



# الكيمياء

الصف الثاني عشر - كتاب الطالب

الفصل الدراسي الأول

12

فريق التأليف

موسى عطا الله الطراونة (رئيساً)

بلال فارس محمود      تيسير أحمد الصبيحات

جميلة محمود عطية

منهاجي  
متعة التعليم الهدافي

الناشر: المركز الوطني لتطوير المناهج

يسر المركز الوطني لتطوير المناهج استقبال آرائكم وملحوظاتكم على هذا الكتاب عن طريق العنوانين الآتية:



06-5376262 / 237



06-5376266



P.O.Box: 2088 Amman 11941



@nccdjr



feedback@nccd.gov.jo



www.nccd.gov.jo

قررت وزارة التربية والتعليم تدريس هذا الكتاب في مدارس المملكة الأردنية الهاشمية جميعها، بناءً على قرار المجلس الأعلى للمركز الوطني لتطوير المناهج في جلسته رقم (2022/3)، تاريخ 12/5/2022 م، وقرار مجلس التربية والتعليم رقم (24)، تاريخ 29/5/2022 م، بدءاً من العام الدراسي 2022 / 2023 م.

© HarperCollins Publishers Limited 2022.

- Prepared Originally in English for the National Center for Curriculum Development. Amman - Jordan  
- Translated to Arabic, adapted, customised and published by the National Center for Curriculum Development. Amman - Jordan

**ISBN: 978 - 9923 - 41 - 308 - 1**

المملكة الأردنية الهاشمية

رقم الإيداع لدى دائرة المكتبة الوطنية:

(2022/4/1958)

375,001

الأردن. المركز الوطني لتطوير المناهج

الكيمياء: الصف الثاني عشر: كتاب الطالب (الفصل الدراسي الأول)/ المركز الوطني لتطوير المناهج.- عمان: المركز، 2022

.(140) ص.

ر.إ.: 2022/4/1958

الوصفات: /تطوير المناهج / المقررات الدراسية / مستويات التعليم / المناهج /

يتحمل المؤلف كامل المسؤلية القانونية عن محتوى مُصَنَّفه، ولا يعبر هذا المُصَنَّف عن رأي دائرة المكتبة الوطنية.



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.

م / 2022 هـ / 1443

الطبعة الأولى (التجريبية)

## قائمة المحتويات

### الصفحة ..... الموضوع

5 ..... المقدمة

## الوحدة الأولى: الْحُمُوضُ وَالقواعدُ وَتطبيقاتُهَا

9 ..... التجربة الاستهلالية: خصائص الْحِمْضِ وَالقَاعِدَةِ

10 ..... الدرسُ الأول: الْحُمُوضُ وَالقواعدُ

22 ..... الدرسُ الثاني: الرَّقْمُ الْهِيدِرُوجِينِيُّ وَمَحَالِيلُ الْحُمُوضِ وَالقواعدِ الْقَوِيَّةِ

41 ..... الدرسُ الثالث: الْحُمُوضُ وَالقواعدِ الْبَعِيْفَةِ

52 ..... الدرسُ الرابع: الْأَمْلَاحُ وَالمحاليل المنظمة

69 ..... الإثراءُ والتَّوْسُعُ: المحلول المنظم في الدم

70 ..... مراجعة الوحدة

## الوحدة الثانية: الكيمياء الكهربائية

75 ..... التجربة الاستهلالية: تفاعل بعض الفيلرات مع حمض الهيدروكلوريك HCl

76 ..... الدرسُ الأول: التأكسدُ والاختزال

95 ..... الدرسُ الثاني: الخلايا الجلفانية

121 ..... الدرسُ الثالث: خلايا التحليل الكهربائي

الإثراء والتوسيع: إعادة تدوير البطاريات

131

مراجعة الوحدة

132

مسرد المصطلحات

137

قائمة المراجع

140



بِسْمِ اللَّهِ الرَّحْمَنِ الرَّحِيمِ

## المقدمة

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

ويُعدُّ هذا الكتاب واحداً من سلسلة كتب المباحث العلمية التي تُعنى بتنمية المفاهيم العلمية، ومهارات التفكير وحل المشكلات، ودمج المفاهيم الحياتية والمفاهيم العابرة للمواد الدراسية، والإفادة من الخبرات الوطنية في عمليات الإعداد والتأليف وفق أفضل الطرائق المتّبعة عالمياً؛ لضمان انسجامها مع القيم الوطنية الراسخة، وتلبيتها حاجات أبنائنا الطلبة والمعلمين.

وقد جاء هذا الكتاب مُحققاً لمضامين الإطار العام والإطار الخاص للعلوم، ومعاييرها، ومؤشرات أدائها المُتمثّلة في إعداد جيل محيط بمهارات القرن الواحد والعشرين، وقدر على مواجهة التحديات، ومعتّزٌ - في الوقت نفسه - بانتهاه الوطنى. وتأسيساً على ذلك، فقد اعتمدت دورة التعلم الخامسة المنشقة من النظرية البنائية التي تمنح الطالب الدور الأكبر في العملية التعليمية التعليمية، وتُوفّر له فرصاً عديدةً للاستقصاء، وحل المشكلات، والبحث، واستخدام التكنولوجيا وعمليات العلم، فضلاً عن اعتماد منحى STEAM في التعليم الذي يستعمل لدمج العلوم والتكنولوجيا والهندسة والفن والعلوم الإنسانية والرياضيات في أنشطة الكتاب المتنوعة، وفي قضايا البحث.

يتألف الكتاب من وحدتين دراسيتين، هما: الحموض والقواعد وتطبيقاتها، الكيمياء الكهربائية.

الحق بكتاب الكيمياء كتاب للأنشطة التجارب العملية، يحتوي على جميع التجارب والأنشطة الواردة في كتاب الطالب؛ لتساعده على تفزيذها بسهولة، وذلك اعتماداً على منحى STEAM في بعضها، بدءاً بعرض الأساس النظري لكل تجربة، وبيان خطوات العمل وإرشادات السلامة، وانتهاءً بأسئلة التحليل والاستنتاج. وَتَضَمَّنَ الكتاب أيضًا أسئلة تفكير متنوعة؛ بغية تعزيز فهم

الطالب لموضوعات المادة، وتنمية التفكير الناقد لديه.

ونحن إذ نقدم هذه الطبعة من الكتاب، فإننا نأمل أن يسهم في تحقيق الأهداف والغايات النهائية المنشودة لبناء شخصية المتعلم، وتنمية اتجاهات حبّ التعلم ومهارات التعلم المستمر، فضلاً عن تحسين الكتاب بإضافة الجديد إلى محتواه، وإثراء أنشطته المتنوعة، والأخذ بلاحظات المعلمين.

والله ولي التوفيق

المركز الوطني لتطوير المناهج

اللوبنة

# الحموضُ والقواعدُ وتطبيقاتُها

## Acids and Bases and their Applications

1



أتأمل الصورة

تحتوي كثيرون من المواد الغذائية التي تتناولها على مواد حمضية تكسبها طعمًا لاذعًا، كالليمون والبنادرة والمشروبات الغازية، وأخرى تحتوي على مواد قاعدية تكسبها طعمًا خاصًا بها، مثل: السبانخ والخيار والخسّ وغيرها، ولكلّ مادة من هذه المواد درجة حموضة تميّزها عن غيرها. فما المقصود بالحمض والقاعدة؟ وكيف تُقاس درجة حموضة محليل هذه المادة؟

## الفكرة العامة

تُصنَّفُ المُوادُ التي نستخدمها في حياتنا اليومية بالاعتماد على درجة حموضتها إلى مواد حمضية ومواد قاعدية وأخرى متعادلة، وينطبق ذلك على المواد الغذائية أيضًا، وتختلف هذه المواد في خصائصها واستخداماتها، ويمكن تقدير درجة حموضتها بطرق مختلفة.

### الدرس الأول: الحموض والقواعد.

**الفكرة الرئيسية:** تتميَّز الحموض والقواعد في خصائصها الكيميائية والفيزيائية التي تحدُّد استخداماتها، ويمكن تعرُّفُ الحمض والقاعدة عن طريق عدد من المفردات، مثل: أيون الهيدروجين، وأيون الهيدروكسيد، والأزواج المترافق، وأزواج الإلكترونات.

**الدرس الثاني: الرَّقم الهيدروجيني ومحاليل الحموض والقواعد القوية.**

**الفكرة الرئيسية:** تحتوي المحاليل المائية على أيونات الهيدرونيوم وأيونات الهيدروكسيد، ويمكن التعبير عن درجة حموضة محلول pH أو درجة قاعديته  $pOH$  بالاعتماد على تراكيز هذه الأيونات فيه.

### الدرس الثالث: محاليل الحموض والقواعد الضعيفة.

**الفكرة الرئيسية:** يتَّainُ الحِمضُ الضعيفُ في المحلول المائي جُزئيًّا، ويُعَبِّرُ عن قدرته على التَّaiِنِ باستخدام ثابت تَaiِنِ الحِمض  $K_a$ ، وكذلك الحال للقاعدة الضعيفة التي يُعَبِّرُ عن مدى تَaiِنِها بثابت تَaiِنِ القاعدة  $K_b$ ، وَتُستَخدَمُ ثوابت التَّaiِnِ لحساب تراكيز الأيونات الناتجة وحساب الرَّقم الهيدروجيني للمحلول.

### الدرس الرابع: الأملاح والمحاليل المنظمة.

**الفكرة الرئيسية:** للكثير من الأملاح إما خصائص حمضية أو قاعدية تغيَّرُ من الرَّقم الهيدروجيني للمحلول الذي تُضاف إليه، ويتجزَّع عن ذوبان الملح القاعدي المستقى من الحمض الضعيف فيه ما يسمى محلول المنظم، وكذلك بالنسبة إلى القاعدة الضعيفة عندما يذوب فيها الملح الحمضي المستقى منها. ويقاومُ محلول المنظم التغيير في الرَّقم الهيدروجيني فيما لو أُضيفت إليه كمية قليلة من حمض أو قاعدة قوية.

# تجربة استهلاكية

## خصائص الحِمض والقاعدة

**المواد والأدوات:** محلول حمض الهيدروكلوريك HCl تركيزه  $0.1\text{ M}$ ، محلول هيدروكسيد الصوديوم NaOH تركيزه  $0.1\text{ M}$ ، أنابيب اختبار عدد 3، حامل أنابيب، أوراق الكاشف العام، مِخبَار مُدرَّج، كأس زجاجيّة، ماء مقطّر.

### إرشادات السلامة:

- أَتَبِعْ إِرشاداتِ السَّلَامَةِ الْعَامَّةِ فِي المختبرِ.
- أَرْتَدِيْ مَعْطَفَ المَخْتَبِرِ وَالنَّظَارَاتِ الْوَاقِيَّةِ وَالْفَقَازَاتِ.
- أَحْذِرْ اسْتِنشَاقَ حِمْضِ الْهِيدْرُوكَلُورِيكِ، وَلَمْسَ مَحْلُولِ هِيدْرُوكَلُورِيكِ وَلَمْسَ مَحْلُولِ هِيدْرُوكَسِيدِ الصُّودِيُومِ.

### خطوات العمل:

**1** **أَقِيسُ.** أَسْتَخْدُمُ الْمِخْبَارَ الْمُدَرَّجَ فِي قِيَاسِ  $3\text{ mL}$  مِنْ مَحْلُولِ حِمْضِ الْهِيدْرُوكَلُورِيكِ، ثُمَّ أَضْعُهَا فِي أَنْبَوبِ اختِبَارٍ وَأَرْقِمُهُ (1).



**2** **أَقِيسُ** درجة حرارة المحلول باستخدام ميزان الحرارة، وأَسْجُلْهَا.

**3** **أُلْاحِظُ.** أَغْمُسُ ورقة الكاشف العام في المحلول، وأَلْاحِظْ تغيير لونها، وأَسْجُلْهُ.

**4** **أَقِيسُ.** أَسْتَخْدُمُ الْمِخْبَارَ الْمُدَرَّجَ فِي قِيَاسِ  $3\text{ mL}$  مِنْ مَحْلُولِ هِيدْرُوكَسِيدِ الصُّودِيُومِ، ثُمَّ أَضْعُهَا فِي أَنْبَوبِ اختِبَارٍ آخَرَ وَأَرْقِمُهُ (2).

**5** **أَكْرِرُ** الخطوتين (2، 3) لمحلول هيدروكسيد الصوديوم، وأَسْجُلْ النتائج.

**6** **أُجَرِّبُ.** أَسْكُبُ مَحْتَوِياتِ الأَنْبَوبِ (1) فِي كَأسِ زَجاجِيَّةِ، وَأَضِيفُ إِلَيْهَا تدريجيًّا مَحْلُولَ هِيدْرُوكَسِيدِ الصُّودِيُومِ مِنَ الأَنْبَوبِ 2، ثُمَّ **أَكْرِرُ** الخطوتين (2، 3) لمحْتَوِياتِ الكَأسِ الزَّجاجِيَّةِ، وأَسْجُلْ النتائج.



### التحليل والاستنتاج:

1- أَحَدِّدُ التغيير الذي يطرأ على لون ورقة الكاشف عند وضعها في محلول كُلٌّ من حمض الهيدروكلوريك وهيدروكسيد الصوديوم.

2- أَقْدِرُ الرَّقْمَ الْهِيدْرُوجِينِيِّ (درجة الحموضة) لـكُلٌّ مِنَ الْمَحْلُولَيْنِ.

3- أَفْسِرُ اختلاف درجة حرارة المحلول الناتج من خلط المحلولين عن درجة حرارة كُلِّ منهما.

4- أَقْدِرُ الرَّقْمَ الْهِيدْرُوجِينِيِّ لِلْمَحْلُولِ النَّاتِجِ مِنْ خُلُطِ الْمَحْلُولَيْنِ فِي الْكَأسِ الزَّجاجِيَّةِ.

## مفاهيم الحموض والقواعد Acid Base Concepts

توجد الحموض والقواعد في كثير من المواد الغذائية، فالحموض تعطي الأطعمة طعمًا حامضًا أو لاذعًا، فالليمون والبرتقال والبندورة تحتوي على حموض، مثل الستيريك، الذي يكسبها الطعم الحمضي، كما تحتوي المشروبات الغازية على حمض الكربونيك، انظر الشكل (1). وتأثر الحموض في الكواشف المختلفة، فهي تحول لون ورقة تباع الشمس الزرقاء إلى اللون الأحمر. أما القواعد فتوجد في كثير من المواد الغذائية، مثل الخضروات، كالسبانخ والبروكلي والخيار، وبعض الفواكه، مثل التفاح والممشمش والفراولة، وتدخل القواعد في صناعة المنظفات، فمثلاً يستعمل هيدروكسيد الصوديوم في صناعة المنظفات المنزلية، وصناعة الصابون، انظر الشكل (2). وتحميّل القواعد بطعمها المرّ وملمسها الزّلق وتأثيرها في الكواشف، فهي تحول لون ورقة تباع الشمس الحمراء إلى اللون الأزرق. كيف عرف الكيميائيون كلاً من الحموض والقواعد؟ وكيف تطور مفهومما الحموض والقاعدة ليشملما أكبر عدد ممكن من المواد؟

### مفهوم أرهيبيوس Arrhenius Concept

تمكنَ العالمُ أرهيبيوس Arrhenius، عن طريق دراسته التوصيل الكهربائي لمحاليل المواد الأيونية، من وضع تصوّر حول مفهوم كلٌّ من الحموض والقواعد، وقد عدَّ هذا خطوةً رائدةً في مجال الكيمياء والتحليل الكيميائي. فما المقصود بالحموض عند أرهيبيوس؟ وما المقصود بالقواعد؟



الشكل (1): مواد تحتوي على الحموض.

### الفكرة الرئيسية:

تميّز الحموض والقواعد في خصائصها الكيميائية والفيزيائية التي تحدّد استخداماتها، ويمكن تعرّفُ الحموض والقواعد عن طريق عدد من المفردات، مثل: أيون الهيدروجين، وأيون الهيدروكسيد، والأزواج المترافق، وأزواج الإلكترونات.

### نتائجُ التعلم:

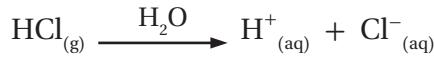
- أصِفُّ الحموض والقواعد وفقَ مفهوم كلٌّ من أرهيبيوس، وبرونستـ لوري، ولويس.
- أحدّد الأزواج المترافقَة بشكل صحيح.
- أكتبُ معادلاتٍ كيميائيةً وفقَ مفهوم برونستـ لوري.
- استنْجِ استخداماتِ الحموض والقواعد.

### المفاهيم والمصطلحات:

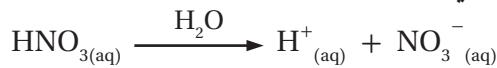
Acid	الحموض
Base	القواعد
Conjugated Pair	زوج مترافق
Conjugate Base	قاعدة مرافقَة
Conjugate Acid	حموض مرافق
Amphoteric Substances	موادٌ أمفوتيّة
Monoprotic Acid	حموضُ أحدادي البروتون
Diprotic Acid	حموضُ ثنائي البروتون
Triprotic Acid	حموضُ ثلاثي البروتون

## حمض أرهيبيوس Arrhenius Acid

توصلَّل أرهيبيوس إلى أنَّ الحمض Acid مادَّةٌ تتأيَّنُ في الماء وتنتجُ أيونَ الهيدروجين  $(H^+)$ . فمثلاً، عند إذابة غاز كلوريد الهيدروجين HCl في الماء ينتج أيونُ الهيدروجين  $H^+$  في المحلول، كما في المعادلة الآتية:



أمّا حمض النيتريك  $HNO_3$ ، فيتأيَّنُ في الماء مُنِيَّجاً أيونَ الهيدروجين  $H^+$ ، كما في المعادلة الآتية:

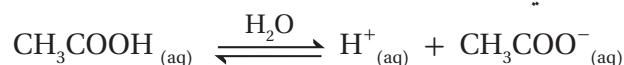


وهذا ينطبقُ على جميع حموض أرهيبيوس؛ فهي تحتوي على ذرة هيدروجين أو أكثر، ترتبط برابطة تساهمية قطبية بذرَّةٍ أخرى ذات سالبية كهربائية عالية نسبياً أو مجموعة أيونية؛ مما يسمح لها بالتأيَّن في المحلول المائي. ويبيَّن الجدول (1) بعض حموض أرهيبيوس.

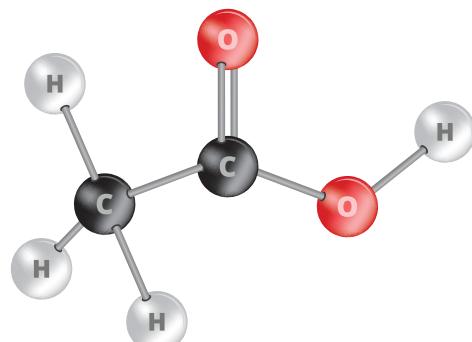
الجدول (1): بعض حموض أرهيبيوس.

الصيغة الكيميائية	الحمض
HCl	الهيدروكلوريك
$HNO_3$	النيتريك
$H_2SO_4$	الكبريتيك
$H_3PO_4$	الفسفوريك
$CH_3COOH$	الإيثانويك
$H_2CO_3$	الكربونيكي

ينصُّح منَ الجدول أنَّ حموض أرهيبيوس جميعَها تحتوي على ذرات الهيدروجين القابلة للتأيَّن، فبعضها يحتوي على ذرة هيدروجين واحدة، مثل HCl، ويسمى **حمضاً أحادي البروتون Monoprotic Acid**، وبعضها يحتوي على ذرتَي هيدروجين، مثل حمض الكبريتيك  $H_2SO_4$ ، ويسمى **حمضاً ثنائياً البروتون Diprotic Acid**، في حين يحتوي بعضها على ثلات ذرات هيدروجين، مثل حمض الفسفوريك  $H_3PO_4$ ، ويسمى **حمضاً ثلاثياً البروتون Triprotic Acid**. وبالتدقيق في صيغة حمض الإيثانويك  $CH_3COOH$  نجد أنه يحتوي على ثلات ذرات هيدروجين مرتبطة بذرَّة الكربون ليس لها القدرة على التأيَّن؛ لأنَّ الروابط بينها غير قطبية مما يمنع تأيَّتها. انظر الشكل (3)، الذي يبيَّن الشكل البنائي لحمض الإيثانويك، وهناك ذرة هيدروجين أخرى مرتبطة بذرَّة الأكسجين ذات السالبية الكهربائية العالية، وهي الوحيدة التي تتأيَّن في المحلول؛ ولذلك يصنَّفُ على أنه حمض أحادي البروتون، كما في المعادلة الآتية:



الشكل (3): الشكل البنائي لحمض الإيثانويك.



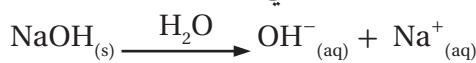
## الربط مع الزراعة حمض الكبريتيك $\text{H}_2\text{SO}_4$

عرف العرب حمض الكبريتيك في القرن الثامن الميلادي؛ فقد اكتشفه العالمُ جابر ابنُ حيّان وأطلق عليه اسمَ زيت الزاج. يستخدم حمض الكبريتيك في المجال الزراعي لزيادة حموضة التربة، كما يستخدم لمعالجة ملوحتها، وفي تطهيرها منَ الفطريات.



### قاعدةً أرهينيوس Arrhenius Base

عَرَفَ أرهينيوس القاعدة Base بأنها مادةً تتأينُ في الماء وتنتج أيونَ الهيدروكسيد  $\text{OH}^-$ . فمثلاً، عند إذابة هيدروكسيد الصوديوم  $\text{NaOH}$  في الماء ينتج أيونُ الهيدروكسيد  $\text{OH}^-$ ، كما في المعادلة الآتية:



ويتأينُ هيدروكسيد البوتاسيوم  $\text{KOH}$  في الماء، كما في المعادلة الآتية:



وينطبق ذلك -بشكل عام- على هيدروكسيدات فلزّات المجموعتين الأولى والثانية من الجدول الدوري، ويبيّن الجدول (2) بعض قواعد أرهينيوس. يتضح من الجدول أنَّ قواعد أرهينيوس كُلُّها تحتوي على أيون الهيدروكسيد، بعضها تحتوي على أيون هيدروكسيد واحد، مثل هيدروكسيد الصوديوم  $\text{NaOH}$ ، وبعضها تحتوي على أيوني هيدروكسيد، مثل هيدروكسيد الكالسيوم  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ . وستقتصرُ دراستنا على الحموض أحاديد البروتون والقواعد أحاديد الهيدروكسيد.

رغم الإنجاز الكبير الذي حققه مفهوم أرهينيوس في مجال الكيمياء، فقد بقي محدوداً بسبب تناوله الحموض والقواعد في المحاليل المائية فقط، ولم يتمكّن من تفسير التأثير القاعدي لقواعد معروفة، مثل الأمونيا  $\text{NH}_3$ ، ومن تفسير التأثير الحمضي أو القاعدي لمحاليل الأملاح، مثل كلوريد الأمونيوم  $\text{NH}_4\text{Cl}$  الحمضي أو كربونات الصوديوم الهيدروجينية  $\text{NaHCO}_3$  القاعدي.

الجدول (2): بعض قواعد أرهينيوس.

الصيغة الكيميائية	القاعدة
$\text{KOH}$	هيدروكسيد البوتاسيوم
$\text{LiOH}$	هيدروكسيد الليثيوم
$\text{NaOH}$	هيدروكسيد الصوديوم
$\text{Mg}(\text{OH})_2$	هيدروكسيد المغنيسيوم
$\text{Ca}(\text{OH})_2$	هيدروكسيد الكالسيوم

تحققَ ✓

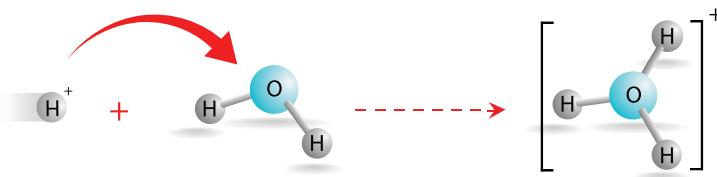
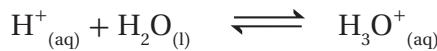
1- أُصنِّفُ الموادَ الآتية إلى حموضٍ وقواعدٍ وفقَ مفهوم أرهينيوس:



2- أكتبُ معادلة تبيّنُ التأثير القاعدي لمحلول هيدروكسيد البوتاسيوم  $\text{KOH}$ .

## أيون الهيدرونيوم Hydronium Ion

يتَّسِعُ الحِمْضُ في المَحْلُولِ ويَتَّسِعُ أَيُونُ الْهِيَدْرُوْجِينِ  $H^+$ ، الَّذِي يَتَكَوَّنُ مِنْ بِرُوتُونٍ وَاحِدٍ فَقَطُّ، وَهُوَ جَسِيمٌ صَغِيرٌ جَدًّا يَحْمِلُ شَحْنَةً كَهْرَبَائِيَّةً عَالِيَّةً جَدًّا (ذُو كَثَافَةً كَهْرَبَائِيَّةً عَالِيَّةً) فَلَا يَمْكُنُ أَنْ يَوْجُدَ مُنْفَرِدًا فِي المَحْلُولِ؛ إِذَا رَتَبَطَ أَيُونُ الْهِيَدْرُوْجِينِ بِجَزِئِ مَاءٍ مَكَوَّنًا أَيُونَ الْهِيَدْرُوْنِيُومَ **Hydronium Ion**، كَمَا فِي الْمُعَادَلَةِ الْآتِيَّةِ:

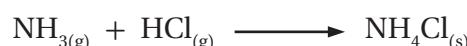
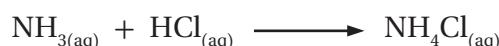


وَبِهَذَا يَمْكُنُ التَّعَبِيرُ عَنْ أَيُونِ الْهِيَدْرُوْجِينِ فِي المَحْلُولِ بِاستِخْدَامِ أَيُونِ الْهِيَدْرُوْنِيُومَ  $H_3O^+$ ، وَبِذَلِك تَكْتُبُ مَعَادِلَةً تَائِيَّةً كُلُورِيدَ الْهِيَدْرُوْجِينَ  $HCl$  كَمَا فِي الْآتِيِّ:



## مَفْهُومُ بِرُونْسَتَدَ - لُورِي Bronsted-Lowry Concept

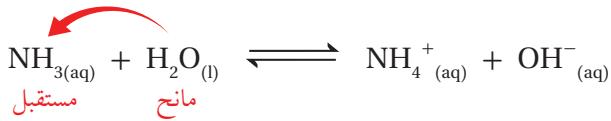
قَدَّمَ مَفْهُومُ أَرْهِينِيُوسَ تَفْسِيرًا مَقْبُولاً لِسُلُوكِ كَثِيرٍ مِنَ الْحِمْضِ وَالْقَاعِدَةِ، إِلَّا أَنَّهُ لَمْ يَتَمْكِّنْ مِنْ تَفْسِيرِ كَثِيرٍ مِنْ تَفَاعُلَاتِهَا، مِثْلُ تَفَاعُلِ حِمْضِ الْهِيَدْرُوْكُلُورِيكَ  $HCl$  مَعَ الْأُمُونِيَا  $NH_3$ ، الَّذِي يَتَّسِعُ مِنْ تَفَاعُلِ مَلْحِ كُلُورِيدِ الْأُمُونِيُومَ  $NH_4Cl$ ، الَّذِي يَمْثُلُ تَفَاعُلَ حِمْضٍ مَعَ قَاعِدَةً، سَوَاءً فِي الْمَحَالِيلِ أَوْ فِي الْحَالَةِ الغَازِيَّةِ، كَمَا يَأْتِيُ:



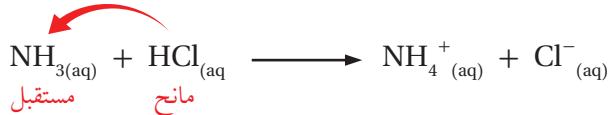
فَالْأُمُونِيَا  $NH_3$  قَاعِدَةٌ لَا تَحْتَوِي عَلَى أَيُونِ الْهِيَدْرُوْكُسِيدِ؛ مَمَّا دَفَعَ الْكِيمِيَائِيِّينَ إِلَى تَطْوِيرِ مَفْهُومِ الْحِمْضِ وَالْقَاعِدَةِ؛ إِذَا تَمَكَّنَ العَالَمَانَ بِرُونْسَتَدَ Bronstedَ وَلُورِي Lowryَ، مِنْ وَضْعِ تَصُورٍ جَدِيدٍ لِمَفْهُومِ الْحِمْضِ وَالْقَاعِدَةِ بِالْاعْتِمَادِ عَلَى اِنْتِقالِ الْبِرُوتُونَ  $H^+$  (أَيُونِ الْهِيَدْرُوْجِينِ) مِنَ الْحِمْضِ إِلَى الْقَاعِدَةِ فِي أَثْنَاءِ التَّفَاعُلِ؛ وَبِذَلِكَ فَقَدْ قَدَّمَا تَعرِيفًا أَكْثَرَ شَمْوُلاً لِكُلِّ مِنَ الْحِمْضِ وَالْقَاعِدَةِ، وَعَرَّفَاهُمَا الْحِمْضُ بِأَنَّهُ مَادَّهٌ يُمْكِنُهَا مُنْحُ بِرُوتُونٍ فِي أَثْنَاءِ التَّفَاعُلِ (مَانِحُ لِلْبِرُوتُونِ)، أَمَّا الْقَاعِدَةُ فَهِيَ مَادَّهٌ يُمْكِنُهَا استِقبَالُ بِرُوتُونٍ فِي أَثْنَاءِ التَّفَاعُلِ (مُسْتَقْبِلُ لِلْبِرُوتُونِ). فَمِثَلًاً، عِنْدِ إِذَاَبَةِ كُلُورِيدِ الْهِيَدْرُوْجِينَ  $HCl$  فِي المَاءِ فَإِنَّهُ يُمْنَحُ بِرُوتُونَ ( $H^+$ )، وَيَمْثُلُ الْحِمْضَ، بَيْنَمَا يُسْتَقْبِلُ المَاءُ الْبِرُوتُونَ ( $H^+$ )، وَيَمْثُلُ الْقَاعِدَةَ، وَالْمُعَادَلَةُ الْآتِيَّةُ تُوضِّحُ ذَلِكَ:



أما عند إضافة الأمونيا  $\text{NH}_3$  في الماء فإنها تستقبل البروتون  $(\text{H}^+)$  من الماء؛ وبهذا فإنها تمثل القاعدة، في حين يمثل الماء الحمض في التفاعل، كما في المعادلة الآتية:



وعند خلط محلول HCl مع محلول  $\text{NH}_3$  يتقل البروتون  $(\text{H}^+)$  من HCl، الذي يمثل الحمض في التفاعل، إلى  $\text{NH}_3$ ، التي تمثل القاعدة، والمعادلة الآتية توُضِّح ذلك:

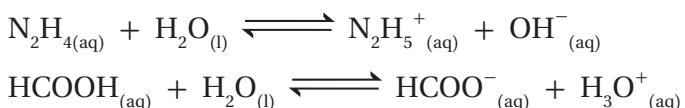


وبهذا يمكن النظر إلى التفاعلات التي يحدث فيها انتقال للبروتون على أنها تفاعلات حمض وقاعدة.

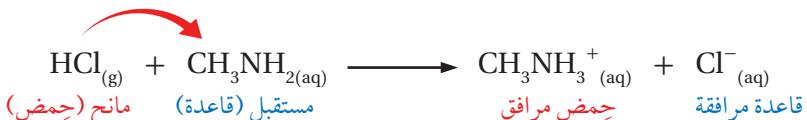
الربط مع العلوم الطبية

سُرُّ الطَّعْمِ الْمُرُّ لِلأَدْوِيَةِ  
يَتَكَوَّنُ الْعَدِيدُ مِنَ الْأَدْوِيَةِ مِنْ  
قَوَاعِدَ تَسْمَى الْأَمِينَاتِ، وَهِيَ  
مَوَادٌ عَضْوَيَّةٌ تُشَتَّقُ مِنَ الْأَمُونِيَا  
فَالْمُسْتَخْلَصُ الْمُرُّ مِنْ لِحَاءِ  
 $\text{NH}_3$ ، الْكِيْنَا مَادَّةٌ تَسْمَى الْكِيْنِيْنُ، وَهُوَ  
مِنَ الْأَمِينَاتِ، وَقَدْ اسْتُخْدِمَ فِي  
مِكافَحةِ الْمَلَارِيَا.

**أتحقق:** أحدد الحمض والقاعدة في التفاعلين الآتيين: ✓

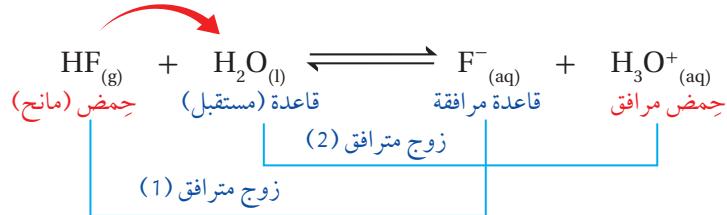


## الأزواج المترافقة Conjugated Pairs



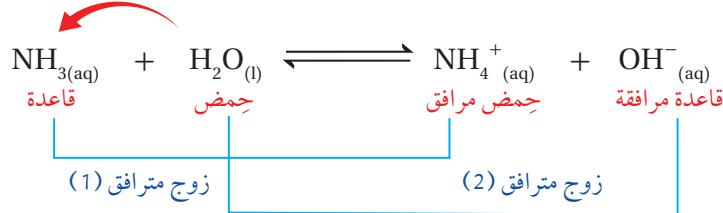
**يَتَضَعُ** من المعادلة أنَّ الْحِمْض HCl يُمْنَحُ الْبِرُوتُونَ  $H^+$ ، وَيُتَبَعُ الأَيُونَ  $Cl^-$ ، الَّذِي يُسَمَّى **قَاعِدَةُ مَرَافِقَةٍ Conjugate Base**، وَهِيَ الْمَادَّةُ النَّاتِجَةُ عَنْ مَنْحِ الْحِمْضِ لِلْبِرُوتُونِ، كَمَا تَسْتَقِبِلُ الْقَاعِدَةُ  $CH_3NH_2$  الْبِرُوتُونَ  $H^+$ ، وَيَتَبَعُ عَنْ ذَلِكَ الْأَيُونُ  $CH_3NH_3^+$ ، وَيُسَمَّى **الْحِمْضُ الْمَرَاقِفُ Conjugate Acid**، وَهِيَ الْمَادَّةُ النَّاتِجَةُ عَنْ اسْتِقِبَالِ الْقَاعِدَةِ لِلْبِرُوتُونِ؛ وَبِهَذَا يَكُونُ لِكُلِّ حِمْضٍ فِي التَّفَاعُلِ قَاعِدَةٌ مَرَاقِفَةٌ فِي الْمَوَادَّ النَّاتِجَةِ، وَلِكُلِّ قَاعِدَةٍ فِي التَّفَاعُلِ حِمْضٌ مَرَاقِفٌ فِي الْمَوَادَّ

الناتجة، ويُسمى الحِمض وقاعدته المراقبة، أو القاعدة وحمضها المراقب، زوجاً مترافقاً Conjugated Pair. ويمكن ملاحظة ذلك أيضاً عند تفاعل حمض الهيدروفلوريك مع الماء، كما في المعادلة الآتية:



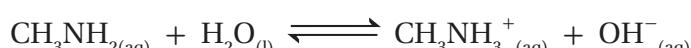
يتضح أنَّ التفاعل يشتمل على زوجين مترافقين، هما: الحِمض وقاعدته المراقبة ( $\text{HF}\backslash\text{F}^-$ )، والقاعدة وحمضها المراقب ( $\text{H}_2\text{O}\backslash\text{H}_3\text{O}^+$ ).

ويشتمل تفاعل الأمونيا  $\text{NH}_3$  مع الماء على زوجين مترافقين أيضاً، كما يتضح في المعادلة الآتية:



يتضح أنَّ التفاعل يشتمل على زوجين مترافقين، هما: القاعدة وحمضها المراقب ( $\text{NH}_3\backslash\text{NH}_4^+$ )، والحمض وقاعدته المراقبة ( $\text{H}_2\text{O}\backslash\text{OH}^-$ )؛ وبهذا فإنَّ التفاعل وفقَ مفهوم برونستد-لوري يحتوي على زوجين مترافقين: الحِمض وقاعدته المراقبة، والقاعدة وحمضها المراقب.

**أتحقق:** أحدد الزوجين المترافقين في كلٍ منَ التفاعلين الآتيين: ✓

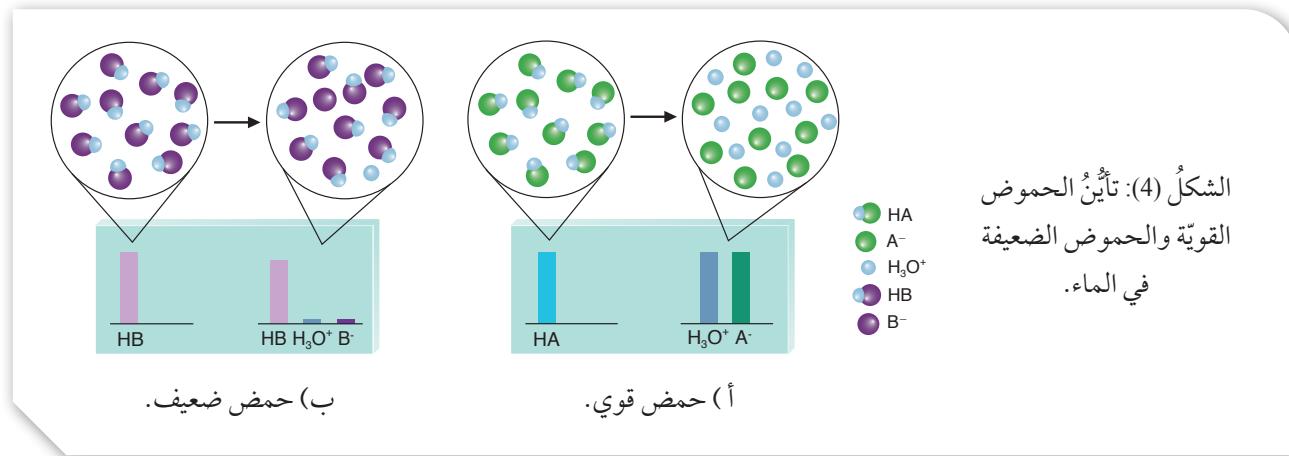


### قوَّةُ الْحِمْضِ وَالْقَاعِدَةِ Acid and Base Strength

ترتبط قوَّةُ الْحِمْض بقدرته على التأين ومنح البروتون، فالْحِمْضُ القويُّ يتَأينُ كُلِّيًّا في المحلول، ويتجه التفاعل نحو تكوين المواد الناتجة. فمثلاً، يتَأينُ الْحِمْض  $\text{HCl}$  في الماء كُلِّيًّا، كما في المعادلة الآتية:

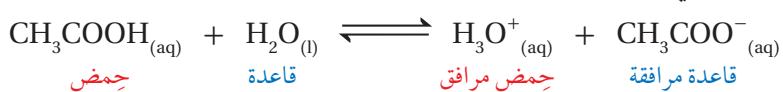


يتضح منَ المعادلة أنَّ  $\text{HCl}$  في المحلول يسلُك سلوكَ الْحِمْضِ، بينما



يسลُك الماء  $H_2O$  سلوك القاعدة، فإذا افترضنا حدوث تفاعل عكسي فإن الأيون  $Cl^-$  يسلُك كقاعدة، بينما يسلُك  $H_3O^+$  سلوك الحمض. وبما أن التفاعل يتَّجه كُلِّيًّا نحو تكوين المواد الناتجة، فإن ذلك يشير إلى أن الحمض  $HCl$  أكثر قدرةً على منح البروتون من الحمض  $H_3O^+$ ، وأنه أقوى من الحمض  $H_3O^+$ ، كما يشير إلى أن القاعدة  $Cl^-$  أقل قدرةً على استقبال البروتون من القاعدة  $H_2O$ ، وبذلك يكون  $H_2O$  قاعدة أقوى من  $Cl^-$  في التفاعل؛ وبهذا نجد أن الحمض والقاعدة في جهة المواد المتفاعلة أقوى من الحمض والقاعدة في جهة المواد الناتجة، وأن التفاعل يتَّجه نحو تكوين المواد الناتجة، انظر الشكل (٤/١)؛ ما يشير إلى عدم حدوث تفاعل عكسي؛ ولذلك يُعبَّر عن التفاعل بـ“باتجاه واحد”， كما ورد في المعادلة.

