خلالها استبدال ذرة أو مجموعة ذرات بذرة أو مجموعة ذرات أخرى، كما تتأكسد بعض المركبات العضوية أو تختزل، وينتج عن ذلك مركبات جديدة مختلفة في خصائصها.

نتاجات التعلُّم:

- أميّز بين تفاعلات المركبات العضوية الآتية: الاستبدال، والتأكسد والاختزال.
- أكتب معادلات كيميائية تعبر عن تفاعلات الاستبدال، والتأكسد والاختزال؛ لبعض المركبات العضوية.
- أجري تجارب بسيطة للتمييز بين بعض المجموعات الوظيفية المختلفة، مثل: الألديهايدات، والكيتونات، والكحولات، والحموض الكربوكسيلية.

المفاهيم والمصطلحات:

تفاعل الاستبدال
Substitution Reaction

جذر حرّ Free Radical

الاستبدال النيوكليوفيلي
Nucleophilic Substitution

الأسترة Esterification

التصبّن Saponification

تفاعلات الاستبدال Substitution Reactions

يعدّ تفاعل الاستبدال أحد تفاعلات المركبات العضوية المهمة التي تستخدم في تحضير كثير منها، ويعرّف **تفاعل الاستبدال Substitution Reaction** بأنه تفاعل تحلّ فيه ذرة أو مجموعة ذرات محل ذرة أو مجموعة ذرات أخرى في المركّب العضوي. ومن المركبات العضوية التي تتفاعل بالاستبدال: الألكانات، وهاليدات الألكيل، والكحولات، والحموض الكربوكسيلية. أنظر الشكل (13) الذي يُمثّل نماذج لأمثلة من المركبات العضوية التي تتفاعل بالاستبدال.

تفاعلات الاستبدال في الألكانات (هلجنة الألكانات)
Substitution Reactions of the Alkanes

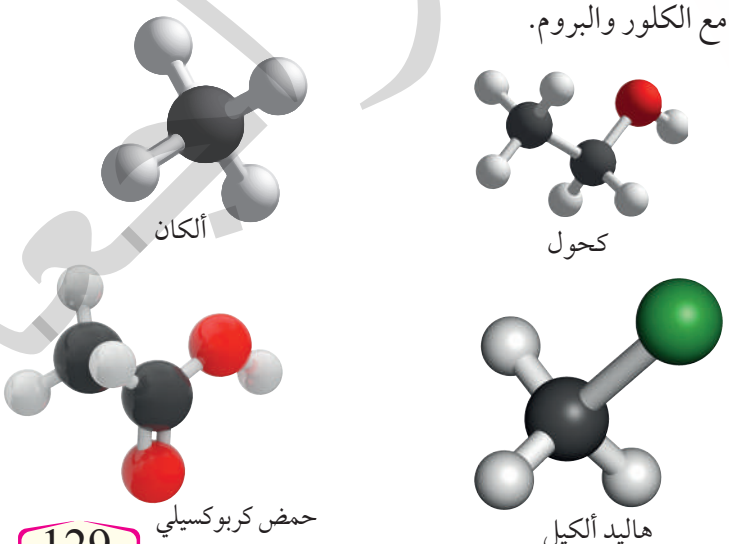
يُعرَّف تفاعل هلجنة الألكانات بأنه تفاعل استبدال تحلّ فيه ذرة هالوجين أو أكثر محل ذرة هيدروجين أو أكثر في الألكان مكوّنًا هاليد الألكيل، ويحدث التفاعل بوجود الضوء، أو بالتسخين الذي يعمل على كسر الرابطة بين ذرتي الهالوجين مكوّنًا ما يسمى **الجذر الحرّ Free Radical** كما في المعادلة الآتية:

$$X \cdot\cdot X \xrightarrow{\text{ضوء أو تسخين}} \underset{\text{جذر حر}}{2X\cdot}$$

ويُعَرَّف بأنه ذرة أو مجموعة ذرات تمتلك إلكترونًا منفردًا مثل $Cl\cdot$؛ مما يجعله شديد النشاط؛ فيتفاعل مع الألكان لتكوين هاليد الألكيل حسب المعادلة الآتية:

$$R{-}H + X_2 \xrightarrow{\text{ضوء أو تسخين}} R{-}X + H{-}X$$

وتترتب الهالوجينات حسب شدة تفاعلها مع الألكان كما يأتي: $F_2 > Cl_2 > Br_2 > I_2$ ، ويكون تفاعل الفلور نشطًا جدًّا، ويحتاج إلى ظروف خاصة لضبطه، أمّا اليود فلا يتفاعل في نفس الظروف؛ لذلك سيُكتفى بدراسة التفاعل مع الكلور والبروم.



الشكل (13): أمثلة لمركبات عضوية تتفاعل بالاستبدال.

فمثلًا: يتفاعل الميثان CH_4 مع الكلور Cl_2؛ بوجود الضوء منتجًا كلورو ميثان CH_3Cl حسب المعادلة:

$$CH_4 + Cl_2 \xrightarrow{\text{ضوء}} CH_3Cl + HCl$$

ألاحظ أن ذرة كلور واحدة حلت محل ذرة هيدروجين في استبدال أحادي؛ ويمكن للتفاعل أن يستمر، بحيث تحلّ أكثر من ذرة كلور محل ذرات الهيدروجين، وسيُكتفى فقط بدراسة الاستبدال الأحادي في الميثان والإيثان CH_3CH_3.

✓ **أتحقَّق:** أكمل المعادلة الآتية: $CH_3CH_3 + Br_2 \xrightarrow{\text{ضوء}}$

تفاعلات الاستبدال في هاليدات الألكيل
Substitution Reactions of Alkyl Halides

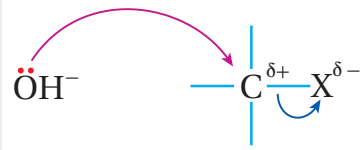
يحدث تفاعل الاستبدال في هاليدات الألكيل عندما تحلّ ذرة أو مجموعة ذرات محل ذرة الهالوجين فيها.

تتفاعل هاليدات الألكيل الأولية بشكل رئيس بالاستبدال؛ وذلك عند تفاعلها مع قاعدة قوية، مثل هيدروكسيد الصوديوم NaOH، أو هيدروكسيد البوتاسيوم KOH المذابة في مزيج من الماء والإيثانول مكوّنةً كحول ROH، كما تتفاعل مع أيون ألكوكسيد RO^- وتنتج الإيثر ROR′، والمعادلة الآتية تمثل المعادلة العامة للتفاعل:

$$R{-}X + Nu:^- \longrightarrow R{-}Nu + X^-$$

حيث تشير Nu إلى نيوكليوفيل يمتلك زوجًا من الإلكترونات غير الرابطة، ويمكن أن يكوّن أيونًا سالبًا، مثل OH^-، RO^-.

يحدث تفاعل الاستبدال في هاليدات الألكيل الأولية عند تفاعل نيوكليوفيل، مثل أيون الهيدروكسيد (OH^-)، مع ذرة الكربون التي تحمل شحنة جزئية موجبة والمرتبطة بذرة الهالوجين، حيث يرتبط الأيون السالب OH^- مع ذرة الكربون باستخدام زوج الإلكترونات غير الرابط الذي يمتلكه، ويخرج الهالوجين مع زوج إلكترونات الرابطة C–X على شكل X^-، ويسمى هذا التفاعل **الاستبدال النيوكليوفيلي Nucleophilic Substitution**، أنظر الشكل (14).



الشكل (14): استبدال OH^- محل X^-.

توضح المعادلة الآتية تفاعل بروميد إيثان مع محلول NaOH، كما في المعادلة الآتية:

$$CH_3CH_2Br + NaOH \longrightarrow CH_3CH_2OH + NaBr$$

يمكن التعبير عن المحلول NaOH بأيون OH^- كما في المعادلة الآتية:

$$CH_3CH_2Br + OH^- \longrightarrow CH_3CH_2OH + Br^-$$

ويتفاعل 1– كلوروبيوتان $CH_3CH_2CH_2CH_2Cl$ مع محلول KOH، كما في

المعادلـة الآتية:

$$CH_3CH_2CH_2CH_2Cl + OH^- \longrightarrow CH_3CH_2CH_2CH_2OH + Cl^-$$

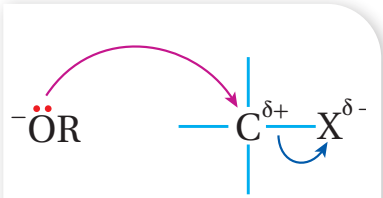
كما يتفاعل هاليد الألكيل الأولي مع أيون ألكوكسيد RO^- حسب المعادلة العامة الآتية:

$$\acute{R}X + RO^- \longrightarrow ROR\grave{} + X^-$$

حيث يحـل الأيون RO^- محل X^-؛ كما يوضـح الشكل (15). والمعادلـة الآتيـة توضح تفاعل أيون الميثوكسيد CH_3O^- مع كلوروإيثان CH_3CH_2Cl؛ لتكوين إيثيل ميثيل إيثر حسب المعادلة:

$$CH_3CH_2Cl + CH_3O^- \longrightarrow CH_3CH_2OCH_3 + Cl^-$$

يجـري الحصول على أيـون CH_3O^- من تفاعـل كحـول الميثانول CH_3OH مع فلزّ نشط، مثـل الصوديـوم؛ إذ ينتج المركب الأيوني ميثوكسيد الصوديوم $CH_3O^-Na^+$ الذي يتفكك في الماء منتجًا أيون CH_3O^- اللازم للتفاعل، وسنتطرق إلى دراسة تفاعل الكحولات مع الفلزات النشطة لاحقًا.



الشكل (15): استبدال الأيون RO^- محل X^-.

✓ **أتحقَّق:** أكمل المعادلات الآتية:

- $CH_3CH_2CH_2Cl + OH^- \longrightarrow$
- $CH_3CH_2CH_2Br + CH_3CH_2O^- \longrightarrow$

تفاعلات الاستبدال في الكحولات Substitution Reactions of Alcohols

تعدّ الكحولات من المركبات المهمة التي تُستخدَم لتحضير العديد من المركبات العضوية، وتتفاعل بطرائق مختلفة، منها: الاستبدال.