أمّا الحموض الضعيفة فتتأيّن جزئيًّا في المحلول، ويكون التفاعل منعكسًا. فمثلاً، يتآيّن حمض الإيثانويك  $\text{CH}_3\text{COOH}$  في الماء بدرجة ضئيلة، كما في المعادلة الآتية:



تشير درجة التأين الضئيلة للحمض  $\text{CH}_3\text{COOH}$  إلى أن تركيزه في المحلول يكون عالياً مقارنة بتركيز الحمض  $\text{H}_3\text{O}^+$ ، انظر الشكل (4/ب)؛ ما يعني أنَّ الحمض  $\text{CH}_3\text{COOH}$  أقل قدرة على منح البروتون منَ الحمض  $\text{H}_3\text{O}^+$ ؛ وبهذا يكون الحمض  $\text{CH}_3\text{COOH}$  أضعف منَ الحمض  $\text{H}_3\text{O}^+$ ، كما نجد أنَّ القاعدة  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  أكثر قدرة على استقبال البروتون منَ القاعدة  $\text{H}_2\text{O}$  في المحلول؛ وبهذا تكون القاعدة  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  أقوى منَ القاعدة  $\text{H}_2\text{O}$ ، وهذا يفسِّر حدوث التفاعل العكسي.

**يَتَسْبِحُ** ممّا سبق أنَّ الْحِمْضُ الْقَوِيُّ HCl تكون قاعدهُ المراقبة  $\text{Cl}^-$  ضعيفة نسبياً، وأنَّ الْحِمْضُ الْبَعِيْفُ  $\text{CH}_3\text{COOH}$  تكون قاعدهُ المراقبة  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  قوية نسبياً، وكلما زادت قوَّةُ الْحِمْضِ قلَّتْ قوَّةُ الْقَاعِدَةِ المُرَاقِبَةِ الناتجةُ عنهُ،

الجدول (3): العلاقة بين قوّة الحموض وقوّة قواعدها المرافق.

الحمض	القاعدة
$\text{HClO}_4$	$\text{ClO}_4^-$
$\text{H}_2\text{SO}_4$	$\text{HSO}_4^-$
HI	$\text{I}^-$
HBr	$\text{Br}^-$
HCl	$\text{Cl}^-$
$\text{HNO}_3$	$\text{NO}_3^-$
$\text{H}_3\text{O}^+$	$\text{H}_2\text{O}$
$\text{H}_2\text{SO}_3$	$\text{HSO}_3^-$
$\text{H}_3\text{PO}_4$	$\text{H}_2\text{PO}_4^-$
$\text{HNO}_2$	$\text{NO}_2^-$
HF	$\text{F}^-$
$\text{CH}_3\text{COOH}$	$\text{CH}_3\text{COO}^-$
$\text{H}_2\text{CO}_3$	$\text{HCO}_3^-$
$\text{H}_2\text{S}$	$\text{HS}^-$
$\text{HClO}$	$\text{ClO}^-$
$\text{HBrO}$	$\text{BrO}^-$
$\text{NH}_4^+$	$\text{NH}_3$
HCN	$\text{CN}^-$
$\text{H}_2\text{O}$	$\text{OH}^-$

✓ **أَحْقَقُ:** أكتب معادلتين كيميائيتين أوضح فيها سلوك الأيون  $\text{HCO}_3^-$  مع كل من  $\text{OH}^-$  و  $\text{HNO}_2$ .

وأن التفاعل يتوجه نحو تكوين المواد الأضعف؛ أي أنّ موضع الاتزان يُزاح جهة المواد الأضعف في التفاعل، ويبيّن الجدول (3) العلاقة بين قوّة الحموض وقوّة قواعدها المرافق. وينطبق ذلك على القواعد الضعيفة وحموضها المرافق، فالقاعدة الأقوى يكون حمضها المرافق أضعف، وكلما زادت قوّة القاعدة قلت قوّة الحِمض المرافق الناتج عنها.

✓ **أَتَحَقَّ:** اعتماداً على الجدول (3)، أجب عن الأسئلة الآتية:

1- أَحَدِّدُ الحِمض الأقوى بين الحموض الآتية:



2- أَحَدِّدُ أيَّ الحموض الآتية تكون قاعدهُ المرافق هي الأقوى:



3- أَحَدِّدُ الجهة التي يُزاح نحوها الاتزان في التفاعل الآتي:



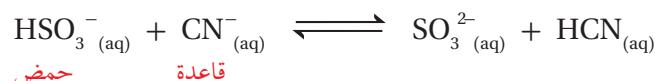
### المواد الأمفوتيّرية: Amphoteric Substances

يتأثر سلوكُ المادة كحمض أو قاعدة وفق مفهوم برونستد - لوري تبعاً لطبيعة المواد التي تتفاعل معها وقدرتها على منح البروتون أو استقباله، فبعض المواد تسلُك كحمض في تفاعل وتسلُك كقاعدة في تفاعل آخر، وتسمى موادًّا أمفوتيّرية أو متربّدة. فمثلاً الماء في التفاعلات السابقة يسلُك كقاعدة في تفاعلاته معَ الحموض، مثل حمض الهيدروكلوريك  $\text{HCl}$ ، ويسلُك كحمض في تفاعله معَ القواعد، مثل تفاعله معَ الأمونيا  $\text{NH}_3$ ؛ وبهذا يُعدُّ الماء مادةً أمفوتيّرية.

وهناك العديد من الأيونات السالبة المحتوية على الهيدروجين والقادرة على منحه في التفاعل تسلُك سلوكًا أمفوتيّرًا، مثل الأيونات:  $\text{HSO}_3^-$ ,  $\text{HCO}_3^-$ ,  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$ ,  $\text{HS}^-$ ,  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  و $\text{HCOO}^-$ . فمثلاً، يسلُك الأيون  $\text{HSO}_3^-$  سلوكَ القاعدة عند تفاعله مع حمض الهيدروفلوريك  $\text{HCl}$ ، كما في المعادلة الآتية:



ويسلُك أيضًا سلوكَ الحِمض عند تفاعله معَ قاعدة، مثل  $\text{CN}^-$ ، فهو يمنح البروتون  $\text{H}^+$  إلى أيون  $\text{CN}^-$  في أثناء التفاعل؛ وبهذا فإنَّ أيون  $\text{CN}^-$  يمثل القاعدة في التفاعل، والمعادلة الآتية توضح ذلك:

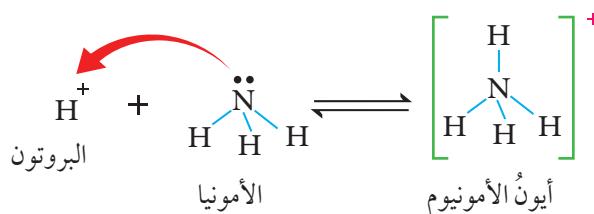


## Lewis Concept مفهوم لويس

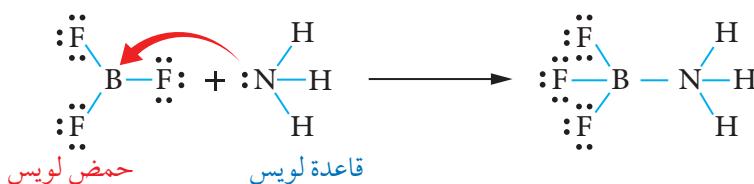
فسَرَ مفهوم برونستد-لوري سلوكِ الحِمض والقاعدة بالاعتماد على انتقال البروتون ( $H^+$ ) من الحِمض إلى القاعدة، إلا أنه لم يوضح كيفية ارتباط البروتون بالقاعدة، كما أنَّ هناك العديد من تفاعلات حِمض - قاعدة لا تشتملُ على انتقال للبروتون، مثل تفاعل  $CO_2$  مع الماء، وتفاعل بعض الأيونات الفلزية مع الماء أو الأمونيا مثلاً. فكيف يمكن تفسير سلوك هذه المواد؟

درس لويس تفاعلات الحِموض والقواعد التي لا تشتملُ على انتقال للبروتون، ووضع تصوُّراً جديداً لمفهوم الحِمض والقاعدة بالاعتماد على انتقال أزواج الإلكترونات من القاعدة إلى الحِمض؛ فقد عَرَفَ الحِمض بأنه مادةً يمكنُها استقبال زوج أو أكثر من الإلكترونات في أثناء التفاعل، أمّا القاعدة فهي مادةً يمكنُها منح زوج من الإلكترونات في أثناء التفاعل.

ساعد هذا المفهوم على تفسير تكوين الرابطة في تفاعل الحِمض  $HCl$  مع القاعدة  $NH_3$ ؛ أيون الهيدروجين  $H^+$  (البروتون) الناتج من تأين الحِمض يمتلكُ فلگاً فارغاً، بينما تمتلكُ ذرَّة النيتروجين في الأمونيا  $NH_3$  زوجاً غير رابط من الإلكترونات، وعند انتقال البروتون  $H^+$  إلى الأمونيا  $NH_3$  فإنه يستقبلُ زوج إلكترونات غير رابط في ذرَّة النيتروجين، ويرتبط به، فتشاً بينهما رابطةٌ تناصقية، ويتكونُ أيون الأمونيوم موجب الشحنة  $NH_4^+$ . ويمكن تمثيل التفاعل الحاصل بينهما على النحو الآتي:



يَتَضَرُّعُ ممَّا سبق أنَّ مفهوم لويس استُخدم في تفسير تفاعلات حِمض - قاعدة التي ينطبقُ عليها مفهوم برونستد- لوري، وتفاعلات أخرى لا ينطبقُ عليها مفهوم برونستد - لوري، مثل: تفاعل الأمونيا  $NH_3$  مع ثلاثي فلوريد البورون  $BF_3$ ، الذي يُعبَّرُ عنه بالمعادلة الآتية:

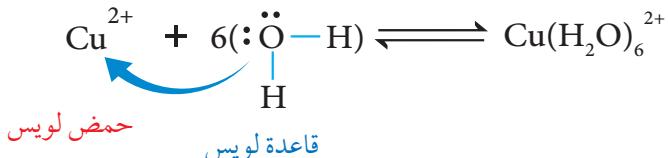


فذرة النيتروجين N تمتلكُ زوج إلكترونات غير رابط في  $NH_3$  يمكنها منحه؛ وبهذا فإنَّ  $NH_3$  تمثُّل القاعدة، في حين أنَّ لدى ذرَّة البورون B في  $BF_3$  فلگاً فارغاً يمكنُها من استقبال زوج من الإلكترونات؛ وبهذا فإنَّ  $BF_3$  يُمثلُ الحِمض.



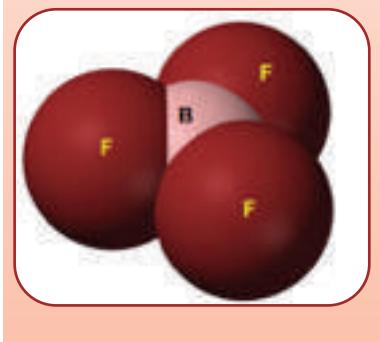
استخدام القواعد في حياتنا اليومية.  
تُستخدَمُ كثِيرٌ من القواعد في حياتنا اليومية، مثل هيدروكسيد الصوديوم، الذي يُستخدَمُ في صناعة المنظفات والصابون ومساحيق الغسيل وسائل الجلي، أمّا هيدروكسيد الكالسيوم فَيُستخدَمُ في صناعة الإسمنت، ومعاجة مياه الصرف الصحي، ومعالجة حموضة التربة الزراعيَّة، كما يُضافُ إلى العلف لتحسين تغذية الماشي.

كما تمكّن لويس من تفسير تكوين الأيونات المعقّدة التي تنتُجُ من تفاعل أيونات بعض الفلزّات مع جزيئات مثل  $\text{O}_2\text{H}_2$  أو  $\text{NH}_3$  أو مع أيونات أخرى مثل  $\text{CN}^-$ . فمثلاً، يتفاعل أيون  $\text{Cu}^{2+}$  مع الماء  $\text{H}_2\text{O}$  لتكوين الأيون  $\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_6^{2+}$ ، كما في المعادلة الآتية:



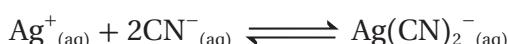
الرِّبَطُ مَعَ الصَّنْاعَةِ

ثلاني فلوريد البورون  $\text{BF}_3$  يُحضر صناعيًّا بعدَة طرق، منها تسخين البورون مع معدن الفلوريت  $\text{CaF}_2$  بوجود حمض الكبريتيك، ويصنع منه ما بين 2300 إلى 4500 طن سنويًّا، وهو غاز سام عديم اللون يُستخدم في تحفيز العديد من التفاعلات العضوية وتحفيز عمليات البلمرة للمركبات العضوية غير المشعة.



حيث يمتلك أيون النحاس  $Cu^{2+}$  أفلاكاً فارغة؛ ولذلك يمكنه استقبال زوج أو أكثر من الإلكترونات من الماء؛ وبهذا فهو يمثل الحمض في التفاعل، أمّا جزيء الماء  $H_2O$  فتمتلك ذرة الأكسجين فيه زوجين غير رابطين من الإلكترونات يمكنها منح أحدهما لأيون النحاس  $Cu^{2+}$ ؛ وبهذا فالماء يمثل القاعدة في التفاعل؛ لذا يرتبط أيون النحاس  $Cu^{2+}$  عن طريق أفلاكه الفارغة بعدد من جزيئات الماء عن طريق أزواج الإلكترونات غير الرابطة بروابط تناسقية مكوناً الأيون  $Cu(H_2O)_6^{2+}$ .

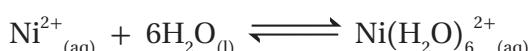
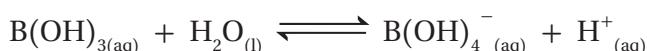
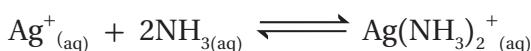
وكذلك يمكن تفسير تفاعل أيون الفضة ( $\text{Ag}^+$ ) مع أيونات السيانيد  $\text{CN}^-$  لتكوين الأيون  $\text{Ag}(\text{CN})_2^-$ , كما في المعادلة الآتية:



فأيون الفضة الموجب يمتلك أفلاكاً فارغة، بينما يمتلك أيون السيانيد السالب CN<sup>-</sup> أزواج إلكترونات غير رابطة؛ وبهذا فإنَّ أيون الفضة Ag<sup>+</sup> يستقبل أزواج الإلكترونات ويمثل حمض ل وليس في التفاعل، في حين أنَّ كلَّ أيون سيانيد CN<sup>-</sup> يمنح أيون الفضة زوج إلكترونات غير رابط ويمثل قاعدة ل وليس في التفاعل.

اتحقة:

**أحدّ الحمض** والقاعدة حسب مفهوم لويس في كل من التفاعلات الآتية:



# التجربة ١

## مقارنة قوّة الحموض

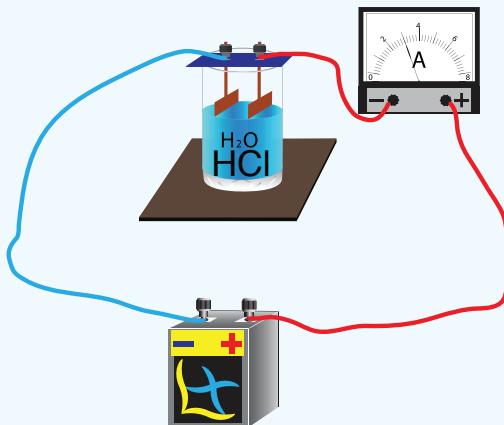
### المواد والأدوات:

محلول حمض الهيدروكلوريك HCl تركيزه 0.1 M، محلول حمض الإيثانويك  $\text{CH}_3\text{COOH}$  تركيزه 0.1 M، كأس زجاجيّة سعة 50 mL عدد 2، أسلاك توصيل، جهاز أميتر، مصدر كهربائي، مخارب مُدرَّج سعة 50 mL، جهاز مقاييس الرقم الهيدروجيني أو أوراق الكاشف العام، شريط مغنيسيوم Mg، أقطاب جرافيت.

### إرشادات السلامة:

- أتبّع إرشادات السلامة العامة في المختبر.
- أرتدي معطف المختبر والنظارات الواقية والقفازات.
- احذر استنشاق حمض الهيدروكلوريك.

### خطوات العمل:



١- أحضر الكأسين الزجاجيَّتين، وأكتب على كل منها اسمَ أحد المحلولين.

٢- **أقيِّس** باستخدام المِخارب المُدرَّج 20 mL من محلول HCl، وأضعُها في الكأس المخصَّصة لها.

٣- **أقيِّس** باستخدام جهاز مقاييس الرَّقم الهيدروجيني أو ورق الكاشف العام الرَّقم الهيدروجيني للمحلول، وأسجِّل نتائجي.

٤- **أجْرِّب**. أوصِل أقطاب الجرافيت بالمصدر الكهربائي وبجهاز الأميتر، وأضعُها في محلول HCl، وأسجِّل قراءة الأميتر.

٥- **الاِلْاحْظُ**. أغمسُ شريط مغنيسيوم طوله 2 cm في المحلول، وألاحظ سرعة تصاعد غاز الهيدروجين، وأسجِّل ملاحظاتي.

٦- **أجْرِّب**. أكررُ الخطوات السابقة لمحلول حمض الإيثانويك  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ، وأسجِّل ملاحظاتي.

### التحليل والاستنتاج:

١. أُحدِّد الرَّقم الهيدروجيني لـ كلّ من المحلولين.

٢. أُحدِّد المحلول الأكثَر قدرةً على التوصيل الكهربائي.

٣. **أقارن** سرعة تصاعد غاز الهيدروجين في كلّ من المحلولين.

٤. أُحدِّد الحمض الأقوى والحمض الأضعف.

٥. **أستنتج** العلاقة بين قوّة الحموض وكُلّ من الرَّقم الهيدروجيني والتوصيل الكهربائي وسرعة تصاعد الغاز.

# مراجعة الدرس

1- الفكرة الرئيسية: أَحَدُ المفردات التي استُخدِمت في تعرُّف الحمض والقاعدة.

-2- أَوْضَحُ المقصود بكل مما يأتي:

- حمض أرهاينيوس.
  - حمض برونسنستد-لوري.
  - قاعدة لوريس.
  - مادة أمفوتييرية.

3- أكمل الجدول الآتي باستخدام الأسس التي اعتمد عليها مفهوم الحمض والقاعدة:

المفهوم	الأساس الذي يقوم عليه المفهوم	القاعدة	الحمض
أرلينيوس			
برونستد - لوري			
لويس			

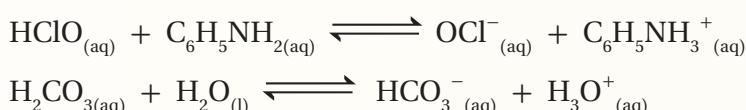
-4

- السلوك الحمضي لمحلول حمض  $\text{HClO}$  حسب مفهوم أرهينيوس.
  - السلوك القاعدي لمحلول  $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$  حسب مفهوم برونستد - لوري.
  - **بعض الحمض**  $\text{HBr}$  حمضا قويا بينما  $\text{HNO}_3$  حمضا ضعيفاً.

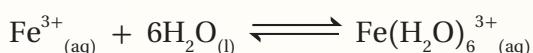
5- أصنف المحاليل الآتية إلى حموض وقواعد قوية أو ضعيفة:



6- أَحَدُّ الأَزْوَاجِ الْمُتَرَافِقَةِ فِي التَّفَاعُلِيْنِ الْأَتَيْنِ:



7- أَحَدُ الْحِمْضِ وَالقَاعِدَةِ وَفِي مَفْهُومِ لَوْبِسِ فِي الْمُعَادِلَةِ الْآتِيَّةِ:



٨- أُفْسِرَ السلوُكُ الْأَمْفُوْتِيِّيُّ لِلْأَيُونِ  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$  عِنْدَ تِفَاعُولِهِ مَعَ كُلِّ مِنْ  $\text{HNO}_3$  وَ  $\text{CN}^-$ , مُوَضِّحًا إِجَابِيَّتِيَّ بِالْمُعَادِلاتِ.



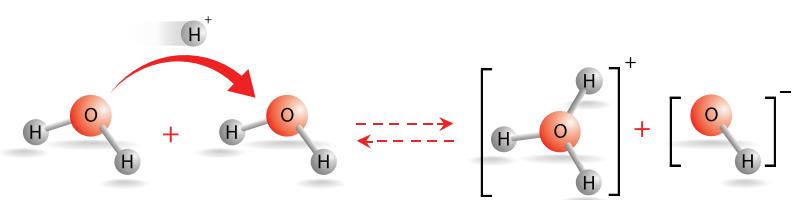
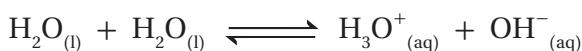
## محاليل الحموض والقواعد القوية

### Strong Acids and Bases Solutions

تحتوي المحاليل المائية على أيونات الهيدرونيوم  $\text{H}_3\text{O}^+$  وأيونات الهيدروكسيد  $\text{OH}^-$  الناتجة من التأين الذاتي للماء، وقد عرفت في ما سبق أنَّ إذابة الحمض في الماء تُستخرج أيونات الهيدرونيوم  $\text{H}_3\text{O}^+$ ، وأنَّ إذابة القاعدة في الماء تُستخرج أيونات الهيدروكسيد  $\text{OH}^-$ . فما المقصود بالتأين الذاتي للماء؟ وما العلاقة بين تراكيز أيونات الهيدرونيوم وأيونات الهيدروكسيد في محلول المائي؟ وكيف يمكن حساب تراكيز هذه الأيونات في محلول؟

### التأين الذاتي للماء Autoionization of Water

يُوصَفُ الماء النقي بأنه غير موصل للتيار الكهربائي، إلا أنَّ القياسات الدقيقة للموصلية الكهربائية تشير إلى أنه يمكن للماء أن يوصل التيار الكهربائي بدرجة ضئيلة جدًّا، ما يشير إلى أنه يحتوي على نسبة ضئيلة من الأيونات الناتجة من تفاعل جزيئات الماء في ما بينها؛ إذ يمكن لجزيء الماء أن يمنح البروتون ويتحول إلى أيون الهيدروكسيد  $\text{OH}^-$ ؛ وبهذا فهو يسلك سلوك الحمض، في حين يستقبله جزيء ماء آخر ويكونُ أيون الهيدرونيوم  $\text{H}_3\text{O}^+$ ؛ وبهذا فهو يسلك سلوك القاعدة. عليه، فنجد أنَّ الماء يحتوي على تراكيز متساوية من أيونات الهيدرونيوم وأيونات الهيدروكسيد  $\text{OH}^-$ ، ويتطلق على هذا السلوك التأين الذاتي للماء Autoionization of Water كحموض وبعضاً الآخر يسلك كقواعد في الماء نفسه، والمعادلة الآتية توضح ذلك:



### الفكرة الرئيسية:

تحتوي المحاليل المائية على أيونات الهيدرونيوم وأيونات الهيدروكسيد، ويمكن التعبير عن درجة حموضة محلول pH أو درجة قاعدته pOH بالاعتماد على تراكيز هذه الأيونات فيه.

### نتائجُ التعلم:

- أوضح المقصود بالتأين الذاتي للماء.
- استخرج العلاقة بين تركيز  $\text{H}_3\text{O}^+$  و  $\text{OH}^-$  في محلول.

- أجري حسابات تتعلق بالرَّقمُ الْهِيدْرُوجِينِيُّ والرَّقمُ الْهِيدْرُوكَسِيلِيُّ في محلول.
- أجري تجارب لمعايرة حمض قوي مع قاعدة قوية.

### المفاهيم والمصطلحات:

Aqueous Solution المحلول المائي  
Water التأين الذاتي للماء

Autoionization of Water ثابت تأين الماء

Dissociation Constant for Water المعايرة

Hydrogen Power pH الرَّقمُ الْهِيدْرُوجِينِيُّ  
pOH الرَّقمُ الْهِيدْرُوكَسِيلِيُّ

Hydroxyl Power نقطـة التـكافـؤ

Titration نقطـة التـعادـل

Equivalence Point نقطـة النـهاـية

Neutralization Point كـاـشـفـ

Indicator نقطـة النـهاـية

End Point

وقد وُجد أنَّ تراكيز هذه الأيونات صغير جدًا، ويمكن حسابها باستخدام ثابت الاتزان للتفاعل على النحو الآتي:

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

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

ونظرًا إلى أنَّ تأين الماء قليل جدًا ففترض أنَّ ترکیز الماء يبقى ثابتاً؛ ويمكن دمجه مع ثابت الاتزان، ويُعبر عنه بثابت جديد يسمى ثابت تأين الماء Dissociation Constant for Water  $K_w$ ، ويُرمز له  $K_w$ ، ويُعرف أنه ثابت الاتزان لتأين الماء، وقد وُجد أنه يساوي  $10^{-14}$  عند درجة حرارة  $25^\circ\text{C}$ ، ويُعبر عنه على النحو الآتي:

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

يستفاد من ثابت تأين الماء في حساب تراكيز أيونات  $\text{H}_3\text{O}^+$  أو أيونات  $\text{OH}^-$  عندما يكون ترکیز أحدهما معروفاً. ونظرًا إلى أنَّ ترکیز أيونات  $\text{H}_3\text{O}^+$  يكون مساوياً لتركيز أيونات  $\text{OH}^-$  في الماء، فإنه:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-7} \text{ M}$$

يرتبط أيون  $\text{H}_3\text{O}^+$  بمفهوم الحِمْض، بينما يرتبط أيون  $\text{OH}^-$  بمفهوم القاعدة، ويمكن تصنيف المحاليل تبعًا للتراكيز هذه للأيونات إلى محاليل حِمضيةٍ أو قاعديّة أو متعادلة، كما يبيّن الجدول (4):

الجدول (4): تصنيف المحاليل تبعًا لتركيز أيونات  $\text{H}_3\text{O}^+$  و  $\text{OH}^-$ .

$[\text{OH}^-]$	$[\text{H}_3\text{O}^+]$	المحلول
$1 \times 10^{-7}$	$1 \times 10^{-7}$	المتعادل
أقلُّ من $1 \times 10^{-7}$	أكبرُ من $1 \times 10^{-7}$	الحمِضي
أكبرُ من $1 \times 10^{-7}$	أقلُّ من $1 \times 10^{-7}$	القاعدي

## المثال 1

أحسب تركيز  $\text{H}_3\text{O}^+$  في محلول يحتوي على أيونات  $\text{OH}^-$  تركيزها  $1 \times 10^{-3} \text{ M}$

تحليل السؤال:

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

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

المطلوب: حساب تركيز  $\text{H}_3\text{O}^+$

الحل:

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

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1 \times 10^{-3}} = 1 \times 10^{-11} \text{ M}$$

## المثال 2

أحسب تركيز  $\text{OH}^-$  في محلول يحتوي على أيونات  $\text{H}_3\text{O}^+$  تركيزها  $1 \times 10^{-9} \text{ M}$

تحليل السؤال:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1 \times 10^{-9} \text{ M}$$

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

المطلوب: حساب تركيز  $\text{OH}^-$

الحل:

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

$$[\text{OH}^-] = \frac{K_w}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1 \times 10^{-9}} = 1 \times 10^{-5} \text{ M}$$

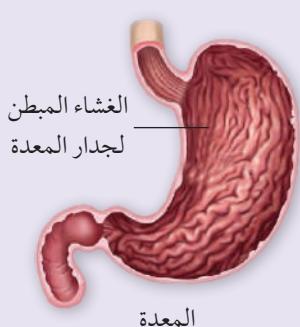
**أتحقق:** يُبيّن الجدول الآتي تركيز  $\text{H}_3\text{O}^+$  و  $\text{OH}^-$  لثلاثة محليلات. أكمل الفراغات في الجدول بما يناسبها:

تصنيف محلول	$[\text{OH}^-]$	$[\text{H}_3\text{O}^+]$	المحلول
		$1 \times 10^{-2} \text{ M}$	المحلول الأول
	$1 \times 10^{-7} \text{ M}$		المحلول الثاني
	$1 \times 10^{-4} \text{ M}$		المحلول الثالث

## حاليل الحموض القوية Strong Acid Solutions

### الرَّبْطُ مَعَ الْحَيَاةِ

يُعَدُّ حِمْضُ الْهَيْدِرُوكْلُورِيكُ (HCl) فِي الْمَعِدَّةِ مِنْ أَهْمِ الإفرازاتِ الْمَعَدِّيَّةِ الَّتِي تَسَاهِمُ فِي هِضمِ البروتيناتِ وَتَنشِيطِ إنزيماتِ الْهِضمِ وَقُتلِ الجراثِيمِ الَّتِي تَدْخُلُ إِلَى الْمَعِدَّةِ، وَقَدْ تَجَلَّتْ عَظَمَةُ الْخَالِقِ بِتَوْفِيرِ الْوَسَائِلِ الْكَفِيلَةِ بِحِمْيَاةِ جَدارِ الْمَعِدَّةِ مِنْ تَأْثِيرِ هَذَا الْحِمْضِ وَمَنْعِ تَأْكِلِهِ، وَذَلِكُ عَنْ طَرِيقِ الإفرازِ الْمُسْتَمِّرِ لِلْغَشَاءِ الْمَخَاطِيِّ الْمُبَطِّنِ لِجَارِيِّ جَدارِ الْمَعِدَّةِ، كَمَا فِي الشَّكْلِ، الَّذِي يَمْنَعُ الْحِمْضَ مِنَ الْوَصُولِ إِلَى النَّسِيجِ الْطَّلَائِيِّ الْمُكَوَّنِ لَهُ، إِضَافَةً إِلَى قَدْرَةِ هَذَا النَّسِيجِ عَلَى التَّجَدُّدِ بِشَكْلِ مُسْتَمِّرٍ.



المعدة

ترتَبِطُ قُوَّةُ الْحِمْضِ بِقَدْرَتِهِ عَلَى تَأْيِينِ وَمَنْعِ الْبِرُوتُونِ فِي التَّفَاعُلِ، فَعِنْدِ إِذَاةِ الْحِمْضِ فِي الْمَاءِ يَتَأْيَّنُ وَيُتَّبِعُهُ أَيُونُ الْهَيْدِرُونِيُومُ  $\text{H}_3\text{O}^+$  وَأَيُونُ آخَرَ سَالِبًا. فَمَثَلًا، عِنْدِ إِذَاةِ 0.1 mol L^{-1} مِنَ الْحِمْضِ HCl فِي الْمَاءِ يَتَأْيَّنُ كُلُّيًّا، مَمَّا يُؤَدِّي إِلَى زِيادةِ تَرْكِيزِ أَيُوناتِ  $\text{H}_3\text{O}^+$ ، كَمَا فِي الْمَعَادِلَةِ الْآتِيَّةِ:



وَلَمَّا كَانَ الْمَاءُ يَحْتَوِي عَلَى أَيُوناتِ الْهَيْدِرُونِيُومُ  $\text{H}_3\text{O}^+$  وَأَيُوناتِ الْهَيْدِرُوكَسِيدِ  $\text{OH}^-$  فِي حَالَةِ اِتَّرَازٍ مَعَ جُزَيَّاتِ الْمَاءِ غَيْرِ الْمَتَائِنَةِ، كَمَا يَتَضَعُّ مِنْ مَعَادِلَةِ تَأْيِينِ الذَّاتِيِّ لِلْمَاءِ:



فَإِنَّ مَوْضِعَ الِاتَّرَازِ فِي الْمَاءِ يُزَاحُ -وَفَقَاءً لِمَبْدَأِ لَوْتَشَاتِلِيهِ- نَحْوَ الْيَسَارِ؛ وَبِذَلِكِ يَقُلُّ تَرْكِيزُ أَيُوناتِ  $\text{OH}^-$ ، وَيَبْقَى ثَابِتُ تَأْيِينِ الْمَاءِ  $\text{K}_w$  ثَابِتًا. وَنَظَرًا إِلَى أَنَّ تَرْكِيزَ أَيُوناتِ  $\text{H}_3\text{O}^+$  النَّاجِيَةَ مِنَ تَأْيِينِ الذَّاتِيِّ لِلْمَاءِ يَكُونُ صَغِيرًا جَدًّا مَعَارِنَةً بِتَرْكِيزِهَا النَّاجِيَةَ مِنَ تَأْيِينِ الْحِمْضِ الْقَوِيِّ فِي جَرِيِّ إِهْمَالِهِ، وَيُعَدُّ الْحِمْضُ الْمَصْدَرُ الرَّئِيسُ لِهَذِهِ الأَيُوناتِ، وَيَكُونُ تَرْكِيزُهَا فِي الْمَحْلُولِ مُسَاوِيًّا لِتَرْكِيزِ الْحِمْضِ؛ أَيْ أَنَّ:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{Acid}]$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HCl}] = 1 \times 10^{-1} \text{ M}$$

وَيَمْكُنُ حَاسِبُ تَرْكِيزِ أَيُوناتِ  $\text{OH}^-$  فِي الْمَحْلُولِ بِاستِخدَامِ ثَابِتِ تَأْيِينِ الْمَاءِ  $K_w$ ، كَمَا يَأْتِي:

$$[\text{OH}^-] = \frac{\text{K}_w}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1 \times 10^{-1}} = 1 \times 10^{-13} \text{ M}$$

يَتَضَعُّ مَمَّا سَبَقَ أَنَّ إِضَافَةَ حِمْضَ قَوِيٍّ إِلَى الْمَاءِ يُؤَدِّي إِلَى تَكُونِ مَحْلُولٍ حِمْضِيٍّ يَكُونُ فِيهِ تَرْكِيزُ  $\text{H}_3\text{O}^+$  أَكْبَرَ مِنْ تَرْكِيزِ أَيُوناتِ  $\text{OH}^-$ ، وَبِيَّنَ الجَدُولُ (5) أَشْهَرَ الْحِمْضِ الْقَوِيَّةِ، وَالْأَمْثلَةُ الْآتِيَّةُ تُوَضِّحُ كَيفَيَّةَ حَاسِبِ تَرْكِيزِ أَيُوناتِ  $\text{H}_3\text{O}^+$  وَتَرْكِيزِ أَيُوناتِ  $\text{OH}^-$  فِي مَحْلُولِ حِمْضٍ قَوِيٍّ.

الجدول (5): أَشْهَرُ الْحِمْضِ الْقَوِيَّةِ.

صيغته الكيميائية	اسم الحِمْض
$\text{HClO}_4$	البيروكلوريك
$\text{HI}$	الميدرويوديك
$\text{HBr}$	الميدروبروميك
$\text{HCl}$	الميدروكلوريك
$\text{HNO}_3$	النيتريك

### المثال 3

أحسب تركيز  $\text{H}_3\text{O}^+$  وتركيز  $\text{OH}^-$  في محلول حمض الهيدروبروميك  $\text{HBr}$  تركيزه  $M \times 10^{-3}$

$$[\text{HBr}] = 1 \times 10^{-3} \text{ M}$$

تحليل السؤال:

المطلوب: أحسب تركيز  $\text{H}_3\text{O}^+$  وتركيز  $\text{OH}^-$

الحل:



معادلة تأين الحمض

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HBr}]$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1 \times 10^{-3} \text{ M}$$

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

$$[\text{OH}^-] = \frac{K_w}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1 \times 10^{-3}} = 1 \times 10^{-11} \text{ M}$$

### المثال 4

أحسب تركيز  $\text{H}_3\text{O}^+$  وتركيز  $\text{OH}^-$  في محلول جرى تحضيره بإذابة 0.02 mol من حمض البيركلوريك  $\text{HClO}_4$  في 400 mL من الماء.

تحليل السؤال:



معادلة تأين الحمض

$$0.02 \text{ mol} = \text{HClO}_4 (\text{n})$$

$$0.4 \text{ L} = 400 \text{ mL} = (\text{v})$$

المطلوب: حساب تركيز  $\text{H}_3\text{O}^+$  وتركيز  $\text{OH}^-$

الحل:

أحسب أولاً تركيز الحمض، الذي يساوي تركيز  $\text{H}_3\text{O}^+$ :

$$M = \frac{n}{v} = \frac{0.02 \text{ mol}}{0.4 \text{ L}} = 5 \times 10^{-2} \text{ M}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HClO}_4]$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 5 \times 10^{-2} \text{ M}$$

أحسب تركيز  $\text{OH}^-$  باستخدام  $K_w$ ، كما يأتي:

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

$$[\text{OH}^-] = \frac{K_w}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{5 \times 10^{-2}} = 2.0 \times 10^{-13} \text{ M}$$

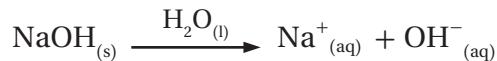
أتحقق:

أحسب تركيز  $\text{H}_3\text{O}^+$  وتركيز  $\text{OH}^-$  في محلول حمض النيتريل  $\text{HNO}_3$  تركيزه 0.04 M



## محاليل القواعد القوية Strong Bases Solutions

تتأين القواعد القوية كلياً في الماء، وينتج أيون  $\text{OH}^-$  وأيون آخر موجب. فمثلاً، عند إذابة  $0.1 \text{ mol}$  من القاعدة  $\text{NaOH}$  في  $1 \text{ L}$  في الماء تتأين كلياً، ويزداد بذلك تركيز  $\text{OH}^-$ ، كما في المعادلة الآتية:



وفقاً للمبدأ لوتشاتيلييه فإن زيادة تركيز أيونات  $\text{OH}^-$  في الماء تؤدي إلى إزاحة موضع الاتزان فيه نحو اليسار؛ مما يقلل من تركيز أيونات  $\text{H}_3\text{O}^+$ ، ويبقى ثابت تأين الماء ثابتاً. ونظراً إلى أن تركيز أيونات  $\text{OH}^-$  الناتجة من التأين الذاتي للماء يكون صغيراً جداً مقارنة بتركيزها الناتج من تأين القاعدة فيمكن إهمالها، وتُعد القاعدة مصدر رئيسي لهذه الأيونات، ويكون تركيزها في محلول مساوياً لتركيز القاعدة؛ أي أنَّ:

$$[\text{OH}^-] = [\text{Base}]$$

$$[\text{OH}^-] = [\text{NaOH}] = 1 \times 10^{-1} \text{ M}$$

ويتمكن حساب تركيز أيونات  $\text{H}_3\text{O}^+$  في محلول باستخدام ثابت تأين الماء، كما يأتي:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1 \times 10^{-1}} = 1 \times 10^{-13} \text{ M}$$

يتضح مما سبق أنَّ إضافة قاعدة قوية إلى الماء تؤدي إلى زيادة تركيز  $\text{OH}^-$  ونقص تركيز  $\text{H}_3\text{O}^+$ ، ويكون محلول الناتج قاعدياً، ويبيِّن الجدول (6) أشهر القواعد القوية.

الجدول (6): أشهر القواعد القوية.

الصيغة الكيميائية	اسم القاعدة
KOH	هيدروكسيد البوتاسيوم
LiOH	هيدروكسيد الليثيوم
NaOH	هيدروكسيد الصوديوم

### الربط مع الصناعة Grease



تُستخدم القواعد، مثل هيدروكسيد كلٌ من الصوديوم والليثيوم والألمنيوم بسبب ملمسها الزلق، في صناعة ما يُسمى بالشحوم الصابونية (الشحمة)، التي تُستخدم في تشحيم الآلات والسيارات وغيرها للتقليل من الاحتكاك؛ حيث تُضاف هذه القواعد إلى الدهون النباتية أو الحيوانية لصناعة أنواع مختلفة من تلك الشحوم أو ما يُسمى بالصابون الشحمي، مثل: الصابون الليثيومي Sodium Grease، والصابون الصوديومي Lithium Grease.