يحـدث تفاعـل الاستبدال في الكحـولات R–OH عنـدما تحـل ذرة أو مجموعة ذرات محل مجموعة الهيدروكسيل OH فيـها. وتُصنّف الكحـولات المحتويـة على مجموعـة هيدروكسيل واحدة إلى: أولية 1°، وثانوية 2°، وثالِثيّة 3°، وذلك حسب عدد مجموعـات الألكيل المرتبطـة بذرة الكربون المتصلة بمجموعـة الهيدروكسيل، كما يوضح الجدول (3)، ولهذا التصنيف أهميـة عند دراسة تفاعلات الكحولات.

الجدول (3): أنواع الكحولات والصيغة العامة لكل نوع منها، وأمثلة عليها.

نوع الكحول	كحول أولي 1°	كحول ثانوي 2°	كحول ثالثي 3°
الصيغة العامة	$R-\underset{H}{\overset{H}{C}}-OH$	$R'-\underset{H}{\overset{R}{C}}-OH$	$R'-\underset{R''}{\overset{R}{C}}-OH$
مثال	CH_3CH_2OH	$CH_3-\underset{OH}{CH}-CH_3$	$CH_3-\underset{OH}{\overset{CH_3}{C}}-CH_3$

يتفاعل الكحول سواء أكان أوليًّا، أم ثانويًّا، أم ثالثيًّا، مع حمض HX المُركّز وعند درجة حرارة الغرفة بالاستبدال، حيث تحل ذرة الهالوجين X من الحمض محل مجموعة الهيدروكسيل OH في الكحول حسب المعادلة العامة الآتية:

$$R{-}OH + HX\,(\text{مركز}) \longrightarrow R{-}X + HOH$$

حيث HX هي: HI، HBr، HCl.

ويعدّ التفاعل من الطرائق الشائعة لتحضير هاليدات الألكيل، كما توضح المعادلات الآتية:

1- $CH_3CH_2OH + HCl\,(\text{مركز}) \longrightarrow CH_3CH_2Cl + H_2O$

2- $CH_3\underset{\underset{OH}{|}}{C}HCH_3 + HBr\,(\text{مركز}) \longrightarrow CH_3\underset{\underset{Br}{|}}{C}HCH_3 + H_2O$

3- $CH_3{-}\overset{\overset{CH_3}{|}}{\underset{\underset{CH_3}{|}}{C}}{-}OH + HI\,(\text{مركز}) \longrightarrow CH_3{-}\overset{\overset{CH_3}{|}}{\underset{\underset{CH_3}{|}}{C}}{-}I + H_2O$

تفاعل الكحولات مع الفلزّات النشطة

Reaction of Alcohol with active Metals

تتفاعل الكحولات ROH مع الفلزّات النشطة، مثل الصوديوم؛ إذ يحل الصوديوم محل ذرة الهيدروجين في مجموعة الهيدروكسيل OH، مكوّنًا ألكوكسيد الصوديوم RO^-Na^+، ويتصاعد غاز الهيدروجين حسب المعادلة:

$$R{-}OH + Na \longrightarrow R{-}O^-Na^+ + \tfrac{1}{2}H_2$$

فمثلًا: يتفاعل الإيثانول مع الصوديوم مكونًا إيثوكسيد الصوديوم حسب المعادلة:

$$CH_3CH_2OH + Na \longrightarrow CH_3CH_2O^-Na^+ + \tfrac{1}{2}H_2$$

تكمن أهمية هذا التفاعل في أنه يُستخدَم لتحضير أيون ألكوكسيد RO^- الذي يتفاعل مع هاليد الألكيل الأولي لتكوين الإيثر كما ورد سابقًا، وكذلك يُستخدَم للكشف عن الكحولات مخبريًّا، إذ يُمَيَّز الكحول عن غالبية المركبات العضوية الأخرى بمفاعلتها جميعًا مع فلزّ الصوديوم، وسيلاحظ تصاعد غاز الهيدروجين في أثناء التفاعل مع الكحولات فقط، ويتكون ألكوكسيد الصوديوم $R{-}O^-Na^+$، وتشترك الحموض الكربوكسيلية مع الكحولات في هذا التفاعل.

أُفكّر: أكتب الصيغة البنائية للمركب A

$$A + HI\,(\text{مركز}) \longrightarrow CH_3\underset{\underset{I}{|}}{C}HCH_2CH_3 + H_2O$$

✓ **أتحقّق:** أكمل المعادلات الآتية:

- $CH_3CH_2CH_2CH_2OH + HBr\,(\text{مركّز}) \longrightarrow$
- $CH_3CH_2{-}\overset{\overset{OH}{|}}{\underset{\underset{CH_3}{|}}{C}}{-}CH_2CH_3 + HCl\,(\text{مركّز}) \longrightarrow$
- $CH_3CH_2\underset{\underset{OH}{|}}{C}HCH_3 + Na \longrightarrow$

تفاعل الاستبدال في الحموض الكربوكسيلية

Substitution Reaction of Carboxylic Acid

تتفاعل الحموض الكربوكسيلية مع الكحولات بوجود عامل مساعد، مثل حمض الكبريتيك المركّز H_2SO_4؛ لتكوين الإسترات، ويمكن زيادة سرعة التفاعل بالتسخين، ويسمى هذا التفاعل **الأسترة Esterification.**

تمثّل المعادلة العامة الآتية تفاعل تكوين الإستر:

$$RC(=O)-OH + HO-R` \underset{}{\overset{H^+}{\rightleftharpoons}} RC(=O)-O-R` + HOH$$

ألاحظ من المعادلة أن OR` من الكحول حلت محل OH من مجموعة الكربوكسيل في الحمض الكربوكسيلي لتكوين الإستر RCOOR`، لذلك؛ يعدّ تفاعل الأسترة من تفاعلات الاستبدال في الحموض الكربوكسيلية.

فمثلًا: يتفاعل حمض الميثانويك مع 1– بروبانول لتكوين الماء وميثانوات البروبيل حسب المعادلة:

$$HC(=O)-OH + CH_3CH_2CH_2OH \underset{}{\overset{H^+}{\rightleftharpoons}} HC(=O)-OCH_2CH_2CH_3 + H_2O$$

ويتفكك الإستر بالماء في وسط حمضي مكونًا الحمض الكربوكسيلي والكحول من جديد، فمثلًا: يتفكّك إستر بروبانوات الميثيل $CH_3CH_2COOCH_3$، عند إضافة الماء بوجود حمض HCl المخفّف؛ لإنتاج حمض البروبانويك والميثانول حسب المعادلة:

$$CH_3CH_2C(=O)-OCH_3 + H_2O \xrightarrow{\text{HCl مخفف}} CH_3CH_2COOH + CH_3OH$$

ويتفكك الإستر عند تسخينه مع محلول قاعدة قوية أيضًا، مثل هيدروكسيد الصوديوم NaOH؛ وينتج الكحول وملح الحمض الكربوكسيلي في تفاعل يسمّى **التصبّن Saponification**، حيث يشبه التفاعل المستخدم في صناعة الصابون.

وتُمثّل المعادلة الآتية تفكك إستر إيثانوات البروبيل عند تسخينه في الوسط القاعدي مكوّنًا إيثانوات الصوديوم و 1– بروبانول:

$$CH_3C(=O)-OCH_2CH_2CH_3 + NaOH \xrightarrow{\text{تسخين}} CH_3C(=O)-ONa + CH_3CH_2CH_2OH$$

ويمكن الحصول على الحمض الكربوكسيلي بتفاعل الملح الناتج مع حمض قوي مثل HCl كما في المعادلة:

$$CH_3COO^-Na^+ + HCl \longrightarrow CH_3COOH + NaCl$$

الربط بالصناعة

استخلص الإنسان منذ القدم مسكّنًا للألم من لُحاء شجر الصفصاف، إلى أن صُنع الأسبرين فأصبح يُستخدَم في أنحاء العالم كافة بوصفه مسكّنًا للألم بوجه عام، حيث يحضر من خلال تفاعل الأسترة.



وللحموض الكربوكسيلية تفاعلات استبدال أخرى، منها:

تفاعل الحموض الكربوكسيلية مع الفلزّات النشطة، مثل فلزّ الصوديوم؛ إذ ينتج عن التفاعل ملح الحمض الكربوكسيلي، ويتصاعد غاز الهيدروجين؛ كما توضّح المعادلة الآتية:

$$CH_3COOH + Na \longrightarrow CH_3COO^-Na^+ + \tfrac{1}{2}H_2$$

تفاعل الحموض الكربوكسيلية مع بعض الأملاح القاعدية، مثل كربونات الصوديوم Na_2CO_3 أو كربونات الصوديوم الهيدروجينية $NaHCO_3$، ويتصاعد غاز CO_2، ويُستخدَم هذا التفاعل للكشف عن الحموض الكربوكسيلية؛ إذ يميّزها عن غيرها من المركبات العضوية، كما في المعادلتين الآتيتين:

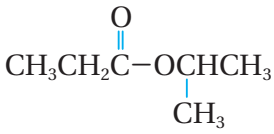
$$2CH_3CH_2COOH + Na_2CO_3 \longrightarrow 2CH_3CH_2COO^-Na^+ + CO_2 + H_2O$$

$$CH_3CH_2COOH + NaHCO_3 \longrightarrow CH_3CH_2COO^-Na^+ + CO_2 + H_2O$$

أُفكِّر: أصف كيف أميّز مخبريًّا بين كحول الإيثانول CH_3CH_2OH، وحمض الإيثانويك CH_3COOH، وأكتب معادلة كيميائية للتفاعل الحاصل.