## المثال 5

أحسب تركيز  $\text{H}_3\text{O}^+$  وتركيز  $\text{OH}^-$  في محلول هيدروكسيد الليثيوم  $\text{LiOH}$  تركيزه  $0.5 \times 10^{-3} \text{ M}$

تحليل السؤال:

$$[\text{LiOH}] = 0.5 \times 10^{-3} \text{ M}$$

المطلوب: حساب تركيز  $\text{H}_3\text{O}^+$  وتركيز  $\text{OH}^-$

الحل:

القاعدة  $\text{LiOH}$  قاعدة قوية تتأين كلياً وفق المعادلة الآتية:

معادلة تأين القاعدة:

أحسب تركيز  $\text{OH}^-$  وفق العلاقة الآتية:

$$[\text{OH}^-] = [\text{LiOH}]$$

$$[\text{OH}^-] = 0.5 \times 10^{-3} \text{ M}$$

أحسب تركيز  $\text{H}_3\text{O}^+$  باستخدام العلاقة الآتية:

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

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{0.5 \times 10^{-3}} = 2 \times 10^{-11} \text{ M}$$

تحقق ✓

أحسب تركيز  $\text{H}_3\text{O}^+$  وتركيز  $\text{OH}^-$  في المحاليل الآتية:

1- محلول القاعدة هيدروكسيد البوتاسيوم  $\text{KOH}$  الذي تركيزه  $0.5 \text{ M}$

2- محلول جرى تحضيره بإذابة  $8 \text{ g}$  من بلورات هيدروكسيد الصوديوم

$$Mr_{(\text{NaOH})} = 40 \text{ g/mol}$$

## الرَّقْمُ الْهِيدْرُوجِينِيُّ pH والرَّقْمُ الْهِيدْرُوكَسِيلِيُّ pOH

تحتوي المحاليل المائية على تراكيزٍ صغيرةً جدًا من أيونات الهيدرونيوم، التي تُعبّر عن حموضة المحلول، وأيونات الهيدروكسيد، التي تُعبّر عن قاعدية المحلول. ولصعوبة التعامل مع هذه الأرقام يستخدم الكيميائيون طرائقً أسهل للتعبير عن حموضة المحلول أو قاعديته، مثل: الرَّقْمُ الْهِيدْرُوجِينِيُّ pH، والرَّقْمُ الْهِيدْرُوكَسِيلِيُّ pOH. فما المقصود بكلٍّ منهما؟ وكيف يُستخدم كلٌّ منها في التعبير عن حموضة المحلول أو قاعديته؟

### الرَّقْمُ الْهِيدْرُوجِينِيُّ (pH): Hydrogen Power

تعتمد حموضة المحلول على تركيز أيونات الهيدرونيوم  $\text{H}_3\text{O}^+$  فيه، وقد اقترح الكيميائيون استخدام مفهوم الرَّقْمُ الْهِيدْرُوجِينِيُّ Hydrogen Power للتعبير عن حموضة المحلول، وهو اللوغاريتم السالب لتركيز أيون الهيدرونيوم  $\text{H}_3\text{O}^+$  في المحلول للأساس 10، ويعبر عنه رياضيًّا بالعلاقة الآتية:

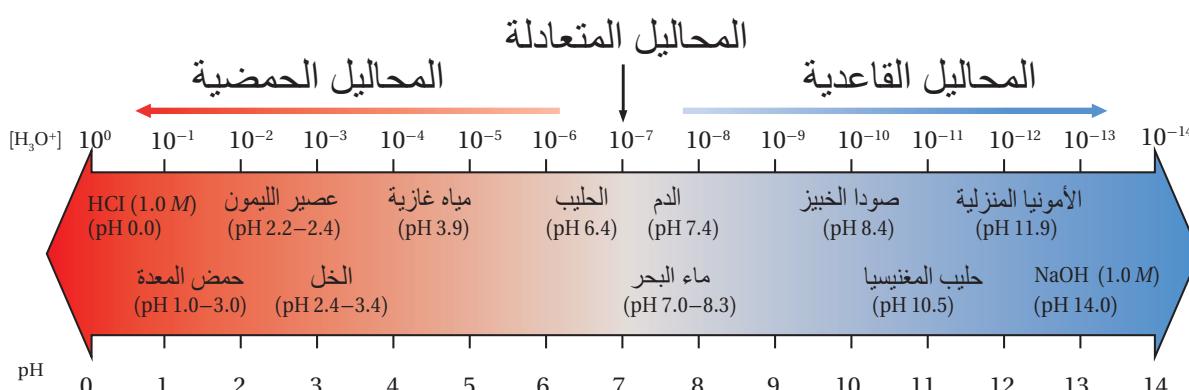
أتحققَ ✓

- 1- أُحدِّدُ، بالاعتماد على الشكل (5)، الرَّقْمُ الْهِيدْرُوجِينِيُّ للمحاليل الآتية:
  - (أ) محلول تركيز  $\text{H}_3\text{O}^+$  فيه يساوي  $M^{-3}$
  - (ب) محلول تركيز  $\text{H}_3\text{O}^+$  فيه يساوي  $M^{-12}$
- 2- أستنتج أيَّ المحلولين السابقين حمضي وأيهما قاعدي.

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

ويُعدُّ مقياسًا كميًّا لحموضة المحلول، فهو مقياس مُدرجٌ من صفر إلى 14، ويبيّن الشكل (5) العلاقة بين حموضة المحاليل ورقمها الْهِيدْرُوجِينِيُّ pH وتراكيز أيونات الهيدرونيوم  $\text{H}_3\text{O}^+$ .

يتضحُ منَ الشكل أنَّ المحلول الحمضي يكون تركيز  $\text{H}_3\text{O}^+$  فيه أكبرَ من  $10^{-7}$ ، وتكون قيمة الرَّقْمُ الْهِيدْرُوجِينِيُّ pH أقلَّ من 7، وفي المحلول المتعادل يكون تركيز  $\text{H}_3\text{O}^+$  مساوًياً  $10^{-7}$ ، وقيمة الرَّقْمُ الْهِيدْرُوجِينِيُّ pH تساوي 7، أمَّا في المحلول القاعدي فيكون تركيز  $\text{H}_3\text{O}^+$  أقلَّ من  $10^{-7}$ ، وقيمة الرَّقْمُ الْهِيدْرُوجِينِيُّ pH أكبرَ من 7.



الشكل (5): العلاقة بين تركيز أيونات الهيدرونيوم في بعض المحاليل ورقمها الْهِيدْرُوجِينِيُّ.

الحسابات المتعلقة بالرقم الهيدروجيني

تنهاوت تراكيز أيونات الهيدرونيوم  $\text{H}_3\text{O}^+$  وأيونات الهيدركسید  $\text{OH}^-$  في المحاليل المائية للحموض والقواعد، ويحسب الرقم الهيدروجيني pH للمحلول بالاعتماد على تركيز أيونات  $\text{H}_3\text{O}^+$  وباستخدام العلاقة الآتية:

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

**أَفْخَرُ:** أستنتج تركيز المحلول إذا كان رقم الهيدروجيني يساوي صفرًا ( $\text{pH} = 0$ ).

## المثال 6

أحسب الرقم الهيدروجيني pH لمحلول حمض النيتريك  $\text{HNO}_3$  تركيزه 0.25 M (علماً أن  $\log 2.5 = 0.4$ ).

تحليل السؤال:  $[\text{HNO}_3] = 0.25 \text{ M}$

المطلوب: حساب pH للمحلول.

الحل:

يتآكل الحمض  $\text{HNO}_3$  كلياً، كما في المعادلة الآتية:



$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HNO}_3] = 0.25 = 2.5 \times 10^{-1} \text{ M}$$

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

$$\text{pH} = -\log(2.5 \times 10^{-1}) = 1 - \log 2.5 = 1 - 0.4 = 0.6$$

## المثال 7

أحسب الرقم الهيدروجيني pH لمحلول حمض البيركlorيك  $\text{HClO}_4$  تركيزه 0.04 M (علماً أن  $\log 4 = 0.6$ ).

تحليل السؤال:  $[\text{HClO}_4] = 0.04 \text{ M}$

$$\log 4 = 0.6$$

المطلوب: حساب pH للمحلول.

الحل:

يتآكل الحمض  $\text{HClO}_4$  كلياً وفق المعادلة الآتية:



$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HClO}_4] = 0.04 \text{ M}$$

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

$$\text{pH} = -\log(4 \times 10^{-2}) = 2 - \log 4 = 2 - 0.6 = 1.4$$

يكتب أحياناً على بعض عبوات الأغذية والعصائر الرقم الهيدروجيني للمادة التي تحتويها، ويمكن حساب تركيز أيونات الهيدرونيوم  $\text{H}_3\text{O}^+$  فيها باستخدام العلاقة الآتية:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

## المثال 8

أحسب  $[H_3O^+]$  لعبوة من الخل مكتوب عليها أن الرقم الهيدروجيني pH يساوي 4

تحليل السؤال: pH = 4

المطلوب: أحسب  $[H_3O^+]$

الحل:

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-4} = 1 \times 10^{-4} M$$

## المثال 9

أحسب  $[H_3O^+]$  لعبوة من عصير الليمون مكتوب عليها أن الرقم الهيدروجيني pH يساوي 2.2

(علماً أن  $\log 6.3 = 0.8$ )

تحليل السؤال: pH = 2.2

المطلوب: أحسب  $[H_3O^+]$

الحل:

$$\begin{aligned}[H_3O^+] &= 10^{-pH} = 10^{-2.2} = 10^{(-2.2 + 3)-3} \\ &= 10^{0.8} \times 10^{-3} = 6.3 \times 10^{-3} M\end{aligned}$$

## المثال 10

أحسب الرقم الهيدروجيني pH لمحلول القاعدة هيدروكسيد الصوديوم NaOH تركيزه 0.02 M

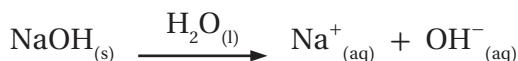
(علماً أن  $\log 5 = 0.7$ )

تحليل السؤال:  $[NaOH] = 2 \times 10^{-2} M$

المطلوب: أحسب pH لمحلول القاعدة

الحل:

تتأين القاعدة NaOH كلياً وفق المعادلة الآتية:



$$[OH^-] = [NaOH] = 2 \times 10^{-2} M$$

أحسب تركيز  $H_3O^+$  باستخدام العلاقة الآتية:

$$K_w = [H_3O^+][OH^-] = 1 \times 10^{-14}$$

$$[H_3O^+] = \frac{K_w}{[OH^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{2 \times 10^{-2}} = 5 \times 10^{-13} M$$

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

$$pH = -\log (5 \times 10^{-13}) = 13 - \log 5 = 13 - 0.7 = 12.3$$

أتحقق:

1- أحسب pH لمحلول حمض الهيدروبيوديك HI تركيزه 0.03 M. علماً أنَّ

$$\log 3 = 0.48$$

2- أحسب  $[H_3O^+]$  لعينة من عصير البنادرة رقمُها الهيدروجيني يساوي 4.3.

$$\log 5 = 0.7$$

3- أحسب pH لمحلول القاعدة هيدروكسيد الليثيوم LiOH تركيزه 0.004 M

$$\log 2.5 = 0.4$$

### الرَّقْمُ الْهِيدْرُوكْسِيْلِي pOH

يُستخدم الرَّقْمُ الْهِيدْرُوكْسِيْلِي Hydroxyl Power pOH للتعبير عن قاعديّة محلول، ويُعرف بأنه اللوغاريتم السالب لتركيز أيونات الهيدروكسيد  $\text{OH}^-$  في محلول للأساس 10، ويعبر عنه بالعلاقة الآتية:

$$pOH = -\log [\text{OH}^-]$$

## المثال ١١

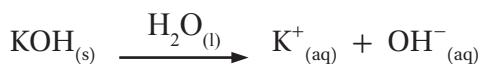
أحسب الرَّقْمُ الْهِيدْرُوكْسِيْلِي pOH لمحلول القاعدة KOH تركيزه 0.01 M

تحليل السؤال:  $[\text{KOH}] = 1 \times 10^{-2} \text{ M}$

المطلوب: أحسب الرَّقْمُ الْهِيدْرُوكْسِيْلِي pOH

الحل:

تتأيّدُ القاعدة القوية KOH كُلّيًّا في محلول، كما في المعادلة:



ويمكن حساب تركيز  $\text{OH}^-$  في محلول، كما يأتي:

$$[\text{OH}^-] = [\text{KOH}] = 1 \times 10^{-2} \text{ M}$$

$$pOH = -\log [\text{OH}^-]$$

$$pOH = -\log (1 \times 10^{-2}) = 2 - \log 1 = 2$$

ويمكن حساب تركيز أيونات الهيدروكسيد  $\text{OH}^-$  في محلول بمعرفة الرَّقْمُ الْهِيدْرُوكْسِيْلِي pOH فيه باستخدام العلاقة الآتية:

$$[\text{OH}^-] = 10^{-pOH}$$

## المثال 12

أحسب  $[OH^-]$  لعبوة من حليب المغنيسيما مكتوب عليها أنَّ الرَّقم الهيدروكسيلي  $pOH$  يساوي 4

تحليل السؤال:

حليب المغنيسيما مادة قاعدية؛ فهي تحتوي على تركيز عالٍ نسبياً من  $OH^-$

$$pOH = 4$$

المطلوب: أحسب تركيز  $OH^-$  في الحليب

الحل:

$$[OH^-] = 10^{-pOH} = 1 \times 10^{-4} M$$

تحقق ✓

1- أحسب الرَّقم الهيدروكسيلي  $pOH$  لمحلول هيدروكسيد الليثيوم

تركيزه  $0.004 M$  (علماً أن  $\log 4 = 0.6$ ).

2- أحسب  $[OH^-]$  لعبوة مكتوب عليها أنَّ الرَّقم الهيدروكسيلي  $pOH$

يساوي 3.2 (علماً أن  $\log 0.8 = 3.2$ )



حليب المغنيسيما: محلول معلق من هيدروكسيد المغنيسيوم بنسبة 8% بالكتلة، يستخدم في علاج الإمساك وعسر الهضم وحرقة المعدة، وهو متوفّر في الصيدليات على شكل حبوب أو سائل.



### العلاقة بين $pH$ و $pOH$

يرتبط الرَّقم الهيدروجيني  $pH$  بتركيز أيونات الهيدرونيوم في المحلول، حين يرتبط الرَّقم الهيدروكسيلي  $pOH$  بتركيز أيونات الهيدروكسيد، وحاصل ضرب تركيز الأيونين في المحلول يعطي قيمة ثابتة، يُعبر عنها ثابت تأين الماء  $K_w$  بالعلاقة الآتية:

$$K_w = [H_3O^+][OH^-] = 1 \times 10^{-14}$$

إذا أخذنا لوغاريتم الطرفين نجد أنَّ:

$$\log[H_3O^+] + \log[OH^-] = -14$$

وبضرب المعادلة بإشارة (-) نحصل على:

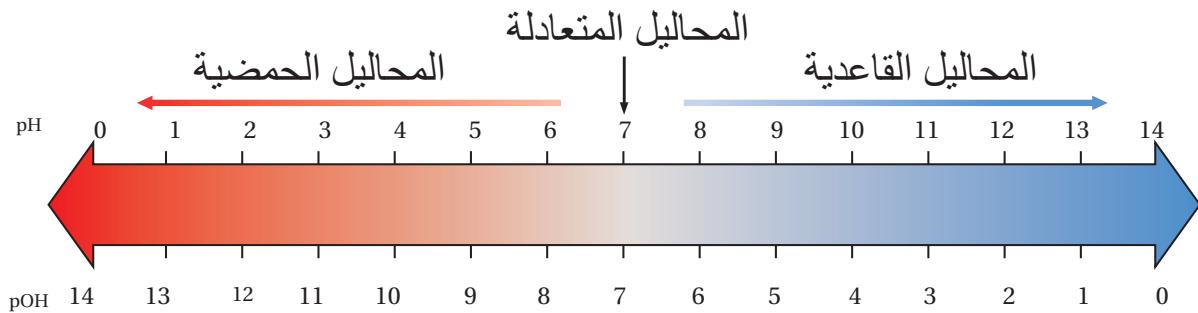
$$-\log[H_3O^+] + (-\log[OH^-]) = 14$$

وحيث إنَّ:

$$pH = -\log[H_3O^+] \quad , \quad pOH = -\log[OH^-]$$

فإنَّه يمكن التعبير عن العلاقة السابقة على النحو الآتي:

$$pH + pOH = 14$$



الشكل (6): العلاقة بين الرَّقم الهيدروجيني والرَّقم الهيدروكسيلي.

استنتج العلاقة بين حموضية محلول والرَّقم الهيدروكسيلي.

ويبيِّن الشكل (6) العلاقة بين الرَّقم الهيدروجيني والرَّقم الهيدروكسيلي.  
يتضح من الشكل أنَّ القيم المتقابلة عموديًّا تمثل مجموع الرَّقم الهيدروجيني pH والرَّقم الهيدروكسيلي pOH للمحلول. فمثلاً، عندما تكون pH تساوي 2 تكون قيمة pOH المقابلة لها تساوي 12؛ وبهذا يمكن معرفة قيمة أيٍّ منهما للمحلول بمعرفة الأخرى.

### المثال 13

أحسب الرَّقم الهيدروجيني pH والرَّقم الهيدروكسيلي pOH لمحلول حِمض الهيدروكلوريك HCl، الذي تركيزه  $1 \times 10^{-3} M$

تحليل السؤال:  $[HCl] = [H_3O^+] = 1 \times 10^{-3} M$

: الحل:

أحسب pH للمحلول، كما يأتي:

$$pH = -\log[H_3O^+] = -\log(1 \times 10^{-3}) = 3$$

$$pH + pOH = 14$$

أحسب pOH، كما يأتي:

$$3 + pOH = 14$$

$$pOH = 14 - 3 = 11$$

أتحقق: ✓

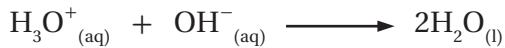
أحسب كلاً من pH و pOH لكُلِّ من المحاليل الآتية:

1- محلولُ تركيزُ أيونات  $H_3O^+$  فيه يساوي  $1 \times 10^{-5} M$

2- محلولُ تركيزُ أيونات  $OH^-$  فيه يساوي  $1 \times 10^{-4} M$

## معاييره حِمض وقَاعِدَة Acid Base Titration

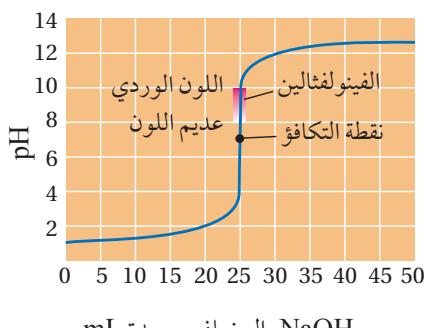
تُعرَفُ التفاعلات التي تحدث بين محلول حِمض و محلول قَاعِدَة بتفاعلات التعادل؛ حيث تتعادل أيونات الهيدرونيوم  $H_3O^+$  والهيدروكسيد  $OH^-$  في المحلول، ويَتَبَعُ عن ذلك الماء، كما في المعادلة:



يُستفاد من تفاعل التعادل في تعين تركيز مجهول من حِمض أو تركيز مجهول من قَاعِدَة؛ حيث يجري أولاً تحضير حجم معين من محلول معلوم التركيز من حِمض أو قَاعِدَة يسمى المحلول القياسي، ثم يُضاف المحلول القياسي تدريجياً (نقطة بعد نقطة) إلى المحلول مجهول التركيز المراد تعين تركيزه. وتسمى هذه العملية **Titration**.

وتستمر عملية الإضافة إلى حين الوصول إلى نقطة معينة يكون عندها عدد مولات أيونات الهيدروكسيد  $OH^-$  مكافئاً لعدد مولات أيونات الهيدرونيوم  $H_3O^+$  في المحلول، وتسمى هذه النقطة **نقطة التكافؤ Equivalence Point**، وعند معايرة حِمض قوي وقَاعِدَة قوية يُطلق على هذه النقطة اسم **نقطة التعادل Neutralization Point**، وهي النقطة التي تتعادل عندها تماماً أيونات الهيدرونيوم مع أيونات الهيدروكسيد جميعها خلال عملية المعايرة، ويكون الملح، وتكون  $pH$  للمحلول تساوي 7.

ويمكن تحديد نهاية عملية المعايرة باستخدام كاشف مناسب يتغيّر لونه عند وصول المعايرة إلى نقطة التكافؤ، كما تسمى النقطة التي تضاف من المحلول القياسي إلى المحلول مجهول التركيز ويتغيّر عندها لون الكاشف **نقطة النهاية End Point**، وهي تحدّد انتهاء عملية المعايرة.



الشكل (7) منحنى معايرة حِمض HCl بالقاعدة .NaOH.

ويُستخدم عادة كاشف الفينولفاتلين عند معايرة حِمض قوي بقَاعِدَة قوية؛ إذ يتغيّر لونه من عديم اللون إلى اللون الأحمر الوردي عند مدي من الرَّقم الهيدروجيني (10 – 8.2)، ولتوسيع تغييرات الرَّقم الهيدروجيني في أثناء عملية المعايرة تجري قراءة مقياس الرَّقم الهيدروجيني لمحلول الحِمض عند بداية المعايرة وبعد كل إضافة من القاعدة وتسجيلها، وينظم جدول يُسجّل فيه حجم القاعدة المضافة والرَّقم الهيدروجيني للمحلول عند الإضافة إلى حين الوصول إلى ما بعد نهاية المعايرة، ثم يُرسَم منحنى المعايرة، وَيُبيَّن الشكل (7) منحنى معايرة حِمض HCl بالقاعدة .NaOH.

في هذا الدرس سوف نتناول معايرة حِمض قوي مع قَاعِدَة قوية؛ حيث تصل المعايرة إلى نقطة التعادل ويكون عدد مولات الحِمض مكافئاً تماماً لعدد مولات القاعدة، والأمثلة الآتية توضح الحسابات المتعلقة بمعايرة حِمض قوي مع قَاعِدَة قوية:

## المثال ١٤

أحسب تركيز محلول الحِمض  $\text{HCl}$  إذا تعادل  $250 \text{ mL}$  منه تماماً مع  $200 \text{ mL}$  من محلول القاعدة  $\text{NaOH}$  تركيزها  $0.02 \text{ M}$



وفقاً للمعادلة الآتية: تحليل السؤال:

$$0.25 \text{ L} = 250 \text{ mL} = \text{HCl}$$

$$0.2 \text{ L} = 200 \text{ mL} = \text{NaOH}$$

$$\text{تركيز القاعدة} = 0.02 \text{ M}$$

المطلوب: أحسب تركيز الحِمض.

الحل:

أحسب عدد مولات القاعدة

$$n_{(\text{NaOH})} = [\text{NaOH}] \times V = 0.02 \times 0.2 = 0.004 \text{ mol}$$

عند التعادل يكون عدد مولات الحِمض مكافئاً لعدد مولات القاعدة؛ أي أنَّ:

عدد مولات الحِمض يساوي عدد مولات القاعدة، كما يأتي:

$$n_{(\text{HCl})} = n_{(\text{NaOH})}$$

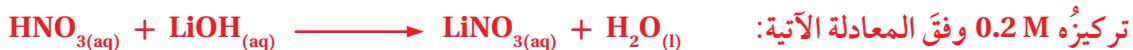
$$[\text{HCl}] \times V = 0.004 \text{ mol}$$

$$[\text{HCl}] \times 0.25 \text{ L} = 0.004 \text{ mol}$$

$$[\text{HCl}] = \frac{0.004}{0.25} = 0.016 \text{ M}$$

## المثال ١٥

أحسب حجم محلول الحِمض  $\text{HNO}_3$  الذي تركيزه  $0.4 \text{ M}$  إذا تعادل تماماً مع  $20 \text{ mL}$  من محلول القاعدة  $\text{LiOH}$



وفقاً للمعادلة الآتية: تحليل السؤال:

$$0.4 \text{ M} = \text{HNO}_3$$

$$0.02 \text{ L} = 20 \text{ mL} = \text{LiOH}$$

$$\text{تركيز القاعدة} = 0.2 \text{ M}$$

المطلوب: أحسب حجم الحِمض  $\text{HNO}_3$ .

الحل:

أحسب عدد مولات القاعدة:

$$n_{(\text{LiOH})} = [\text{LiOH}] \times V = 0.2 \text{ M} \times 0.02 \text{ L} = 0.004 \text{ mol}$$

عند التعادل يكون عدد مولات الحِمض مكافئاً لعدد مولات القاعدة؛ أي أنَّ:

عدد مولات الحِمض يساوي عدد مولات القاعدة، كما يأتي:

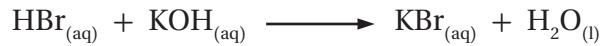


$$n_{(\text{HNO}_3)} = n_{(\text{LiOH})}$$

$$n_{(\text{HNO}_3)} = 0.004 \text{ mol}$$

$$V = \frac{n}{[\text{HNO}_3]} = \frac{(0.004 \text{ mol})}{0.4 \text{ M}} = 0.01 \text{ L} = 10 \text{ mL}$$

✓ **أتحقق:** أحسب تركيز محلول القاعدة KOH إذا تعادل 20 mL منها تماماً مع 30 mL من محلول الحمض HBr تركيزه 0.2 M وفق المعادلة الآتية:

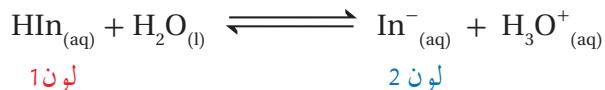


استخدم، بالتعاون

مع بعض زملائي، الكاميرا الرقمية لتصوير فلم يُيّنِّ مراحل تجربة معايرة حمض قوي مع قاعدة قوية، وكيفية حساب التركيز المجهول في التجربة، ثم أشاركه معلّمي وزملائي.

## الكواشف: Indicators

يستخدم الكيميائيون الكواشف لتحديد نقطة التكافؤ في أثناء عملية المعايرة، ومن ثم معرفة انتهائهما، فالكواشف **Indicators** مواد كيميائية يتغيّر لونها حسب الرقم الهيدروجيني للوسط الذي توجد فيه، فهي تتكون من حموضٍ عضوية ضعيفة أو قواعد عضوية ضعيفة يتغيّر لونها في مدى معين من الرقم الهيدروجيني، فإذا رمنا للكاشف الحمضي بالرمز HIn فإنه يتآكل في المحلول، كما في المعادلة الآتية:



لون 1

لون 2

وعند إضافة محلول الكاشف HIn إلى محلول حمض يحتوي على تركيز مرتفع من أيونات  $\text{H}_3\text{O}^+$  مقارنة بمحلول الكاشف، فإن التفاعل -وفقاً لمبدأ لوتشاتليه- سوف يندفع بالاتجاه العكسي في محلول الكاشف للتقليل من تركيز  $\text{H}_3\text{O}^+$ ; مما يقلّل من تركيز الأيون  $\text{In}^-$  ويختفي لونه (2)، في حين يزداد تركيز الكاشف HIn غير المتأكل ويظهر لونه (1) في المحلول.

أمّا عند إضافة محلول الكاشف إلى محلول قاعدة يحتوي على تركيز عالٍ من أيونات  $\text{OH}^-$  فإن أيونات  $\text{H}_3\text{O}^+$  سُستَهَلَكُ في محلول الكاشف، ووفقاً لمبدأ لوتشاتليه سوف يندفع التفاعل بالاتجاه الأمامي لتعويض النقص في تركيز  $\text{H}_3\text{O}^+$  في معادلة الكاشف؛ مما يزيد من تركيز الأيون  $\text{In}^-$  ويظهر لونه (2) في المحلول، بينما يقلّ تركيز الكاشف HIn غير المتأكل ويختفي لونه (1) من المحلول.

يتغيّر لون الكاشف في مدى معين من الرقم الهيدروجيني يعتمد على النسبة بين تركيز ما يتآكل منه إلى نسبة الأصلية. ويبين الجدول (7) مدى الرقم الهيدروجيني الذي يتغيّر عنده لون بعض الكواشف.

الجدول (7): مدى الرَّقم الهيدروجيني لتغيير ألوان بعض الكوашف.

	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
البروموفينول الأزرق															
الميثيل البرتقالي															
الميثيل الأحمر															
الفينولفتالين															
الألizarين الأصفر															

تعتمد دقة نتائج المعايرة على اختيار الكاشف المناسب؛ حيث يجري اختيار كاشف يتغير لونه عند رقم هيدروجيني قريب جدًا لنقطة التعادل أو التكافؤ. فمثلاً، عند معايرة الحمض HCl وقاعدة NaOH يُستخدم كاشف الفينولفتالين أو الميثيل الأحمر؛ حيث يتغير لونهما في مدار قريب من نقطة التعادل. كما تُستخدم الكواشف لمعرفة فيما إذا كان محلول حمضيًا أم قاعديًا. فمثلاً، يكون الفينولفتالين عديم اللون في محلول حمسي بينما يعطي لونًا ورديًا في محلول القاعدي.

أتحقق: ✓

- أحدد، باستخدام الجدول (7)، لون الكاشف في كل من المحاليل الآتية:
- 1 الميثيل الأحمر في محلول قاعدي.
  - 2 الألizarين الأصفر في محلول حمسي.

## النَّدِيرَةُ 2

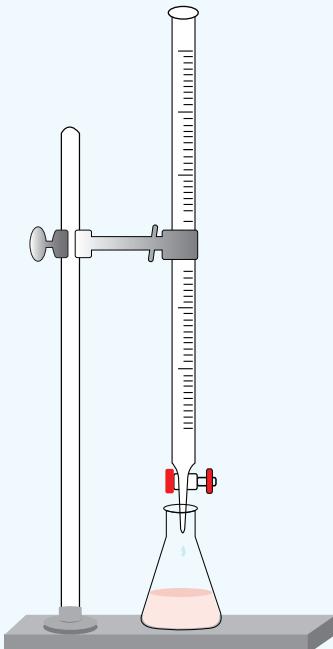
### معاييرٌ حِمْض قوي بقاعدة قوية

#### المواد والأدوات:

محلول حِمْض الهيدروكلوريك HCl مجهول التركيز، محلول هيدروكسيد الصوديوم NaOH تركيزه 0.2 M، كاشف الفينولفتالين، دورق مخروطي mL 250، سخاحة، ماصة، قطارة، حامل فلزّي، قمع زجاجي.

#### إرشادات السلامة:

- أتبع إرشادات السلامة العامة في المختبر.
- أرتدي معطف المختبر والنظارات الواقية والقفازات.
- أتعامل مع محلول الحِمْض ومحلول القاعدة بحذر.



#### خطوات العمل:

- **أُجَرِّبُ:** أثبت السخاحة على الحامل، كما في الشكل.
- **أُجَرِّبُ:** أملأ السخاحة باستخدام القمع بمحلول هيدروكسيد الصوديوم إلى مستوى الصفر.
- **أَقْيِسُ** باستخدام المخارب المُدَرَّج mL 20 من محلول الحِمْض HCl مجهول التركيز، وأضعُها في الدورق المخروطي.
- **أُضِيفُ**، باستخدام القطارة، 3-4 قطرات من كاشف الفينولفتالين إلى محلول الحِمْض.
- أضع الدورق المخروطي المحتوي على محلول الحِمْض أسفل السخاحة، كما في الشكل.
- **اللَّاحِظُ:** أبدأ بإضافة محلول القاعدة من السخاحة تدريجياً وبيطئاً إلى محلول الحِمْض، وأمزِّجُ محلوله بتحريك الدورق دائرياً، وألاحظ تغيير لون محلوله، وأسجّل ملاحظاتي.
- **أَضِيبُ المُتَغَيِّرَاتُ:** أتوقف عن إضافة محلول القاعدة عند النقطة التي يثبتُ عندها ظهور لون أحمر وردي في محلول الحِمْض، وأسجّل حجم محلول القاعدة المُضاف.

#### التحليل والاستنتاج:

1. ماذا أسمى النقطة التي يحدثُ عندها تغيير لون محلول؟
2. **أَحْسُبُ** عدد مولات القاعدة NaOH المُضاف.
3. **أَسْتَنْتَجُ** عدد مولات الحِمْض المستخدمة.
4. **أَحْسُبُ** تركيز الحِمْض HCl.
5. **أَتَوَقُّعُ** الرّقم الهيدروجيني للمحلول الناتج من عملية المعايرة.
6. **أُصَنِّفُ** التفاعل الحادث بين الحِمْض والقاعدة.

# مراجعة الدرس

1- الفكرة الرئيسية: بماذا يعبر عن حمضية المحاليل أو قاعديتها؟

2- أوضح المقصود بكلٍّ مما يأتي:

- نقطة النهاية
- المعايرة
- الرَّقم الهيدروجيني
- التأين الذاتي للماء

3- أحسب تركيز  $\text{H}_3\text{O}^+$  و  $\text{OH}^-$  في كلٍّ من المحاليل الآتية:

أ) تركيز  $\text{HNO}_3$  0.02 M

ب) تركيز  $\text{LiOH}$  0.01 M

4- أصنف المحاليل المبيّنة في الجدول إلى محاليل حمضية أو قاعدية أو متعادلة:

pH = 9	$[\text{OH}^-] = 10^{-11} \text{ M}$	pOH = 4	$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-9} \text{ M}$	pH = 3	الصفة المميزة للمحلول
					تصنيف محلول

5- أفسر: يقلُّ تركيز  $\text{OH}^-$  في الماء عند تحضير محلول حمضي.

6- أحسب الرَّقم الهيدروجيني pH لمحلول حمض HI تركيزه 0.0005 M. علمًا أنَّ  $\log 5 = 0.7$

7- أحسب الرَّقم الهيدروجيني pH لمحلول حمض HBr حضر بإذابة 0.81 g منه في 400 mL من الماء. علمًا أنَّ الكتلة المولية للحمض  $\text{HBr} = 81 \text{ g/mol}$

8- أحسب الرَّقم الهيدروكسيلي والرَّقم الهيدروجيني لمحلول  $\text{HClO}_4$  تركيزه 0.008 M

علمًا أنَّ  $\log 8 = 0.9$

9- أحسب. يلزم 40 mL من محلول HI الذي تركيزه 0.3 M لتعادل تماماً مع 60 mL من محلول KOH مجهول التركيز. أحسب تركيز KOH.

10- أتوقع. خلِطَ 20 mL من محلول حمض الهيدروكلوريك HCl الذي تركيزه 0.6 M مع 20 mL من محلول هيدروكسيد الليثيوم LiOH الذي تركيزه 0.4 M، هل محلول الناتج حمضي أم قاعدي أم متعادل، أبرر إجابتي.

# الحموض والقواعد الضعيفة

Equilibrium in Weak Acids and Bases Solutions

3

الدرس

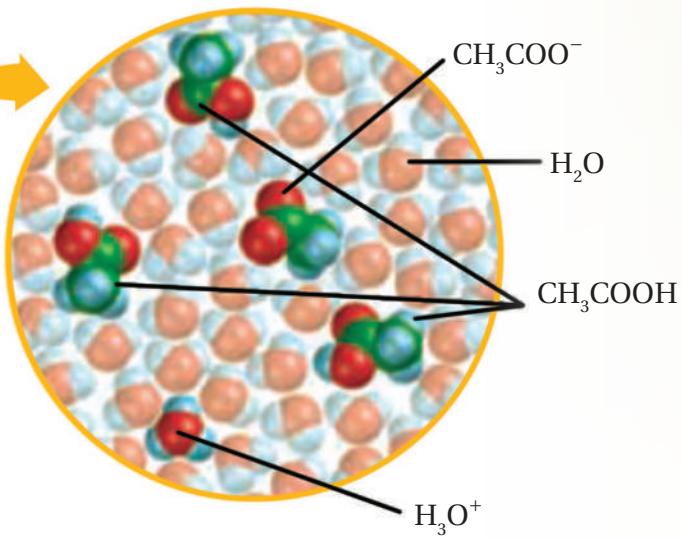
## الاتزان في محليل الحموض والقواعد الضعيفة

### Equilibrium in Weak Acids and Bases Solutions

عرفت في ما سبق أنَّ الحموض والقواعد الضعيفة تتأيّن جزئياً في الماء، وأنَّ ذوبانها يُعدُّ مثلاً على الاتزان الكيميائي، ويعبر عن حالة الاتزان في محليل المائية للحموض الضعيفة التي تتأيّن جزئياً باستخدام ثابت تأيّن الحمض ( $K_a$ )، الذي يُعدُّ مقياساً كمياً لتأيّن الحمض الضعيف. انظر الشكل (8)، الذي يبيّن تأيّن حمض الإيثانويك (الخل)  $\text{CH}_3\text{COOH}$ . كما يمكن التعبير عن حالة الاتزان لمحلول القواعد الضعيفة باستخدام ثابت تأيّن القاعدة ( $K_b$ )، وهو يُعدُّ أيضاً مقياساً كمياً لتأيّن القاعدة الضعيفة. فكيف يُستخدم ثابت تأيّن في مقارنة قوة الحموض الضعيفة أو قوة القواعد الضعيفة؟



الشكل (8): تأيّن حمض الإيثانويك (الخل)  
في الماء.



يتأيّن الحِمْضُ الضعيفُ في المحلول المائي جُزئياً، ويعبرُ عن قدرته على التأيّن باستخدام ثابت تأيّن الحِمْض  $K_a$ ، وكذلك الحال للقاعدة الضعيفة التي يعبرُ عن مدى تأيّنها بثابت تأيّن القاعدة  $K_b$ ، وتُستخدم ثوابت التأيّن لحساب تراكيز الأيونات الناتجة وحساب الرَّقم الهيدروجيني للمحلول.

- **نتائجُ التعلم :**
- أوضّح المقصود بثابت تأيّن كلٌّ من الحِمْض والقاعدة.
  - أجري بعض الحسابات المتعلّقة بثابت التأيّن لكُلٌّ من الحِمْض والقاعدة.

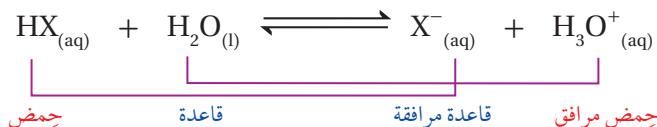
► **المفاهيم والمصطلحات :**

ثابت تأيّن الحِمْض  
Acid Dissociation Constant  
ثابت تأيّن القاعدة  
Base Dissociation Constant

## الاتزان في محليل الحموض الضعيفة

### Equilibrium in Weak Acids Solutions

تتأين الحموض الضعيفة جزئياً في الماء، فينتج أيون الهيدرونيوم  $\text{H}_3\text{O}^+$  وأيون آخر سالب، فإذا رمزنا للحمض بشكل عام بالرمز  $\text{HX}$  فإنه يتآين، كما في المعادلة الآتية:



وتكون جزيئات الحموض غير المتآينة في حالة اتزان مع الأيونات الناتجة  $\text{X}^-$  و  $\text{H}_3\text{O}^+$ ، ويكون موضع الاتزان في التفاعل مُراحاً جهة اليسار (جهة المواد المتفاعلة)؛ ما يشير إلى أن القاعدة المرافق (X<sup>-</sup>) أقوى من القاعدة H<sub>2</sub>O، وهذا يمكّنها من الارتباط بالبروتون وإعادة تكوين الحموض بصورة مستمرة؛ ما يجعل تركيز الحموض عالياً مقارنة بتركيز الأيونات الناتجة من تأينه. ويعبر عن ثابت تأين

الحموض على النحو الآتي:

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

ويُبيّن الجدول (8) قيمة ثابت تأين بعض الحموض الضعيفة عند درجة حرارة 25 °C. يعبر ثابت تأين الحموض عن قوة الحموض وقدرته على التأين، التي تزداد بزيادة قيمة ثابت تأين الحموض، فكلما زادت قوّة الحموض زاد تركيز  $\text{H}_3\text{O}^+$ ، فيزداد بذلك ثابت تأين الحموض  $K_a$ ، وبهذا يمكن مقارنة قوّة الحموض الضعيفة بعضها، كما يستفاد من ثابت تأين الحموض في حساب تركيز  $\text{H}_3\text{O}^+$ ، والرقم الهيدروجيني لمحلول الحموض الضعيف.

الجدول (8): قيمة ثابت تأين بعض الحموض الضعيفة عند درجة حرارة 25 °C.

ثابت تأين الحموض $K_a$	صيغته الكيميائية	اسم الحموض
$1.3 \times 10^{-2}$	H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	حمض الكبريت IV
$6.8 \times 10^{-4}$	HF	حمض الهيدروفلوريك
$4.5 \times 10^{-4}$	HNO <sub>2</sub>	حمض النيتروجين III
$1.7 \times 10^{-4}$	HCOOH	حمض الميثانيك
$6.3 \times 10^{-5}$	C <sub>6</sub> H <sub>5</sub> COOH	حمض البنزويك
$1.7 \times 10^{-5}$	CH <sub>3</sub> COOH	حمض الإيثانيك
$4.3 \times 10^{-7}$	H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	حمض الكربونيك
$8.9 \times 10^{-8}$	H <sub>2</sub> S	حمض كبريتيد الهيدروجين
$3.5 \times 10^{-8}$	HClO	حمض أحادي الهيبو كلوريك
$4.9 \times 10^{-10}$	HCN	حمض الهيدروسيلانيك

### الرَّبْطُ مَعَ عِلْمِ الْأَحْيَاءِ

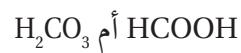
حمض الميثانيك HCOOH أو حمض الفورميك سَخَّرَ اللَّهُ -عَزَّ وَجَلَّ- هَذَا الْحِمْضُ لِلنَّمَلِ كَيْ يَسْتَخْدِمَهُ فِي كَثِيرٍ مِّنَ الْمِجَالَاتِ، مِنْ مُثَلِ الدِّفَاعَ عَنِ نَفْسِهِ، فِيَقْذِفُهُ فِي وَجْهِ أَعْدَائِهِ، وَيُفَرِّزُهُ مِنَ الْفَكِ السُّفْلِيِّ عِنْدَ عَضُّ فِرَائِسِهِ (السَّعَاتِ النَّمَلِ)، وَيُسْتَخْدِمُهُ مُظَهِّرًا لِلْحَفَاظِ عَلَى أَعْشَاهِ نَظِيفَةٍ وَلِتَنْظِيفِ صَعَارِهِ، وَيُفَرِّزُهُ مِنَ الْمَسَامِ الْحِمْضِيَّةِ فِي بَطْوَنَهُ؛ لِيَرْشِدَهُ فِي أَثْنَاءِ الْعَوْدَةِ إِلَى مَسَاكِهِ.



✓ أَتَحَقَّقَ:

أدرسُ الجدول (8)، ثمَّ أجيِّبُ عن الأسئلة الآتية:

1- أَحَدُّ الْحِمْضِ الْأَقْوَى:



2- أَتَوْقَعُ أَيْهَا لَهُ أَقْلُّ رَقْمًّا

هيدروجيني: محلول

الْحِمْضُ الْأَقْوَى HNO<sub>2</sub> أم محلول HClO. علمًاً أَنَّ

لَهُمَا التَّرْكِيزُ نَفْسَهُ.

3- أَتَوْقَعُ أَيُّ مَحَالِلِ الْحِمْضِ

الْآتِيَّةِ يَحْتَوِيُ أَعْلَى تَرْكِيزٍ

مِنْ أَيُوناتِ OH<sup>-</sup>:

?HF, HClO, CH<sub>3</sub>COOH

حساب تركيز أيون الهيدرونيوم  $\text{H}_3\text{O}^+$  لمحاليل الحموض الضعيفة:  
تنتج أيونات الهيدرونيوم  $\text{H}_3\text{O}^+$  من تأين الحمض الضعيف في الماء،  
ويجري حساب تركيزها باستخدام ثابت تأين الحمض، كما في المثال الآتي:

## المثال ١٦

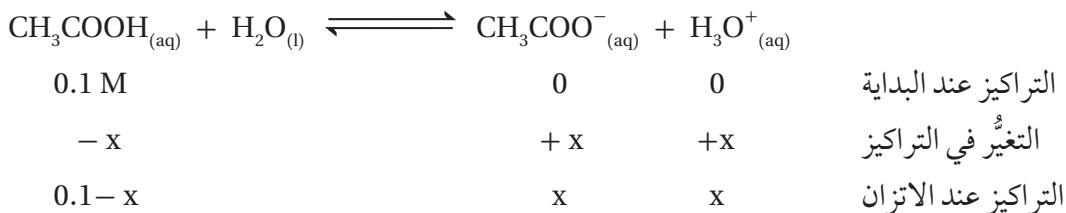
أحسب تركيز أيونات  $\text{H}_3\text{O}^+$  في محلول حمض الإيثانويك  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ، الذي تركيزه  $0.1 \text{ M}$   
علمًا أن  $K_a = 1.7 \times 10^{-5}$

تحليل السؤال:  $[\text{CH}_3\text{COOH}] = 0.1 \text{ M}$   
 $K_a = 1.7 \times 10^{-5}$

المطلوب: حساب  $[\text{H}_3\text{O}^+]$

الحل:

أكتب معادلة تأين الحمض:



أكتب ثابت التأين:

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

$$1.7 \times 10^{-5} = \frac{x^2}{(0.1-x)}$$

وبالتعويض في ثابت التأين نجد أن:

ولما كان النقص في تركيز الحمض صغيراً جدًا مقارنة بتركيزه ( $0.1$ )، فيُهمَل هذا النقص ويعتبر تركيز الحمض ثابتاً؛ أي أن  $0.1-x \approx 0.1 \text{ M}$

وبهذا يمكن حساب تركيز  $\text{H}_3\text{O}^+$ ، كما يأتي:

$$x^2 = 0.1 \times 1.7 \times 10^{-5} = 1.7 \times 10^{-6}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = x = 1.3 \times 10^{-3} \text{ M}$$

وبأخذ جذر الطرفين نجد أن:

تحقق:

أحسب تركيز أيونات  $\text{H}_3\text{O}^+$  في محلول حمض النيتروجين (III)  $\text{HNO}_2$ ، الذي تركيزه  $0.03 \text{ M}$   
علمًا أن  $K_a = 4.5 \times 10^{-4}$

حساب الرَّقم الهيدروجيني pH لمحاليل الحموض الضعيفة:

يمكن حساب الرَّقم الهيدروجيني للمحلول بالاعتماد على تركيز أيون الهيدرونيوم  $\text{H}_3\text{O}^+$ ، كما في المثال الآتي:

## المثال 17

أحسب الرَّقم الهيدروجيني لمحلول حمض البنزويك  $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$  تركيزه 2 M

$$\log 1.12 = 0.05, K_a = 6.3 \times 10^{-5}$$

تحليل السؤال:

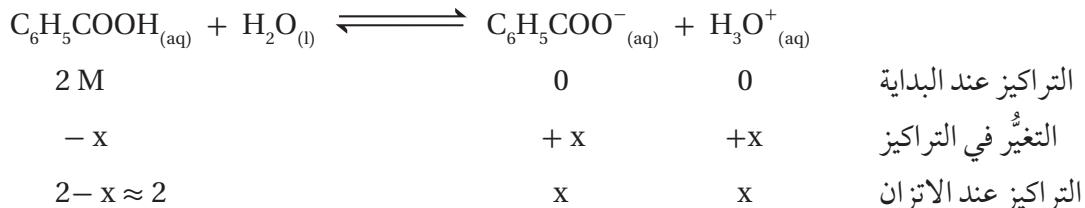
$$K_a = 6.3 \times 10^{-5}$$

$$\log 1.12 = 0.05$$

المطلوب: حساب pH للمحلول.

الحل:

أكتب معادلة تأين الحِمض:



أكتب ثابت التأين:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-]}{[\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}]}$$

ولما كان  $[\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = X$  فيمكن كتابة ثابت تأين الحِمض، كما يأتي:  
 $6.3 \times 10^{-5} = \frac{X^2}{2}$

$$X = [\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{1.26 \times 10^{-4}} = 1.12 \times 10^{-2} \text{ M}$$

أحسب الرَّقم الهيدروجيني باستخدام العلاقة:

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

$$\text{pH} = -\log (1.12 \times 10^{-2}) = 2 - \log 1.12 = 2 - 0.05 = 1.95$$

✓ أتحقق:

أحسب الرَّقم الهيدروجيني pH لمحلول حمض الهيدروسيانيك HCN، الذي تركيزه 0.02 M

$$\text{علمًا أن } K_a = 4.9 \times 10^{-10}$$

استخدام الرَّقم الهيدروجيني لحساب كمية الحِمض أو ثابت التأين  $K_a$ :  
بمعرفة الرَّقم الهيدروجيني للمحلول يمكن حساب كمية الحِمض اللازم لتحضيره، كما يُستفاد من الرَّقم الهيدروجيني أيضًا في حساب ثابت تأين الحِمض، والأمثلة الآتية توضح ذلك:

## المثال 18

أحسب كتلة حمض الميثانويك  $\text{HCOOH}$  اللازمة لتحضير محلول منه حجم  $1 \text{ L}$  ورُقمُه الهيدروجيني  $2.7$   
علمًا أنَّ  $Mr = 49 \text{ g/mol}$ ,  $K_a = 1.7 \times 10^{-4}$ ,  $\log 2 = 0.3$

تحليل السؤال:  $K_a = 1.7 \times 10^{-4}$

$$\text{pH} = 2.7$$

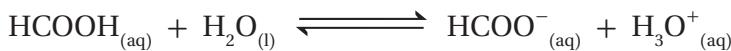
$$\log 2 = 0.3$$

$$Mr = 46 \text{ g/mol}$$

المطلوب: حساب كتلة الحِمض.

الحل:

أكتب معادلة تأين الحِمض:



يُستفادُ من  $\text{pH}$  في حساب تركيز  $\text{H}_3\text{O}^+$ ، كما يأتي:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-2.7} = 10^{(-2.7+3)-3} = 10^{0.3} \times 10^{-3} = 2 \times 10^{-3} \text{ M} = [\text{HCOO}^-]$$

أحسب تركيز الحِمض باستخدام ثابت التأين، كما يأتي:

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

$$[\text{HCOOH}] = \frac{(2 \times 10^{-3})^2}{1.7 \times 10^{-4}} = \frac{4 \times 10^{-6}}{1.7 \times 10^{-4}} = 2.35 \times 10^{-2} \text{ M}$$

لحساب كتلة الحِمض أحسب عدد مولاته في المحلول، كما يأتي:

$$M = \frac{n}{v}$$

$$2.35 \times 10^{-2} = \frac{n}{1} \rightarrow n = 2.35 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

أستخدم عدد المولات لحساب كتلة الحِمض، كما يأتي:

$$n = \frac{m}{Mr} \rightarrow m = n \times Mr \\ = 2.35 \times 10^{-2} \text{ mol} \times 46 \text{ g/mol} = 1.08 \text{ g}$$

## المثال ١٩

أحسب ثابت تأين حمض ضعيف HA رقم الهيدروجيني يساوي 3 حضر بإذابة 0.1 mol منه في 500 mL من الماء.

تحليل السؤال:

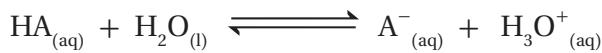
$$\text{pH} = 3$$

$$\text{حجم محلول (v)} = 500 \text{ mL}$$

المطلوب: حساب ثابت تأين الحمض  $K_a$ .

الحل:

أكتب معادلة تأين الحمض:



أحسب تركيز  $\text{H}_3\text{O}^+$  باستخدام الرقم الهيدروجيني، كما يأتي:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-3} = 1 \times 10^{-3} \text{ M} = [\text{A}^-]$$

أحسب تركيز الحمض باستخدام عدد مولاته وحجم محلول، كما يأتي:

$$M = \frac{n}{V} = \frac{0.1}{0.5} = 0.2 \text{ M}$$

أحسب ثابت تأين الحمض، كما يأتي:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]} = \frac{1 \times 10^{-6}}{0.2} = 5.0 \times 10^{-6}$$

تحقق ✓

أحسب كتلة حمض الكبريت (IV)  $\text{H}_2\text{SO}_3$  اللازمة لتحضير

محلول منه حجم 0.4 L ورقم الهيدروجيني يساوي 2. علماً

$$Mr = 82 \text{ g/mol}, K_a = 1.3 \times 10^{-2} \text{ أن}$$

### الربط مع الصناعة

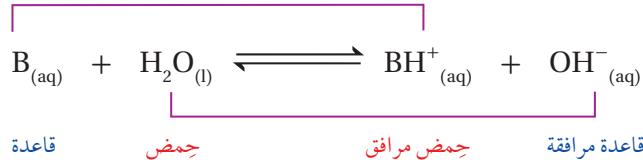
تُعد شركة مناجم الفوسفات الأردنية رائدةً في إنتاج حمض الفوسфорيك  $\text{H}_3\text{PO}_4$  وحمض الكبريتิก  $\text{H}_2\text{SO}_4$  بتقنية عالية في منطقة الشيدية في جنوبى الأردن؛ حيث تبلغ كمية الإنتاج من حمض الفوسفوريك نحو 224 ألف طن سنوياً، وقرابة 660 ألف طن متري من حمض الكبريتيك تخزن في منشأة خاصة بمدينة العقبة؛ وبهذا تُعد الشركة لبنة أساسية في بناء الاقتصاد الوطنى؛ لـما لها من إسهامات كبيرة في تطوير صناعة التعدين في الأردن.



## **الاتزان في محاليل القواعد الضعيفة:**

## Equilibrium in Weak Bases Solutions

تتأين القواعد الضعيفة جزئياً في المحلول، فينتج أيون الهيدروكسيد  $\text{OH}^-$  وأيون آخر موجب، فإذا رمنا للقاعدة بشكل عام بالرمز B فإنها تتأين، كما في المعادلة الآتية:



و تكون جزئيات القاعدة غير المتأينة في حالة اتزان مع الأيونات الناتجة  $\text{OH}^-$  و  $\text{BH}^+$ ، ويكون موضع الاتزان في التفاعل مُرَاحاً جهة اليسار (جهة المواد المتفاعلة)؛ ما يشير إلى أنَّ الحِمض المرافق ( $\text{BH}^+$ ) أقوى منَ الحِمض  $\text{H}_2\text{O}$ ، ويمكنه منح البروتون للقاعدة المرافقه ويعيد تكوين القاعدة (B) في التفاعل باستمرار؛ ما يُبيّن تركيزها عاليًا مقارنةً بتركيز الأيونات الناتجة من تأيُّثها، ويمكن التعبير عن ثابت الاتزان للتفاعل على النحو الآتي:

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

يسمى ثابت الاتزان لتأين القاعدة الضعيفة ثابت تأين القاعدة **Base Dissociation Constant** ويُرمز له  $K_b$ ، ويبيّن الجدول (9) قيم ثابت التأين لبعض القواعد الضعيفة عند درجة حرارة  $25^\circ C$ . ويُعد ثابت التأين مقياساً كمياً لقدرة القاعدة على التأين وإنتاج  $OH^-$ ، فكلما زادت قوة القاعدة زادت قدرتها على التأين وإنتاج  $OH^-$ ، وزاد ثابت تأينها  $K_b$  و من ثم يقل تركيز أيونات  $H_3O^+$  ويزداد بذلك الرقم الهيدروجيني  $pH$  للمحلول، ويُستفاد من ثابت تأين القاعدة في مقارنة قوة القواعد الضعيفة ببعضها، وفي حساب تركيز  $OH^-$ ، وفي حساب الرقم الهيدروجيني للمحلول القاعدة الضعيفة.

**أتحقق :** بالرجوع إلى الجدول (9)، أجيّب عن الأسئلة الآتية:

**1- أتوقع** المحلول الذي له أقل رُقمٍ هييدروجيني أم  $\text{NH}_3$ .  $\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$ .

علماً أنَّ لهم الت كث نفسم.

2- أَحَدُ القاعدة الأقوى في الجدول.

3- أَحَدُ القاعدة التي يكون حمضها المراافق له أقل رَّقم هيدروجيني:

ثابت تأين القاعدة $K_b$	صيغة القاعدة	اسم القاعدة
$4.7 \times 10^{-4}$	$\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$	إيثيل أمين
$4.4 \times 10^{-4}$	$\text{CH}_3\text{NH}_2$	ميثيل أمين
$1.8 \times 10^{-5}$	$\text{NH}_3$	أمونيا
$1.7 \times 10^{-6}$	$\text{N}_2\text{H}_4$	هيدرازين
$1.4 \times 10^{-9}$	$\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$	بيريدين
$2.4 \times 10^{-10}$	$\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$	أنيلين

حساب تركيز أيونات  $\text{OH}^-$  في محلول قاعدة ضعيفة:

تتأين القاعدة الضعيفة جزئياً في الماء، فيتخرج من تأينها أيونات  $\text{OH}^-$  والحمض المرافق للقاعدة، ويمكن حساب تركيز أيونات  $\text{OH}^-$  باستخدام ثابت تأين القاعدة  $K_b$ ، والمثال الآتي يوضح ذلك:

## المثال 20

تتأين الأمونيا في الماء وفقاً للمعادلة الآتية:



أحسب تركيز  $\text{OH}^-$  في محلول الأمونيا  $\text{NH}_3$  الذي تركيزه  $0.2 \text{ M}$ . علمًا أن ثابت تأين الأمونيا  $K_b = 1.8 \times 10^{-5}$

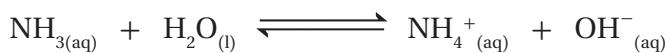
تحليل السؤال:  $[\text{NH}_3] = 0.2 \text{ M}$

$$K_b = 1.8 \times 10^{-5}$$

المطلوب: حساب  $[\text{OH}^-]$

الحل:

أكتب معادلة تأين القاعدة:



$0.2 \text{ M}$

$0$

$0$

التراكيز عند البداية

$-x$

$+x$

$+x$

التغير في التراكيز

$0.2 - x$

$x$

التراكيز عند الاتزان

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

$$1.8 \times 10^{-5} = \frac{x^2}{0.2 - x}$$

أكتب ثابت التأين:

ونظرًا إلى أن قيمة  $x$  صغيرة جدًا مقارنة بتركيز القاعدة، فيمكن اعتبار أن  $0.2 - x \approx 0.2$

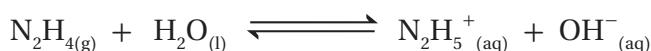
$$x^2 = 0.2 \times 1.8 \times 10^{-5} = 0.36 \times 10^{-5} = 3.6 \times 10^{-6}$$

$$x = [\text{OH}^-] = [\text{NH}_4^+] = 1.9 \times 10^{-3} \text{ M}$$

وبأخذ جذر الطرفين نجد أن:

✓ أتحقق:

تتأين الهيدرازين  $\text{N}_2\text{H}_4$  ذات التركيز  $0.04 \text{ M}$ ، وفق المعادلة الآتية:



أحسب تركيز أيونات  $\text{OH}^-$  في محلول. علمًا أن ثابت تأين الهيدرازين  $K_b = 1.7 \times 10^{-6}$

حساب الرقم الهيدروجيني pH لمحلول قاعدة ضعيفة:

يعتمد الرقم الهيدروجيني لمحلول القاعدة على تركيز أيونات  $\text{OH}^-$ ، الذي يمكن حسابه كما في المثال السابق، ثم أحسب تركيز أيونات  $\text{H}_3\text{O}^+$  باستخدام ثابت تأين الماء  $K_w$ ، ومنه أحسب pH، والمثال الآتي يوضح ذلك:

## المثال 21

أحسب الرقم الهيدروجيني لمحلول البيريدين  $\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$ ، الذي تركيزه 2 M

$$\log 1.9 = 0.28, K_b = 1.4 \times 10^{-9}$$

تحليل السؤال:

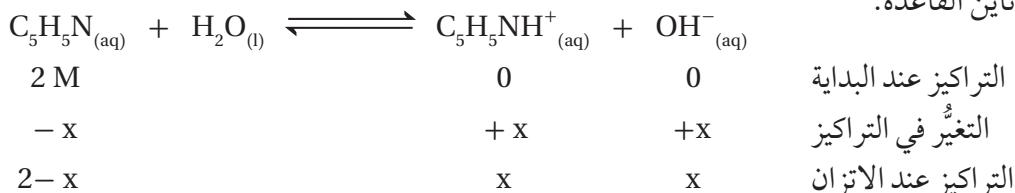
$$K_b = 1.4 \times 10^{-9}$$

$$\log 1.9 = 0.28$$

المطلوب: حساب pH للمحلول.

الحل:

أكتب معادلة تأين القاعدة:



$$X = [\text{OH}^-] = [\text{C}_5\text{H}_5\text{NH}^+]$$

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

أحسب تركيز  $\text{OH}^-$  باستخدام قانون ثابت التأين  $K_b$ ، كما يأتي:

$$1.4 \times 10^{-9} = \frac{X^2}{2}$$

$$X = [\text{OH}^-] = \sqrt{2.8 \times 10^{-9}} = \sqrt{28 \times 10^{-10}} = 5.3 \times 10^{-5} \text{ M}$$

أحسب تركيز  $\text{H}_3\text{O}^+$  باستخدام ثابت تأين الماء  $K_w$ ، كما يأتي:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{1 \times 10^{-14}}{5.3 \times 10^{-5}} = 1.9 \times 10^{-10} \text{ M}$$

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

أحسب الرقم الهيدروجيني باستخدام العلاقة:

$$\text{pH} = -\log (0.19 \times 10^{-9}) = 10 - \log 1.9 = 10 - 0.28 = 9.72$$

أتحقق:

أحسب الرقم الهيدروجيني لمحلول الأمونيا  $\text{NH}_3$ ، الذي تركيزه 0.02 M علماً أنّ:

$$\log 1.66 = 0.22, K_b = 1.8 \times 10^{-5}$$

استخدام الرّقم الهيدروجيني لحساب كمية القاعدة أو ثابت تأين  $K_b$ :

يمكن حساب كمية القاعدة اللازمة لتحضير محلول معين منها بمعرفة الرّقم الهيدروجيني للمحلول المراد تحضيره، كما يستفاد أيضاً من الرّقم الهيدروجيني لمحلول قاعدة ما في تعين ثابت تأينها، والأمثلة الآتية توضح ذلك.

## المثال 22

الأنيلين قاعدة تُستخدم في صناعة الأصباغ، صيغتها  $C_6H_5NH_2$ ، تأين في الماء، كما في المعادلة:



أحسب ثابت تأين الأنيلين لمحلول منها تركيز  $4 M$  يحتوي على أيونات  $OH^-$  تركيزها  $4.15 \times 10^{-5} M$

تحليل السؤال:  $[C_6H_5NH_2] = 4 M$

$$[OH^-] = 4.15 \times 10^{-5} M$$

المطلوب: حساب ثابت تأين القاعدة ( $K_b$ )

الحل: أكتب ثابت تأين القاعدة:

$$K_b = \frac{[OH^-][C_6H_5NH_3^+]}{[C_6H_5NH_2]}$$

$$K_b = \frac{(4.15 \times 10^{-5})^2}{4} = \frac{17.2 \times 10^{-10}}{4} = 4.3 \times 10^{-10}$$

## المثال 23

تأين القاعدة إيشيل أمين  $CH_3CH_2NH_2$  وفق المعادلة الآتية:



أحسب تركيز القاعدة في محلول منها رقم الهيدروجيني  $10$  علمًا أنَّ ثابت تأين القاعدة  $4.7 \times 10^{-4}$

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-10} = 1 \times 10^{-10}$$

تحليل السؤال:  $pH = 10$

$$K_b = 4.7 \times 10^{-4}$$

المطلوب: أحسب تركيز القاعدة

$$K_b = \frac{[OH^-][CH_3CH_2NH_3^+]}{[CH_3CH_2NH_2]}$$

لحساب تركيز القاعدة يجب حساب تركيز  $[OH^-]$ ؛

ولذلك أحسب  $[H_3O^+]$  باستخدام  $pH$ ، كما يأتي:

$$[OH^-] = \frac{1 \times 10^{-14}}{1 \times 10^{-10}} = 1 \times 10^{-4} M$$

$$[CH_3CH_2NH_2] = \frac{1 \times 10^{-8}}{4.7 \times 10^{-4}} = 2.1 \times 10^{-5} M$$

أتحقق: أحسب ثابت تأين القاعدة بيوتيل أمين  $C_4H_9NH_2$ ، التي تركيزها  $0.4 M$  ورقمها الهيدروجيني يساوي 12 ✓



# مراجعة الدرس

١- الفكرة الرئيسية: أوضح العلاقة بين ثابت تأين الحمض الضعيف ورقمе الهيدروجيني.

2- أحسب تركيز  $\text{H}_3\text{O}^+$  و  $\text{OH}^-$  في كل من المحاليل الآتية:

۰.۰۲ M HNO<sub>۳</sub> تکیزه . محلول آ.

ب. محلول  $\text{NH}_3$  ترکیز ۰.۰۱ M

3- أُفَسِّرُ: بزيادة ثابت التأين يزداد تركيز  $\text{OH}^-$  في محلول القاعدة الضعيفة.

K <sub>a</sub>	الحمض
$6.3 \times 10^{-5}$	C <sub>6</sub> H <sub>5</sub> COOH
$4.5 \times 10^{-4}$	HNO <sub>2</sub>
$1.7 \times 10^{-5}$	CH <sub>3</sub> COOH
$4.9 \times 10^{-10}$	HCN

٤- أطبق. يبيّن الجدول المجاور قيمة ثابت تأيّن عدد من الحموض الضعيفة. أدرسُ هذه القيمة، ثم أجيّب عن الأسئلة الآتية:

أ. أكتُ صيغة القاعدة المعرفة التي لها أعلى قيمة pH.

بـ. أَحَدِّدْ أَيَّ مَحْلُولُ الْحَمْوَضِ لَهُ أَقْلَى رَقْمٍ هِيدْرُوجِينِيٌّ  $\text{HNO}_2$  أَم  $\text{HCN}$ .

جـ. أستتجـعـ الحـمـضـ الذـي يـكـونـ تـرـكـيـزـ  $H_3O^+$  فـيـهـ أـقـلـ مـاـ يـمـكـنـ.

د. أتوقع الحمض الذي يحتوى محلوله على أقل تركيز من أيونات  $\text{OH}^-$ .

هـ. أحسب الرقم الهيدروجيني pH لمحلول  $\text{CH}_3\text{COOH}$  حضّر بإذابة 12 g منه في 400 mL من الماء. علماً

أنَّ الكتلة المولية للحمض  $\log 2.9 = 0.46$  ( $60 \text{ g/mol} = \text{CH}_3\text{COOH}$ )

٥- يبيّن الجدول قيم  $K_b$  لعدد من القواعد الضعيفة. أدرسها، ثم أجيّب عن الأسئلة الآتية:

<b>K<sub>b</sub></b>	<b>القاعدة</b>
$4.4 \times 10^{-4}$	CH <sub>3</sub> NH <sub>2</sub>
$1.8 \times 10^{-5}$	NH <sub>3</sub>
$1.7 \times 10^{-6}$	N <sub>2</sub> H <sub>4</sub>
$1.4 \times 10^{-9}$	C <sub>5</sub> H <sub>5</sub> N

أ. أكتب صيغة الحمض المرافق الذي له أقل pH.

بـ. أُحـدد أـيـ القـوـاعـدـ يـحـتـويـ مـحـلـولـهـاـ عـلـىـ أـقـلـ تـرـكـيزـ منـ  $\text{H}_3\text{O}^+$ .

جـ. أستنتِحْ أيَّ القواعد أكثرَ تائِنًا في الماء.

د. أَحْلَالٌ أَكْمَالٌ المُعَادِلَةُ الْأَتِيَّةُ، ثُمَّ أَعْنَانُ الزَّوْجِينَ الْمُتَأْفِقِينَ:



هـ. أحسب كتلة القاعدة  $\text{H}_4\text{N}^+$  اللازمة لضافتها إلى 400 mL من الماء لتحضير محلول منها رقمه الهيدروجيني

ساواه 9.4 علمًا أن الكتلة المولية للقاعدة  $NH_3$  تساوي 32 g/mol، وأن  $\log 3.9 = 0.6$

### محليل الأملاح Salts Solutions

تُعدُّ الأملاح منَ المواد الأساسية المكوّنة لجسم الإنسان، ويحصل عليها عن طريق الغذاء والماء. وللأملاح دورٌ مهمٌ في تنظيم الكثير من العمليات الحيوية التي تحدث في الجسم؛ فأملاح الكالسيوم تدخل في تركيب العظام والأسنان، وأملاح الصوديوم تساعد على حفظ التوازن المائي داخل الخلية وخارجها، وتعمل على تنظيم ضغط الدم، كما تساعد أملاح البوتاسيوم على ضبط وظائف العضلات وتوسيع الأوعية الدموية لتسهيل انتقال الدم، وستعمل الأملاح في صناعة الكثير من الأدوية، ومستحضرات التجميل، وغيرها، ويبيّن الشكل (9) بعض الأملاح المستخدمة في الصناعات المختلفة. فما المقصود بالأملاح؟ وما أهم خصائصها؟

#### الخصائص الحمضية والقاعدية للأملاح:

#### Acidic and basic properties of salts

فسَر مفهوم برونستد - لوري سلوكَ كثير منَ الحُموض والقواعد وفقاً لقدرتها على منح البروتون أو استقباله، كما فَسَرَ الخصائص الحِمضية والقاعدية للأملاح بِعَدَّ قدرة أيوناتها على منح البروتون أو استقباله في التفاعل، فالأملاح Salts مرَكبات أيونية تنتج من تعادل محلول حِمض مع محلول قاعدة، وعند إذابتها في الماء تتفكك متجهًةً أيوناتٍ موجبةً وأخرى سالبة، وقد تتفاعل هذه الأيونات مع الماء وتنتج أيونات  $\text{H}_3\text{O}^+$  أو  $\text{OH}^-$  في ما يُعرف بعملية التَّمَيُّه Hydrolysis. وتفاوت الأملاح في قدرتها على التفكك، وفي درسنا هذا سوف ندرس الأملاح على فرض أنها تفكك كُلِّياً.



الشكل (9): بعض الأملاح المستخدمة في الصناعات المختلفة.

**الفكرة الرئيسية:**  
للكثير منَ الأملاح إما خصائص حِمضية أو قاعدية تغيّر من الرَّقم الهيدروجيني للمحلول الذي تُضاف إليه، ويتيح عن ذوبان الملح القاعدي المستقى من الحِمض الضعيف فيه ما يسمى محلول المنظم، وكذلك بالنسبة إلى القاعدة الضعيفة عندما يذوب فيها الملح الحِمضي المستقى منها. ويقاوم محلول المنظم التغيير في الرَّقم الهيدروجيني فيما لو أُضيفت إليه كمية قليلة من حِمض أو قاعدة قوية.

- نتائج التعلم:**
- أُوْضِحَ المقصود بكلٍّ من: الملح، التَّميُّه، محلول المنظم.
  - أُفْسِرَ خصائص الملح الحِمضية أو القاعدية.
  - أُحسبَ الرَّقم الهيدروجيني لمحلول حِمض ضعيف أو قاعدة ضعيفة عند إضافة كمية منَ الملح.
  - أُجرِي بعض الحسابات المتعلقة بالمحلول المنظم.

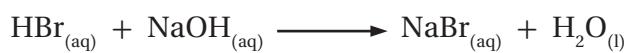
#### المفاهيم والمصطلحات:

Salt	الملح
Hydrolysis	التَّمَيُّه
Solubility	الذوبان
Common Ion	الأيون المشترك
Buffered Solutions	المحاليل المنظمة

تختلف طبيعة الملح وسلوكه تبعاً لمصدر أيوناته من الحمض والقاعدة وقدرتها على التفاعل مع الماء، فبعض الأملاح لا تتميّز في الماء؛ لذا لا تتيح أيونات  $\text{H}_3\text{O}^+$  أو  $\text{OH}^-$ ، فهي ذات طبيعة متعادلة، مثل كلوريد الصوديوم  $\text{NaCl}$ ، وبعضها الآخر يتميّز في الماء، فيتاح أيونات  $\text{H}_3\text{O}^+$ ، فيكون له خصائص حمضية، مثل كلوريد الأمونيوم في الماء، أو يتيح أيونات  $\text{OH}^-$  وله خصائص قاعدية، مثل فلوريد البوتاسيوم  $\text{KF}$ ، انظر الشكل (10). الذي يُبيّن اختلاف لون كاشف بروموميثيل الأزرق في محليل الأملاح الثلاثية تبعاً لاختلاف خصائصها. وستعرّف في ما يأتي خصائص بعض هذه الأملاح.

### الأملاح المتعادلة Natural Salts

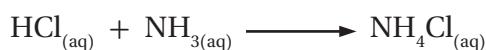
تنتج الأملاح المتعادلة عند تعادل حمض قوي مع قاعدة قوية. فمثلاً، ينتج ملح بروميد الصوديوم  $\text{NaBr}$  من تعادل محلول الحمض القوي  $\text{HBr}$  مع محلول القاعدة القوية  $\text{NaOH}$ ، كما في المعادلة الآتية:



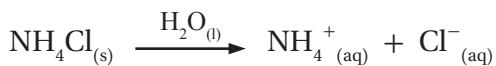
بالتدقيق في صيغة الملح  $\text{NaBr}$  نجد أنه يتكون من أيون البروميد  $\text{Br}^-$ ، وهو قاعدة مرافقة ضعيفة للحمض القوي الهيدروبروميك  $\text{HBr}$ ، لا يمكنه استقبال البروتون في محلول، فلا يتفاعل مع الماء، ولا يؤثر في تركيز أيونات  $\text{OH}^-$  أو  $\text{H}_3\text{O}^+$ ، أمّا الأيون  $\text{Na}^+$  فمصدره القاعدة القوية هيدروكسيد الصوديوم  $\text{NaOH}$ ، وليس له القدرة على التفاعل مع الماء، فلا يؤثر في تركيز أيونات  $\text{H}_3\text{O}^+$  أو  $\text{OH}^-$  في محلول، ومن ثم فإنَّ تراكيز أيونات  $\text{H}_3\text{O}^+$  وأيونات  $\text{OH}^-$  تبقى ثابتة في الماء، وبذلك يكون الرقم الهيدروجيني لمحلول الأملاح الناتجة من تفاعل حمض قوي وقاعدة قوية، مثل الملح بروميد الصوديوم  $\text{NaBr}$ ، يساوي 7، وتكون محليلُها متعادلة.

### الأملاح الحمضية Acidic Salts

تنتج الأملاح الحمضية من تفاعل حمض قوي مع قاعدة ضعيفة. فمثلاً، ينتج ملح كلوريد الأمونيوم  $\text{NH}_4\text{Cl}$  من تفاعل حمض الهيدروكلوريك  $\text{HCl}$  مع الأمونيا  $\text{NH}_3$ ، كما في المعادلة الآتية:



وعند تفكيك الملح الحمضي يكون الأيونُ السالب قاعدةً مرافقة ضعيفة لحمض قوي فلا يتفاعل مع الماء، بينما يسلك الأيونُ الموجب كحمض مرافق قوي للقاعدة الضعيفة ويتفاعل مع الماء ويُنتج أيونَ الهيدرونيوم  $\text{H}_3\text{O}^+$ . فمثلاً، يذوب ملح كلوريد الأمونيوم  $\text{NH}_4\text{Cl}$  في الماء، كما في المعادلة الآتية:

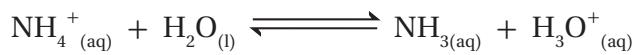


يلاحظ أنَّ أيونَ الكلوريد  $\text{Cl}^-$  قاعدةً مرافقة ضعيفة لحمض الهيدروكلوريك القوي  $\text{HCl}$  وليس له القدرة على استقبال البروتون في محلول؛ أي أنه لا



الشكل (10): اختلاف لون الكاشف في محليل بعض الأملاح تبعاً لاختلاف خصائصها.

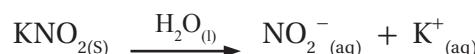
يتفاعل مع الماء، في حين أنَّ أيون الأمونيوم  $\text{NH}_4^+$  حمض مترافق قوي نسبياً للقاعدة الضعيفة الأمونيا  $\text{NH}_3$ ، يمكنه منح البروتون للماء في محلول متراجعاً أيونات الهيدرونيوم  $\text{H}_3\text{O}^+$ ، كما في المعادلة الآتية:



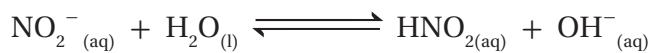
وبذلك يزداد تركيز  $\text{H}_3\text{O}^+$  في محلول، ويقلُّ الرَّقم الهيدروجيني، ويكون محلول الملح حمضياً.

### الأملاح القاعدية Basic Salts

تنتج الأملاح القاعدية من تفاعل قاعدة قوية مع حمض ضعيف، وعند تفكك الملح القاعدي يكون الأيون الموجب الناتج ضعيفاً ومصدره قاعدة قوية فلا يتتفاعل مع الماء، بينما يسلك الأيون السالب كقاعدة مترافق قوية للحمض الضعيف ويتفاعل مع الماء ويتتجأ أيون الهيدروكسيد  $\text{OH}^-$ . فمثلاً، يذوب ملح نترات البوتاسيوم  $\text{KNO}_3$  في الماء ويتفكك، كما في المعادلة الآتية:



يكون مصدر أيونات البوتاسيوم  $\text{K}^+$  القاعدة القوية هييدروكسيد البوتاسيوم  $\text{KOH}$ ؛ لذا فهي لا تتفاعل مع الماء ولا تؤثر في تركيز أيونات  $\text{OH}^-$  أو  $\text{H}_3\text{O}^+$  في محلول، أمّا أيونات النترات  $\text{NO}_3^-$  فهي قاعدة مترافق قوية نسبياً لحمض النيتروجين (III) الضعيف  $\text{HNO}_3$ ، لذا تتفاعل مع الماء، كما في المعادلة الآتية:



يتضح من المعادلة أنَّ تركيز أيونات الهيدروكسيد  $\text{OH}^-$  يزداد في محلول، وبذلك يزداد الرَّقم الهيدروجيني  $\text{pH}$ ، ويكون محلول الملح قاعدياً.

نستنتج مما سبق أنَّ بعض الأملاح تذوب في الماء وتتفكك إلى أيونات سالبة وأخرى موجبة وتنتشر بين جزيئات الماء دون أن تتفاعل معها، مثل ملح كلوريد الصوديوم  $\text{NaCl}$ ، وهذا ما يُعرف بعملية **الذوبان Solubility**، أمّا في عملية التَّميُّه فإنَّ الأيونات الناتجة من تفكك الملح تتفاعل مع الماء وتغيير من تركيز أيونات  $\text{OH}^-$  أو  $\text{H}_3\text{O}^+$ ، ومن ثمَّ تؤثر في الرَّقم الهيدروجيني للمحلول الناتج، وبهذا يكون لمحاليل الأملاح تأثير حمسي أو قاعدي أو متعادل، ويعتمد ذلك على مصدر أيونات الملح من الحمض والقاعدة. انظر الجدول (10).

**الجدول (10):** سلوك الملح تبعاً لمصدر أيوناته.

تأثير محلول الملح	مصدر أيونات الملح من الحمض والقاعدة	
متعادل	قاعدة قوية	حمض قوي
حمسي	قاعدة ضعيفة	حمض قوي
قاعدي	قاعدة قوية	حمض ضعيف

**أَفْهَمْ:** ما الحِمْضُ والقَاعِدَةُ اللَّذَانِ يَنْتَجُ مِنْ تِفَاعُلِهِمَا مَلْحُ كَربُوْنَاتِ الْلَّيْثِيُومِ  $\text{LiHCO}_3$ ؟

✓ **أَتَحَقَّقَ:**

1- أَوْضُحُ الْفَرَقَ بَيْنَ الذَّوِيَانِ وَالْتَّمَيُّهِ.

2- أَحَدِّدُ الْخَصَائِصَ الْحِمْضِيَّةَ وَالقَاعِدِيَّةَ وَالْمُتَعَادِلَةَ لِمَحَالِلِ الْأَمْلَاحِ الْآتِيَّةِ:

$\text{N}_2\text{H}_5\text{NO}_3$ ,  $\text{KNO}_3$ ,  $\text{NaOCl}$ ,  $\text{CH}_3\text{NH}_3\text{Cl}$

3- أَفْسُرُ التَّأْثِيرَ الْقَاعِدِيَّ لِمَحَالِلِ الْمَلْحِ  $\text{NaOCl}$ .

## النَّدْرَةُ ٣

### تميُّزُ الأملاح

#### المواد والأدوات:

كميات مناسبة من الأملاح الآتية: كلوريد الصوديوم  $\text{NaCl}$ ، كلوريد الأمونيوم  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ، كربونات الصوديوم  $\text{NaHCO}_3$ ، إيثانولات الصوديوم  $\text{CH}_3\text{COONa}$ ، محلول الكاشف العام، كأس زجاجية  $300 \text{ mL}$  عدد (5)، قطع ورق لاصق، ماء مُقطر، قطارة، ملعقة تحرير، ميزان حساس، مِxbَار مُدَرَّج.



#### إرشادات السلامة:

- أَتَبِعْ إرشادات السلامة العامة في المختبر.
- أَرْتَدِي معطف المختبر والنظارات الواقية والقفازات.
- أَتَعَالِمْ مع المواد الكيميائية بحذر.