✓ أتحقَّق:

1. أحدّد الكحول والحمض الكربوكسيلي اللّذين تكوّن منهما الإستر الآتي:



2. أكمل المعادلات الآتية:

- $CH_3CH_2CH_2COOH + CH_3OH \overset{H^+}{\rightleftharpoons}$
- $CH_3COOCH_2CH_2CH_2CH_3 + NaOH \xrightarrow{\Delta}$
- $HCOOH + NaHCO_3 \longrightarrow$

منهاجي
متعة التعليم الهادف

التجربة 1

تفاعل الأسترة

الهدف: إجراء تفاعل الأسترة في المختبر.

الموادّ والأدوات:

أنبوب اختبار، كأس زجاجية 250 mL، كأس زجاجية 50 mL، سخان كهربائي، مخبار مدرج، حامل أنابيب، قطارة، ماسك أنابيب، محلول حمض الكبريتيك المركز H_2SO_4، حمض الإيثانويك المركّز CH_3COOH، الإيثانول CH_3CH_2OH.

إرشادات السلامة:

- اتباع إرشادات السلامة العامة في المختبر.
- ارتداء معطف المختبر والنظارات الواقية والقفازات.
- الحذر من استنشاق الحموض أو لمسها باليد؛ فهي مواد كاوية.

خطوات العمل:

1. أضع 200 mL من الماء في الكأس الزجاجية ذات السعة 250 mL، وأضعها على السخان الكهربائي، وأبدأ عملية التسخين.
2. **أقيس:** أستخدم المخبار المدرج في قياس 5 mL من محلول حمض الإيثانويك، ثم أضعها في أنبوب الاختبار.
3. **أقيس:** أستخدم المخبار المدرّج في قياس 5 mL من الإيثانول، ثم أضيفها إلى حمض الإيثانويك في أُنبوب الاختبار.
4. أضيف -باستخدام القطارة- ثلاث قطرات من حمض الكبريتيك إلى الخليط في أنبوب الاختبار.
5. **ألاحظ:** أمسك أنبوب الاختبار بالماسك، وأغمسه داخل الكأس الزجاجية الموجودة على السخان الكهربائي، وأنتظر حتى غليان الخليط. ما الرائحة الناتجة؟
6. أرفع أنبوب الاختبار من الكاس الزجاجية عندما يبدأ الماء بالغليان، وأضعه على حامل الأنابيب.

التحليل والاستنتاج:

1. أكتب معادلة التفاعل التي تحدث بين حمض الإيثانويك والإيثانول.

تفاعلات التأكسد والاختزال في المركبات العضوية

Oxidation Reduction Reactions for Organic Compounds

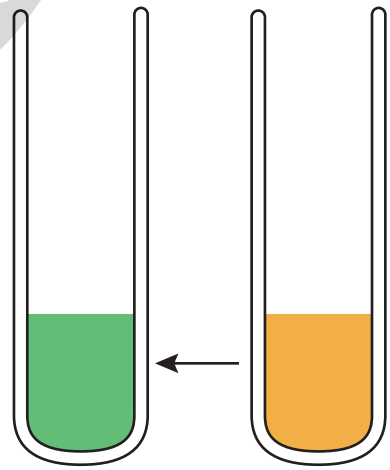
يصاحب تفاعل تأكسد المركبات العضوية زيادة في عدد ذرات الأكسجين، أو نقص في عدد ذرات الهيدروجين، أما تفاعل الاختزال؛ فيصاحبه نقص في عدد ذرات الأكسجين أو زيادة في عدد ذرات الهيدروجين. وستُدرَس تفاعلات التأكسد أو الاختزال لكل من المركبات العضوية الآتية: الكحولات، والألديهايدات، والكيتونات، والحموض الكربوكسيلية.

تأكسد الكحولات Oxidation of Alkohols

تعتمد نواتج تأكسد الكحولات على نوع الكحول الذي يتأكسد، حيث يتأكسد الكحول الأوليّ بوجود عامل مؤكسد مكوّنًا ألديهايدًا، وقد يستمر تأكسده إلى حمض كربوكسيلي، ويعتمد ذلك على العامل المؤكسد المستخدم وظروف التفاعل، فمثلًا: يتأكسد 1– بروبانول $CH_3CH_2CH_2OH$، باستخدام دايكرومات البوتاسيوم $K_2Cr_2O_7$ عاملًا مؤكسدًا قويًّا في وسط حمضي إلى البروبانال CH_3CH_2CHO الذي يتأكسد مباشرة إلى حمض البروبانويك CH_3CH_2COOH؛ وفق المعادلة الآتية التي تبين الناتج النهائي لتأكسد 1– بروبانول:

$$CH_3CH_2CH_2OH \xrightarrow{K_2Cr_2O_7/H^+} CH_3CH_2\overset{\overset{O}{\|}}{C}-OH$$

ألاحظ أن تأكسد الكحول الأولي 1– بروبانول وتحوله إلى حمض البروبانويك؛ يصاحبه نقص في عدد ذرات الهيدروجين وزيادة في عدد ذرات الأكسجين O، ويرافق التفاعل تغير لون محلول دايكرومات البوتاسيوم البرتقالي إلى أخضر، وهو لون أيونات Cr^{3+}، أنظر الشكل (16).



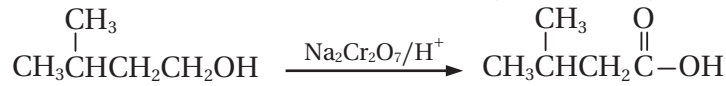
الشكل (16): يرافق تفاعل تأكسد الكحولات الأولية والثانوية تغير لون محلول $K_2Cr_2O_7$ البرتقالي إلى الأخضر.

ويُستخدَم العامل المؤكسد كلورو كرومات البيريدينيوم المذاب في ثنائي كلوروميثان PCC/CH_2Cl_2، وهو عامل مؤكسد متوسط القوّة يؤكسد الكحول ولا يؤكسد الألديهايد، وبذلك يتم الحصول على الألديهايد، فمثلًا: يتأكسد 1– بروبانول إلى البروبانال حسب المعادلة الآتية:

$$CH_3CH_2CH_2OH \xrightarrow{PCC/CH_2Cl_2} CH_3CH_2\overset{\overset{O}{\|}}{C}-H$$

ألاحظ أن تأكسد 1– بروبانول وتحوله إلى البروبانال صاحبه نقص في عدد ذرات الهيدروجين H؛ إذ حُذفت ذرة هيدروجين من مجموعة الهيدروكسيل OH وذرة هيدروجين من ذرة الكربون المرتبطة بها، وتكونت رابطة ثنائية بين ذرتي الأكسجين والكربون.

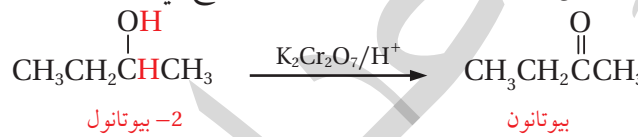
ويتفاعل 3– ميثيل –1– بيوتانول مع العامل المؤكسد دايكرومات الصوديوم $Na_2Cr_2O_7$ في وسط حمضي مكوّنًا حمض 3– ميثيل بيوتانويك حسب المعادلة:

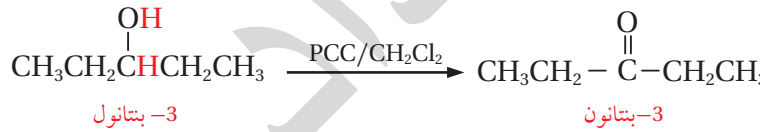


ولكن عند استخدام العامل المؤكسد PCC/CH_2Cl_2؛ فإن 3– ميثيل –1– بيوتانول يتأكسد مكوّنًا 3– ميثيل بيوتانال حسب المعادلة:

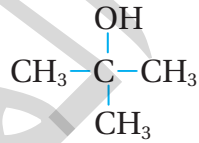


ويتأكسد الكحول الثانوي سواء باستخدام العامل المؤكسد دايكرومات البوتاسيوم $K_2Cr_2O_7/H^+$، أو كلوروكرومات البيريدينيوم PCC/CH_2Cl_2، وينتج عن أكسدته الكيتون، حيث تُنزَع ذرة هيدروجين من مجموعة الهيدروكسيل OH، وذرة هيدروجين من ذرة الكربون المرتبطة بها، وترتبط ذرتا الكربون والأكسجين برابطة ثنائية مكوّنةً مجموعة الكربونيل المميّزة للكيتونات؛ كما هو موضح في الأمثلة الآتية:



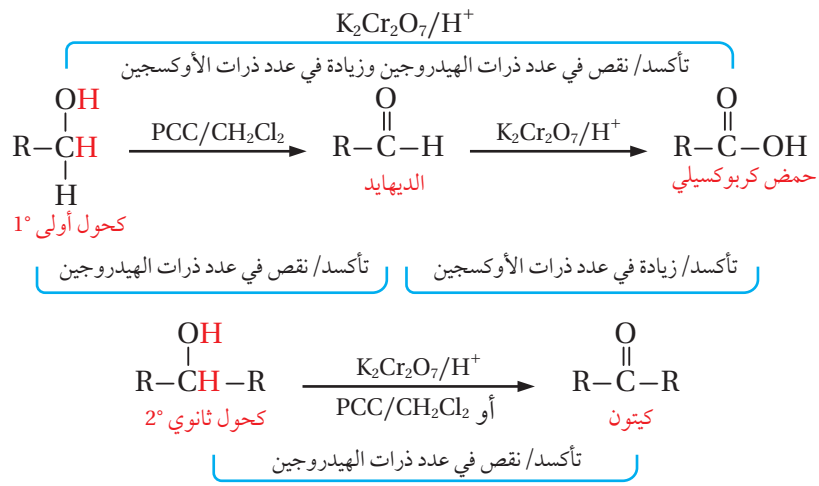


أما في الكحولات الثالثية؛ فإن ذرة الكربون المرتبطة بمجموعة الهيدروكسيل OH لا ترتبط بأي ذرة هيدروجين H، فلا يمكن نزع ذرّتي H من المركب، لذلك؛ فإن الكحولات الثالثية لا تتأكسد عند الظروف نفسها.



فمثلًا: في الكحول الثالثي 2– ميثيل –2– بروبانول؛ ألاحظ أن ذرة الكربون المرتبطة بمجموعة الهيدروكسيل لا ترتبط بأي ذرة هيدروجين، وبذلك لا يتأكسد.

ويمكن تلخيص أكسدة الكحولات بالمخطط الآتي:



أصـــمّم باستخـــدام برنامـــج سكراتش Scratch عرضًا أقارن فيه بين تأكسد الكحولات الأوليـة والثانويـة والثالثية، مـع توظيف أمثلة مناسبة، ثم أشاركه زملائي/ زميلاتي.

أُفكِّر: مركب عضوي A صيغته الجزيئية $C_4H_{10}O$ على شكل سلسلة مستمرة، عند أكسدته باستخدام $K_2Cr_2O_7/H^+$ نتج المركب B الذي صيغته الجزيئية $C_4H_8O_2$، وحين يتفاعل مع كربونات الصوديوم Na_2CO_3 ينتج غاز CO_2. أكتب الصيغتين البنائيتين للمركبين A وB.

✓ أتحقَّق:

أ. أكمل المعادلات الكيميائية الآتية:

1– $CH_3CH_2CH_2CH_2OH \xrightarrow{PCC/CH_2Cl_2}$

2– $CH_3\overset{\overset{OH}{|}}{C}HCH_3 \xrightarrow{K_2Cr_2O_7/H^+}$

3– $CH_3(CH_2)_4CH_2OH \xrightarrow{K_2Cr_2O_7/H^+}$

ب. أفسّر: لا تتأكسد الكحولات الثالثية باستخدام محلول دايكرومات البوتاسيوم $K_2Cr_2O_7$ في وسط حمضي.

تأكسد الألديهايدات Oxidation of Aldehydes

تتأكسد الألديهايدات باستخدام عامل مؤكسد مناسب مكوّنةً حموضًا كربوكسيلية، فمثلًا: عند استخدام عامل مؤكسد قوي، مثل دايكرومات البوتاسيوم، في وسط حمضي $K_2Cr_2O_7/H^+$؛ فإن الإيثانال CH_3CHO يتأكسد منتجًا حمض الإيثانويك CH_3COOH؛ حسب المعادلة الآتية:

$$CH_3CHO \xrightarrow{K_2Cr_2O_7/H^+} CH_3COOH$$

ويمكن كتابتها بصورة أخرى:

$$CH_3\overset{\overset{O}{\|}}{C}-H \xrightarrow{K_2Cr_2O_7/H^+} CH_3\overset{\overset{O}{\|}}{C}-OH$$

ألاحظ من المعادلة الكيميائية السابقة أن تأكسد الألديهايد إلى حمض كربوكسيلي يرافقهُ زيادة في عدد ذرات الأكسجين، وكذلك يتحول لون محلول $K_2Cr_2O_7$ الحمضي من البرتقالي إلى الأخضر.

أما الكيتونات فإنها لا تتأكسد عند الظروف نفسها، وبناء على ذلك يُستخدَم تفاعل أكسدة الألديهايد للتمييز بين الألديهايدات والكيتونات.

ومن أمثلة ذلك؛ يُستخدَم محلول تولينز، وهو عامل مؤكسد ضعيف في وسط قاعدي $[Ag(NH_3)_2]^+/OH^-$، في التمييز بين الألديهايد والكيتون، حيث يتأكسد الألديهايد وتُختزَل أيونات الفضة Ag^+ من محلول تولينز لتتحوّل إلى فلزّ الفضة Ag الذي يترسّب بدوره على السطح الداخلي



الشكل (17): ترسّب مرآة فضية على السطح الداخلي لأنابيب الاختبار.

لوعاء التفاعل مكوّنةً مرآة فضيّة كما يوضح الشكل (17)، أما الكيتون فإنه لا يتأكسد.

وتمثل المعادلة الآتية تأكسد الإيثانال باستخدام محلول تولينز في وسط قاعدي:

$$\underset{\text{إيثانال}}{CH_3CHO} \xrightarrow[OH^-]{[Ag(NH_3)_2]^+} CH_3COO^- + \underset{\text{مرآة فضية}}{Ag}\downarrow$$

أما الكيتونات فلا تتأكسد باستخدام محلول تولينز.

$$R-CO-R'' \xrightarrow[OH^-]{[Ag(NH_3)_2]^+} \times$$

ويُستخدَم أيضًا محلول فهلنج؛ للتمييز بين الألديهايد والكيتون؛ وهو عامل مؤكسد ضعيف يتكون من محلول قاعدي يحتوي على أيونات النحاس Cu^{2+}.

يسخُن الألديهايد مع محلول فهلنج؛ فيتأكسد في الوسط القاعدي إلى أيون الحمض الكربوكسيلي $RCOO^-$، وتُختزَل أيونات النحاس Cu^{2+}، إلى Cu^+، وترسب على شكل راسب بُنيّ محمرّ من أكسيد النحاس Cu_2O (I)، أنظر الشكل (18) مثلًا؛ يتأكسد الإيثانال حسب المعادلة:

$$CH_3CHO \xrightarrow[5OH^-]{2Cu^{2+}} CH_3COO^- + \underset{\text{راسب بُنيّ محمرّ}}{Cu_2O}\downarrow + 3H_2O$$

أما الكيتونات فلا تتأكسد باستخدام محلول فهلنج.



الشكل (18): اختزال أيونات النحاس Cu^{2+} زرقاء اللون إلى Cu^+ وترسبها على شكل راسب بني محمرّ من Cu_2O.

✓ أتحقَّق:

1-أكتب معادلة تأكسد البيوتانال $CH_3CH_2CH_2\overset{\overset{O}{\|}}{C}-H$، باستخدام محلول دايكرومات البوتاسيوم الحمضي $K_2Cr_2O_7/H^+$.

2-أصف كيف أميّز مخبريًّا بين البروبانال CH_3CH_2CHO والبروبانون CH_3COCH_3، وأكتب معادلات كيميائية توضح ذلك.

اختزال الألكينات والألكاينات Reduction of Alkenes and Alkynes

يعدّ تفاعل إضافة الهيدروجين إلى الرابطة الثنائية في الألكينات والرابطة الثلاثية في الألكاينات -بوجود البلاتين Pt أو النيكل Ni -عاملًا مساعدًا- اختزالًا؛ إذ يصاحبه زيادة في عدد ذرات الهيدروجين في كل منهما، كما توضح المعادلات الآتية:

$$CH_2=CH_2 + H_2 \xrightarrow{Pt} CH_3-CH_3$$

$$CH_3-C\equiv CH + 2H_2 \xrightarrow{Pt} CH_3CH_2CH_3$$

✓ **أتحقَّق:** أكمل المعادلة الآتية:

$$CH_3CH=CHCH_3 + H_2 \xrightarrow{Ni}$$

اختزال الألديهايدات والكيتونات
Reduction of Aldehydes and Ketones

تعلّمتُ أن تأكسد الكحول الأوليّ ينتج ألديهايدًا، وأن تأكسد الكحول الثانوي يكوّن كيتونًا. ويمكن اختزال كل من الألديهايد والكيتون لتكوين كحول أولي وكحول ثانوي على الترتيب بطريقتين:

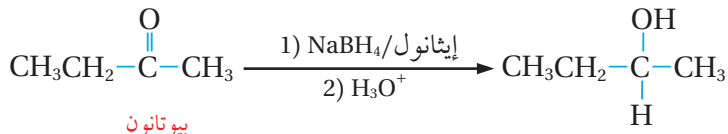
الطريقة الأولى: إضافة الهيدروجين في وجود عامل مساعد، مثل النيكل Ni أو البلاتين Pt؛ إذ يعمل العامل المساعد على إضعاف الرابطة بين ذرتي الهيدروجين؛ فيسهل إضافتهما إلى الرابطة الثنائية في مجموعة الكربونيل، كما توضح المعادلة الآتية:

$$CH_3\overset{\overset{O}{\|}}{C}-H + H_2 \xrightarrow{Ni} CH_3-\overset{\overset{OH}{|}}{\underset{\underset{H}{|}}{C}}-H$$

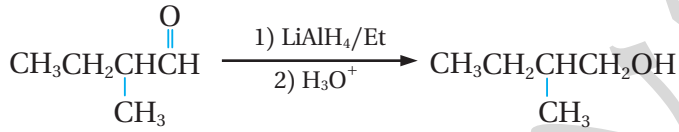
ألاحظ أن إضافة الهيدروجين إلى الإيثانال CH_3CHO صاحبتهُ زيادة في عدد ذرات الهيدروجين، أي اختزال الإيثانال؛ إذ كسرت الرابطة π بين ذرتي الكربون والأكسجين في مجموعة الكربونيل، وأضيفت ذرة هيدروجين H إلى كلّ من ذرة الكربون وذرة الأكسجين، ونتج كحول الإيثانول CH_3CH_2OH، وهو كحول أوليّ.

الطريقة الثانية: استخدام عوامل مختزلة، مثل هيدريد الليثيوم والألمنيوم $LiAlH_4$، المذاب في الإيثر الجاف (Et)، أو بوروهيدريد الصوديوم $NaBH_4$، المذاب في الإيثانول. ويعدّ العاملان المختزلان مصدرًا لأيونات الهيدريد H^-؛

إذ يرتبط أيون H^- بذرة كربون مجموعة الكربونيل التي تحمل شحنة جزئيّة موجبة، ثم يضاف إلى التفاعل محلول مخفف من حمض مثل H_2SO_4؛ فينتج الكحول، والمعادلات الآتية توضح ناتج التفاعل:



بيوتانون — 2– بيوتانول



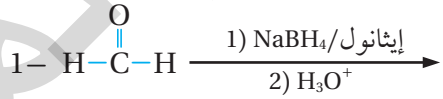
2– ميثيل بيوتانال — 2– ميثيل 1– بيوتانول

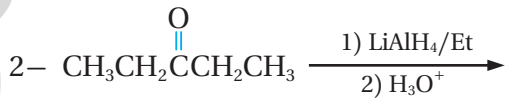
ألاحظ أن اختزال البيوتانون أدى إلى تكوّن 2– بيوتانول؛ وهو كحول ثانوي، وكذلك اختُزِل 2– ميثيل بيوتانال إلى 2– ميثيل –1– بيوتانول؛ وهو كحول أولي، وصاحب ذلك زيادة في محتوى المركب من الهيدروجين في المركبين الناتجين.