#### خطوات العمل:

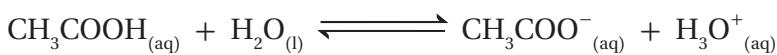
- أَكْتُبْ اسْمَ كُلَّ ملح وصيغته الكيميائية على قطعة الورق اللاصق وألصقها على أحد الكؤوس، ثُمَّ أَلصُقْ على الكأس الأخيرة ورقة كُتبَ عليها ماء مُقطر.
- أَقِيسْ أضع باستخدام المِxbَار المُدَرَّج  $20 \text{ mL}$  من الماء المُقطر، في كُلَّ كأس زجاجية.
- اللَّاحِظُ.** أُصِيفُ، باستخدام القطارة، قطرتين من محلول الكاشف العام إلى كُلَّ كأس زجاجية، وأُحْرِكُهَا باستخدام ملعقة التحرير. **اللَّاحِظُ** لون محلول وأسجّله.
- أَقِيسْ  $3 \text{ g}$  من ملح كلوريد الأمونيوم  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ، وأُصِيفُهَا إلى الكأس المخصص لها، ثُمَّ أُحْرِكُهُ محلول، وأسجّل اللون الذي يظهرُ فيه.
- اللَّاحِظُ.** أُكَرِّرُ الخطوة (4) مع باقي الأملاح في الكؤوس الأخرى، **اللَّاحِظُ** تغيير ألوان المحاليل، وأسجّل ملاحظاتي.

#### التحليل والاستنتاج:

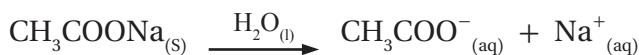
- أَصِيفُ** ألوان محاليل الأملاح في التجربة بعد إضافة الكاشف لكل منها.
- أُكَسِّرُ تشابه لون محلول كلوريد الصوديوم  $\text{NaCl}$  بعد إضافة الكاشف إليه. ولون محلول الكاشف في الماء المُقطر.
- أُصَنَّفُ محاليل الأملاح في التجربة إلى حمضية أو قاعدية أو متعادلة.
- أُتَوْقُّعُ قيمة  $\text{pH}$  لـكُلَّ محلول في التجربة بالاعتماد على الألوان المعيارية للكاشف العام في المحاليل المختلفة.
- أُكَسِّرُ. أَكْتُبْ معادلة كيميائية أُكَسِّرُ بواسطتها السلوك الحمضي أو القاعدي لـكُلَّ محلول.

## تأثير الأيون المشترك: Common Ion Effect

توجد محاليل الحموض الضعيفة ومحاليل القواعد الضعيفة في حالة اتزان ديناميكي، ويمكن التأثير في موضع الاتزان -وفقاً لمبدأ لوتشاتلييه- بعدة طرائق، منها إضافة مادة إلى التفاعل تؤثر في موضع الاتزان. فمثلاً، يتآثر حمض الإيثانويك  $\text{CH}_3\text{COOH}$  في الماء وفقاً للمعادلة الآتية:



وتكون الأيونات الناتجة ( $\text{CH}_3\text{COO}^{-}$ ,  $\text{H}_3\text{O}^{+}$ ) في حالة اتزان مع جزيئات الحمض غير المتآثر  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ، وعند إضافة ملح إيثانوات الصوديوم إلى محلول يتفكك كلياً، وفقاً للمعادلة الآتية:



يَنْصُبُ من المعادلتين السابقتين أنَّ الأيون  $\text{CH}_3\text{COO}^{-}$  يَتَّبِعُ من كُلِّ منَ الحمض  $\text{CH}_3\text{COOH}$  والملح  $\text{CH}_3\text{COONa}$ ، فهو يدخل في تركيب كُلِّ منهما، ويسمى الأيون المشترك Common Ion، وعند إضافة الأيون  $\text{CH}_3\text{COO}^{-}$  إلى محلول الحمض الضعيف  $\text{CH}_3\text{COOH}$  يعمل على إزاحة موضع الاتزان نحو اليسار، ويؤدي إلى تغيير تراكيز المواد في محلول، وهو ما يسمى تأثير الأيون المشترك Common Ion Effect. مما أثر إضافة أيون مشترك على تراكيز كُلِّ من أيونات  $\text{H}_3\text{O}^{+}$  وأيونات  $\text{OH}^{-}$  في محلول؟

### الأثر القاعدي للأيون المشترك The basic Effect of Common Ion

يوجد حمض الهيدروفلوريك في حالة اتزان؛ حيث تكون الأيونات الناتجة من تأثر الحمض في حالة اتزان مع جزيئات الحمض غير المتآثر، كما في المعادلة الآتية:



وعند إضافة ملح فلوريد الصوديوم  $\text{NaF}$  إلى محلول الحمض يتفكك، وفقاً للمعادلة الآتية:



يَنْصُبُ منَ المعادلتين السابقتين أنَّ هناك مصدرين للأيون  $\text{F}^{-}$ ؛ أحدهما الحمض  $\text{HF}$ ، والآخر الملح  $\text{NaF}$ ؛ وبذلك يكون  $\text{F}^{-}$  الأيون المشترك في محلول، وإنَّ إضافة الملح  $\text{NaF}$  إلى محلول الحمض الضعيف  $\text{HF}$  تؤدي إلى زيادة تركيز الأيون المشترك  $\text{F}^{-}$  في محلول، ووفقاً لمبدأ لوتشاتلييه فإنَّ موضع

### معالجة المياه

المناطق التي توجد فيها الصخور الجيرية، تحتوي المياه فيها على نسبة عالية من كربونات الكالسيوم، ولتقليل هذه النسبة يضاف ملح كربونات الصوديوم الذي يتفكك كلياً ويزيد من تركيز أيونات الكربونات في الماء، فيندفع التفاعل في محلول كربونات الكالسيوم، بالاتجاه العكسي ويزداد بذلك تركيز كربونات الكالسيوم ويسكب ترسبها.



الاتزان يُزاح إلى جهة اليسار (جهة المواد المتفاعلة)؛ ما يقلل من تأين الحمض الضعيف HF، كما أنه يقلل من تركيز أيونات  $\text{H}_3\text{O}^+$  ويزيد من الرّقم الهيدروجيني للمحلول؛ ويمكن حساب تركيز أيونات  $\text{H}_3\text{O}^+$  والرّقم الهيدروجيني pH للمحلول عند إضافة الملح، كما في الأمثلة الآتية:

## المثال 24

أحسب التغيير في الرّقم الهيدروجيني لمحلول الحمض الضعيف  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ، الذي تركيزه  $0.1 \text{ M}$  ورّقمُه الهيدروجيني  $\text{pH} = 2.9$  إذا أضيف إلى لتر منه  $0.2 \text{ mol}$  من ملح إيثانوات الصوديوم  $\text{CH}_3\text{COONa}$ . علمًاً أن  $K_a = 1.7 \times 10^{-5}$

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = 0.1 \text{ M}$$

$$\text{حجم محلول} = 1 \text{ L}$$

$$\text{عدد مولات الملح} = \text{CH}_3\text{COONa}$$

$$[\text{CH}_3\text{COONa}] = \frac{n}{V} = \frac{0.2}{1} = 0.2 \text{ M}$$

$$K_a = 1.7 \times 10^{-5}$$

$$\text{الرّقم الهيدروجيني قبل إضافة الملح: } \text{pH}_1 = 2.9$$

$$\text{الرّقم الهيدروجيني بعد إضافة الملح: } \text{pH}_2 = ??$$

المطلوب: حساب التغيير في الرّقم الهيدروجيني  $\Delta \text{pH}$

الحل:

أكتب معادلة تأين الحمض:



عند إضافة الملح  $\text{CH}_3\text{COONa}$  يتفكك، كما في المعادلة الآتية:



يتضح من المعادلتين السابقتين أنَّ الأيون المشترك  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  ينبع من تأين الحمض  $\text{CH}_3\text{COOH}$  وتفكك الملح  $\text{CH}_3\text{COONa}$ . ونظراً إلى أنَّ ثابت تأين الحمض صغيرٌ جدًا، فإنَّ تركيز أيونات  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  الناتج من تأين الحمض يكون صغيراً جدًا ويمكن إهماله ويعُد الملح المصدر الرئيسي لهذه الأيونات، ومن ثمَّ فإنَّ تركيز الأيون المشترك  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  يكون مساوياً لتركيز الملح  $\text{CH}_3\text{COONa}$  في محلول؛ أي أنَّ:

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{CH}_3\text{COONa}] = 0.2 \text{ M}$$

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} \quad \text{استخدم ثابت تأين الحمض } K_a \text{ لحساب تركيز } \text{H}_3\text{O}^+, \text{ كما يأتي:}$$

$$1.7 \times 10^{-5} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+](0.2)}{0.1}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 8.5 \times 10^{-6} \text{ M}$$

أحسب الرّقم الهيدروجيني  $pH_2$  للمحلول بعد إضافة الملح كما يأتي:

$$pH_2 = -\log [H_3O^+]$$

$$pH_2 = -\log (8.5 \times 10^{-6}) = 6 - \log 8.5 = 6 - 0.93 = 5.07$$

أحسب التغيير في الرّقم الهيدروجيني  $\Delta pH$  باستخدام العلاقة الآتية:

$$\Delta pH = pH_2 - pH_1$$

$$\Delta pH = 5.07 - 2.9 = 2.17$$

وهذا يشير إلى حدوث زيادة في الرّقم الهيدروجيني بمقدار 2.17 بسبب إضافة الأيون المشترك إلى محلول الحمض.

## المثال 25

أحسب الرّقم الهيدروجيني لمحلول مكون من الحمض  $0.085 \text{ M}$   $HNO_2$  والملح  $0.1 \text{ M}$   $KNO_2$  تركيزه

$$\log 3.825 = 0.58, K_a = 4.5 \times 10^{-4}$$

$$[HNO_2] = 0.085 \text{ M}$$

$$[KNO_2] = 0.1 \text{ M}$$

$$K_a = 4.5 \times 10^{-4}$$

المطلوب: حساب الرّقم الهيدروجيني لمحلول الحمض والملح.

**الحل:**

أكتب معادلة كلٌ من الحمض والملح:



لحساب الرّقم الهيدروجيني  $pH$  للمحلول، أحسب  $[H_3O^+]$  باستخدام  $K_a$ ، كما يأتي:

$$K_a = \frac{[H_3O^+][NO_2^-]}{[HNO_2]}$$

$$4.5 \times 10^{-4} = \frac{[H_3O^+](0.1)}{0.085}$$

$$[H_3O^+] = 3.825 \times 10^{-4} \text{ M}$$

أحسب الرّقم الهيدروجيني للمحلول، كما يأتي:

$$pH_2 = -\log [H_3O^+]$$

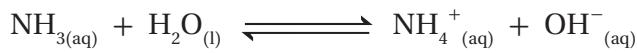
$$pH_2 = -\log (3.825 \times 10^{-4}) = 4 - 0.58 = 3.42$$

**تحقق.** أحسب التغيير في الرّقم الهيدروجيني لمحلول الحمض  $0.2 \text{ M}$   $H_2SO_3$ ، الذي تركيزه  $0.2 \text{ mol/L}$ ، إذا

( $\log 5.1 = 0.71$  ،  $\log 5.2 = 0.72$ ) . $NaHSO_3$  أُضيفَ إليه  $0.2 \text{ mol}$  من الملح

### الأثر الحِمسي للأيون المشترك: The Acidic Effect of Common Ion

تتأيّن القواعد الضعيفة جُزئياً في الماء فتنتج أيونات الهيدروكسيد  $\text{OH}^-$  وأيونات أخرى موجبة، وتكون تراكيز الأيونات الناتجة في حالة اتزان مع جزيئات القاعدة غير المتأينة في محلول. فمثلاً، تتأيّن الأمونيا، كما في المعادلة الآتية:



وعند إضافة ملح، مثل كلوريد الأمونيوم  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ، إلى محلول القاعدة يتفكّك، كما في المعادلة الآتية:



يتَّضح من المعادلتين السابقتين أن هناك مصدرين للأيون  $\text{NH}_4^+$ ؛ أحدهما القاعدة  $\text{NH}_3$ ، والآخر الملح  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ، وبذلك يكون  $\text{NH}_4^+$  الأيون المشترك في محلول، وعند إضافة الملح  $\text{NH}_4\text{Cl}$  إلى محلول القاعدة الضعيفة  $\text{NH}_3$  يزداد تركيز الأيون المشترك، ووفقاً لمبدأ لوتشاتيليه فإنَّ موضع الاتزان يُزاح إلى جهة اليسار (جهة المواد المتفاعلة)؛ ما يقلل من تأين القاعدة الضعيفة  $\text{NH}_3$ ، ويُقلل في الوقت نفسه من تركيز أيونات  $\text{OH}^-$ ، ومن ثمَّ يزداد تركيز أيونات  $\text{H}_3\text{O}^+$  ويقل الرَّقم الهيدروجيني  $\text{pH}$  للمحلول. والأمثلة الآتية توضّح كيفية حساب تركيز أيونات  $\text{OH}^-$  والرَّقم الهيدروجيني  $\text{pH}$  لمحلول القاعدة الضعيفة عندما يُضاف إليه أيون مشترك.

## المثال 26

أحسب التغيير في الرَّقم الهيدروجيني لمحلول الأمونيا  $\text{NH}_3$ ، الذي حجمُه  $1 \text{ L}$  وتركيزُه  $0.1 \text{ M}$  ورقمُه الهيدروجيني  $\text{pH}$  يساوي  $11$ ، إذا أُضيف إليه  $0.2 \text{ mol}$  من ملح كلوريد الأمونيوم  $\text{NH}_4\text{Cl}$ . علمًا أنَّ  $\text{NH}_4\text{Cl} = 1.8 \times 10^{-5}$ ،  $\log 1.1 = 0.04$ .

تحليل السؤال:  $[\text{NH}_3] = 0.1 \text{ M}$

$$[\text{NH}_4\text{Cl}] = [\text{NH}_4^+] = \frac{n}{V} = \frac{0.2 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 0.2 \text{ M}$$

$$K_b = 1.8 \times 10^{-5}$$

المطلوب: حساب التغيير في الرَّقم الهيدروجيني لمحلول القاعدة.

الحل:

أكتب معادلة كلٌ من القاعدة والملح، كما يأتي:



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

استخدُم ثابت تأين القاعدة لحساب  $[\text{OH}^-]$ ، كما يأتي:

$$[\text{OH}^-] = \frac{\text{K}_\text{b} [\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+]} = \frac{1.8 \times 10^{-5} \times 0.1}{0.2} = 0.9 \times 10^{-5} \text{ M}$$

أحسب  $[H_3O^+]$  باستخدام ثابت تأين الماء  $K_w$ ، كما يأتي:

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

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{0.9 \times 10^{-5}} = 1.1 \times 10^{-9} \text{ M}$$

أحسب الرقم الهيدروجيني pH للمحلول، كما يأتي:

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

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(1.1 \times 10^{-9}) = 9 - 0.04 = 8.96$$

أحسبُ التغييرَ في الرّقم الهيدروجيني، كما يأتي:

$$\Delta \text{pH} = 8.96 - 11 = -2.04$$

تشير الإشارة السالبة لتغيير الرقم الهيدروجيني إلى نقص قيمة pH.

المناول 27

أحسب عدد مولات الملح  $\text{CH}_3\text{NH}_3\text{Br}$  اللازم إضافتها إلى 400 mL من محلول القاعدة  $\text{CH}_3\text{NH}_2$  تركيزها 0.1 M ليصبح رقمه الهيدروجيني 10.5.

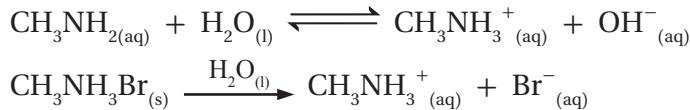
**علمًا أنَّ:**  $\log 3.2 = 0.5$  ،  $K_b = 4.4 \times 10^{-4}$

## تحليل السؤال:

$$[\text{CH}_3\text{NH}_2] = 0.1 \text{ M} \cdot \text{pH} = 10.5 \cdot \log 3.2 = 0.5 \cdot K_b = 4.4 \times 10^{-4}$$

**المطلوب:** حساب عدد مولات الملح  $\text{CH}_3\text{NH}_2\text{Br}$ .

**الحل:** أكتب معادلة كل من القاعدة والملح، كما يأتي:



اتّحِقْنَاهُ

أحسب الرقم الهيدروجيني pH  
ل محلول القاعدة  $C_5H_5N$  الذي

ترکیزه  $0.2\text{ M}$  عند إضافة  $0.2\text{ mol}$

من الملح  $C_5H_5NHCl$  إلى 600 mL من محلول. علمًاً أنَّ:

$$\log 1.17 = 0.07 \cdot K_h = 1.4 \times 10^{-9}$$

أحسب تركيز  $\text{OH}^-$  باستخدام ثابت تأين الماء  $K_w$ :

$$[\text{OH}^-] = \frac{K_w}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{3.2 \times 10^{-11}} = 3.1 \times 10^{-4} \text{ M}$$

**أطبق ثابت تاين القاعدة  $K_b$  لحساب تركيز الملح المشترك:**

$$K_b = \frac{[\text{OH}^-][\text{CH}_3\text{NH}_3^+]}{[\text{CH}_3\text{NH}_2]}$$

$$4.4 \times 10^{-4} = \frac{0.31 \times 10^{-3} [\text{CH}_3\text{NH}_3^+]}{0.1}$$

$$[\text{CH}_3\text{NH}_3^+] = 1.42 \times 10^{-1} \text{ M} = 0.142 \text{ M}$$

أحسّ بـ عدد مولات الملح، كما يأتي:

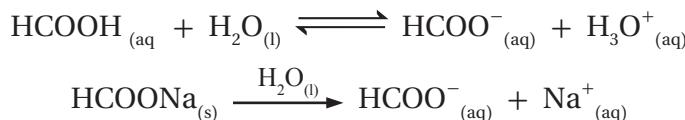
$$n \equiv M, v \equiv 0.142 \text{ M} \times 0.4 \text{ L} \equiv 0.057 \text{ mol}$$

## المحاليل المنظمة Buffered Solutions

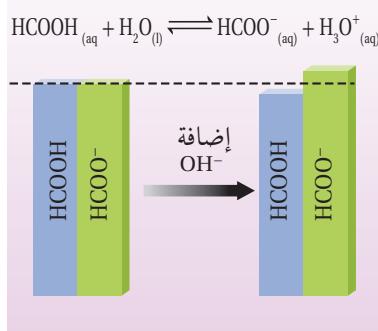
تؤدي إضافة كمية قليلة من حمض قوي أو قاعدة قوية إلى الماء إلى تغيير كبير في الرقم الهيدروجيني للمحلول الناتج، إلا أن هناك بعض المحاليل لا يتأثر رقُّها الهيدروجيني بشكل ملحوظ نتيجة هذه الإضافة تسمى **المحاليل المنظمة Buffered Solutions**، وهي محاليل يمكنها مقاومة التغيير في الرقم الهيدروجيني pH عند إضافة كمية قليلة من حمض قوي أو قاعدة قوية إليها؛ فهي تتكون من حمض ضعيف وقادته المرافقة (حمض ضعيف وملحه) أو قاعدة ضعيفة وحمضها المرافق (قاعدة ضعيفة وملحها)، وتُدعى المحاليل المنظمة من أهم تطبيقات الأيون المشترك، وهي تستخدم في مجالات صناعية واسعة، مثل صناعة الأصباغ ومستحضرات التجميل والصناعات الدوائية وغيرها، كما تحتوي الأنظمة الحيوية في أجسام الكائنات الحية على العديد من المحاليل المنظمة، من أهمها محلول المنظم في الدم، الذي يتكون من حمض الكربونيكي  $\text{H}_2\text{CO}_3$  وقادته المرافقة  $\text{HCO}_3^-$ ، ويعمل على الحفاظ على الرقم الهيدروجيني للدم عند نحو 7.4، فالدم يحمل المواد المختلفة ذات الطبيعة الحمضية أو القاعدية التي تدخل إلى الجسم دون أن يتغير رقُّها الهيدروجيني. عليه، فستتعرفُ في ما يأتي نوعين من المحاليل المنظمة وكيفية عملها.

### المحاليل المنظمة الحمضية Acidic Buffered Solutions

يتكون محلول المنظم الحمضي من حمض ضعيف وقادته المرافقة. فمثلاً، يحتوي محلول حمض الميثانويك  $\text{HCOOH}$ ، وملحه  $\text{HCOONa}$ ، على نسبة عالية من جزيئات الحمض غير المتأينة، وعلى نسبة عالية من القاعدة المرافقة  $\text{HCOO}^-$  الناتجة من تفكك الملح، إضافة إلى نسبة منخفضة من أيونات  $\text{H}_3\text{O}^+$ . وتوضّح المعادلتان الآتيتان تأين الحمض وتفكك الملح:



وعند إضافة كمية قليلة من قاعدة قوية، مثل  $\text{NaOH}$ ، تتأين، وتنتج أيونات  $\text{OH}^-$ ، التي يستهلك معظمها عن طريق تفاعلها مع الحمض  $\text{HCOOH}$ ، وتكون نتيجة لذلك القاعدة المرافقة  $\text{HCOO}^-$ ؛ وبهذا فإن تركيز الحمض سوف يقل بمقدار تركيز أيونات  $\text{OH}^-$  المضافة (القاعدة المضافة)، وفي الوقت نفسه يزداد تركيز الأيون المشترك  $\text{HCOO}^-$  بالمقدار نفسه؛ وبذلك تتغير النسبة بين تركيز الحمض وقادته المرافقة بدرجة قليلة، أنظر الشكل (11)، ويتغير تركيز  $\text{H}_3\text{O}^+$  بنسبة صغيرة جداً، ويحدث تغيير صغير جداً في الرقم الهيدروجيني pH للمحلول.



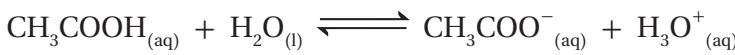
الشكل (11): أثر إضافة قاعدة إلى محلول منظم حمضي.

أحسب الرَّقم الهيدروجيني لمحلول يتكون من حمض الإيثانويك  $\text{CH}_3\text{COOH}$  تركيزه 0.5 M والملح إيثانوات الصوديوم  $\text{CH}_3\text{COONa}$  تركيزه 0.5 M، ثم أقارنه بالرَّقم الهيدروجيني للمحلول بعد إضافة 0.01 mol من القاعدة القوية  $\text{NaOH}$  إلى 1 L من المحلول. علماً أن  $\log 1.7 = 0.23$ ,  $\log 1.63 = 0.21$

تحليل السؤال:  $[\text{CH}_3\text{COOH}] = 0.5 \text{ M}$  ،  $[\text{CH}_3\text{COONa}] = 0.5 \text{ M}$  ،  $[\text{NaOH}] = 0.01 \text{ M}$   
 $K_a = 1.7 \times 10^{-5}$  ، حجم المحلول = 1 L

المطلوب: مقارنة الرَّقم الهيدروجيني للمحلول قبل إضافة  $\text{NaOH}$  وبعدها.

الحل:



أحسب أولاً pH للمحلول قبل إضافة القاعدة  $\text{NaOH}$ ، كما في الأيون المشترك:

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

$$1.7 \times 10^{-5} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] (0.5)}{0.5}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1.7 \times 10^{-5} \text{ M}$$

$$\text{pH}_1 = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$\text{pH}_1 = -\log (1.7 \times 10^{-5}) = 5 - \log 1.7 = 5 - 0.23 = 4.77$$

عند إضافة القاعدة  $\text{NaOH}$  تتأين كُلُّياً ويكون  $[\text{OH}^-] = [\text{NaOH}] = 0.01 \text{ M}$

وتتفاعل مع الحِمض  $\text{CH}_3\text{COOH}$  ويقلُّ تركيزه بمقدار تركيز  $\text{OH}^-$  ليصبح:

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = 0.5 - 0.01 = 0.49 \text{ M}$$

ونتيجة لذلك تتكون القاعدة المرافقية  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  ويزداد تركيزها بمقدار تركيز  $\text{OH}^-$  ليصبح:

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = 0.5 + 0.01 = 0.51 \text{ M}$$

استخدُم ثابت تأين الحِمض  $K_a$  لحساب تركيز  $\text{H}_3\text{O}^+$  والرَّقم الهيدروجيني pH من جديد، كما يأتي:

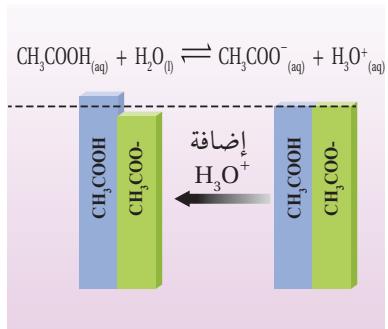
$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

$$1.7 \times 10^{-5} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+](0.51)}{0.49}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1.63 \times 10^{-5} \text{ M}$$

$$\text{pH}_2 = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$\text{pH}_2 = -\log (1.63 \times 10^{-5}) = 5 - 0.21 = 4.79$$



الشكل (12): أثر إضافة حِمض إلى محلول منظم حِمضي.

يَتَّسِعُ مِنَ المَثَل أَنْ هُنَاكَ زِيادة قَلِيلَة جَدًّا فِي الرَّقْم الْهِيدْرُوجِينِي بِمَقْدَار 0.02 وَبِالْمِثَل، عَندِ إِضَافَة كَمِيَّة قَلِيلَة مِنْ حِمض قَوِيٍّ، مُثَل HCl، إِلَى الْمَحْلُول يَتَّأْيَنُ، وَتَتَّنَجُ أَيُونات H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>، الَّتِي يُسْتَهْلِكُ مُعَظُّمُهَا عَنْ طَرِيق تَفَاعُلِهَا مَعَ الْقَاعِدَة الْمَرَافِقَة CH<sub>3</sub>COO<sup>-</sup> لِتَكُونُ الْحِمْض CH<sub>3</sub>COOH؛ وَبِذَلِك يَقُلُّ تَرْكِيزُ الْقَاعِدَة الْمَرَافِقَة CH<sub>3</sub>COO<sup>-</sup> بِمَقْدَار تَرْكِيزِ أَيُونات H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> الْمُضَافَة (الْحِمْض الْمُضَاف)، وَيَزِدُّ تَرْكِيزُ الْحِمْض CH<sub>3</sub>COOH بِالْمَقْدَار نَفْسَهُ، وَتَغْيِيرُ النِّسْبَة بَيْنَ تَرْكِيز H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> الْحِمْض وَقَاعِدَتِهِ الْمَرَافِقَة بِدَرْجَة قَلِيلَة، أَنْظُرُ الشَّكْل (12)، وَيَتَغَيَّرُ تَرْكِيز pH بِنَسْبَة صَغِيرَة جَدًّا؛ وَبِهَذَا يَحْدُث تَغْيِيرٌ صَغِيرٌ جَدًّا فِي الرَّقْم الْهِيدْرُوجِينِي HCl لِلْمَحْلُول. وَيُمْكِن تَوْضِيْحُ ذَلِك مِنْ خَلَالِ الْمَثَل الْآتَي:

## المَثَل 29

أَحْسَبُ الرَّقْم الْهِيدْرُوجِينِي لِلْمَحْلُول فِي الْمَثَل السَّابِق عَنْ إِضَافَة 0.01 mol مِنَ الْحِمْض HCl إِلَى 1 L مِنَ الْمَحْلُول، ثُمَّ أَفْارِنُهُ بِالرَّقْم الْهِيدْرُوجِينِي لِلْمَحْلُول قَبْلَ الإِضَافَة. عَلِمًا أَنَّ 0.25 = log 1.77

تَحْلِيلُ السُّؤَالِ:

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = 0.5 \text{ M}$$

$$[\text{CH}_3\text{COONa}] = 0.5 \text{ M}$$

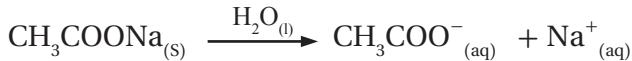
$$[\text{HCl}] = 0.01 \text{ M}$$

$$\text{حِجمُ الْمَحْلُول} = 1 \text{ L}$$

$$K_a = 1.7 \times 10^{-5}$$

الْمَطْلُوب: مَقَارِنَة الرَّقْم الْهِيدْرُوجِينِي لِلْمَحْلُول قَبْلَ إِضَافَة HCl وَبَعْدَهَا.

الْحَلُّ:



أَحْسَبُ الرَّقْم الْهِيدْرُوجِينِي pH بَعْدِ إِضَافَة الْحِمْض HCl، ثُمَّ أَفْارِنُهُ بِالرَّقْم الْهِيدْرُوجِينِي قَبْلَ الإِضَافَة.

عَنْ إِضَافَة الْحِمْض HCl يَتَّأْيَنُ كُلُّيًّا وَيَكُون [H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>] = [HCl] = 0.01 M

يَتَفَاعُلُ الْحِمْض HCl مَعَ الْقَاعِدَة الْمَرَافِقَة CH<sub>3</sub>COO<sup>-</sup> وَيَقُلُّ تَرْكِيزُهَا بِمَقْدَار تَرْكِيز H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> لِيَصُبَحَ:

$$[\text{CH}_3\text{COO}^{-}] = 0.5 - 0.01 = 0.49 \text{ M}$$

وَنَتْيَاجَهُ لِذَلِك يَتَكَوَّنُ الْحِمْض CH<sub>3</sub>COOH وَيَزِدُّ تَرْكِيزُهُ بِمَقْدَار تَرْكِيز H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> لِيَصُبَحَ:

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = 0.5 + 0.01 = 0.51 \text{ M}$$

أُستخدم ثابت تأين الحِمض  $K_a$  لحساب تركيز  $H_3O^+$  والرَّقم الهيدروجيني pH من جديد، كما يأتي:

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

$$1.7 \times 10^{-5} = \frac{[H_3O^+](0.49)}{0.51}$$

$$[H_3O^+] = 1.77 \times 10^{-5} M$$

$$pH_2 = -\log [H_3O^+]$$

$$pH_2 = -\log (1.77 \times 10^{-5}) = 5 - 0.25 = 4.75$$

الاحظ أنَّ  $pH_1$  للمحلول قبل إضافة الحِمض HCl تساوي 4.77، أمّا بعد إضافة الحِمض HCl فأصبحت تساوي 4.75؛ ما يشير إلى حدوث انخفاض قليل جدًا في الرَّقم الهيدروجيني بمقدار 0.02.

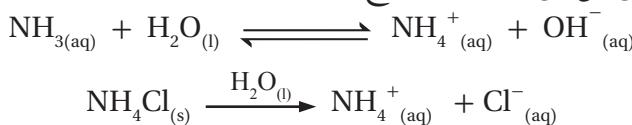
**تحقق:** ✓

- 1- أحسب الرَّقم الهيدروجيني لمحلول منظم يتكون من كُل من حِمض البنزويك  $C_6H_5COOH$  وملح بنزوات الصوديوم  $C_6H_5COONa$ . تركيز كلٍّ منها  $0.2 M$  علماً أنَّ  $K_a = 6.3 \times 10^{-5}$

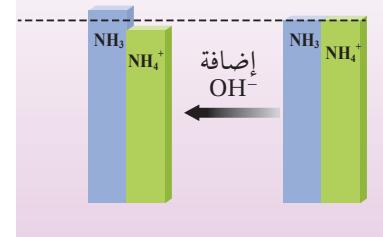
- 2- أحسب الرَّقم الهيدروجيني للمحلول السابق عند إضافة 0.01 mol من الحِمض HBr إلى L من المحلول، أهمل التغيير في الحجم.

### المحاليل المنظمة القاعدية Basic Buffered Solutions

يتكونُ المحلول المنظم القاعدي من قاعدة ضعيفة وحمضها المرافق. فمثلاً، محلول القاعدة  $NH_3$ ، وملحُها  $NH_4Cl$ ، يحتوي على نسبة عالية من جُزيئات القاعدة غير المتأينة، وعلى نسبة عالية من أيونات الحِمض المرافق  $NH_4^+$  الناتج من تأين الملح، إضافة إلى نسبة منخفضة من أيونات  $OH^-$ . وتوضُّح المعادلتان الآتيتان تأينَ كُل من القاعدة والملح:



وعند إضافة كمية قليلة من قاعدة قوية، مثل  $NaOH$ ، تتأين، وتنتج أيونات  $OH^-$ ، التي يستهلك معظمها عن طريق تفاعله مع الحِمض المرافق  $NH_4^+$  لتكوين القاعدة  $NH_3$ ؛ وبذلك يزداد تركيز القاعدة  $NH_3$  بمقدار تركيز أيونات  $OH^-$  المضافة (القاعدة المضافة)، ويقل تركيز الحِمض  $NH_4^+$  بالمقدار نفسه، وتتغير نسبة تركيز القاعدة وحمضها المرافق بدرجة قليلة، أنظُر الشكل (13)، ويغير تركيز  $OH^-$  بنسبة صغيرة جدًا؛ وبهذا يحدث تغيير صغير جدًا في الرَّقم الهيدروجيني pH للمحلول.



الشكل (13): أثر إضافة قاعدة إلى محلول منظم قاعدي.

## المثال 30

أحسب الرّقم الهيدروجيني لمحلول منظم يتكون من الأمونيا  $\text{NH}_3$ ، التي تركيزها  $0.5 \text{ M}$ ، والملح  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ، الذي تركيزه  $0.5 \text{ M}$ ، ثم أقارنه بالرّقم الهيدروجيني للمحلول بعد إضافة  $0.01 \text{ mol}$  من القاعدة القوية  $\text{NaOH}$  إلى  $1 \text{ L}$  من المحلول.  $\log 5.5 = 0.74$ ,  $\log 5.3 = 0.72$  (أهم التغيير في الحجم).

تحليل السؤال:

$$[\text{NH}_3] = 0.5 \text{ M}$$

$$[\text{NH}_4\text{Cl}] = 0.5 \text{ M}$$

$$[\text{NaOH}] = 0.01 \text{ M}$$

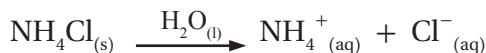
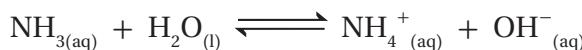
$$\text{حجم محلول} = 1 \text{ L}$$

$$K_b = 1.8 \times 10^{-5}$$

المطلوب: مقارنة الرّقم الهيدروجيني للمحلول قبل إضافة  $\text{NaOH}$  وبعدها.

الحل:

أكتب معادلة كل من القاعدة والملح، كما يأتي:



أحسب  $[\text{OH}^-]$  و  $\text{pH}$  للمحلول قبل إضافة القاعدة  $\text{NaOH}$ ، كما يأتي:

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

$$[\text{OH}^-] = \frac{K_b [\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+]} = \frac{1.8 \times 10^{-5} \times 0.5}{0.5} = 1.8 \times 10^{-5} \text{ M}$$

أحسب  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  باستخدام ثابت تأين الماء  $K_w$ ، كما يأتي:

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

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1.8 \times 10^{-5}} = 5.5 \times 10^{-10} \text{ M}$$

أحسب الرّقم الهيدروجيني  $\text{pH}$  للمحلول، كما يأتي:

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

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (5.5 \times 10^{-10}) = 10 - 0.74 = 9.26$$

أحسب  $[\text{OH}^-]$  و  $\text{pH}$  للمحلول بعد إضافة القاعدة  $\text{NaOH}$ ، كما يأتي:

$$[\text{OH}^-] = [\text{NaOH}] = 0.01 \text{ M}$$

عند إضافة القاعدة  $\text{NaOH}$  تتأين كلياً ويكون:

وتتفاعل مع الحمض المرافق  $\text{NH}_4^+$  فيقل تركيزه بمقدار تركيز أيونات  $\text{OH}^-$  ليصبح:

$$[\text{NH}_4^+] = 0.5 - 0.01 = 0.49 \text{ M}$$

ونتيجة لذلك تكون القاعدة  $\text{NH}_3$  وزداد تركيزها بمقدار تركيز أيونات  $\text{OH}^-$  ليصبح:

$$[\text{NH}_3] = 0.5 + 0.01 = 0.51 \text{ M}$$

أحسب  $[OH^-]$  و pH للمحلول بعد إضافة القاعدة NaOH، كما يأتي:

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

$$[OH^-] = \frac{(K_b [NH_3])}{[NH_4^+]} = \frac{1.8 \times 10^{-5} \times 0.51}{0.49} = 1.87 \times 10^{-5} M$$

أحسب  $[H_3O^+]$  باستخدام ثابت تأين الماء  $K_w$ ، كما يأتي:

$$[H_3O^+] = \frac{K_w}{[OH^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1.87 \times 10^{-5}} = 5.3 \times 10^{-10} M$$

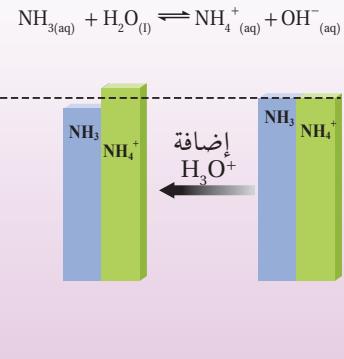
أحسب الرقم الهيدروجيني pH للمحلول، كما يأتي:

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

$$pH = -\log(5.3 \times 10^{-10}) = 10 - 0.72 = 9.28$$

الاحظ حدوث ارتفاع قليل جداً بمقدار (0.02) في قيمة pH للمحلول.

أما عند إضافة كمية قليلة من حمض قوي، مثل HCl، فإنه يتآكل، وتتتجأ أيونات  $H_3O^+$ ، ويستهلك معظمها عن طريق تفاعಲها مع القاعدة  $NH_3$  لتكوين الحمض  $NH_4^+$ ؛ وبذلك يقل تركيز القاعدة  $NH_3$  بمقدار تركيز أيونات  $H_3O^+$  المضافة (الحمض المضاف)، ويزداد تركيز الحمض المرافق  $NH_4^+$  بالمقدار نفسه، وتتغير نسبة تركيز القاعدة وحمضها المرافق بدرجة قليلة، أنظر الشكل (14)، ويتغير تركيز كل من  $OH^-$  و  $H_3O^+$  في محلول بنسبة صغيرة جداً؛ وبهذا يحدث تغير صغير جداً في الرقم الهيدروجيني pH للمحلول.



الشكل (14): آثار إضافة حمض إلى محلول منظم قاعدي.

## المثال 31

أحسب الرقم الهيدروجيني للمحلول في المثال السابق عند إضافة 0.01 mol من الحمض HCl إلى 1L من محلول أمّا قارنه بالرقم الهيدروجيني للمحلول قبل الإضافة، علمًا أن  $\log 0.76 = 0.76$ . (أهم التغيير في الحجم).

تحليل السؤال:

$$[NH_3] = 0.5 M$$

$$[NH_4Cl] = 0.5 M$$

$$[HCl] = 0.01 M$$

المطلوب: حساب pH للمحلول  $NH_3 \setminus NH_4Cl$  عند إضافة حمض HCl.

الحل:

عند إضافة الحمض HCl يتآكل كلياً ويكون  $[H_3O^+] = [HCl] = 0.01 M$

يتفاعل الحِمْض HCl مع القاعدة  $\text{NH}_3$  ويقلُّ تركيزُها بمقدار تركيز  $\text{H}_3\text{O}^+$  ليصبح:

$$[\text{NH}_3] = 0.5 - 0.01 = 0.49 \text{ M}$$

ونتيجة لذلك يتكونُ الحِمْض المُرافق  $\text{NH}_4^+$  ويزدادُ تركيزُه بمقدار تركيز  $\text{H}_3\text{O}^+$  ليصبح:

$$[\text{NH}_4^+] = 0.5 + 0.01 = 0.51 \text{ M}$$

أحسب  $[\text{OH}^-]$  و pH للمحلول بعد إضافة الحِمْض HCl، كما يأتي:

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

$$[\text{OH}^-] = \frac{K_b[\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+]} = \frac{1.8 \times 10^{-5} \times 0.49}{0.51} = 1.73 \times 10^{-5} \text{ M}$$

أحسب  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  باستخدام ثابت تأين الماء  $K_w$ ، كما يأتي:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1.73 \times 10^{-5}} = 5.8 \times 10^{-10} \text{ M}$$

أحسب الرَّقم الهيدروجيني pH للمحلول، كما يأتي:

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

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (5.8 \times 10^{-10}) = 10 - 0.76 = 9.24$$

ألاحظ حدوث انخفاض قليل جدًا بمقدار (0.02) في قيمة pH للمحلول.

يَنْصُحُ من الأمثلة السابقة أنَّ المحلول المنظم يقاوم التَّغِيرُ في الرَّقم الهيدروجيني عندما تُضاف إليه كمية قليلة من حِمْض قوي أو قاعدة قوية.

تحقق:

1- أحسب الرَّقم الهيدروجيني لمحلول منظم يتكونُ من القاعدة ميثيل أمين  $\text{CH}_3\text{NH}_2$  تركيزها 0.15 M والملح ميثيل كلوريد الأمونيوم (تُركيزه  $\text{CH}_3\text{NH}_3\text{Cl}$   $(K_b = 4.4 \times 10^{-4}$  ،  $\log 3.03 = 0.48$ ) 0.2 M

2- أحسب الرَّقم الهيدروجيني إذا أُضيف 0.01 mol من حِمْض الهيدروبروميك HBr إلى 500 mL من المحلول السابق. ( $\log 3.8 = 0.58$ )

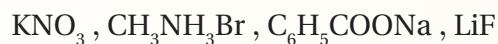
# مراجعة الدرس

1- الفكرة الرئيسية: أوضح مكونات محلول المنظم الحمضي.