عمليًّا يتم التعامل بحذر شديد جدًّا مع العامل المختزل $LiAlH_4$؛ إذ إنه شديد التفاعل مع الماء؛ لذلك يذاب في الإيثر الجاف، ولا يضاف H_3O^+ إلى التفاعل إلا بعد انتهاء تفاعله مع الألديهايد أو الكيتون، أو الحمض الكربوكسيلي كما سيرد لاحقًا.

أفكّر: أفسّر: تُختزَل الكيتونات إلى كحولات ثانوية وليست أولية.

✓ **أتحقّق:** أكمل المعادلتين الآتيتين:

1– 

2– 

اختزال الحموض الكربوكسيلية Reduction of Carboxylic Acids

تحتوي مجموعة الكربوكسيل $-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-OH$ المميّزة للحموض الكربوكسيلية على مجموعة كربونيل $-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-$ قابلة للاختزال كما في الألدهيدات والكيتونات؛ لذلك يُختزل الحمض الكربوكسيلي باستخدام عامل مختزل قوي هو: هيدريد الليثيوم والألمنيوم $LiAlH_4$ المذاب في الإيثر الجاف – ولا يُختزَل باستخدام

العامل $NaBH_4$ لأنه أقل قوة – ويَنتج ألديهايد يُختزَل فَوْرَ تكوّنه إلى كحول أولي، وتكتب المعادلة العامة كالآتي:

$$R-\overset{\overset{O}{\|}}{C}-OH \xrightarrow[2)\ H_3O^+]{1)\ LiAlH_4/Et} R-CH_2OH$$

ألاحظ أن اختزال الحمض الكربوكسيلي يرافقه زيادة في عدد ذرات الهيدروجين ونقص في عدد ذرات الأكسجين، فمثلًا: يُختزَل حمض الإيثانويك مكوّنًا الإيثانول وفق المعادلة الآتية:

$$CH_3\overset{\overset{O}{\|}}{C}-OH \xrightarrow[2)\ H_3O^+]{1)\ LiAlH_4/Et} CH_3CH_2OH$$

ويُختزَل حمض 2– ميثيل بروبانويك إلى كحول 2– ميثيل –1– بروبانول؛ كما توضح المعادلة الآتية:

$$CH_3\underset{\underset{CH_3}{|}}{CH}\overset{\overset{O}{\|}}{C}-OH \xrightarrow[2)\ H_3O^+]{1)LiAlH_4/Et} CH_3\underset{\underset{CH_3}{|}}{CH}CH_2OH$$

✓ **أتحقَّق:** أكمل المعادلة الآتية :

$$CH_3CH_2CH_2CH_2\overset{\overset{O}{\|}}{C}-OH \xrightarrow[2)\ H_3O^+]{1)\ LiAlH_4/Et}$$

الربط بالصناعة



حمض الأستيك أو حمض الإيثانويك CH_3COOH؛ هو المكون للخلّ، ويُستخدَم ما يقارب ثلث إجمالي حمض الأستيك المنتج صناعيًّا في جميع أنحاء العالم في إنتاج أسيتات الفينيل $CH_3COOCH=CH_2$، وهو مركب يستخدم مونومرًا لإنتاج مبلمر بولي فينيل أسيتات PVA المكوّن لأصماغ الخشب. ويُستخدَم حمض الأستيك –أيضًا– في إنتاج إسترات مختلفة منها: أسيتات السليلوز، التي تُستخدَم في صناعة الأفلام الفوتوغرافية، ويمكن استخدامه أيضًا في تحضير بعض الأدوية مثل الأسبرين. وقد ثبت أيضًا أن له خصائص مضادة للبكتيريا والفطريات حتى عند تخفيفه، لذلك يُستخدَم لتطهير الجروح ومنظّفًا للأسطح في المطابخ.

مراجعة الدرس

1. **الفكرة الرئيسة:** أقارن بين تفاعل الاستبدال في هاليدات الألكيل والكحولات؛ وفق محتويات الجدول الآتي:

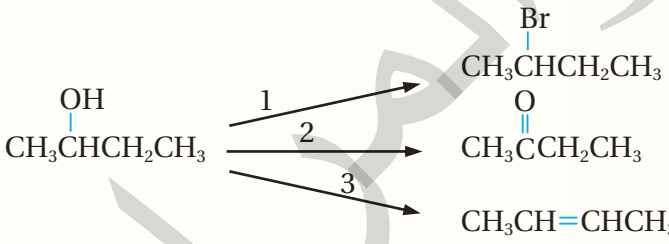
وجه المقارنة / المركب	نوع المركب الذي يتفاعل بالاستبدال	المادة غير العضوية المستخدمة في التفاعل	الناتج العضوي للتفاعل
الكحول			
هاليد الألكيل			

2. أوضّح المقصود بكل من: أ. الاستبدال النيوكليوفيلي. ب. تفاعل الأسترة.

3. يُختزَل البيوتانال $CH_3CH_2CH_2CHO$ باستخدام العامل المختزل $NaBH_4$ المذاب في الإيثانول، ثم إضافة محلول حمض مخفف مثل H_2SO_4.
   أ. أكتب معادلة التفاعل الكيميائية.
   ب. ما نوع المركب الناتج؟

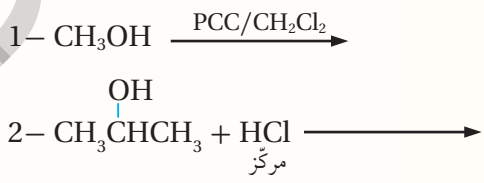
4. أضيفت قطعة صغيرة من الصوديوم إلى كأس يحتوي كحول 1- بروبانول $CH_3CH_2CH_2OH$.
   أ. أصف ما ألاحظه في التفاعل.
   ب. أكتب معادلة كيميائية تمثل التفاعل الذي يحدث.
   جـ. أكتب معادلة كيميائية تمثل تفاعل الناتج السابق مع 1- كلورو بروبان $CH_3CH_2CH_2Cl$.

5. يشير المخطط الآتي إلى ثلاثة أنواع من تفاعلات المركب العضوي 2- بيوتانول:



   أ. أحدّد نوع كل من التفاعلين (2، 1).
   ب. أكتب الصيغة الجزيئية للمادّة الكيميائية التي تتفاعل مع 2- بيوتانول $CH_3CH_2\underset{OH}{C}HCH_3$؛ لتعطي النواتج في التفاعل (3).
   جـ. أكتب الظروف المناسبة لحدوث التفاعلين (2، 3).

6. أكمل المعادلات الآتية:



3– $CH_3CH_2COOH + Na \longrightarrow$

4– $CH_3CH_2CH_2CH_2Br + KOH \longrightarrow$

5– $CH_3CH_2\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{C}}HCOOH \xrightarrow[2)\ H_3O^+]{1)\ LiAlH_4/Et}$

6– $CH_3COCH_2CH_2CH_3 \xrightarrow[2)\ H_3O^+]{1)\ NaBH_4/\text{إيثانول}}$

7– $CH_3\underset{\displaystyle OH}{\underset{|}{C}}HCH_3 + CH_3CH_2COOH \overset{H^+}{\rightleftharpoons}$

8– $CH_3CH_2Br + CH_3CH_2CH_2O^- \longrightarrow$

7. **أستنتج** الصيغة البنائية للمركب A في المعادلةالآتية:

$$A \xrightarrow[2)\ H_3O^+]{1)\ NaBH_4/\text{إيثانول}} CH_3\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{C}}HCH_2CH_2OH$$

8. أدرس الجدول الآتي الذي يُبيّن الصيغ البنائية لبعض المركبات العضوية المشار إليها بالأرقام من (8–1)، ثم أجيب عمّا يليه:

1 CH_3CH_2COOH	2 CH_3CH_2Cl	3 CH_3CH_2CHO	4 $CH_3CH_2COOCH_2CH_3$
5 $CH_3CH_2COCH_3$	6 $CH_3CH_2OCH_3$	7 CH_3CH_2OH	8 $CH_3CH_2CH_2OH$

أُحدّد من الجدول الرقم الذي يشير إلى كل مما يأتي:

أ. مركب ينتج عن تفاعل المركب 2 مع CH_3O^-.

ب. الناتج النهائي لأكسدة المركب 8 باستخدام محلول دايكرومات البوتاسيوم الحمضي $K_2Cr_2O_7/H^+$.

جـ. مركب يتفاعل مع محلول تولينز مكونًا مرآة فضيّة.

د. مركب يتصبّن.

هـ. مركبان يتفاعلان معًا لتكوين المركب 4 في وسط حمضي.

و. مركب ينتج عن أكسدة المركب 8 باستخدام PCC/CH_2Cl_2.

ز. مركب يُنتِج المركب 7؛ عند تفاعله مع KOH.

يزيد الإعداد والمراجعة

9. **أختار الإجابة الصحيحة لكل فقرة من الفقرات الآتية:**

1. يُصنَّف التفاعل الآتي على أنه: $CH_3CH_2CH_2Br + CH_3CH_2O^- \longrightarrow CH_3CH_2CH_2OCH_2CH_3 + Br^-$

أ . إضافة إلكتروفيلية.
ب. استبدالًا إلكتروفيليًّا.
جـ. إضافة نيوكليوفيلية.
د . استبدالًا نيوكليوفيلي.

2. في التفاعل الآتي: $CH_3CHOHCH_3 \xrightarrow{PCC/CH_2Cl_2} A$ إحدى العبارات الآتية تنطبق على المركب العضوي A، هي:

أ . يتفاعل مع الهيدروجين بوجود Ni وينتج 2– بروبانول $CH_3CHOHCH_3$.
ب. المجموعة الوظيفية في المركب هي مجموعة الهيدروكسيل.
جـ. يتفاعل مع الميثانول CH_3OH وينتج بروبانوات الميثيل $CH_3CH_2COOCH_3$.
د . يتأكسد باستخدام محلول تولينز في وسط قاعدي.

3. ينتج المركب العضوي 1– بروموبيوتان $CH_3CH_2CH_2CH_2Br$ من تفاعل HBr (مركّز) مع أحد المركبات الآتية:

أ . $CH_3CH_2CH{=}CH_2$
ب. $CH_3CH_2CH_2CH_2OH$
جـ. $CH_3CH{=}CHCH_3$
د . $CH_3CH_2CH_2CH_3$

* أدرس المخطط الآتي:

$$A \xrightarrow[2-\ H_3O^+]{1-\ LiAlH_4/Et} CH_3CHCH_2OH \xrightarrow{B} CH_3CHCOOH$$

ثم أجيب عن الفقرتين 4 و 5:

4. صيغة المركب A هي:

أ . $CH_3CHCOCH_3$
ب. CH_3CHCH_2Cl
جـ. $CH_3C{=}CH_2$
د . CH_3CHCHO

5. يشير الرمز B إلى:

أ . $H_2O/H^+, \Delta$
ب. H_2/Ni
جـ. $Na_2Cr_2O_7/H^+$
د . PCC/CH_2Cl_2

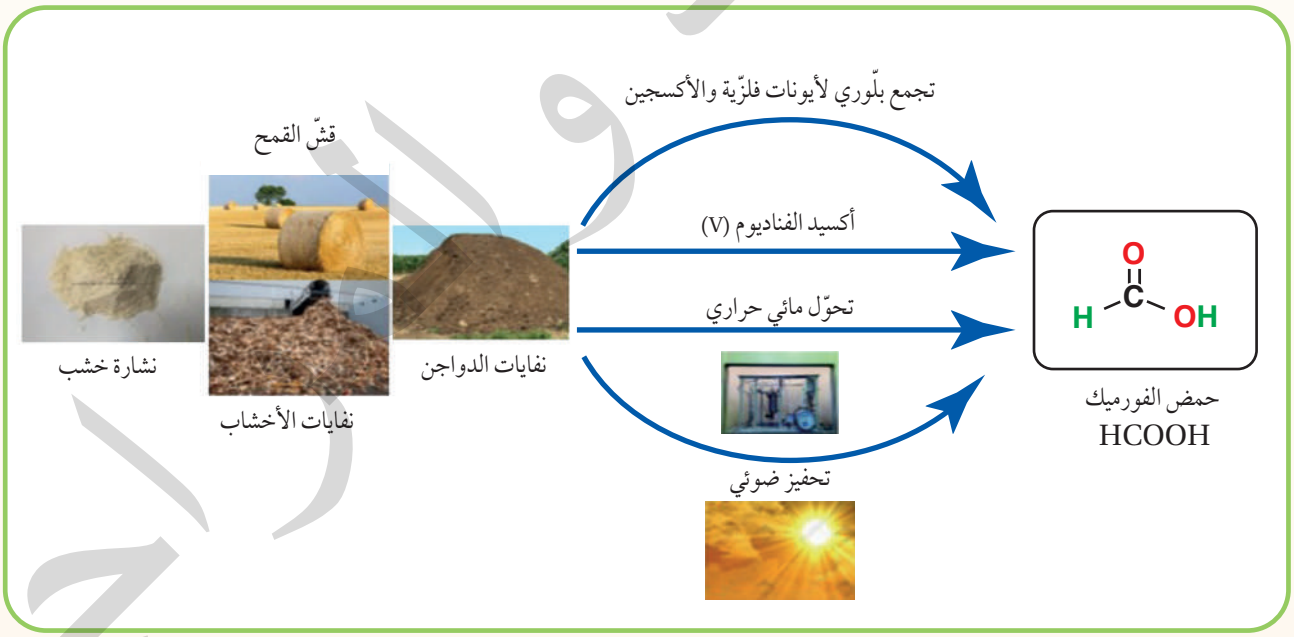
إنتاج حمض الفورميك من أكسدة الكتلة الحيوية
Production of Formic Acid from Biomass Oxidation

يعدّ حمض الفورميك أو حمض الميثانويك HCOOH من المواد الكيميائية المهمة في صناعات متعددة، منها: صناعة المنسوجات، والأدوية، والمواد الكيميائية الغذائية، وصناعة الجلود، والدباغة، ويُستخدَم مادةً حافظةً ومضادة للجراثيم في أعلاف الماشية. وكذلك يُتوقَّع أن يصبح حمض الفورميك مصدرًا لوقود الهيدروجين؛ إذ يمكن الحصول على حوالي 100% من الهيدروجين المخزّن فيه لاستخدامه في خلايا الوقود.

يُنتَج حمض الفورميك بطرائق عدّة منها: التحلّل المائي لميثانوات الميثيل $HCOOCH_3$.

أما في الوقت الحاضر؛ فهناك دراسات متعددة تركز على الكتلة الحيوية Biomass، بوصفها مصدرًا للحصول على حمض الفورميك؛ نظرًا لوفرتها وتدنّي تكلفتها. تجري أكسدة الكتلة الحيوية تحت ظروف مختلفة كما في الشكل، فتتحلّل وتتحول إلى حمض الفورميك؛ بوجود فوق أكسيد الهيدروجين H_2O_2، والأكسجين O_2، بوصفهما عاملين مؤكسدين.

يطلق مصطلح الكتلة الحيوية على المخلفات العضوية للمحاصيل المختلفة، مثل: قشّ القمح، ومخلّفات الأخشاب، ونشارة الخشب، ومخلّفات الدواجن.



مراجعةُ الوحدةِ

1. أوضّح المقصود بـ: أ. التصبّن. ب. الإضافة الإلكتروفيلية.

2. أكتب معادلات كيميائية توضح كلًّا من الحالات الآتية:

أ . إضافة الهيدروجين إلى 1– هكسين $CH_3(CH_2)_3CH=CH_2$ بوجود العامل المساعد Ni.

ب. إضافة الكلور Cl_2 إلى 2– بيوتين $CH_3CH=CHCH_3$.

جـ. إضافة الماء إلى 1– بنتين $CH_3CH_2CH_2CH=CH_2$ بوجود حمض الفسفوريك H_3PO_4 المركّز.

د. إضافة كمّية وافرة من كلوريد الهيدروجين إلى 1– بيوتاين $CH_3CH_2C\equiv CH$.

هـ. إضافة الهيدروجين إلى البيوتانال $CH_3CH_2CH_2CHO$ بوجود العامل المساعد Ni.

و . إضافة إيثيل بروميد المغنيسيوم CH_3CH_2MgBr إلى بروبانال CH_3CH_2CHO، ثم التفاعل مع حمض HBr.

ز . تسخين 2– بنتانول $CH_3\,CH_2\,CH_2\underset{\displaystyle OH}{\underset{|}{CH}}\,CH_3$ مع حمض H_2SO_4 المركّز.

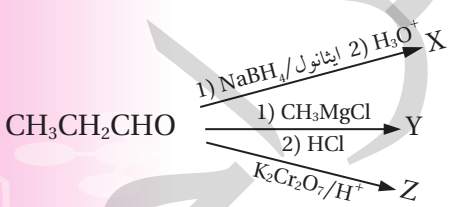
ح. تسخين 2– برومو –2– ميثيل بيوتان $CH_3CH_2\underset{\displaystyle CH_3}{\overset{\displaystyle Br}{\overset{|}{\underset{|}{C}}}}CH_3$، مع محلول مركّز من هيدروكسيد الصوديوم NaOH.

ط. تفاعل حمض البيوتانويك $CH_3CH_2CH_2COOH$ مع $LiAlH_4/Et$، ثم إضافة محلول مخفّف من H_2SO_4.

3. تم أكسدة مركبين كحوليين أحدهما أوليّ والآخر ثانوي؛ باستخدام PCC/CH_2Cl_2 عاملًا مؤكسدًا، كيف يمكن استخدام محلول تولينز لتحديد أيّ الكحولين هو الكحول الأولي؟

4. إستر أعطي الرمز الإفتراضي A صيغته الجزيئية $C_6H_{12}O_2$؛ تكوّن من تفاعل الحمض الكربوكسيلي B والكحول C، بوجود عامل مساعد مناسب. إذا كانت الصيغة البنائية للكحول C هي: $CH_3CH_2CH_2CH_2OH$، فأكتب معادلة كيميائية توضح تكوّن الأستر A، وأبيّن الصيغ البنائية لكل من: الإستر A، والحمض الكربوكسيلي B، والعامل المساعد المستخدم.

5. يمكن للبروبانال CH_3CH_2CHO أن يتحول إلى ثلاثة مركبات عضوية مختلفة عن طريق التفاعلات الآتية:

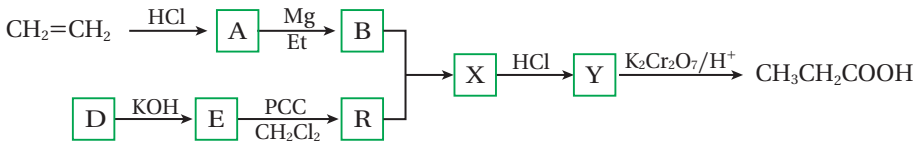


أ . أكتب الصيغة البنائية لكلٍّ من X، Y، Z.

ب. أحدّد نوع التفاعل الذي يُكوِّن المركب X.

جـ. أكتب معادلة التفاعل بين Y و Z بوجود حمض H_2SO_4.