2- أوضح المقصود بكل مما يأتي:

- الأيون المشترك التمييزي

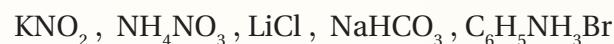
3- أحدد مصدر الأيونات لكل من الأملاح الآتية:



4- أحدد الملح الذي يتميّز في الماء من الأملاح الآتية:



5- أصنف محليل الأملاح الآتية إلى حمضية وقاعدة ومتعدلة:



6- أوضح آثر إضافة كمية قليلة من بلورات الملح الصلب  $\text{NaHS}$  في قيمة  $\text{pH}$  لمحلول حمض  $\text{H}_2\text{S}$ .

7- أحسب كتلة الملح  $\text{KNO}_2$  اللازم إضافتها إلى  $400 \text{ mL}$  من محلول  $\text{HNO}_2$  تركيزه  $0.02 \text{ M}$  لتصبح قيمة  $\text{pH}$  للمحلول  $3.52$ . علماً أن  $\log 3 = 0.48$  ،  $K_a = 4.5 \times 10^{-4}$  ، الكتلة المولية ( $Mr$ ) للملح =  $85 \text{ g/mol}$

8- أحسب نسبة الحمض إلى القاعدة في محلول رقم الهيدروجيني يساوي  $10$  مكون من القاعدة  $\text{NH}_3$  والمحلول  $\text{NH}_4\text{Cl}$  علماً أن  $K_b = 1.8 \times 10^{-5}$

9- محلول منظم حجم  $0.5 \text{ L}$  مكون من  $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$  تركيزها  $0.2 \text{ M}$ ، والمحلول  $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3\text{Cl}$  تركيزه  $0.4 \text{ M}$ ، علماً أن  $\log 1.1 = 0.04$  ،  $\log 4.3 = 0.63$  ،  $\log 2 = 0.3$  ،  $K_b = 4.7 \times 10^{-4}$ .  
أ. أحسب الرقم الهيدروجيني للمحلول.

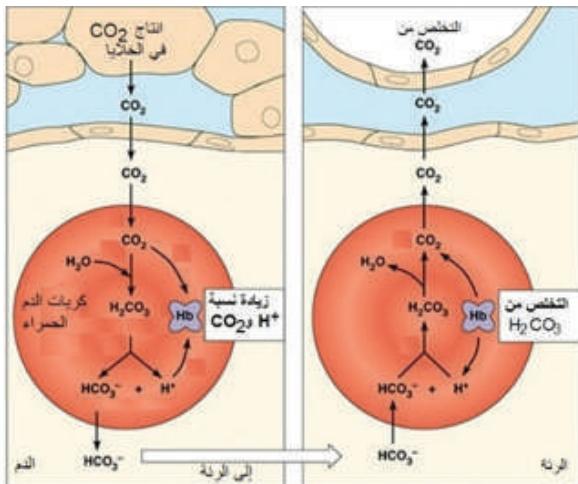
ب. أحسب الرقم الهيدروجيني للمحلول، فيما لو أضيف إليه  $0.05 \text{ mol}$  من الحمض  $\text{HCl}$ .

ج. أحسب الرقم الهيدروجيني للمحلول، فيما لو أضيف إليه  $0.05 \text{ mol}$  من القاعدة  $\text{KOH}$ .

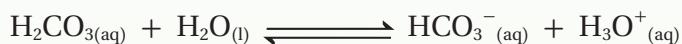


## الإثراء والتتوسيع

### المحلول المنظم في الدم



يحتوي الدم على عدد من المحاليل المنظمة، تحافظ على قيم الرّقم الهيدروجيني بين (7.35–7.45)، وهذا نطاق ضيق تحدث فيه جميع التغييرات الكيميائية الحيوية في الجسم، وفي حال زيادة الرّقم الهيدروجيني أعلى من 7.8 أو انخفاضه إلى أقل من 6.8 يختل النظام الحيوي في الجسم، وقد يؤدي ذلك إلى الوفاة. ويعد محلول حمض الكربوني وقادته المرافقة (H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>\HCO<sub>3</sub><sup>-</sup>) أحد أهم المحاليل المنظمة في الدم، والمعادلة الآتية تمثل محلول المنظم في الدم:



تؤدي زيادة ممارسة الأنشطة المتنوعة من قبل الشخص إلى زيادة معدل التنفس اللاهوائي في الخلايا وزيادة إنتاج ثاني أكسيد الكربون CO<sub>2</sub>، الذي يندفع إلى الدم ويتفاعل مع الماء ويؤدي إلى زيادة تركيز H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>.



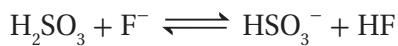
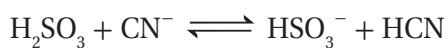
يمكن أن يزداد تركيز أيونات H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> في الدم نتيجة العديد من التفاعلات الحيوية في الجسم، فيعمل محلول المنظم في الدم على التخلص من تلك الزيادة، وذلك عن طريق إزاحة موضع الاتزان إلى جهة اليسار نحو تكوين حمض الكربوني، H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>، فيزداد تركيزه، ويقل بذلك تركيز HCO<sub>3</sub><sup>-</sup>، ويقل تركيز أيونات H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>، ويزداد تركيز أيونات OH<sup>-</sup> ما يحفز الكلّى على إنتاج أيونات HCO<sub>3</sub><sup>-</sup> لتعويض النقص في تركيزها؛ وبذلك يزداد تركيز حمض الكربوني في الدم، وتستقبل أيونات OH<sup>-</sup> البروتون من حمض الكربوني H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>، ويزاح موضع الاتزان إلى اليمين نحو تكوين HCO<sub>3</sub><sup>-</sup> مرةً أخرى، ويزداد تركيز أيونات H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> من جديد.

وتشتمل إزاحة موضع الاتزان مرةً نحو اليسار ومرةً نحو اليمين؛ مما يساعد علىبقاء تركيز أيونات H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> ثابتاً نسبياً ويحافظ على مدى ثابت من الرّقم الهيدروجيني في الدم.

تعمل الكلّى على ضبط تركيز أيونات HCO<sub>3</sub><sup>-</sup>، فتزيد إفرازاًها إلى الدم عند حدوث نقص في تركيزها، كما تزيد معدل امتصاصها عند حدوث زيادة في تركيزها.

وتعمل الرئّة على امتصاص الزيادة في تركيز حمض الكربوني في الدم؛ مما يسبّب استمرار اندفاع ثاني أكسيد الكربون CO<sub>2</sub> من الخلايا إلى الدم؛ حيث يتفكّك حمض الكربوني في الرئّة إلى ثاني أكسيد الكربون CO<sub>2</sub> وبيخار الماء ويجري التخلص منهما عن طريق التنفس؛ وبهذا فإنّ الرئّة تعمل على ضبط تركيز ثاني أكسيد الكربون في الخلايا وتركيز حمض الكربوني في الدم.

# مراجعة الوحدة



- أ - أكتب صيغة القاعدة المترافقه الأقوى بينها.
- ب - أكتب صيغة الحمض الذي له أعلى  $K_a$ .
- ج - أحدد أي المحلولين يكون فيه  $[\text{OH}^-]$  الأقل: محلول HF أم محلول HCN.
- د - أحدد أي محليل الحمض المذكورة له أعلى  $\text{pH}$ .

9. أحسب محلول حجمة 2 يتكون من 0.1 M من حمض RCOOH، ورقم الهيدروجيني  $\text{pH} = 4$ ، أضيفت إليه كمية من الملح RCOONa فتغيرت قيمة  $\text{pH}$  بمقدار 1.52 درجة. أحسب عدد مولات الملح المضاف. علماً أن  $\log 3 = 0.48$  (أهم التغير في الحجم)

10. محلول المنظم يتكون من الحمض  $\text{HNO}_2$ ، الذي تركيزه 0.3 M، والملح  $\text{KNO}_2$ ، الذي تركيزه 0.2 M. علماً أن  $K_a = 4.5 \times 10^{-4}$

أ - أحسب  $\text{pH}$  للمحلول.

ب - أحسب  $\text{pH}$  للمحلول السابق إذا أضيف 0.1 mol من القاعدة  $\text{NaOH}$  إلى L منه.

11. محلول منظم يتكون من القاعدة  $\text{CH}_3\text{NH}_2$ ، التي تركيزها 0.2 M، والملح  $\text{CH}_3\text{NH}_3\text{Cl}$ ، الذي تركيزه 0.3 M، أحسب: علماً أن  $K_b = 4.4 \times 10^{-4}$

كتلة الحمض HCl اللازم إضافتها إلى لتر من محلول  $M_{r(\text{HCl})} = 36.5 \text{ g/mol}$ . علماً أن  $\text{pH} = 10$  تصبح

12. يبيّن الجدول الآتي الرقم الهيدروجيني لعدد من محلالي المختلفة المتساوية التركيز. أدرسها، ثم اختار منها محلول الذي تنطبق عليه فقرة من الفقرات الآتية:

F	E	D	C	B	A	المحلول
قيمة pH						
1	0	5	12	7	9	

1. أوضح المقصود بكل مما يأتي:

- حمض لويس
- محلول المنظم
- مادة أمفوتييرية

2. أفسر:

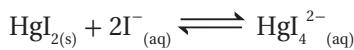
أ - السلوك الحمضي لمحلول  $\text{HNO}_2$  حسب مفهوم برونستد - لوري.

ب - السلوك الأمفوتييري للأيون  $\text{HS}^-$  عند تفاعله مع كل من  $\text{HCl}$  و  $\text{NO}_2^-$ .

3. أحدد الأزواج المترافقه في التفاعلات الآتية:



4. أحدد حمض لويس وقاعدته في التفاعل الآتي:



5. أحسب الرقم الهيدروجيني لمحلول هيدروكسيد الصوديوم  $\text{NaOH}$  مكون بإذابة 4 g منه في 200 mL من الماء. علماً أن الكتلة المولية للقاعدة  $\text{NaOH} = 40 \text{ g/mol}$

6. أحسب. جرت معايرة 10 mL من محلول  $\text{LiOH}$  فتعادلت مع 20 mL من محلول  $\text{HBr}$  تركيزه 0.01 M. أحسب تركيز محلول  $\text{LiOH}$ .

7. أضيف 40 mL من محلول  $\text{KOH}$  تركيزه 0.4 M إلى 20 mL من محلول  $\text{HBr}$  تركيزه 0.5 M. أحسب قيمة  $\text{pH}$  للمحلول الناتج.

8. تمثل المعادلات الآتية تفاعلات لمحاليل الحمض  $\text{H}_2\text{SO}_3$  ،  $\text{HCN}$  ،  $\text{HF}$ ) المتساوية التركيز، التي كان موضع الالتزام مزاحاً فيها جهة المواد الناتجة لجميع التفاعلات. أدرس التفاعلات، ثم أجيب عن الأسئلة التي تليها:



# مراجعة الوحدة

14. أحسب pH لمحلول يتكون من الحمض  $\text{HNO}_2$  و محلول الملح  $\text{KNO}_2$ ، لهما التركيز نفسه  $4.5 \times 10^{-4} \text{ M}$ .

15. أتوقع ما يحدث لقيمة pH في الحالات الآتية (نقل، تزداد، تبقى ثابتة): (أهمُّ التغيير في الحجم)

أ- إضافة كمية قليلة من بلورات الملح  $\text{NaHCO}_3$  إلى 500 mL من محلول الحمض  $\text{H}_2\text{CO}_3$ .

ب- إضافة كمية قليلة من بلورات الملح  $\text{N}_2\text{H}_5\text{NO}_3$  إلى 500 mL من محلول القاعدة  $\text{N}_2\text{H}_4$ .

ج- إضافة كمية قليلة من بلورات الملح  $\text{LiCl}$  إلى 500 mL من محلول الحمض  $\text{HCl}$ .

16. يحتوي الجدول الآتي على عدد من المحاليل تركيز كل منها 1M وبعض المعلومات المتعلقة بها. أدرس المعلومات، ثم أجيب عن الأسئلة الآتية:

معلومات تتعلق بال محلول	المحلول
$[\text{H}_3\text{O}^+] = 8 \times 10^{-3} \text{ M}$	الحمض HC
$K_a = 4.9 \times 10^{-10}$	الحمض HD
$K_b = 1 \times 10^{-6}$	القاعدة B
$\text{pH} = 9$	الملح KX
$[\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-3} \text{ M}$	الملح KZ

أ- أيهما أضعف الحمض  $\text{HX}$  أم الحمض  $\text{HZ}$ ؟

ب- أكتب معادلة لتفاعل محلول الحمض HD والأيون

$\text{C}^-$ :

- أحدد الزوجين المترافقين في محلول.

- أتوقع الجهة التي يرجحها الاتزان في التفاعل.

ج- استنتج القاعدة المترافق للأضعف:  $\text{D}^-$  أم  $\text{C}^-$ .

د- أحسب تركيز  $\text{H}_3\text{O}^+$  في محلول مكون من القاعدة B، التي تركيزها 1M، والملح  $\text{BHCl}$ ، الذي تركيزه 0.5 M.

أ- قاعدة يكون فيها  $[\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-5} \text{ M}$

ب- محلول الذي يمثل الملح  $\text{KBr}$

ج- محلول حمض  $\text{HNO}_3$  تركيزه 1M

د- محلول قاعدي تركيز  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  فيه أقل ما يمكن.

ه- محلول أيوناته لا تتفاعل مع الماء.

13. يحتوي الجدول الآتي على معلومات تتعلق بعض الحموض والقواعد الضعيفة. أدرس هذه المعلومات، ثم أجب عن الأسئلة التي تليها:

المحلول	معلومات متعلقة بالمحلول	تركيز المحلول
$\text{HNO}_2$	$[\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-12} \text{ M}$	0.2 M
$\text{HCOOH}$	$[\text{HCOO}^-] = 2 \times 10^{-3} \text{ M}$	0.03 M
$\text{HClO}$	$K_a = 3.5 \times 10^{-8}$	0.1 M
$\text{N}_2\text{H}_4$	$K_b = 1.7 \times 10^{-6}$	0.1 M
$\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$	$\text{pH} = 9$	0.05 M
$\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$	$[\text{OH}^-] = 3 \times 10^{-3} \text{ M}$	0.03 M

أ- أحسب تركيز  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  في محلول  $\text{HClO}$ .

ب- أحدد أي المحلولين يحتوي على تركيز أعلى من  $\text{HNO}_2$ : محلول  $\text{HClO}$  أم محلول  $\text{HCOOK}$ .

ج- أحدد أي الملحين أكثر قدرة على التمييز:  $\text{KNO}_2$  أم  $\text{HCOOK}$ .

د- أقرأ أيها أقوى: الحمض المترافق للقاعدة  $\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$  أم الحمض المترافق للقاعدة  $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$ .

ه- أحدد أي المحلولين يحتوي على تركيز أعلى من  $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$ : محلول  $\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$  أم محلول  $\text{H}_3\text{O}^+$ .

و- أحدد أي المحلولين له أعلى رقم هيدروجيني: محلول  $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3\text{Cl}$  أم  $\text{N}_2\text{H}_5\text{Cl}$ .

ز- أحسب الرقم الهيدروجيني لمحلول  $\text{HCOOH}$  عند إضافة 0.01 mol من الملح  $\text{HCOONa}$  إلى 1L من محلول.



# مراجعة الوحدة

9. محلول حمض HBr :

- أ) عدد مولات  $\text{H}_3\text{O}^+$  تساوي فيه عدد مولات  $\text{OH}^-$
- ب) عدد مولات  $\text{H}_3\text{O}^+$  أقل فيه من عدد مولات  $\text{OH}^-$
- ج) عدد مولات  $\text{H}_3\text{O}^+$  تساوي فيه عدد مولات HBr المذابة
- د) عدد مولات  $\text{Br}^-$  تساوي فيه عدد مولات  $\text{OH}^-$

10. محلول الذي له أعلى pH في المحاليل الآتية التي لها التركيز نفسه، هو:

- أ)  $\text{NH}_3$
- ب)  $\text{NaCl}$
- ج)  $\text{HBr}$
- د)  $\text{NH}_4\text{Cl}$

11. محلول الذي له أقل قيمة pH من المحاليل الآتية المتساوية في التركيز، هو:

- أ)  $\text{HNO}_3$
- ب)  $\text{NaOH}$
- ج)  $\text{HNO}_2$
- د)  $\text{HNO}_3$

12. محلول الذي له أقل تركيز  $\text{H}_3\text{O}^+$  من المحاليل الآتية المتساوية التركيز، هو:

- أ)  $\text{NH}_4\text{Cl}$
- ب)  $\text{KNO}_2$
- ج)  $\text{HCl}$
- د)  $\text{N}_2\text{H}_5\text{Br}$

13. ترتيب المحاليل المائية للمركبات الآتية (LiOH,  $\text{N}_2\text{H}_5\text{Cl}$ ,  $\text{KNO}_2$ ,  $\text{NaCl}$ ) المتساوية في التركيز حسب رقمه الهيدروجيني pH، هو:

$$\text{KNO}_2 > \text{N}_2\text{H}_5\text{Cl} > \text{NaCl} > \text{LiOH}$$

$$\text{LiOH} > \text{KNO}_2 > \text{N}_2\text{H}_5\text{Cl} > \text{NaCl}$$

$$\text{N}_2\text{H}_5\text{Cl} > \text{NaCl} > \text{KNO}_2 > \text{LiOH}$$

$$\text{LiOH} > \text{KNO}_2 > \text{NaCl} > \text{N}_2\text{H}_5\text{Cl}$$

14. يتتج الأيون المشترك  $\text{N}_2\text{H}_5^+$  من محلول المكون من:

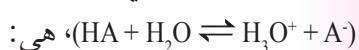
- |   |  |
|---|--|
| ب) $\text{N}_2\text{H}_5\text{Br}/\text{HBr}$             | أ) $\text{N}_2\text{H}_4/\text{HNO}_3$       |
| د) $\text{N}_2\text{H}_5\text{NO}_3/\text{N}_2\text{H}_4$ | ج) $\text{N}_2\text{H}_4/\text{H}_2\text{O}$ |

17. اختار الإجابة الصحيحة لكل فقرة في ما يأتي:

1. يكون تركيز الأيونات الناتجة عن تأين أحد المحاليل الآتية في الماء عند الظروف نفسها أعلى مما يمكن:

- أ)  $\text{HClO}$
- ب)  $\text{NaOH}$
- ج)  $\text{NH}_3$
- د)  $\text{HCOOH}$

2. العبارة الصحيحة، في المعادلة



أ) تأين الحمض HA كلياً.

ب) الحمض HA يختفي من محلول.

ج) الحمض HA ضعيف.

د) لا يوجد أزواج مترافقه في المعادلة.

3. القاعدة المرافقه للأضعف في ما يأتي، هي:

- أ)  $\text{CN}^-$
- ب)  $\text{OCl}^-$
- ج)  $\text{F}^-$
- د)  $\text{NO}_3^-$

4. محلول الذي لم يتمكن مفهوم أرهينيوس من تفسير سلوكه، هو:

- أ)  $\text{NaOH}$
- ب)  $\text{HCl}$
- ج)  $\text{NaCN}$
- د)  $\text{HCOOH}$

5. أحد الأيونات الآتية لا يُعد أمفوتيرياً:

- أ)  $\text{HCOO}^-$
- ب)  $\text{HS}^-$
- ج)  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$
- د)  $\text{HCO}_3^-$

6. المادة التي تتأين في الماء وتُنتج أيون الهيدروكسيد  $(\text{OH}^-)$ ، هي:

- أ) حمض أرهينيوس
- ب) قاعدة لويس
- ج) قاعدة برونستد-لوري
- د) قاعدة أرهينيوس

7. المادة التي تستطيع استقبال زوج من الإلكترونات غير رابط من مادة أخرى، هي:

- أ)  $\text{CO}_3^{2-}$
- ب)  $\text{BF}_4^-$
- ج)  $\text{Cu}^{2+}$
- د)  $\text{F}^-$

8. إذا كان  $M = [H_3O^+] = 2 \times 10^{-2} \text{ M}$  في محلول ما، فإن  $[\text{OH}^-]$  هو:

$$\text{أ) } 2 \times 10^{-12} \text{ M}$$

$$\text{ب) } 1 \times 10^{-2} \text{ M}$$

$$\text{ج) } 5 \times 10^{-13} \text{ M}$$

$$\text{د) } 1 \times 10^{-10} \text{ M}$$



# الوحدة

2

## الكيمياء الكهربائية

Electrochemistry



### أتأملُ الصورة

طورت وكالة ناسا الفضائية وقودًا صلبًا مكونًا من فوق كلورات الأمونيوم  $\text{NH}_4\text{ClO}_4$  ومسحوق الألمنيوم Al؛ إذ تعمل فوق الكلورات على أكسدة الألمنيوم فينتج أكسيد الألمنيوم  $\text{Al}_2\text{O}_3$  وكلوريد الألمنيوم  $\text{AlCl}_3$  وبخار الماء  $\text{H}_2\text{O}$  وغاز النيتروجين  $\text{N}_2$ ، ويصل التفاعل إلى درجة حرارة  $2760^\circ\text{C}$ ، فتتمدد الغازات بسرعة؛ مما يؤدي إلى دفع الصاروخ وانطلاقه من منصة الإطلاق بفضل تفاعلات التأكسد والاختزال. فما المقصود بتفاعلات التأكسد والاختزال؟ وما التطبيقات العملية المرتبطة بها؟

## الفكرة العامة:

تعدُّ تفاعلات التأكسد والاختزال شائعة في الطبيعة، ومهمة في الصناعة، وتتضمن انتقال الإلكترونات من المادة التي تتأكسد إلى المادة التي تُختزل، وما يصاحبها من إنتاج طاقة كهربائية أو استهلاكها.

### الدرس الأول: التأكسد والاختزال

**الفكرة الرئيسية:** تفاعلاً التأكسد والاختزال متلازمان؛ إذ تُحدَّد المادة التي تأكسدت والمادة التي اختزلت من خلال التغيير في أعداد التأكسد، ويمكن موازنة معادلات التأكسد والاختزال بطريقة نصف التفاعل.

### الدرس الثاني: الخلايا الجلفانية

**الفكرة الرئيسية:** تتحوّل الطاقة الكيميائية إلى طاقة كهربائية في الخلية الجلفانية من خلال تفاعل تأكسد واحتزال تلقائي الحدوث، ويعتمد فرق الجهد الناتج على جهود الاختزال المعيارية للأقطاب المكونة لها.

### الدرس الثالث: خلايا التحليل الكهربائي

**الفكرة الرئيسية:** تُستخدم الطاقة الكهربائية لإحداث تفاعل تأكسد واحتزال غير تلقائي في خلايا التحليل الكهربائي.

# تجربة استهلاكية

## تفاعل بعض الفلزات مع حمض الهيدروكلوريك HCl

**المواد والأدوات:** شريط مغنيسيوم طوله 5 cm، حبيبات الخارصين Zn، سلك نحاس Al، حبيبات الألمنيوم Cu، محلول حمض الهيدروكلوريك HCl تركيزه (1 M)، أنابيب اختبار عدد (4)، حامل أنابيب الاختبار، مخبر مدرج، ورق صنفه.

### إرشادات السلامة:

- أتبع إرشادات السلامة العامة في المختبر.
- أرتدي معطف المختبر والنظارات الواقية والقفازات.
- أتعامل مع الحمض بحذر.

### التحليل والاستنتاج:

- 1- أحدد الفلزات التي تفاعل مع حمض الهيدروكلوريك HCl.
- 2- أربّ الفلزات حسب سرعة تفاعلهما مع الحمض.
- 3- أكتب معادلات كيميائية موزونة للفلزات التي تفاعل مع الحمض.
- 4- أحدد التغيير الذي طرأ على شحنة كل فلز في التفاعلات السابقة. ما نوع التفاعل؟

### خطوات العمل:

1 أحضر 4 أنابيب اختبار نظيفة وجافة وأرقمها من (1-4) وأضعها على حامل الأنابيب.

2 أقيس. أضع باستخدام المخبر المدرج 10 mL من حمض الهيدروكلوريك HCl في كل أنبوب.

3لاحظ. أنظف شريط المغنيسيوم جيداً باستخدام ورق الصنفه، ثم أضعه في أنبوب الاختبار رقم (1) وأرجه بلطف. هل حدث تفاعل؟ ما الدليل على حدوثه؟ أسجل ملاحظاتي في جدول البيانات.

4 أجرّب. أكرر الخطوات السابقة باستخدام حبيبات الخارصين وحبّيات الألمنيوم وسلك النحاس. هل حدث تفاعل؟ هل تختلف سرعة التفاعل باختلاف نوع الفلز المستخدم؟ أسجل ملاحظاتي في جدول البيانات.

5 أنظم البيانات. أسجل ملاحظاتي حول تفاعل الفلزات المستخدمة مع حمض HCl في الجدول الآتي:

جدول البيانات:

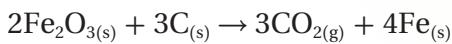
الفلز	نعم، لا	تصاعد غاز $H_2$	سرعة التفاعل
Mg	نعم، لا	نعم، لا	أسرع، أقل سرعة، لم يتفاعل

### مفهوم التأكسد والاختزال

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

وتعُد تفاعلات التأكسد والاختزال من التفاعلات الكيميائية المهمة التي تحدث في بعض العمليات الحيوية، كالبناء الضوئي والتنفس وتحrir الطاقة من الغذاء اللازم لأداء الكائن الحي أنشطته المختلفة. وتحصل وسائل النقل على الطاقة اللازمة لتسيرها بحرق الوقود عن طريق تفاعلات تأكسد واحتزال أيضاً، ويتجزأ صدأ الحديد عن تفاعلات تأكسد واحتزال تحدث عند تعرض الحديد للهواء الجوي الرطب. فما المقصود بالتأكسد والاختزال؟ وكيف تُحدد المادة التي تأكسدت والمادة التي احتزلت في التفاعل؟ وكيف توازن معادلات التأكسد والاختزال بطريقة نصف التفاعل؟ هذا ما سيجري تعرُّفه في هذا الدرس.

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



فالكربون تأكسد لأنَّه ارتبط بالأكسجين، أمَّا الاختزال فقد حدث عند نزع الأكسجين من أكسيد الحديد III. انظر الشكل (1)، الذي يبيِّن الحديد الناتج عن عملية الاختزال.



### الفكرة الرئيسية:

تفاعل التأكسد والاختزال متلازمان؛ إذ تُحدَّد المادَّة التي تأكسدت والمادَّة التي احتزَلت من خلال التغيير في عدد التأكسد، ويمكن موازنة معادلات التأكسد والاختزال بطريقة نصف التفاعل.

### نتائج التعلم:

- أوضَّح مفاهيم التأكسد والاختزال، وعدد التأكسد، والعامل المؤكسد، والعامل المخترزل.
- أُحدَّد عدد التأكسد لذرات العناصر في المواد المختلفة.
- أوازن معادلات التأكسد والاختزال بطريقة نصف التفاعل.

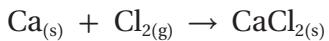
### المفاهيم والمصطلحات:

الكيمياء الكهربائية	<b>Electrochemistry</b>
التأكسد	<b>Oxidation</b>
الاختزال	<b>Reduction</b>
تفاعل التأكسد والاختزال	<b>Redox Reaction</b>
نصف التفاعل	<b>Half Reaction</b>
عدد التأكسد	<b>Oxidation Number</b>
عامل المؤكسد	<b>Oxidising Agent</b>
عامل المخترزل	<b>Reducing Agent</b>
التأكسد والاختزال الذاتي	<b>Autoxidation-Reduction Reaction</b>

الشكل (1): الحديد الناتج عن عملية الاختزال.

ومع مرور الوقت، تطُوّر مفهوم التأكسد والاختزال ليشمل تفاعلاتٍ أخرى لا تتضمّن التفاعل مع الأكسجين، فعرّف التأكسد Oxidation بأنه فقد المادّة للإلكترونات خلال التفاعل الكيميائي، أمّا الاختزال Reduction فهو كسب المادّة للإلكترونات خلال التفاعل الكيميائي. وتَعُدُّ عمليّتا التأكسد والاختزال متلازمان تحدث إحداهما مع حدوث الأخرى، ويسمّى التفاعل الذي تحدث فيه عمليّتا التأكسد والاختزال معاً تفاعلاً تأكسد واحتزال Redox Reaction.

فمثلاً، يتفاعل الكالسيوم مع غاز الكلور حسب المعادلة:



يلاحظ أنَّ كلاً من الكالسيوم والكلور في المواد المتفاعلة مُتعادلاً الشحنة، وأنَّ مركب كلوريد الكالسيوم الناتج  $\text{CaCl}_2$  مركب أيوني تكون من اتحاد أيون الكالسيوم الموجب  $\text{Ca}^{+2}$  وأيوني الكلوريد السالب  $\text{Cl}^{-2}$ ، اللذين تكونا نتيجة تأكسد ذرة الكالسيوم بفقد إلكترونيين واحتزال ذرتين الكلور في جزيء الكلور  $\text{Cl}_2$  بحيث تكسب كل ذرة منه إلكتروناً واحداً. ولتوسيع ذلك، يمكن كتابة معادلة التفاعل السابقة على شكل نصفي تفاعل؛ حيث يوضح نصف التفاعل Half Reaction فقدَ الإلكترونات خلال عملية التأكسد، أو اكتسابها خلال عملية الاحتزال كما يأتي:



الاحظ أنَّ عدد الإلكترونات المفقودة خلال عملية التأكسد يساوي عدد الإلكترونات المكتسبة خلال عملية الاحتزال.

## المثال ١

يتفاعل الحديد مع محلول كبريتات النحاس II حسب المعادلة:



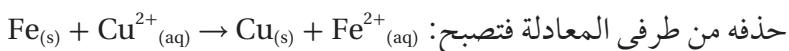
**أُحدِّد ذرة العنصر التي تأكسدت والأيون الذي اخترل في التفاعل، وأكتب أنصاف تفاعلات التأكسد والاحتزال.**

**الحل:**

أكتب معادلة أيونية تمثّل التفاعل.



الاحظ من المعادلة أنَّ أيون الكبريتات  $\text{SO}_4^{2-}$  أيون متفرّج لم يطرأ عليه أيُّ تغيير خلال التفاعل؛ لذلك يمكن حذفه من طرفي المعادلة فتصبح:



أمّا ذرات الحديد المتعادلة فإنّها تأكسدت بفقد إلكترونين متحوّلة لأيونات الحديد الموجبة  $\text{Fe}^{+2}$  حسب المعادلة:



وأمّا أيونات النحاس  $\text{Cu}^{+2}$  فقد اخترلت بحسب إلكترونين متحوّلة لذرات النحاس المتعادلة، كما في المعادلة الآتية:



## عدد التأكسد Oxidation Number

لا تقتصر تفاعلات التأكسد والاختزال على تكوين مركبات أيونية فقط، بل تتضمن أيضًا تكوين مركبات جزيئية ترتبط ذراتُ عناصرها بروابطٍ تساهمية؛ إذ لا تحدث فيها عملية فقدٍ وكسبٍ للإلكترونات بشكلٍ كلي.

فمثلاً، يتفاعل غاز الهيدروجين مع غاز الكلور لتكوين غاز كلوريد الهيدروجين

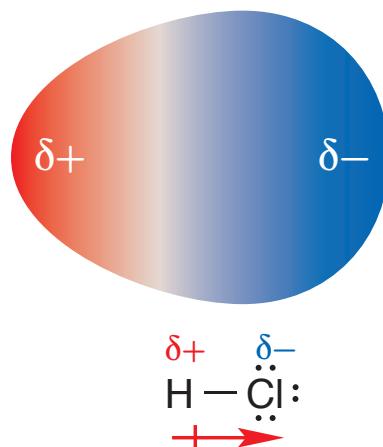
حسب المعادلة:



الرابطة بين ذرّتي الهيدروجين رابطةٌ تساهمية غير قطبية، وكذلك الرابطة بين ذرّتي الكلور، أمّا بالنسبة إلى كلوريد الهيدروجين فإنَّ الرابطة بين ذرّتي الكلور والهيدروجين رابطةٌ تساهمية قطبية، ولأنَّ السالبية الكهربائية للكلور أعلى من الهيدروجين يكون زوجُ الإلكترونات الرابطة بين الذرّتين مُزاًحاً باتجاه ذرّة الكلور دون أن يحدث له انتقالٌ كليٌّ، فتظهر على ذرّة الهيدروجين شحنةً جزئيةً موجبة، ويظهر على ذرّة الكلور شحنةً جزئيةً سالبة، كما يوضّح الشكل (2).

ولأنَّ التعريف السابق للتأكسد والاختزال لم يشمل التفاعلات التي لا يحدث فيها انتقالٌ كليٌّ للإلكترونات بين الذرّات، فقد وضع العلماء مفهومًا جديداً يمكن من خلاله تفسيرُ جميع تفاعلات التأكسد والاختزال، وهو عدد التأكسد.

**يعرفُ عددُ التأكسد Oxidation Number** بأنه الشحنة الفعلية لأيون الذرة في المركّبات الأيونية، أمّا في المركّبات الجزيئية فيعرّفُ بأنه الشحنة التي يفترض أن تكتسبها الذرة المكونة للرابطة التساهمية مع ذرّة أخرى فيما لو انتقلت الإلكتروناتُ الرابطة كُلِّياً إلى الذرّة التي لها أعلى سالبيةٍ كهربائية. ففي جزيء  $\text{H}-\text{Cl}$ ، لو افترضنا أنَّ الانتقال الكُلِّيَّ للإلكترونات الرابطة إلى ذرّة الكلور يكون عددَ تأكسد الهيدروجين (+1) وعدد تأكسد الكلور (-1).



الشكل (2): الرابطة التساهمية القطبية في جزيء  $\text{H}-\text{Cl}$ .

### قواعد أساسية لحساب أعداد التأكسد

#### Basic Rules to Assign Oxidation Numbers

ولمعرفة أعداد التأكسد لذرات العناصر المختلفة والتغييرات التي تحصل لها في تفاعلات التأكسد والاختزال وُضعت مجموعة من القواعد لحسابها، يتضمنُها الجدول (1) الآتي:

الجدول (1): قواعد حساب أعداد التأكسد.

الرقم	قواعد أساسية لحساب أعداد التأكسد	مثال	عدد التأكسد
1	عدد تأكسد ذرّة العنصر الحرّ يساوي صفرًا، سواءً وجدَ على شكل ذرات أو جزيئات.	$\text{C}$	0
2	عدد تأكسد الأيونُ أحادي الذرّة يساوي شحنته هذا الأيون.	$\text{N}_2$	0
		$\text{S}_8$	0
		$\text{Cu}^{2+}$	+2
		$\text{Br}^-$	-1

+1 +2 +3	$\text{Li}_2\text{O}$ في $\text{Li}$ $\text{CaO}$ في $\text{Ca}$ $\text{AlF}_3$ في $\text{Al}$	عدد تأكسد عناصر المجموعة الأولى IA وعناصر المجموعة الثانية IIA وعنصر الألمنيوم في جميع مركباتها يساوي: +1، +2، +3 على الترتيب.	3
+1 -1 -1	HF في H $\text{NaH}$ في H $\text{BaH}_2$ في H	عدد تأكسد الهيدروجين في معظم مركباته (+1)، ما عدا عندما يرتبط مع الفلزات مكوناً هيدريد الفلز، فيكون حيئذ (-1).	4
-2 -1 +2	$\text{H}_2\text{O}$ في O $\text{K}_2\text{O}_2$ في O $\text{OF}_2$ في O	عدد تأكسد الأكسجين في معظم مركباته (-2)، ما عدا فوق الأكسيد، فيكون حيئذ (-1)، وعندما يرتبط مع الفلور يكون موجباً.	5
-1 -1 +1 +3	$\text{NaF}$ في F $\text{KI}$ في I $\text{ClF}$ في Cl $\text{HBrO}_2$ في Br	عدد تأكسد الفلور في جميع مركباته يساوي (-1)، وعدد تأكسد الالوجينات $\text{Cl}$ ، $\text{Br}$ ، $\text{I}$ في معظم مركباتها يساوي (-1)، أما إذا ارتبط أي منها مع الأكسجين أو مع الالوجين سالبيته الكهربائية أعلى فيكون عدد تأكسده موجباً.	6
		مجموع أعداد التأكسد لجميع ذرات أو أيونات العناصر المكونة للمركب المتعادل يساوي صفرًا.	7
		مجموع أعداد التأكسد لجميع ذرات العناصر المكونة لأيون متعدد الذرات يساوي شحنة هذا الأيون.	8

## المثال 2

أُحدّد عدد التأكسد لذرّة عنصر الكبريت في المركّبات أو الأيونات الآتية:

ج)  $\text{HS}^-$

ب)  $\text{Na}_2\text{SO}_4$

أ)  $\text{SO}_2$

الحل

لحساب عدد التأكسد لذرّة العنصر المطلوب، أكتب الصيغة الكيميائية للمركب أو الأيون، ثم أُحدّد بناءً على القواعد الواردة في الجدول أعداد تأكسد ذرات العناصر المعلومة، ثم أطبق القاعدة رقم 7، أو القاعدة رقم 8 إذا كانت الصيغة تمثّل أيوناً.

أ)  $\text{SO}_2^2$

عدد ذرات الأكسجين في المركّب 2، وعدد تأكسد كلّ ذرة أكسجين يساوي 2 – (حسب القاعدة 5)، وعدد ذرات الكبريت في المركّب 1، والمطلوب حساب عدد تأكسد الكبريت فيه، (حسب القاعدة 7). إذن، مجموع أعداد التأكسد لجميع ذرات العناصر الداخلة في تكوين المركّب يساوي صفرًا؛ أي أنّ:  $(\text{عدد تأكسد الأكسجين} \times \text{عدد ذرات الأكسجين}) + (\text{عدد تأكسد الكبريت} \times \text{عدد ذرات الكبريت}) = \text{صفرًا}$

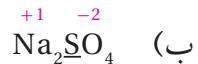
(oxidation no of O  $\times$  No of atoms of O) + (oxidation no of S  $\times$  no of atoms of S) = 0

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

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

$$n_{\text{oxid S}} = +4$$

أي أنَّ عدد تأكسد الكبريت = 4



الاحظ أنَّ الصيغة تمثل مركباً متعدلاً. وعليه، أطبق القاعدة 7:

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

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

$$n_{\text{oxid S}} = +6$$



يلاحظ أنَّ المادة هي أيون شحنته 1-. وعليه، أطبق القاعدة 8:

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

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

$$n_{\text{oxid S}} = -2$$

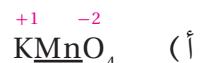
يلاحظ أنَّ لعنصر الكبريت في مركباته السابقة أعداد تأكسد +4، +6، -2، +2، - بالترتيب؛ ما يعني أنه قد يكون لذرات العنصر الواحد أكثر من عدد تأكسد في مركباته أو أيوناته المختلفة.

### المثال 3

أحد عدد التأكسد لذرة العنصر الذي تحته خط في المركبات أو الأيونات الآتية:



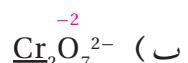
الحل:



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

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

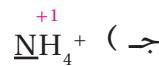
$$n_{\text{oxid Mn}} = +7$$



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

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

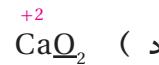
$$n_{\text{oxid Cr}} = +6$$



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

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

$$n_{\text{oxid N}} = -3$$

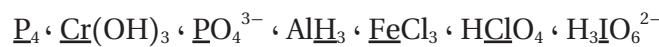


$$(n_{\text{oxid Ca}} \times n_{\text{Ca atoms}}) + (n_{\text{oxid O}} \times n_{\text{O atoms}}) = 0$$

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

$$n_{\text{oxid O}} = -1$$

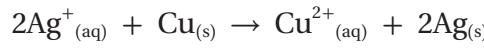
**أتحقق.** أُحدِّد عدد التأكسد لذرة العنصر الذي تحته خطٌ في كلٍ من المركبات أو الأيونات الآتية:



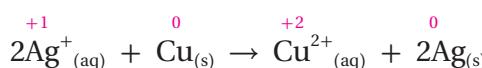
### التغيير في أعداد التأكسد Changes of Oxidation Numbers

يُستفاد من حساب أعداد التأكسد في معرفة ذرات أو أيونات العناصر التي تأكسدت أو اختُرلت في تفاعلات التأكسد والاختزال.