6. **أستنتج**: أدرس المخطط الآتي، وأستنتج صيغ المركبات العضوية المشار إليها بالرموز: A , B , D , E , R, X , Y

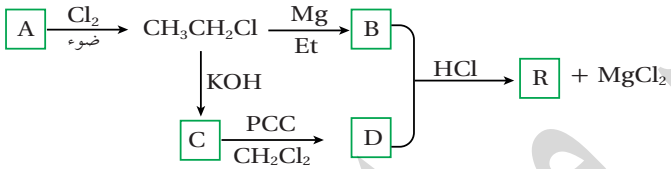


7. **أستنتج**: مركب عضوي A يتكون من أربع ذرات كربون. عند تسخينه مع محلول NaOH، يتكون مركبان، هما: C و D، بعد ذلك يتفاعل المركب C مع حمض HCl لينتج المركب B الذي بدوره يتفاعل مع كربونات الصوديوم الهيدروجينية $NaHCO_3$ مُطلِقًا غاز ثاني أكسيد الكربون CO_2، وعند أكسدة المركب D باستخدام PCC/CH_2Cl_2؛ يتكوّن مركب عضوي R لا يستجيب لتفاعل تولنز، أما عند تسخين المركب D مع محلول حمض الفوسفوريك H_3PO_4 ينتج مركب عضوي Y قادر على إزالة لون محلول البروم. **أستنتج** الصيغ العضوية للمركبات A, B , C, D, R, Y

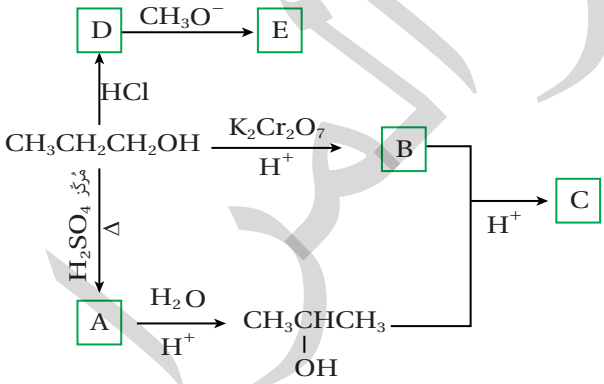
8. **أستنتج**: مركب عضوي A، يتكون من ثلاث ذرات كربون. عند تفاعله مع الصوديوم ينتج المركب B مع انطلاق غاز الهيدروجين H_2. وعند أكسدة المركب A باستخدام $(K_2Cr_2O_7/H^+)$؛ ينتج المركب العضوي C الذي يتفاعل مع كربونات الصوديوم Na_2CO_3، ويطلق غاز ثاني أكسيد الكربون CO_2، وعند تفاعل A مع محلول مركز من HCl ينتج المركب العضوي D الذي يتفاعل مع المركب B لينتج المركب E. **أستنتج** الصيغ العضوية للمركبات A, B , C, D, E.

9. **أستنتج**: مركب عضوي A؛ يتكون من ثلاث ذرات كربون، يتفاعل مع الصوديوم مُطلِقًا غاز الهيدروجين H_2، وعند أكسدته باستخدام دايكرومات البوتاسيوم في وسط حمضي $(K_2Cr_2O_7/H^+)$؛ يُنتج مركبًا عضويًّا B، حيث يتفاعل مع كربونات الصوديوم Na_2CO_3، ويطلق غاز ثاني أكسيد الكربون CO_2، وعند تسخين مزيج من المركبين A, B؛ يُنتج مركبًا عضويًّا C ذا رائحة تشبه رائحة الفواكه، أستنتج الصيَغ البنائية للمركبات A, B , C.

10. أدرس المخطط الآتي، وأستنتج صيغ المركبات العضوية: A ، B ، C ، D ، R.



11. أدرس المخطط الآتي، وأكتب الصيغ العضوية لكل من المركبات : A ، B ، C ، D ، E.



12. **أختارُ الإجابة الصحيحة لكل فقرة من الفقرات الآتية:**

1. مركب الألكوكسيد المستخدم في تكوين الإيثر $CH_3CH_2O\overset{CH_3}{\overset{|}{C}}HCH_3$ هو:

أ . $CH_3\overset{ONa}{\overset{|}{C}}HCH_3$ ب. $CH_3CH_2CH_2ONa$ جـ. $CH_3\overset{ONa}{\overset{|}{C}}HCH_2CH_3$ د. CH_3ONa

2. يُحضّر المركب إيثوكسيد الصوديوم CH_3CH_2ONa من تفاعل:

أ . CH_3COOH مع الصوديوم Na. ب. CH_3CH_2OH مع الصوديوم Na.

جـ. CH_3CH_2OH مع هيدروكسيد الصوديوم NaOH. د. CH_3CH_3 مع هيدروكسيد الصوديوم NaOH.

3. عند تسخين المركب 2– بروبانول $CH_3CHOHCH_3$ مع حمض الكبريتيك المركز H_2SO_4 ينتج:

أ . CH_3COCH_3 ب. $CH_3CH=CH_2$ جـ. $CH_3CHBrCH_3$ د. CH_3CH_2CHO

4. ينتج عن إضافة HBr إلى $CH_3CH=CH_2$ المركب:

أ . $CH_3CHOHCH_3$ ب. $CH_3CH_2CH_3$ جـ. $CH_3CHBrCH_3$ د. CH_3COCH_3

5. يُستخدَم محلول البروم للتمييز بين:

أ . الألكان والألكين. ب. الألكان والكحول.

جـ. الألديهايد والكيتون. د. الألكان والحمض الكربوكسيلي.

6. عند إضافة الماء H_2O إلى 2– ميثيل بروبين $CH_3\overset{CH_3}{\underset{|}{C}}=CH_2$ في وسط حمضي ينتج:

أ . $CH_3\overset{CH_3}{\underset{OH}{\overset{|}{\underset{|}{C}}}}CH_3$ ب. $CH_3\overset{CH_3}{\underset{|}{C}}HCH_3$ جـ. $CH_3-\overset{CH_3}{\underset{|}{C}}HCH_2OH$ د. $CH_3-\overset{CH_3}{\underset{Cl}{\overset{|}{\underset{|}{C}}}}-CH_3$

7. صيغة المركب A في التفاعل: $A + 2HI \rightarrow CH_3CI_2CH_3$؛ هي:

أ . $CH_3C\equiv CH$ ب. $CH_3CH_2CHI_2$ جـ. $CH_3CHICHI$ د. $CH_3CH=CH_2$

8. المركب الذي لا يحدث له تفاعل إضافة هو:

أ . CH_3CH_2OH ب. $CH_2=CH_2$ جـ. $CH_3-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-H$ د. $CH_3-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-CH_3$

9. ناتج التفاعل الآتي هو:

$$CH_3-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-H + \overset{1.\ CH_3MgCl}{\underset{2.\ HCl}{\longrightarrow}}$$

أ . CH_3CH_3 ب. CH_3COOH جـ. $CH_3CHOHCH_3$ د. $CH_2=CH_2$

10. ناتج التفاعل الآتي هو:

$$CH_3-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-CH_3 + H_2 \xrightarrow{Pt}$$

أ . $CH_3CH_2CH_2OH$ ب. $CH_3CH_2CH_2Br$ جـ. $CH_3CHOHCH_3$ د. $CH_3CH=CH_2$

11. المخطط التالي يشير إلى سلسلة من التفاعلات العضوية تبدأ من مركب عضوي صيغته العامة C_3H_8O، علمًا بأن المركب العضوي A يتفاعل مع محلول تولنز، فإن الصيغة البنائية للمركب C_3H_8O هي:

$$C_3H_8O \xrightarrow{PCC/CH_2Cl_2} \boxed{A} \xrightarrow[HCl]{CH_3MgCl} \boxed{B} \xrightarrow[\text{تسخين}]{H_2SO_4\ \text{مركز}} \boxed{C}$$

أ . $CH_3CH_2CH_2OH$.
ب. $CH_3\overset{OH}{\overset{|}{C}}HCH_3$.
جـ. $CH_3\overset{O}{\overset{||}{C}}CH_3$.
د . $CH_3CH_2\overset{O}{\overset{||}{C}}H$.

12. الصيغة البنائية للمركب العضوي C، في سلسلة التفاعلات العضوية السابقة هي:

أ . $CH_3CH=CHCH_3$.
ب. $CH_3\overset{CH_3}{\overset{|}{C}}=CH_2$.
جـ. $CH_3\overset{O}{\overset{||}{C}}CH_3$.
د . $CH_3CH_2\overset{O}{\overset{||}{C}}H$.

13. ينتج عن تفاعل الكيتون مع مركب غرينارد:

أ .كحول أوّلي. ب. كحول ثانوي. جـ. كول ثالثي. د. حمض كربوكسيلي

14. إحدى المجموعات الوظيفية الآتية يُكشف عنها باستخدام محلول فهلنج:

أ . الكيتون. ب. الألكانات. جـ. الألدهايدات. د . هاليد الألكيل الأوّلي.

15. في التفاعل الآتي: $A + X \rightarrow CH_3CH_2CH_2Br + H_2O$؛ فإن الصيغة الكيميائية لكل من A و X، هي:

أ . $CH_2=CHCH_3/HBr$.
ب. $CH_3CH_2CH_3/HBr$.
جـ. $CH_3CH_2CH_2OH/Br_2$.
د . $CH_3CH_2CH_2OH/HBr$.

16. أحد التفاعلات الآتية، يُعدّ مثالًا على إضافة نيوكليوفيلية:

أ . إضافة الهيدروجين إلى الألكين.
ب. إضافة الماء إلى الألكين في وسط حمضي.
جـ. إضافة مركّب غرينارد إلى مجموعة الكربونيل.
د. إضافة الهالوجينات إلى الألكينات.

17. أحد الآتي يُعدّ مثالًا على الكتروفيل:

أ . $H+$. ب. $RO-$. جـ. $OH-$. د. $Br-$.

18. صيغة المركب العضوي الذي لا يتأكسد هي:

أ . $CH_3CH_2CH_2CH_2OH$.
ب. $CH_3CH_2CH_2CHO$.
جـ. $CH_3CH_2CHOHCH_3$.
د. $CH_3COCH_2CH_3$.

19. ينتج المركّب المركب 1– بيوتانول $CH_3CH_2CH_2CH_2OH$ بتفاعل القاعدة KOH مع أحد المركّبات الآتية:

أ . $CH_3CH_2CH=CH_2$.
ب. $CH_3CH_2CH_2CH_2Cl$.
جـ. $CH_3CH_2CHOHCH_3$.
د . $CH_3CH_2CH_2OCH_3$.

20. المركب الذي يُختزَل فقط باستخدام $LiAlH_4/Et$، ثم إضافة محلول مخفّف من حمض الكبريتيك H_2SO_4 هو:

أ . $CH_3CH=CH_2$. ب. CH_3CHO. جـ. CH_3COCH_3. د . CH_3COOH.

منهاجي
متعة التعليم الهادف

مسردُ المصطلحات

- **سرعة التفاعل الكيميائي Rate of Chemical Reaction:** مقياس لمقدار التغير في كمية مادة متفاعلة أو كمية مادة ناتجة في فترة زمنية محددة.
- **سرعة التفاعل المتوسطة Mean Rate (S):** التغير الكلّي لكمية المادة المتفاعلة أو الناتجة خلال الزمن المستغرق في ذلك.
- **السرعة الابتدائية Initial Rate:** سرعة التفاعل عند الزمن صفر؛ بدلالة التراكيز الابتدائية للمادة المتفاعلة.
- **سرعة التفاعل اللحظية Instantaneous Rate:** سرعة التفاعل عند أي لحظة زمنية.
- **رتبة التفاعل لمادة متفاعلة Reaction Order:** الأسّ المرفوع إليه تركيز المادة المتفاعلة في قانون سرعة التفاعل، ويبيّن أثر تغير تركيز مادة متفاعلة على سرعة التفاعل.
- **الرتبة الكلية للتفاعل Overall Reaction Order:** مجموع رتب المواد المتفاعلة في قانون سرعة التفاعل.
- **نظرية التصادم Collision Theory:** لحدوث تفاعل كيميائي يجب اصطدام جسيمات المواد المتفاعلة بعضها ببعض، وامتلاكها طاقة تصادم كافية لتكسير الروابط بينها، وأن يكون اتجاه تصادم هذه الجسيمات صحيحا.
- **التصادم الفعال Effective Collision:** التصادم الذي يمتلك طاقة كافية ويكون اتجاهه صحيحا فيؤدي إلى حدوث التفاعل وتكوين النواتج.
- **المعقّد المنشّط Activated Complex:** حالة انتقالية غير مستقرة من تجمع الذرات، تمتلك أعلى طاقة، ويحدث فيها تكسير الروابط وتكوينها، وقد يؤدي إلى تكوين المواد الناتجة أو المواد المتفاعلة.
- **طاقة التنشيط Activation Energy:** الحدّ الأدنى من الطاقة الحركية التي يجب أن تكتسبها الجسيمات المتصادمة لتكسير الروابط بين الذرات؛ كي تبدأ التفاعل وتكوّن روابط جديدة.
- **الكيمياء الكهربائيّة Electrochemistry:** أحد فروع الكيمياء، يهتمّ بدراسة التحوّلات بين الطاقة الكيميائيّة والكهربائيّة الناتجة عن تفاعلات التأكسد والاختزال والتطبيقات العمليّة المرتبطة بها.
- **التأكسد Oxidation:** فَقْدُ الإلكترونات أو زيادة عدد التأكسد.
- **الاختزال reduction:** كسبُ الإلكترونات أو نقصانُ عدد التأكسد.
- **تفاعل التأكسد والاختزال Redox Reaction:** تفاعل كيميائي تحدث فيه عمليَّتا التأكسد والاختزال معًا.
- **عدد التأكسد Oxidation Number:** الشحنة الفعليَّة لأيون الذرّة في المركَّبات الأيونيَّة، أمّا في المركبات الجزيئية؛ فيُعرَّف أنه الشحنة التي تكتسبها الذرّة المكوِّنة للرابطة في ما لو انتقلت إلكترونات الرابطة كلّيًّا إلى الذرّة التي لها أعلى سالبيَّة كهربائيَّة.
- **العامل المؤكسد Oxidising agent:** المادّة التي تؤكسد مادّة أخرى في التفاعل الكيميائي؛ إذ يكتسب إلكترونات من المادّة التي يؤكسدها وتحدث له عمليّة اختزال.
- **العامل المختزل Reducing agent:** المادّة التي تَختزل مادّة أخرى في التفاعل الكيميائي؛ إذ يفقد إلكترونات تكسبها المادّة التي يختزلها وتحدث له عملية تأكسد.
- **التأكسد والاختزال الذاتي Autoxidation–Reduction Reaction:** سلوك المادّة كعامل مؤكسد وعامل مختزل في التفاعل نفسه.
- **الخلايا الكهروكيميائيّة Electrochemical Cells:** أجهزة أو أدوات تحدث فيها تفاعلات تأكسد واختزال منتجة للطاقة الكهربائيّة أو مستهلكة لها.
- **الخلايا الجلفانيّة Galvanic Cells:** أجهزة أو أدوات تجري فيها تفاعلات تأكسد واختزال تلقائيّة منتجة للطاقة الكهربائيّة.
- **نصف الخليّة Half cell :** جزء من الخلية الجلفانية يحدث فيه نصف تفاعل تأكسد أو نصف تفاعل اختزال.

- **القنطرة الملحيّة Salt bridge:** أنبوب زجاجي على شكل حرف U، يحتوي على محلول مشبع لأحد الأملاح يصل بين نصفي الخليّة ويحافظ على تعادل شحناتها الكهربائيّة.
- **جهد الخليّة المعياري Standard cell potential:** مقياس لقدرة الخليّة على إنتاج تيّار كهربائي، وهو القوّة الدافعة الكهربائيّة المتولّدة بين قطبي الخليّة بسبب فرق الجهد بينهما في الظروف المعياريّة، ويُقاس بالفولت.
- **قطب الهيدروجين المعياري Standard Hydrogen electrode:** قطب مرجعيّ يُستخدَم لقياس جهود الاختزال المعياريّة لأقطاب الخلايا الجلفانيّة في الظروف المعياريّة، وهي: ضغط الغاز 1atm، ودرجة حرارة 25 °C، وتركيز أيونات H^+ يساوي 1M.
- **جهد الاختزال المعياري Standard Reduction potential:** مقياس لميل نصف تفاعل الاختزال للحدوث في الظروف المعياريّة.
- **تلقائيّة التفاعل Spontaneity of Reaction:** حدوث التفاعل، وتكون النواتجُ دون الحاجة إلى طاقة كهربائيّة لإحداثه.
- **التحليل الكهربائي Electrolysis:** عمليّة تمرير تيّار كهربائي في مصهور أو محلول مادّة كهرليّة؛ فيسبّب حدوث تفاعل تأكسد واختزال غير تلقائي.
- **خلايا التحليل الكهربائي Electrolysis Cells:** خلية كهروكيميائية يحدث فيها تفاعل تأكسد واختزال غير تلقائي بفعل الطاقة الكهربائيّة.
- **تفاعل الإضافة Addition Reaction:** تفاعل بين جزيئين لتكوين جزيء واحد جديد. ويتضمن ذلك أن يحتوي أحد الجزيئين المتفاعلين الرابطةَ الثنائية أو الثلاثية.
- **نيوكليوفيل Nucleophile:** جزيء متعادل أو أيون سالب مثل OH^- أو RO^- يمتلك زوجًا من الإلكترونات غير الرابطة، وينجذب للطرف الموجب للرابطة القطبية ويرتبط معه. ويوصف بأنه محبّ للشحنة الموجبة.
- **إلكتروفيل Electrophile:** الأطراف الموجبة للجزيئات، وهي أطراف محبة للإلكترونات تنجذب إلى منطقة الكثافة الإلكترونية السالبة؛ وذلك لحاجتها إلى زوج إلكترونات.
- **إضافة إلكتروفيلية Electrophilic Addition:** انجذاب الإلكتروفيل إلى إلكترونات الرابطة π من الرابطة الثنائية في الألكين.
- **قاعدة ماركوفينيكوف Markovnikov,s Rule:** عند إضافة هاليد الهيدروجين HX إلى ألكين غير متماثل؛ فإن ذرة الهيدروجين ترتبط بذرة كربون الرابطة الثنائية المرتبطة بالعدد الأكبر من ذرات الهيدروجين.
- **إضافة نيوكليوفيلية Nucleophilic Addition:** انجذاب النيوكليوفيل إلى ذرة الكربون الموجبة في مجموعة الكربونيل في الألديهايد أو الكيتون.
- **تفاعل الحذف Elemenation Reaction:** حذف جزيء هاليد الهيدروجين من هاليد الأكيل بالتسخين مع قاعدة قوية، وحذف جزيء الماء من الكحول؛ بالتسخين مع حمض الكبريتيك أو حمض الفسفوريك المركّز؛ فينتج عن كلا الحالتين الألكين المقابل.
- **تفاعلات الاستبدال Substitution Reactions:** تفاعل تحلّ فيه ذرة أو مجموعة ذرات محل ذرة أو مجموعة ذرات أخرى في المركب العضوي.
- **جذر حرّ Free Radical:** ذرة أو مجموعة ذرات تمتلك إلكترونًا منفردًا، مما يجعله شديد النشاط.
- **استبدال نيوكليوفيلي Nucleophilic Substitution:** تفاعل يرتبط فيه النيوكليوفيل الذي يمتلك زوجًا من الإلكترونات غير الرابطة مع ذرة الكربون التي تحمل شحنة جزئية موجبة في المركب العضوي، بحيث يحل محل ذرة أو مجموعة ذرات فيه.
- **تفاعل الأسترة Esterification:** تفاعل الحموض الكربوكسيلية مع الكحولات بوجود عامل مساعد، مثل حمض الكبريتيك المركّز لتكوين الإسترات.
- **التصبّن Saponification:** تفاعل تفكك الإستر عند تسخينه مع محلول قاعدة قوية، مثل NaOH، منتجًا الكحول وملح الحمض الكربوكسيلي.