فمثلاً، يتفاعل النحاس مع محلول نترات الفضة مكوناً محلولاً نترات النحاس، وترسّب الفضة وفق المعادلة الأيونية الآتية:



لمعرفة الذرات أو الأيونات التي تأكسدت أو اختُرلت سنجري حساب أعداد التأكسد وملاحظة التغيير فيها.



الاحظ نقصان عدد التأكسد لأيون الفضة  $\text{Ag}^+$  من ( $+1 \leftarrow 0$ )، وزيادة عدد تأكسد ذرة النحاس من ( $0 \leftarrow +2$ ).

في تفاعلات التأكسد والاختزال يدلُ النقص في عدد التأكسد على حدوث عملية اختزال، وتدلُ الزيادة في عدد التأكسد على حدوث عملية تأكسد؛ أي أنَّ أيونات الفضة  $\text{Ag}^+$  في التفاعل قد اختُرلت، أمّا ذرات النحاس  $\text{Cu}$  فقد تأكسدت، ويمكن توضيح ذلك باستخدام أنصاف تفاعلات التأكسد والاختزال كالتالي:

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

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

أي أنَّ تغييراً في أعداد التأكسد يحدث في تفاعلات التأكسد والاختزال؛ فزيادة أعداد التأكسد تحدث لذرات أو أيونات العناصر التي تتأكسد، أمّا نقصان أعداد التأكسد فيحدث لذرات أو أيونات العناصر التي تخترل، والمثال (4) يوضح ذلك.



أصمّم باستخدام برنامج السكرياتش (Scratch) عرضاً يوضح مفهوم تفاعل التأكسد والاختزال وعلاقته بالتغيير في أعداد التأكسد وأمثلة عليه، ثم أشاركه معلّمي / معلمتني وزملائي / زميلاتي.

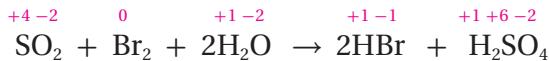


**أُحدِّدُ الذرات التي تأكسدت والذرات التي اختزلت في التفاعل الآتي:**



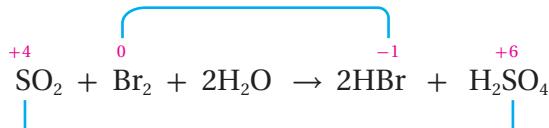
**الحل:**

١- أُحدِّدُ أعدادَ التأكسد لجميعِ الذراتِ في المُوادِ المُتَفَاعِلَةِ وَالنَّاتِجَةِ:



## 2- أُحدِّدُ التغييرَ في أعدادِ التأكيد:

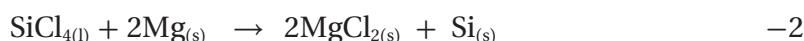
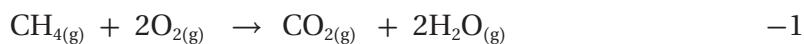
نقصان عدد تأكسد Br من 0 إلى 1 - / اختزال



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

الا لاحظ تغيير عدد تأكسد ذرة الكبريت S من (+4)  $\leftarrow$  (+6)، أي أنه زاد بمقدار 2، ومن ثم فإنَّ الكبريت تأكسد، وكذلك تغيير عدد تأكسد ذرة البروم Br من (-1)  $\leftarrow$  (صفر)، أي أنه قل بمقدار 1 لكل ذرة بروم، ومن ثم فإنَّ البروم اختزل، كما لا لاحظ عدم تغيير أعداد تأكسد كل من ذرات الهيدروجين والأكسجين في التفاعل، ومن ثم فإنَّ الذرة التي تأكسدت هي الكبريت في  $\text{SO}_2$ ، والتي اختزلت هي ذرة البروم في  $\text{Br}_2$ .

**أتحقق:** أُحدِّد الذرّات التي تأكسدت والذّرات التي اختُلَت اعتماداً على  
النَّفْعِ في أعداد التأكسد في التفاعلات الآتية:



## العوامل المؤكدة والعوامل المُخترلة

# Oxidizing Agents and Reducing Agents

**يعَرِّفُ العَالِمُ الْمَوْكَسِدَ** **Oxidizing Agent** بِأَنَّهُ الْمَادُّ الْتِي تُؤْكِسِدُ مَادَةً أُخْرَى فِي التَّفَاعُلِ الْكِيمِيَّيِّيِّ، فَيَكتَسِبُ إِلَكْتَرُونَاتٍ مِنَ الْمَادِّ الَّتِي يُؤْكِسُهَا وَتَحْدُثُ لَهُ عَمَلِيَّةً اخْتِزَالٍ. وَمِنَ الْأَمْثَالِ عَلَى الْعَوَامِلِ الْمَوْكَسِدَةِ  $\text{O}_2$  ،  $\text{KMnO}_4$  ،  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  ،  $\text{F}_2$  .

ويعرف العامل المختزل Reducing Agent بأنه المادة التي تختزل مادةً أخرى في التفاعل الكيميائي؛ إذ يفقد إلكترونات تكسبيها المادة التي يختار لها وتحدث له عملية تأكسد. ومن الأمثلة على العوامل المختزلة  $\text{CO}$  ،  $\text{NaBH}_4$  ،  $\text{LiAlH}_4$  ، ومن ثم فكل تفاعل تأكسد يحتاج إلى عامل مؤكسد ليحدث، وكل تفاعل اختزال يحتاج إلى عامل مختزل ليحدث. ويوضح الشكل (3) عمليّتي التأكسد والاختزال، والأمثلة الآتية توضّح كيفية تحديد العامل المؤكسد والعامل المختزل.

المثال 5

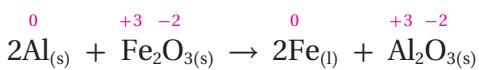
**يُعدُّ تفاعلُ الشير مait أحدَ تفاعلات التأكسد والاختزال المهمة؛ حيث يتفاعل الألمنيوم مع أكسيد الحديد III لتكوين أكسيد الألمنيوم والحديد وكمية كبيرة من الطاقة كافية لصهر الحديد الناتج، حسب المعادلة:**



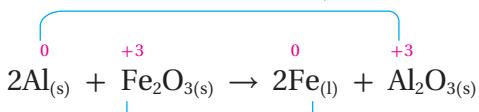
**أُحدِّدُ العَامَلَ الْمَؤْكَسِدِ وَالْعَامَلَ الْمُخْتَلِفُ فِي التَّفَاعُلِ.**

## الحل:

1- لتحديد العامل المؤكسد والعامل المُخترل أبدأ بتحديد أعداد التأكسد لجميع الذرات أو الأيونات في التفاعل:



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



نقصان عدد تأكسد Fe من +3 إلى 0 / اختزال

## 2- أُحدِّدُ التَّغْيِيرَ فِيِّ أَعْدَادِ التَّأْكِيدِ:

اللاحظ أنَّ عدد تأكسد ذرات الألمنيوم Al زاد ( $0 \leftarrow +3$ )؛ أي أنها تأكسدت، أمّا عدد تأكسد أيونات الحديد  $\text{Fe}^{3+}$

في أكسيد الحديد  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  فقد قل  $(+3 \leftarrow 0)$ ; أي أنها اخترلت، بينما لم يتغير عدد تأكسد الأكسجين (2).

### 3- أحَدُ العامل المؤكسد والعامل المُختزل:

لأنَّ ذرات الألمنيوم Al تأكسدت واختزلت أيونات الحديد ( $\text{Fe}^{3+}$ ) في  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  فهو عامل مختزل، أمّا أيونات الحديد ( $\text{Fe}^{3+}$ ) فأكسدت ذرات الألمنيوم وحدثت لها عملية اختزال؛ لذلك يُعدُّ أكسيد الحديد  $(\text{Fe}_2\text{O}_3)_{\text{III}}$  عاملاً مؤكسداً. يلاحظ أنه رغم أنَّ أيونات الحديد ( $\text{Fe}^{3+}$ ) فقط هي التي اخترلت في التفاعل فإنَّ كاملاً المركب  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  يُعدُّ عاملاً مؤكسداً، وهو ما ينطبق على جميع تفاعلات التأكسد والاختزال؛ حيث يُعدُّ المركب الذي تأكسد إحدى ذراته عاملاً مُختزلاً، والمركب الذي تُختزل إحدى ذراته عاملاً مؤكسداً.

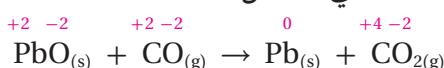
## المثال 6

**أَحَدُ العامل المؤكسد والعامل المُختزل في التفاعل الآتي:**



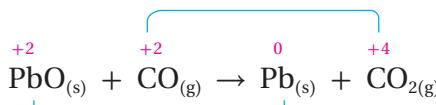
الحل:

**أَحَدُ أعداد التأكسد لجميع الذرات في التفاعل:**



**أَحَدُ التغيير في أعداد التأكسد:**

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

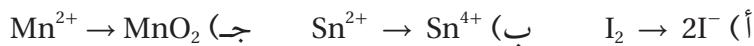


نقصان عدد تأكسد Pb من +2 إلى 0 / اختزال

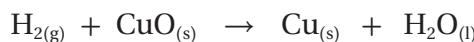
الاحظ نقصان عدد تأكسد أيون الرصاص من +2 في  $\text{PbO} \leftarrow$  صفر في  $\text{Pb}$ ؛ أي أنه اخترل، وزيادة عدد تأكسد ذرة الكربون من +2 في  $\text{CO} \leftarrow +4$  في  $\text{CO}_2$ ؛ أي أنها تأكسدت، أمّا عدد تأكسد الأكسجين فلم يتغير، ومن ثم فإنَّ  $\text{CO}$  عاملاً مُختزل لأنَّه اخترل الرصاص في  $\text{PbO}$ ، و  $\text{PbO}$  عاملاً مؤكسد لأنَّه أكسد الكربون في  $\text{CO}$ .

أَتَحَقَّ:

1- هل يحتاج حدوث التحوّلات الآتية إلى عامل مؤكسد أم عامل مُختزل؟  
أُفْسِرُ إجابتني.



2- **أَحَدُ العامل المؤكسد والعامل المُختزل في التفاعل الآتي:**



### الربط مع الحياة

تعرَّض القطع الفضيَّة للسواد مع الزمن بسبب تكوُّن مادة كبريتيد الفضة  $\text{Ag}_2\text{S}$  على سطحها الخارجي. ويمكن إزالة هذه الطبقة بوضع هذه القطع الفضيَّة بورق من الألمنيوم في وعاء يحتوي على محلول كربونات الصوديوم وملح الطعام وتسيينه، فتأكسد ذرات الألمنيوم وتختزل أيونات الفضة حسب المعادلة:

$$3\text{Ag}_2\text{S} + 2\text{Al} \rightarrow 3\text{Ag} + 3\text{S}^{2-} + 2\text{Al}^{3+}$$

ف تستعيد القطع الفضيَّة لمعانها وبريقها.



## التأكسد والاختزال الذاتي Autoxidation-Reduction Reaction

تضمن تفاعلات التأكسد والاختزال وجود عامل مؤكسد وعامل مُختزل، ولكن يوجد في بعض التفاعلات أن المادّة نفسها تسلك كعامل مؤكسد وكعامل مُختزل في التفاعل نفسه، ويسمى **تفاعل تأكسد واحتزال ذاتي Autoxidation-Reduction Reaction**.

فمثلاً، يتحلل فوق أكسيد الهيدروجين  $H_2O_2$  حسب المعادلة:



أحد أعداد التأكسد لجميع الذرات في التفاعل كالآتي:



الاحظ عدم تغيير عدد تأكسد الهيدروجين، أما الأكسجين فقد اخترل وقلّ عدد تأكسده من (-1) في  $H_2O_2$  إلى (-2) في  $O_2$ ، ومن ثم يكون  $H_2O_2$  عاملاً مؤكسداً، كما تأكسد الأكسجين وزاد عدد تأكسده من (-1) في  $H_2O_2$  إلى (0) في  $O_2$ ، ومن ثم يكون  $H_2O_2$  عاملاً مُختزاً؛ ولأن التأكسد والاختزال حدثا لنفس العنصر وهو الأكسجين في  $H_2O_2$ . فالتفاعل يمثل تأكسداً واحتزاً ذاتياً.

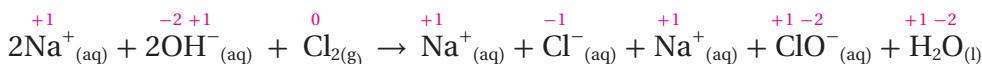
## المثال 7

تفاعل الكلور مع محلول هيدروكسيد الصوديوم البارد حسب المعادلة الكيميائية الآتية:



أبين لماذا يُعد التفاعل أعلاه مثالاً على تفاعلات التأكسد والاختزال الذاتي.

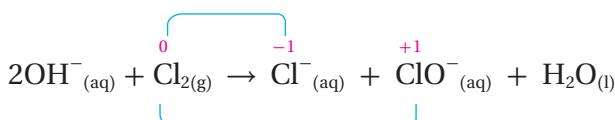
الحل: أحسب أعداد التأكسد لجميع الذرات والأيونات في التفاعل كالآتي:



الاحظ أن أيون الصوديوم  $Na^+$  متفرج لم يطرأ عليه تغيير؛ لذلك يُحذف من المعادلة.

أحد التغيير في أعداد التأكسد:

قلّ عدد تأكسد الكلور من (صفر  $\leftarrow -1$ ) / اختزال



زاد عدد تأكسد الكلور من (صفر  $\leftarrow +1$ ) / تأكسد

الاحظ أن أعداد التأكسد لجميع العناصر في المعادلة لم تتغير باستثناء عدد التأكسد للكلور؛ إذ حدث تأكسد لذرة الكلور وزاد عدد تأكسدها من (صفر في  $Cl_2 \leftarrow +1$  في  $ClO^-$ )، وبذلك فإن  $Cl_2$  سلك كعامل مُختزل، وكذلك حدث اختزال لذرة الكلور الثانية وقلّ عدد تأكسدها من (صفر في  $Cl_2 \leftarrow -1$  في  $Cl^-$ )، وبذلك فإن  $Cl_2$  سلك كعامل مؤكسد؛ أي أن التأكسد والاختزال حدثا لنفس العنصر في التفاعل. وعليه، فإنَّ التفاعل يمثل تفاعلاً تأكسد واحتزال ذاتياً.

## موازنة معادلات التأكسد والاختزال

تحقق معادلة التأكسد والاختزال الموزونة قانون حفظ الكتلة؛ مما يعني أنَّ أنواع وأعداد ذرَّات العناصر المكوَّنة للمواد المتفاعلة مماثلةٌ لها في المواد الناتجة. وكذلك تتحقق قانون حفظ الشحنة؛ أيَّ أنَّ مجموع شحنات المواد المتفاعلة مساوٍ لمجموعها في المواد الناتجة، ويتحقق ذلك عندما يكون عدد الإلكترونات المكتسبة في أثناء تفاعل الاختزال مساوًياً لعدد الإلكترونات المفقودة خلال تفاعل التأكسد. فمثلاً، في معادلة التفاعل الآتية:



يلاحظ أنَّ عدد ذرَّات المغنيسيوم والهيدروجين متساوٍ على طرفي المعادلة، وكذلك مجموع شحنات المواد المتفاعلة يساوي مجموعها للمواد الناتجة، ويساوي (+2). وعليه، يكون عدد الإلكترونات التي فقدتها ذرَّة المغنيسيوم يساوي عدد الإلكترونات التي أكتسبها أيوناً الهيدروجين، وتتساوي (2). ولما كانت موازنة جميع معادلات التأكسد والاختزال بطريقة المحاولة والخطأ غير ممكنة، فقد طوَّر العلماء طرائق 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 منفرداً من حيث أعداد الذرَّات والشحنات، ثمَّ مساواة عدد الإلكترونات المفقودة والمكتسبة لنصفي التفاعل، يليها جمع نصفي التفاعل للحصول على المعادلة الموزونة، والمثال الآتي يوضح ذلك:

## المثال 8

أوازن معادلة التأكسد والاختزال الآتية بطريقة نصف التفاعل:

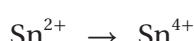


خطوات الحل:

أقسام معادلة التفاعل إلى نصفي تفاعل:

نصف تفاعل تأكسد (زاد عدد تأكسد Sn من 2+ إلى 4+)

نصف تفاعل اختزال (قلَّ عدد تأكسد Fe من 3+ إلى 2+)



أوازن الذرَّات في كل نصف تفاعل:

الاحظ أنَّ عدد الذرَّات متساوٍ في طرفي المعادلة لكل نصف تفاعل.

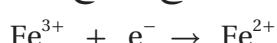
### أوازن الشحنات:

الاحظ في نصف تفاعل التأكسد أنه حتى يصبح مجموع الشحنات متساوياً على طرفي المعادلة يجب إضافة  $2e^-$



إلى طرف المواد الناتجة:

أما في نصف تفاعل الاختزال فلا بد من إضافة إلكترون واحد إلى طرف المواد المتفاعلة حتى يصبح مجموع الشحنات

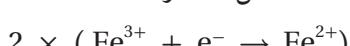


على طرفي المعادلة متساوياً:

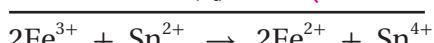
### أُساوي عدد الإلكترونات المكتسبة والمفقودة:

الاحظ 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 يُضربُ نصفُ تفاعل الاختزال × 2



### أجمع نصفي تفاعل التأكسد والاختزال:

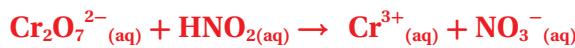


ويتمكن التتحقق من صحة الموازنة بمقارنة أعداد الذرات على طرفي المعادلة والتأكد من تساويها، والتأكد من أنَّ المجموع الجيري للشحنات على طرفي المعادلة متساوٍ، مع الإنابة إلى عدم ظهور الإلكترونات في المعادلة النهائية.

تحدث معظم تفاعلات التأكسد والاختزال في المحاليل المائة في أواسط حمضية أو قاعدية؛ لذلك فإنَّ خطوات موازنة معادلاتها تحتاج إلى خطوات إضافية بحسب طبيعة الوسط، وهذا ما سيجري توضيحيُّه في الأمثلة اللاحقة.

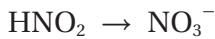
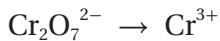
موازنة معادلات التأكسد والاختزال بطريقة نصف التفاعل في وسط حمضي عند حدوث تفاعل التأكسد والاختزال في وسط حمضي فإنَّ الماء وأيونات الهيدروجين يكونان جزءاً من التفاعل؛ لذلك يُستخدمان في موازنة معادلات تفاعلات التأكسد والاختزال، ولمعرفة كيفية إجراء ذلك، أدرس المثال الآتي:

## أوازن المعادلة الآتية بطريقة نصف التفاعل في الوسط الحمضي

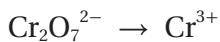


خطوات الحل:

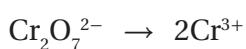
1- أقسام معادلة التفاعل إلى نصفي تفاعل، وذلك بمقارنة المواد المتفاعلة والنتجة



2- اختار أحد نصفي التفاعل وأوازنه باتباع الخطوات الآتية:



أ. أوازن ذرات، ما عدا الأكسجين O والهيدروجين H، بالضرب بمعامل مناسب بحيث تصبح أعداد الذرات متساوية على طرفي المعادلة.



ضريب (Cr  $\times$  2)، فأصبح نصف التفاعل:

ب. أوازن ذرات الأكسجين بإضافة عدد من جزيئات الماء  $\text{H}_2\text{O}$  إلى طرف المعادلة الذي يحتوي على عدد أقل من ذرات الأكسجين بمقدار النقص فيها.

هنا، يضاف  $7\text{H}_2\text{O}$  إلى الطرف الأيمن من المعادلة فيصبح عدد ذرات الأكسجين (7) على طرفيها:

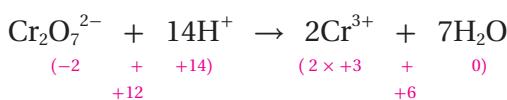


ج. أوازن ذرات الهيدروجين بإضافة عدد من أيونات الهيدروجين  $\text{H}^+$  إلى طرف المعادلة الذي يحتوي على عدد أقل من ذرات الهيدروجين بمقدار النقص فيها.

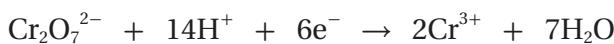
هنا، يضاف  $14\text{H}^+$  إلى الطرف الأيسر من المعادلة فيصبح عدد ذرات الهيدروجين (14) على طرفيها:



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



الاحظ أن المجموع الجيري للشحنات على الطرف الأيسر للمعادلة يساوي (+12)، أمّا على طرفيها الأيمن فيساوي (6+)؛ لذلك يضاف  $6e^-$  إلى الطرف الأيسر، فيصبح المجموع الجيري للشحنات على طرفيها مساوياً (6+):

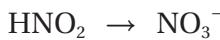


$$(+12 - 6) = +6$$

الاحظ أن الإلكترونات أضيفت إلى جهة المواد المتفاعلة؛ أي أنها مكتسبة؛ لذا فإنَّ المعادلة تمثل نصف تفاعل الاختزال:



3- لموازنة نصف التفاعل الآخر، أطّبِّقُ الخطواتِ نفسها في الخطوة (2):



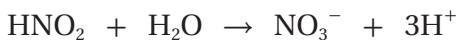
أ. أوازن الذرات، عدا الأكسجين والهيدروجين: يلاحظ أنَّ عدد ذرات النيتروجين متساوٍ على طرف المعادلة:

$$\text{HNO}_2 \rightarrow \text{NO}_3^-$$

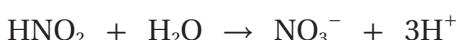
ب. أوازن ذرات الأكسجين بإضافة جزء ماء  $\text{H}_2\text{O}$  إلى الطرف الأيسر من المعادلة:



ج. أوازن ذرات الهيدروجين بإضافة ثلاثة أيونات هيدروجين  $3\text{H}^+$  إلى الطرف الأيمن من المعادلة:



د. أوازن الشحنات بإضافة إلكترون  $(-2e^-)$  إلى الطرف الأيمن، ليصبح المجموع الجبري للشحنات على طرفيها متساوياً:



صفر صفر صفر  
صفر صفر صفر

- 1 + 3 = +2  
+2



صفر صفر

الاحظ أنَّ الإلكترونات أضيفت إلى جهة المواد الناتجة؛ أي أنها مفقودة؛ لذا فإنَّ المعادلة تمثل نصف تفاعل تأكسد.

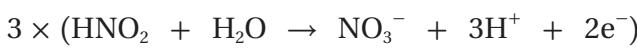
وبذلك أصبح نصفاً التفاعل متوازنين كل على حِدة:



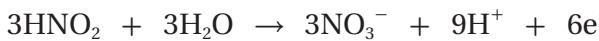
4- يجب أن يتساوى عدد الإلكترونات المفقودة وعدد الإلكترونات المكتسبة خلال التفاعل الكلي؛ لذلك يلزم أحياناً ضربُ إحدى المعادلتين أو كليهما بمعاملات مناسبة بحيث يصبح عدد الإلكترونات المفقودة مساوياً لعدد الإلكترونات المكتسبة في التفاعل.

لذلك، سُيُضرب نصف تفاعل التأكسد بالرقم  $(3)$  ليصبح عدد الإلكترونات المفقودة  $(6e^-)$  مساوياً لعدد

الإلكترونات المكتسبة:



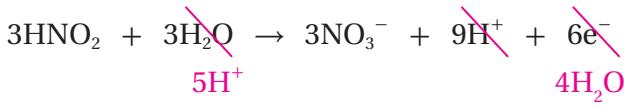
نصف تفاعل التأكسد:



نصف تفاعل الاختزال:



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



نصف تفاعل التأكسد:

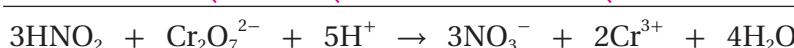
5H<sup>+</sup>

4H<sub>2</sub>O

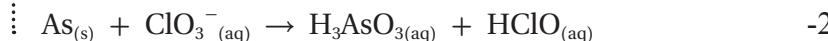
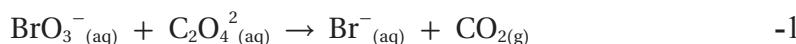
نصف تفاعل الاختزال:



المعادلة الكلية:



**تحقق** أوازنُ المعادلتين الآتيتين بطريقة نصف التفاعل في الوسط الحمضي، وأحدَد العامل المؤكسد والعامل المُخترل في كل منها:



## المثال 10

موازنة معادلات التأكسد والاختزال بطريقة نصف التفاعل في وسط قاعدي  
 توازنُ معادلات التأكسد والاختزال في وسط قاعدي بالخطوات نفسها المتبعة  
 لموازنتها في الوسط الحمضي، ثم يضاف عددٌ من أيونات الهيدروكسيد  $\text{OH}^-$  متساوٍ  
 لعدد أيونات الهيدروجين  $\text{H}^+$  في المعادلة الموزونة في الوسط الحمضي إلى طرفِي  
 المعادلة؛ حيث تتعادل أيونات الهيدروجين  $\text{H}^+$  مع أيونات الهيدروكسيد  $\text{OH}^-$  مكونةً  
 عدداً من جزيئات الماء  $\text{H}_2\text{O}$ ، ثم تختصر جزيئات الماء في طرفِي المعادلة أو تُجمِع إذا  
 كانت في الطرف نفسه بحيث تُظهر في أحد أطراف التفاعل الكلّي الموزون؛ وبذلك  
 نحصل على معادلة موزونة في الوسط القاعدي.

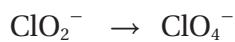
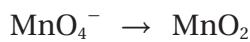
### أوازن المعادلة الآتية بطريقة نصف التفاعل في الوسط القاعدي



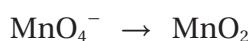
**خطوات الحل:**

تطبّق خطوات موازنة المعادلة في الوسط الحمضي نفسها أولاً:

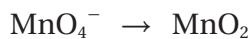
1- أقسامُ معادلة التفاعل إلى نصفي تفاعل، وذلك بمقارنة المواد المتفاعلة والناتجة:



2- اختارُ أحد نصفي التفاعل، وأوازنه باتباع الخطوات الآتية:



أ. موازنة الذرات عدا الأكسجين والهيدروجين: يلاحظ أنَّ عدد ذرات المغنيز Mn متساوٍ على طرفِي المعادلة:

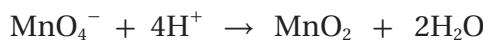


ب. أوازن ذرات الأكسجين بإضافة جزيئي ماء  $\text{H}_2\text{O}$  إلى طرفِ المعادلة الأيمن:



ج. أوازن ذرات الهيدروجين بإضافة أربعة أيونات هيدروجين  $\text{H}^+$  إلى طرفِ المعادلة الأيسر، فيصبح عدد

ذرات H متساوياً على طرفيها:



د. أوازن الشحنات بإضافة ثلاثة إلكترونات ( $3e^-$ ) إلى طرفِ المعادلة الأيسر، فيصبح المجموع الجبّري للشحنات على طرفيها متساوياً:

نصف تفاعل اختزال:

أطْبَقُ الخطوات الواردة في الخطوة (2) نفسها لموازنة نصف التفاعل الآخر:  $\text{ClO}_2^- \rightarrow \text{ClO}_4^-$

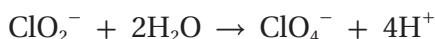
أ. أوازن الذرات، عدا الأكسجين والهيدروجين: يلاحظ أنَّ عدد ذرات الكلور Cl متساوٍ على طرفِي المعادلة:



ب. أوازن ذرات الأكسجين بإضافة جزيئي ماء  $2\text{H}_2\text{O}$  إلى طرف المعادلة الأيسر:



ج. أوازن ذرات الهيدروجين بإضافة أربعة أيونات هيدروجين  $4\text{H}^+$  إلى طرف المعادلة الأيمن:



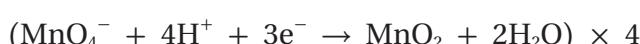
د. أوازن الشحنات بإضافة أربعة إلكترونات ( $4e^-$ ) إلى طرف المعادلة الأيمن، فيصبح المجموع الجبري للشحنات على طرفيها متساوياً:



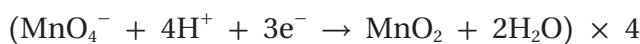
نصف تفاعل تأكسد:

3- أساوي عدد الإلكترونات المفقودة والمكتسبة، بضرب نصف تفاعل التأكسد  $\times 3$ ، ونصف تفاعل الاختزال  $\times 4$ .

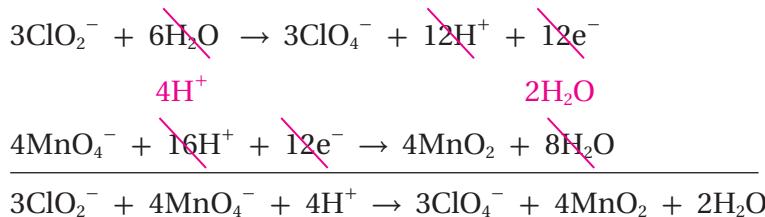
نصف تفاعل تأكسد:



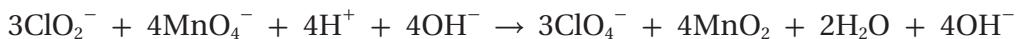
نصف تفاعل اختزال:



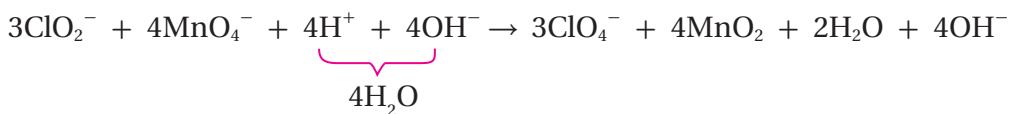
4- للحصول على معادلة التفاعل الكلي الموزونة في وسط حمضي، أجمع نصفي تفاعل التأكسد والاختزال:



5- أضيف إلى طرفي المعادلة عدداً من أيونات  $\text{OH}^-$  مساوياً لعدد أيونات  $\text{H}^+$ :



6- أجمع أيونات  $\text{H}^+$  وأيونات  $\text{OH}^-$  الموجودة في الطرف نفسه من المعادلة معًا على شكل جزيئات ماء.



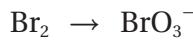
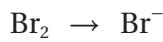
7- اختصر جزيئات الماء بحيث تظهر في أحد طرفي معادلة التفاعل الكلي الموزونة في وسط قاعدي.



**أوازن المعادلة الآتية بطريقة نصف التفاعل في الوسط القاعدي:**

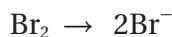
**خطوات الحل:**

- أقسام معادلة التفاعل إلى نصفي تفاعل، وذلك بمقارنة المواد المتفاعلة والنتاجة.  
يلاحظ وجود مادة متفاعلة واحدة فقط في المعادلة، هي  $\text{Br}_2$ ؛ لذلك أستخدمها في كل من نصف تفاعل التأكسد ونصف تفاعل الاختزال.

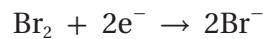


- اختار أحد نصفي التفاعل، وأوازنه باتباع الخطوات الآتية:  
 $\text{Br}_2 \rightarrow \text{Br}^-$

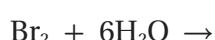
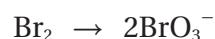
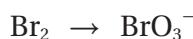
أ. أوازن ذرات البروم بضرب أيون البروميد  $\text{Br}^- \times 2$ ، فيصبح نصف التفاعل موزوناً من حيث الذرات.



ب. أوازن الشحنات بإضافة إلكترونين ( $2e^-$ ) إلى طرف المعادلة الأيسر:



طبق الخطوات نفسها التي اتبعتها لموازنة الذرات والشحنات في موازنة نصف التفاعل الآخر:



- أساوي عدد الإلكترونات المفقودة والمكتسبة بضرب (نصف تفاعل الاختزال  $\times 5$ )، فيصبح عدد الإلكترونات المكتسبة مساوياً لعدد الإلكترونات المفقودة، وتساوي ( $10e^-$ ).



- للحصول على المعادلة الموزونة في وسط حمضي، أجمع نصفي تفاعل التأكسد والاختزال:



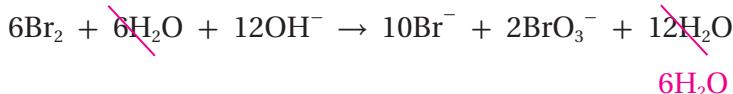
- أضيف  $12\text{OH}^-$  إلى طرفي المعادلة:



- أجمع أيونات  $\text{H}^+$  وأيونات  $\text{OH}^-$  في الطرف نفسه من المعادلة معًا على شكل جزيئات ماء.



7- أختصر جزيئات الماء بحيث تظهر في أحد طرفي معادلة التفاعل الكلّي الموزونة في وسط قاعدي.



المعادلة الكلية:

الاحظ أنَّ المعادلة ليست في أبسط صورة؛ لذلك أقسمُها على 2 وأكتبُها بأبسط صورة.



## المثال 12

**أوازن نصف التفاعل الآتي بطريقة نصف التفاعل في الوسط القاعدي:**

خطوات الحل:

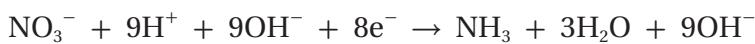
1- أوازن الذرات:  $\text{NO}_3^- \rightarrow \text{NH}_3$

الاحظ أنَّ عدد ذرات النيتروجين متساوٍ على طرف المعادلة، فأوازن ذرات الأكسجين بإضافة  $3\text{H}_2\text{O}$  إلى طرف المعادلة

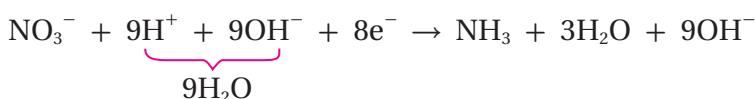
$\text{NO}_3^- + 9\text{H}^+ \rightarrow \text{NH}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$  إلى طرف المعادلة الأيسر:

2- أوازن الشحنات بإضافة  $8\text{e}^-$  إلى طرف المعادلة الأيسر:  $\text{NO}_3^- + 9\text{H}^+ + 8\text{e}^- \rightarrow \text{NH}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$

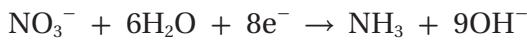
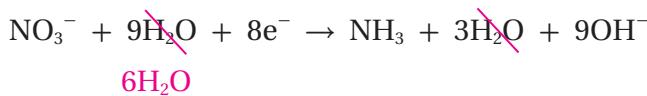
3- أصبح نصف التفاعل موزوناً في وسط حمضي، فأضيف  $9\text{OH}^-$  إلى طرف المعادلة:



4- أجمع أيونات  $\text{H}^+$  وأيونات  $\text{OH}^-$  في الطرف نفسه من المعادلة معًا على شكل جزيئات ماء.

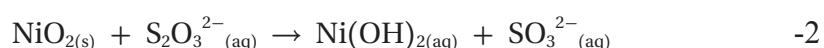
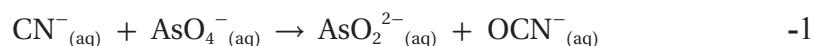


5- أختصر جزيئات الماء بحيث تظهر في أحد طرفي معادلة نصف التفاعل الموزونة في وسط قاعدي:



معادلة نصف التفاعل الموزونة:

✓ **تحقق.** أوازن المعادلين الآتيين بطريقة نصف التفاعل في الوسط القاعدي، وأحدَّ العامل المؤكسد والعامل المُخترل في كل منها:



# مراجعة الدرس

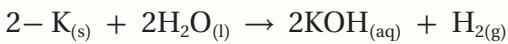
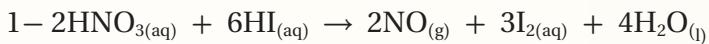
1- الفكرة الرئيسية: تفاعلاً التأكسد والاختزال متلازمان، يحدثان دائمًا معاً، أُفسِر ذلك.

2- أوضح المقصود بكل من: أ. عدد التأكسد بـ ب. التأكسد والاختزال الذاتي

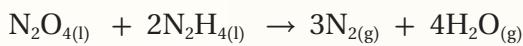
3- أحسب عدد تأكسد العنصر الذي تحته خط:



4- أطبق. أحدد العناصر التي تأكسدت والعناصر التي اخترلت في التفاعلات الآتية:



5- أطبق. أدرس المعادلة الموزونة التي تمثل تفاعل  $\text{N}_2\text{O}_4$  مع  $\text{N}_2\text{H}_4$  لتكوين غاز  $\text{N}_2$  وبيخار الماء، ثم أجيِّب عن الأسئلة الآتية:

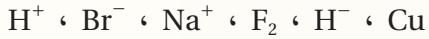


أ) أحدد التغيير في أعداد تأكسد ذرات النيتروجين في التفاعل.

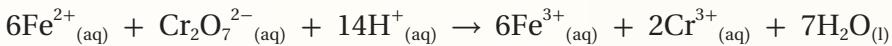
ب) هل تمثل المعادلة تفاعلاً تأكسد واحتزال ذاتي؟

ج) أحدد العامل المؤكسد والعامل المُخترل في التفاعل.

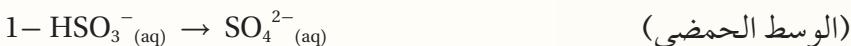
6- أحدد المادة التي يمكن أن تسلك كعامل مؤكسد والمادة التي يمكن أن تسلك كعامل مُخترل:



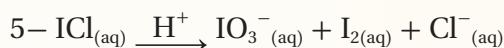
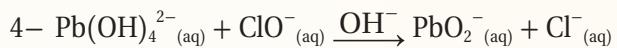
7- أحدد العامل المؤكسد والعامل المُخترل في التفاعل الآتي:



8- أطبق. أوازن نصف التفاعلات الآتية بطريقة نصف التفاعل، وأحدِّد ما إذا كانت المادة تمثل عالماً مؤكسداً أم عالماً مُخترلاً:



9- أطبق. أوازن معادلات التأكسد والاختزال الآتية بطريقة نصف التفاعل، وأحدِّد العامل المؤكسد والعامل المُخترل في كل منها:



## الخلايا الكهروكيميائية Electrochemical Cells

تسمى الخلايا التي تحدث فيها تفاعلات تأكسد واحتزال منتجة للطاقة الكهربائية أو مستهلكة لها **الخلايا الكهروكيميائية** **Electrochemical Cells** وتقسم إلى نوعين: **الخلايا الجلوفانية**، **وخلايا التحليل الكهربائي**. وفي هذا الدرس ستدرس **الخلايا الجلوفانية**.

تُستخدم **الخلايا الجلوفانية** في مجالات واسعة في الحياة؛ فالبطاريات بأنواعها، كالبطارية القابلة للشحن التي تُستخدم في الهواتف الخلويّة والحواسيب المحمولة، أنظر الشكل (4)، وخلايا الوقود هي **خلايا جلوفانية Galvanic Cells** تحدث فيها تفاعلات تأكسد واحتزال تؤدي إلى إنتاج تيار كهربائي؛ أي تحول الطاقة الكيميائية فيها إلى طاقة كهربائية. فما مكوّنات الخلية الجلوفانية؟ وكيف يُحسب فرق الجهد الناتج عنها؟ وكيف يجري التنبؤ بإمكانية حدوث تفاعل التأكسد والاحتزال فيها؟

الشكل (4): بعض الأجهزة التي تستخدم البطاريات.



### الفكرة الرئيسية:

تحوّل الطاقة الكيميائية إلى طاقة كهربائية في الخلية الجلوفانية من خلال تفاعل تأكسد واحتزال تلقائي الحدوث، ويعتمد فرق الجهد الناتج على جهود الاحتزال المعيارية للأقطاب المكونة لها.

### نتائج التعلم:

- أستقصي الظروف التي يمكن من خلالها تصميم خلية جلوفانية.
- أحدد أجزاء الخلية الجلوفانية ومبدأ عملها.
- أقيس عمليًّا القوة الدافعة الكهربائية لعدة خلايا جلوفانية.
- أحسب جهد الخلية الجلوفانية، وأحدد تلقائية تفاعلات التأكسد والاحتزال من خلال قيم جهود الاحتزال المعيارية.

### المفاهيم والمصطلحات:

الخلايا الكهروكيميائية

Electrochemical Cells

الخلايا الجلوفانية

Half Cell

نصف الخلية

Salt Bridge

القنطرة الملحيّة

جهد الخلية المعياري

Standard Cell Potential

قطب الهيدروجين المعياري

Standard Hydrogen Electrode

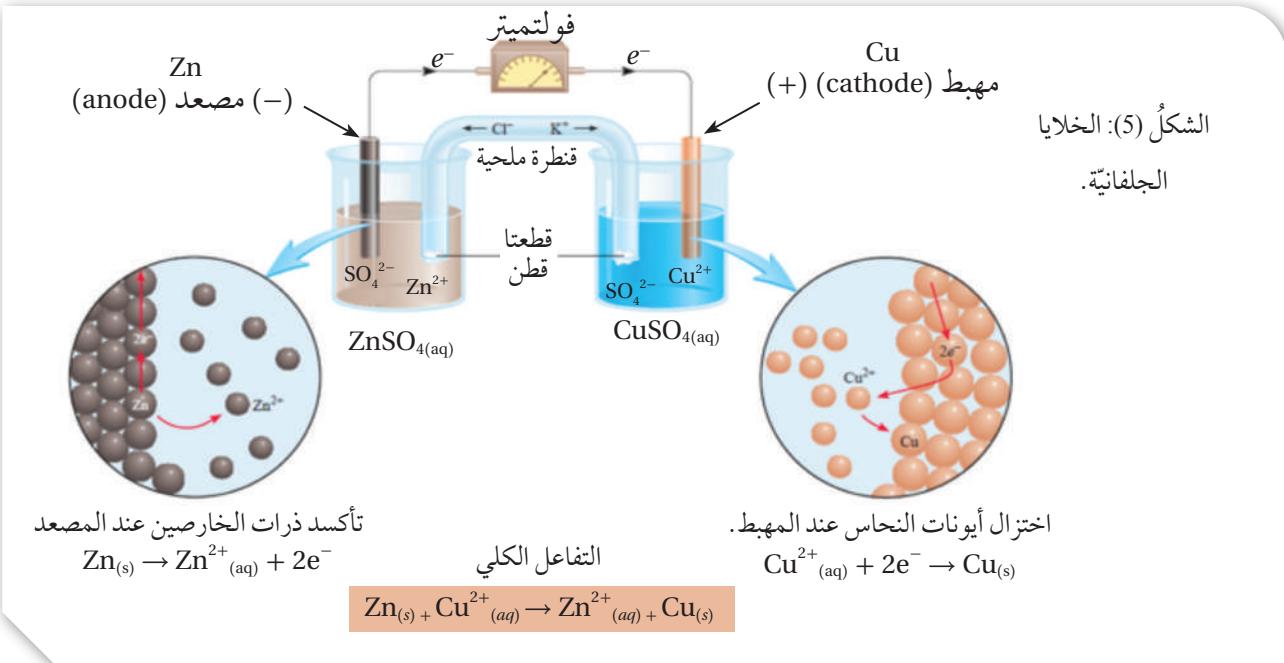
جهد الاحتزال المعياري

Standard Reduction Potential

تلقائية التفاعل

تأكل الفلزات

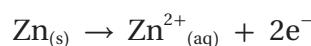
الحماية المهبطة



## كيمياء الخلايا الجلفانية Chemistry of Galvanic Cells

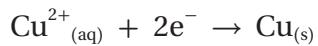
تتكوّنُ الخلية الجلفانية من وعاءين، يُسمّى كُلّ منهما نصف خلية Half Cell، ويحتوي كلّ وعاء على صفيحة فلزّية مغموسة في محلول يحتوي على أيونات الفيلزّ؛ فنصف خلية الخارصين تتكونُ من صفيحة خارصين Zn مغموسة في محلول يحتوي على أيونات الخارصين  $Zn^{2+}$ ، مثل محلول كبريتات الخارصين، ويعُبر عنها بالرمز  $Zn^{2+}|Zn$ ، أمّا نصف خلية النحاس فتتكوّنُ من صفيحة نحاس Cu مغموسة في محلول يحتوي على أيونات النحاس  $Cu^{2+}$ ، مثل محلول كبريتات النحاس، ويعُبر عنها بالرمز  $Cu^{2+}|Cu$ ، ولتكوين خلية جلفانية منهما توصّل الأقطاب بموصل خارجي (الأسلاك) وتوصّل المحاليل بموصل آخر هو القنطرة الملحيّة Salt Bridge، التي تتكونُ من أنبوب على شكل حرف U يحتوي على محلول ملحي مشبع، لا تتفاعل أيوناته مع الأيونات الموجودة في نصفي الخلية الجلفانية أو مع الأقطاب فيها، مثل KCl، ويُستخدم جهاز فولتميتر لقياس فرق الجهد بين قطبي الخلية، ويوضّح الشكل (5) مكوّنات الخلية الجلفانية.

عند تركيب الخلية الجلفانية يلاحظ انحرافً مؤشر الفولتميتر باتجاه قطب النحاس بسبب حدوث تفاعل تأكسد واحتزال؛ حيث تأكسد ذراتِ الخارصين حسب المعادلة:



وتنتقل الإلكتروناتُ من قطبِ الخارصين Zn عبر الأسلاك إلى قطب النحاس Cu؛ حيث تكتسبُها أيونات النحاس  $Cu^{2+}$  وتحتزال متحوّلةً إلى ذراتِ

تترسّب على قطب النحاس، حسب المعادلة:



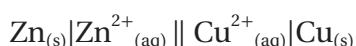
ونتيجة تأكسد ذرات الخارصين وتحولها إلى أيونات الخارصين الموجبة  $\text{Zn}^{2+}$  يزداد تركيزها في نصف خلية الخارصين مقارنةً بتركيز أيونات الكبريتات السالبة  $\text{SO}_4^{2-}$  فيها، وكذلك الحال في نصف خلية النحاس؛ إذ يقل تركيز أيونات النحاس الموجبة  $\text{Cu}^{2+}$  مقارنةً بتركيز أيونات الكبريتات السالبة بسبب احتزالها، ويؤدي هذا إلى عدم اتزان كهربائي في الخلية؛ لذا تعادل القنطرة الملحيّة الشحنات الكهربائيّة في نصف الخلية الجلفانيّة، حيث تتحرّك أيونات الكلوريد السالبة  $\text{Cl}^-$  من القنطرة الملحيّة إلى نصف خلية الخارصين لمعادلة الزيادة في تركيز أيونات  $\text{Zn}^{2+}$ ، وتتحرّك أيونات  $\text{K}^+$  الموجبة إلى نصف خلية النحاس لمعادلة أيونات  $\text{SO}_4^{2-}$  الزائدة.

يسمى القطب الذي يحدث عنده تفاعل التأكسد المصعد Anode، وهو قطب الخارصين Zn، وشحنته سالبة لأنّه مصدر الإلكترونات بسبب تأكسد ذرّاته، فتنقل كتلته، أمّا القطب الذي يحدث عنده تفاعل الاختزال فيسمى المهدّط Cathode، وهو قطب النحاس Cu، وشحنته موجبة؛ إذ تتحرّك الإلكترونات نحوه، وتزداد كتلته نتيجة احتزال أيونات النحاس وترسّبها عليه.  
أمّا المعادلة الكلية في الخلية الجلفانيّة فهي مجموع نصفي تفاعل التأكسد والاحتزال:



وقد عَبَرَ الكيميائيون عن الخلية الجلفانيّة بطريقة مختصرة وسهلة لوصفها:

القنطرة الملحيّة



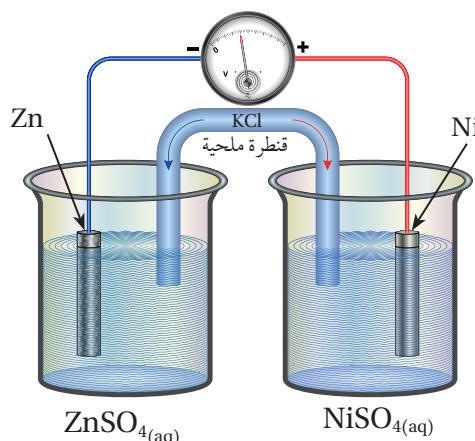
نصف خلية الاختزال نصف خلية التأكسد

حيث يجري البدء بكتابة مكوّنات نصف خلية التأكسد من اليسار، فتكتب المادة التي يحدث لها تأكسد أو لا ثم ناتج عملية التأكسد، ويفصل بينهما خط (|) كالتالي:  $\text{Zn}_{(\text{s})}|\text{Zn}^{2+}_{(\text{aq})}$ ، ثم يرسم خطان متوازيان (||) يرمازان للقنطرة الملحيّة، ثم تُكتب مكوّنات نصف خلية الاختزال، فتكتب المادة التي يحدث لها احتزال، ثم ناتج عملية الاختزال، ويفصل بينهما خط (|) كالتالي:  $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}|\text{Cu}_{(\text{s})}$ .



أصمّم، باستخدام  
برنامج صانع الأفلام  
(Movie Maker)، فلماً قصيراً  
يُوضّح مكوّنات الخلية  
الجلفانيّة وبدأ عملها  
وتحوّلات الطاقة فيها، ثم  
أشاركهُ معلّمي / معلمتني  
وزملائي / وزميلاتي.

### المثال ٣



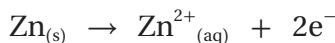
أدرسُ الشكل المجاور، الذي يمثلُ خلية جلفانية مكوَّنة من نصف خلية الخارصين  $Zn^{2+}|Zn$  ونصف خلية النikel  $Ni^{2+}|Ni$ ، ثمَّ أجيِّب عنِ الأسئلة الآتية:

- 1- أحَدُّد كلاً منَ المِصدِّع والمِهْبِط في الخلية.
- 2- أحَدُّد اتجاه حركة الإلكترونات عبرَ أسلاكها.
- 3- أكتُب نصفي تفاعل التأكسد والاختزال.
- 4- أحَدُّد اتجاه حركة الأيونات الموجبة والسالبة عبرَ القنطرة الملحيَّة.
- 5- ما التغيير في كتلة كُلٌ من قطبي النikel والخارصين؟

**خطواتُ الحل:**

- 1- يُلاحظ من الشكل انحرافٌ مؤشِّر الفولتميتر باتجاه قطب النikel، أيَّ أنَّ الخارصين Zn يمثلُ المِصدِّع، والنikel Ni يمثلُ المِهْبِط.
- 2- تتحرَّكُ الإلكترونات عبرَ الأسلاك من قطب الخارصين Zn، حيث تأكسد ذرَّاته إلى قطب النikel Ni وتُختَرُّلُ أيوناته.

3- أكتُب نصف تفاعل التأكسد ونصف تفاعل الاختزال:



نصف تفاعل التأكسد:

نصف تفاعل الاختزال:

- 4- تتحرَّكُ الأيونات السالبة  $Cl^-$  منَ القنطرة الملحيَّة باتجاه نصف خلية الخارصين  $Zn^{2+}|Zn$ ، وتتحرَّكُ الأيونات الموجبة  $K^+$  منَ القنطرة الملحيَّة إلى نصف خلية النikel  $Ni^{2+}|Ni$ .

- 5- تقلُّ كتلة قطب الخارصين نتيجة تأكسد ذرَّاته وتحوُّلها إلى أيونات  $Zn^{2+}$  تنتقلُ إلى محلول، وتزدادُ كتلة قطب النikel نتيجة اختزال أيوناته  $Ni^{2+}$  وترسُّبها على القطب.

**أتحققَ ✓**

في الخلية الجلفانية، التي يحدث فيها التفاعل الآتي:



- 1- أكتُب نصفي تفاعل التأكسد والاختزال.
- 2- أحَدُّد كلاً منَ المِصدِّع والمِهْبِط واتجاه حركة الإلكترونات في الدارة الخارجية.
- 3- أحَدُّد اتجاه حركة الأيونات السالبة عبرَ القنطرة الملحيَّة.
- 4- ما القطبُ الذي تزدادُ كتلته؟ ولماذا؟
- 5- أكتُب رمز الخلية الجلفانية.

## جهد الخلية الجلافية Cell Potential

يُعد جهد الخلية الجلافية Cell Potential مقيماً لقدرة الخلية على إنتاج تيار كهربائي، ويُقاس بالفولت، وهو القوة الدافعة الكهربائية المترسبة بين قطبي الخلية بسبب فرق الجهد بين القطبين، الذي يزداد بزيادة ميل كل من نصف تفاعل التأكسد والاختزال للحدث، وبالرجوع إلى خلية (Zn – Cu) السابقة، ولما كان الخارصين أكثر نشاطاً من النحاس بناءً على سلسلة النشاط الكيميائي، فهو أكثر ميلاً للتتأكسد من النحاس؛ مما يولد قوة دافعة كهربائية تدفع الإلكترونات إلى الحركة من قطب الخارصين Zn (المتصعد) إلى قطب النحاس Cu (المهبط)؛ حيث أيونات النحاس  $Cu^{2+}$  أكثر ميلاً للاختزال. يُعبر عن ميل نصف تفاعل الاختزال للحدث بجهد الاختزال، ويرمز له بالرمز ( $E_{\text{reduction}}$ )، ويعبر عن ميل نصف تفاعل التأكسد للحدث بجهد التأكسد، ويرمز له بالرمز ( $E_{\text{oxidation}}$ ).

تمتلك نصف الخلية التي يحدث فيها تفاعل الاختزال جهد اختزال أعلى من نصف الخلية التي يحدث فيها تفاعل التأكسد، والفرق بين جهود الاختزال لكلا التفاعلين يساوي جهد الخلية.

جهد الخلية = جهد الاختزال لنصف تفاعل المهبط - جهد الاختزال لنصف تفاعل

المتصعد

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

أما عندما يقاس جهد الخلية في الظروف المعيارية: درجة حرارة  $25^{\circ}\text{C}$ ، وتركيز الأيونات يساوي  $1\text{M}$ ، وضغط الغاز يساوي  $1\text{atm}$ ، فيسمى جهد الخلية المعياري Standard cell potential، ويرمز له  $E^{\circ}_{\text{cell}}$ ، وتصبح معادلة حساب

جهد الخلية المعياري:

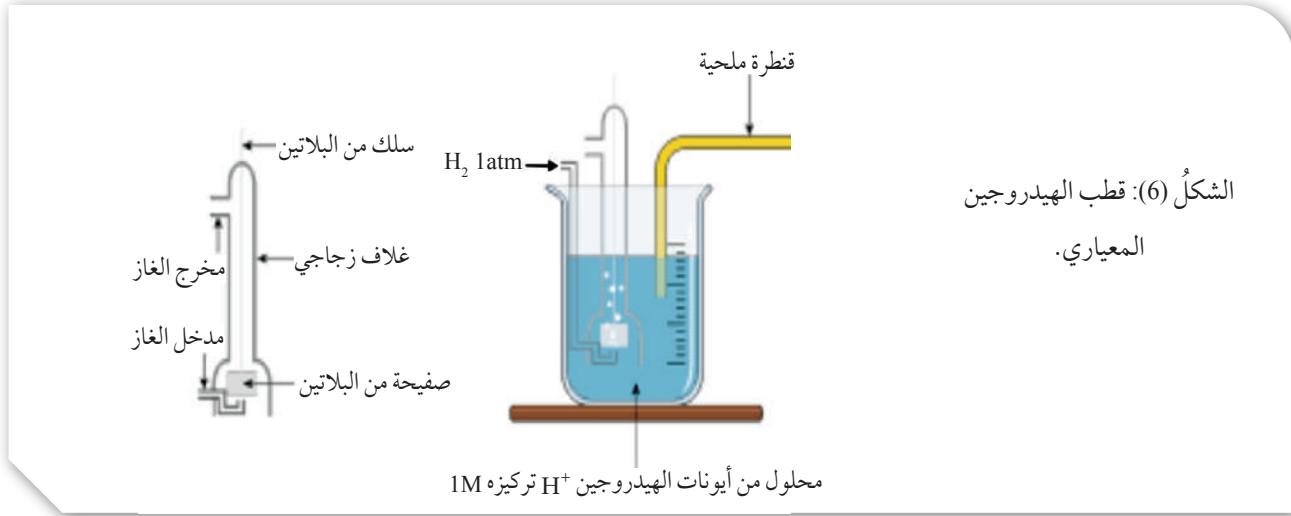
$$E^{\circ}_{\text{cell}} = E^{\circ}_{\text{reduction(cathode)}} - E^{\circ}_{\text{reduction(anode)}}$$

ويمكن التعبير عنها باختصار كالتالي:

وقد وجد أنَّ جهد خلية (Zn – Cu) المعياري يساوي 1.1 فولت (1.1 V). ولكن، هل يمكن قياس جهد الاختزال لنصف خلية معينة منفردة؟ وكيف جرى التوصل إلى قيمة جهود الاختزال للأقطاب المختلفة؟

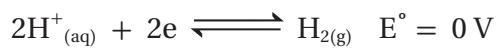
## جهد الاختزال المعياري Standard Reduction potential

لا يمكن قياس جهد نصف خلية منفردة، ولكن عند وصل نصفي خلية لتكوين خلية جلافية؛ يمكن قياس فرق الجهد بينهما أي جهد الخلية؛ لذلك اختار العلماء قطب مرجعى هو قطب الهيدروجين المعياري Standard Hydrogen electrode لقياس جهود اختزال أقطاب العناصر الأخرى، وجرى اختيار الهيدروجين لأنَّ نشاطه الكيميائي متوازن بين العناصر، وقد اصطلاح العلماء على أنَّ جهد الاختزال المعياري له يساوي (0 V).



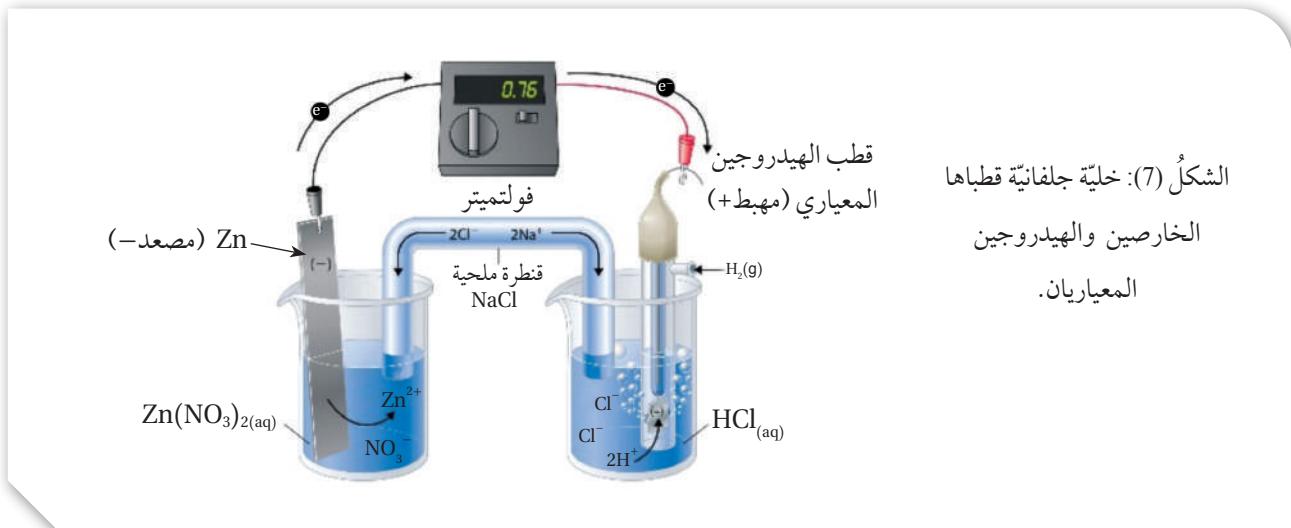
الشكل (6): قطب الهيدروجين المعياري.

يتكون قطب الهيدروجين المعياري من وعاء يحتوي على صفيحة من البلاتين مغمورة في محلول حمض الهيدروكلوريك  $\text{HCl}$  تركيز أيونات الهيدروجين  $\text{H}^+$  فيه  $1\text{M}$ ، ويجري ضخ غاز الهيدروجين إلى محلول عند ضغط للغاز يساوي 1 ضغط جوي (1 atm) ودرجة حرارة  $25^\circ\text{C}$ ، أنظر الشكل (6). يمكن تمثيل التفاعل الذي يحدث في نصف الخلية الهيدروجين بالمعادلة:



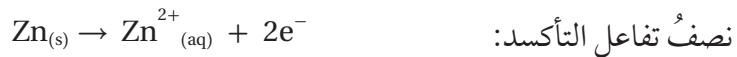
يشير السهم المزدوج إلى أنَّ نصف التفاعل منعكس؛ إذ يمكن لأيونات الهيدروجين  $\text{H}^+$  أن تُختزل، كما يمكن لجزيئات غاز الهيدروجين أن تتأكسد. ولكن، كيف يُقاسُ جهد الاختزال المعياري لنصف الخلية ما باستخدام قطب الهيدروجين المعياري؟

لتوضيح ذلك، تُكوَّن خلية جلفارانية من نصف الخلية الهيدروجين المعيارية ونصف الخلية الخارصين مثلاً، في الظروف المعيارية، كما في الشكل (7)، يلاحظ أنَّ قراءة الفولتميتر ( $0.76\text{ V}$ )، وهي قراءة تمثل فرق الجهد بين قطبي الخارصين

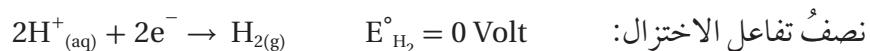


الشكل (7): خلية جلفارانية قطباها الخارصين والهيدروجين المعياريان.

والهيروجين المعياريين، ولكي يُحدَّد جهد الاختزال المعياري للخارصين يجب تحديد المصعد والمهبط في الخلية؛ حيث يلاحظ أن اتجاه حركة الإلكترونات من قطب الخارصين باتجاه قطب الهيدروجين المعياريين؛ أي أن قطب الخارصين Zn يمثل المصعد وحدث له عملية تأكسد، حسب المعادلة:



بينما قطب الهيدروجين يمثل المهبط وحدثت عملية اختزال لأيوناته، حسب المعادلة:



لحساب جهد الاختزال المعياري للخارصين، تُستخدم العلاقة:

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

$$0.76 \text{ V} = 0 - E^\circ_{\text{anode}} \quad \text{بالتعويض:}$$

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

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

القيمة السالبة لجهد الاختزال المعياري لقطب الخارصين تعني أنَّ أيونات الخارصين أقل ميلًا للاختزال من أيونات الهيدروجين؛ لذلك اختزلت أيونات الهيدروجين وتأكسدت ذرات الخارصين في التفاعل الذي حدث في الخلية الجلفانية.

### ويعَرَفُ جهدُ الاختزال المعياري للقطب Standard Reduction potential

بأنه مقياس لميل نصف تفاعل الاختزال للحدوث في الظروف المعيارية. وكذلك، فإنَّ ذرات 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 ويعاكِسُه في الإشارة.

$$\text{جهد التأكسد المعياري} = -E^\circ_{\text{reduction}}$$

$\text{Pt} | \text{H}_{2(\text{g})} | 2\text{H}^{+}(\text{aq}) \parallel \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) | \text{Cu}_{(\text{s})}$  في الخلية الجلavanic الممثلة بالرمز الآتي:

إذا علمت أنَّ جهد الخلية المعياري  $E_{\text{cell}}^{\circ} = 0.34 \text{ V}$

فأحسبُ جهد الاختزال المعياري للنحاس.

خطواتُ الحل:

- ١- أُحدِّدُ، من خلال مخطط الخلية الجلavanic، نصف تفاعل التأكسد ونصف تفاعل الاختزال؛ حيث يمثل قطب الهيدروجين المعياري نصف خلية التأكسد، أمّا قطب النحاس المعياري فيمثل نصف خلية الاختزال.

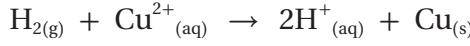
نصف تفاعل التأكسد:



نصف تفاعل الاختزال:



المعادلة الكُلْيَّة:



- ٢- بمعرفة جهد الخلية المعياري وجهد قطب الهيدروجين المعياري، أحسبُ جهد الاختزال المعياري للنحاس

باستخدام العلاقة:

$$E_{\text{cell}}^{\circ} = E_{\text{cathode}}^{\circ} - E_{\text{anode}}^{\circ}$$

بالتعويض فيها:

$$0.34 \text{ V} = E_{\text{Cu}}^{\circ} - 0$$

ومنها جهد الاختزال المعياري لقطب النحاس

جهد الاختزال المعياري للنحاس أكبرُ منه للهيدروجين؛ مما يعني أنَّ أيونات النحاس أكثرُ ميلًا للاختزال من أيونات الهيدروجين؛ لذلك تأكسدت جزيئات الهيدروجين واختزلت أيونات النحاس في التفاعل التلقائي الذي حدث في الخلية الجلavanic.

أتحقق:

خلية جلavanic مكونة من نصف خلية الهيدروجين  $\text{H}_2 | \text{Pt} | 2\text{H}^{+}$  ونصف خلية الكادميوم  $\text{Cd}^{2+} | \text{Cd}$  المعياريين، أحسبُ جهد الاختزال المعياري للكادميوم إذا علمت أنَّ جهد الخلية المعياري يساوي  $0.4 \text{ V}$  ونقصت كتلة قطب الكادميوم بعد تشغيل الخلية لفترة من الزمن.

### جدولُ جهود الاختزال المعياريّة Standard Reduction Potentials

استُخدمَ قطب الهيدروجين المعياري في بناء خلايا جلavanic متعددة، ومن خلال قياس جهودها المعياريّة حُسِّبت جهود الاختزال المعياريّة للأقطاب المختلفة التي استُخدِمت فيها، واتفقَ الكيميائيون على كتابة أنصاف التفاعلات على شكل أنصاف تفاعل اختزال في الاتجاه الأُمامي وترتيبها وفقًا لتزايد جهود الاختزال المعياريّة في جدول سُمِّيَ جدولً جهود الاختزال المعياريّة، أنظرُ الجدول (٢).

الجدول (2): جهود الاختزال المعيارية عند درجة حرارة 25°C.

نصف تفاعل الاختزال				$E^\circ$ (V)
$\text{Li}^+_{(\text{aq})}$	+	$e^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{Li}_{(\text{s})}$ -3.05
$\text{K}^+_{(\text{aq})}$	+	$e^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{K}_{(\text{s})}$ -2.92
$\text{Ca}^{2+}_{(\text{aq})}$	+	$2e^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{Ca}_{(\text{s})}$ -2.76
$\text{Na}^+_{(\text{aq})}$	+	$e^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{Na}_{(\text{s})}$ -2.71
$\text{Mg}^{2+}_{(\text{aq})}$	+	$2e^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{Mg}_{(\text{s})}$ -2.37
$\text{Al}^{3+}_{(\text{aq})}$	+	$3e^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{Al}_{(\text{s})}$ -1.66
$\text{Mn}^{2+}_{(\text{aq})}$	+	$2e^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{Mn}_{(\text{s})}$ -1.18
$2\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$	+	$2e^-$	$\rightleftharpoons 2\text{OH}^- + \text{H}_{2(\text{g})}$	-0.83
$\text{Zn}^{2+}_{(\text{aq})}$	+	$2e^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{Zn}_{(\text{s})}$ -0.76
$\text{Cr}^{3+}_{(\text{aq})}$	+	$3e^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{Cr}_{(\text{s})}$ -0.73
$\text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})}$	+	$2e^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{Fe}_{(\text{s})}$ -0.44
$\text{Cd}^{2+}_{(\text{aq})}$	+	$2e^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{Cd}_{(\text{s})}$ -0.40
$\text{Co}^{2+}_{(\text{aq})}$	+	$2e^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{Co}_{(\text{s})}$ -0.28
$\text{Ni}^{2+}_{(\text{aq})}$	+	$2e^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{Ni}_{(\text{s})}$ -0.23
$\text{Sn}^{2+}_{(\text{aq})}$	+	$2e^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{Sn}_{(\text{s})}$ -0.14
$\text{Pb}^{2+}_{(\text{aq})}$	+	$2e^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{Pb}_{(\text{s})}$ -0.13
$\text{Fe}^{3+}_{(\text{aq})}$	+	$3e^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{Fe}_{(\text{s})}$ -0.04
$2\text{H}^+_{(\text{aq})}$	+	$2e^-$	$\rightleftharpoons \text{H}_{2(\text{g})}$	0.00
$\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}$	+	$2e^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{Cu}_{(\text{s})}$ 0.34
$\text{I}_{2(\text{s})}$	+	$2e^-$	$\rightleftharpoons$	$2\text{I}^-_{(\text{aq})}$ 0.54
$\text{Fe}^{3+}_{(\text{aq})}$	+	$e^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})}$ 0.77
$\text{Ag}^+_{(\text{aq})}$	+	$e^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{Ag}_{(\text{s})}$ 0.80
$\text{Hg}^{2+}_{(\text{aq})}$	+	$2e^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{Hg}_{(\text{l})}$ 0.85
$\text{Br}_{2(\text{l})}$	+	$2e^-$	$\rightleftharpoons$	$2\text{Br}^-_{(\text{aq})}$ 1.07
$\text{O}_{2(\text{g})}$	+ 4H <sup>+</sup>	+ 4e <sup>-</sup>	$\rightleftharpoons$	$2\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$ 1.23
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}_{(\text{aq})}$	+ 14H <sup>+</sup>	+ 6e <sup>-</sup>	$\rightleftharpoons 7\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} + 2\text{Cr}^{3+}_{(\text{aq})}$	1.33
$\text{Cl}_{2(\text{g})}$		+ 2e <sup>-</sup>	$\rightleftharpoons$	$2\text{Cl}^-_{(\text{aq})}$ 1.36
$\text{Au}^{3+}_{(\text{aq})}$	+ 3e <sup>-</sup>		$\rightleftharpoons$	$\text{Au}_{(\text{s})}$ 1.5
$\text{MnO}_4^-_{(\text{aq})}$	+ 8H <sup>+</sup>	+ 5e <sup>-</sup>	$\rightleftharpoons 4\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} + \text{Mn}^{2+}_{(\text{aq})}$	1.51
$\text{F}_{2(\text{g})}$	+ 2e <sup>-</sup>		$\rightleftharpoons$	$2\text{F}^-_{(\text{aq})}$ 2.87

لاحظ أنَّ أنصافَ تفاعلات الاختزال في الجدول منعكسة، ومن ثمَّ فإنَّ الموادَ على يسار المعادلة تمثلُ عواملَ مؤكسدةً تحدثُ لها عمليةٌ اختزال، بينما تمثلُ الموادَ على يمين المعادلة عواملَ مُخترلةً تحدثُ لها عمليةٌ تأكسد، كما أنَّ جهد الاختزال تزداد من أعلى إلى أسفل في الجدول. يُستفاد من جدول جهود الاختزال المعيارية في حساب جهد الخلية المعياري، والتتبُّع بتلقائية تفاعلات التأكسد والاختزال، إضافةً إلى مقارنة قوَّة العوامل المؤكسدة والمُخترلة.

## حساب جهد الخلية المعياري

بمعرفة جهود الاختزال المعيارية للأقطاب المكونة للخلية الجلavanie يمكن حساب

$$E_{\text{cell}}^{\circ} = E_{(\text{cathode})}^{\circ} - E_{(\text{anode})}^{\circ}$$

جهد الخلية المعياري، حسب المعادلة:

والأمثلة الآتية توضح ذلك.

## المثال 15

أحسب جهد الخلية المعياري للخلية الجلavanie التي يحدث فيها التفاعل الآتي:



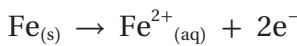
تحليل السؤال:

المعطيات: المعادلة الكلية للتفاعل.

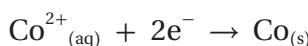
المطلوب: حساب جهد الخلية المعياري  $E_{\text{cell}}^{\circ}$ .

خطوات الحل:

1- أحدد نصف تفاعل التأكسد ونصف تفاعل الاختزال اعتماداً على معادلة التفاعل الكلية:



نصف تفاعل التأكسد:



نصف تفاعل الاختزال:

2- أكتب، من الجدول (2)، نصفي تفاعل الاختزال وجهود الاختزال المعيارية لنصفي التفاعل السابقين:



3- أحسب جهد الخلية المعياري  $E_{\text{cell}}^{\circ}$ .

$$E_{\text{cell}}^{\circ} = E_{(\text{cathode})}^{\circ} - E_{(\text{anode})}^{\circ}$$

## المثال 16

خلية جلavanie مكونة من نصف خلية الفضة  $\text{Ag}^{+}|\text{Ag}$  ونصف خلية المغنيسيوم  $\text{Mg}^{2+}|\text{Mg}$  في الظروف المعيارية. بالرجوع إلى

جهود الاختزال المعيارية لكلٍّ منها في الجدول (2)، أكتب المعادلة الكلية الموزونة للتفاعل، وأحسب جهد الخلية المعياري.

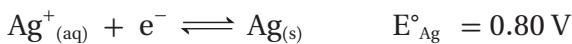
تحليل السؤال:

المعطيات: تتكون الخلية الجلavanie من نصف خلية الفضة ونصف خلية المغنيسيوم في الظروف المعيارية.

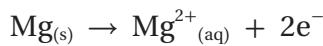
المطلوب: حساب جهد الخلية المعياري  $E_{\text{cell}}^{\circ}$ .

خطوات الحل:

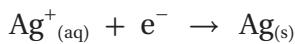
1- أكتب نصفي تفاعل الاختزال لكلٍّ من قطبي الفضة والمغنيسيوم:



2- أكتب نصفي تفاعل التأكسد والاختزال الحادثين في الخلية الجلفانية  
 الاحظ أنَّ جهدَ الاختزال المعياري للفضة أعلى منه للمغنيسيوم؛ أي أنَّ أيونات الفضة  $\text{Ag}^+$  أكثر ميلاً للاختزال من أيونات  $\text{Mg}^{2+}$ ؛ لذلك فإنَّ قطب الفضة  $\text{Ag}$  يمثل المهبط في الخلية الجلفانية؛ حيث تُختزل أيوناته، بينما يمثل قطب المغنيسيوم  $\text{Mg}$  المصعد فيها؛ حيث تتأكسد ذرَّاته، كما في المعادلات الآتية:

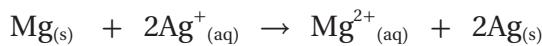


نصف تفاعل التأكسد:



نصف تفاعل الاختزال:

للحصول على المعادلة الكلية أضربُ معادلة نصف تفاعل الاختزال  $\times 2$  حتى يتساوى عدد الإلكترونات المفقودة والمكتسبة، ثمَّ أجمعُ نصفي تفاعل التأكسد والاختزال.



3- حساب جهد الخلية المعياري  $E^\circ_{\text{cell}}$

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

$$E^\circ_{\text{cell}} = 0.80 - (-2.37) = +3.17\text{V}$$

الاحظ أنَّ جهدَ الاختزال المعياري للفضة لم يتأثر بضرب نصف تفاعل الاختزال بالمعامل (2)؛ لأنَّ جهد الاختزال يعتمد على نوع المادة وليس على كميَّتها (عدد مولاتها).

**أتحقق:** خلية جلفانية مكونة من نصف خلية الكروم  $\text{Cr}^{3+}|\text{Cr}$  ونصف خلية النحاس  $\text{Cu}^{2+}|\text{Cu}$  المعياريين. بالرجوع إلى جهود الاختزال المعيارية لـ كلٌّ منها في الجدول (2)، أحسبُ جهدَ الخلية المعياري.

## التجربة ١

### مقارنة جهود بعض الخلايا الجلفانية

#### المواد والأدوات:

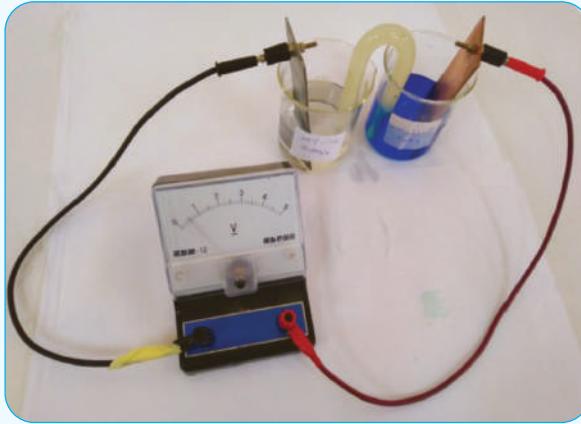
محاليل حجم كلٌّ منها (100 mL) بتركيز (1 M) من كلِّ المركبات الآتية: كبريتات الخارصين  $\text{ZnSO}_4$ ، نترات الرصاص  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ ، نترات الألミニوم  $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$  و (200 mL) من محلول كبريتات النحاس  $\text{CuSO}_4$  تركيزه (1 M)، صفيحة من كلِّ الخارصين، النحاس، الرصاص، الألミニوم، ورق صنفَة، فولتميتر، أسلاك توصيل، أنبوب على شكل حرف U، محلول مشبع من كلوريد البوتاسيوم  $\text{KCl}$ ، قطن، كؤوس زجاجية سعة 100 mL عدد (4)، ماء مُقطَّر.

#### إرشادات السلامة:

- أتبع إرشادات السلامة العامة في المختبر.
- أرتدي معطفَ المختبر والنظاراتِ الواقية والقفازات.

#### خطوات العمل:

1- **أقيس.** أحضر كأسين زجاجيتين، وأضع 50 mL من محلول كبريتات النحاس في الكأس الأول و 50 mL من محلول كبريتات الخارصين في الثاني.



2- **أَجْرِب**. أُنْظِفْ صفيحي النحاس والخارصين جيًّداً باستخدام ورق الصنفرا، وأغسلهما بالماء المُقَطَّر، وأتُرْكُهُما تجفَّان.

3- **أَجْرِب**. أضْعِفْ صفيحة النحاس في الكأس الزجاجية الأولى وصفيحة الخارصين في الكأس الثانية، ثمّ أوصُلُّ أسلاك التوصيل من طرف الصفيحة ومن الطرف الآخر بالفولتميتر لكلا الصفيحتين، وألاحظُ: هل تحرَّك مؤشِّر الفولتميتر؟

4- **أَجْرِب**. أملأ الأنوبَ الذِي عَلَى شَكْل حُرْف U تاماً بمحلول كلوريد البوتاسيوم المشبع، وأتَأكَّدُ من عدم وجود فقاعات هواء فيه، ثمّ أغلقُ طرفيه بقليل من القطن.

5- **الاحظ**. أقْلِبُ الأنوبَ بحيث يصلُ بين الكأسين (نصف خليَّة النحاس ونصف خليَّة الخارصين)، وألاحظ تحرَّك مؤشِّر الفولتميتر (إذا تحرَّك المؤشِّر بالاتجاه السالب أعكُسُ الأسانِك الموصولة به)، وأسجِّلُ قراءته في الجدول.

6- **أَجْرِب**. أكْرِرُ الخطوات السابقة باستخدام انصاف الخلايا (نحاس - رصاص)، (نحاس - ألمينيوم)، (رصاص - ألمينيوم)، وأحرصُ على غمس كل صفيحة في محلول مركبها، وأحضرِي القنطرة الملحيَّة من جديد بعد غسل الأنوب وتجفيفه.

7- **أنْظِمُ البيانات**. أسجِّلْ قيمَ جهود الخلايا في الجدول الآتي:

جدول البيانات

الخلية	جهد الخلية المقاس	جهد الخلية المعياري V
نحاس - خارصين		1.1
نحاس - ألمينيوم		2.0

#### التحليل والاستنتاج:

1- **أُحدِّد** المصعد والمِهبط في كُل خليَّة جلفانية.

2- أكتب التفاعل الكُلِّي في كُل خليَّة جلفانية.

3- **أقارِن** بين جهود الخلايا الجلفانية الذي جرى قياسها، وأفسِّر الاختلاف فيها.

4- **أتوقُّ** ترتيب الفلزَات وفقَ تزايد جهود اختزالها اعتماداً على قيمِ جهود الخلايا المقيسة.

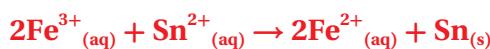
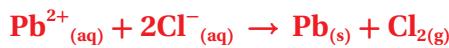
## التنبؤ بتلقائية حدوث تفاعلات التأكسد والاختزال

تفاعل بعض الفلزات مع محلول حمض الهيدروكلوريك المُخفف فينطلق غاز الهيدروجين، بينما لا يتفاعل بعضها الآخر، ومثال ذلك تفاعل النikel مع حمض الهيدروكلوريك وإطلاق غاز الهيدروجين، أمّا النحاس فلا يتفاعل، ويحل النحاس محلّ الفضة في محلول نترات الفضة، بينما لا تحلّ الفضة محلّه في محلول نترات النحاس. هل يمكن استخدام جهود الاختزال المعيارية في التنبؤ بتلقائية حدوث تفاعلات التأكسد والاختزال؟ وكيف؟

تُستخدم جهود الاختزال المعيارية للتنبؤ بتلقائية حدوث تفاعل التأكسد والاختزال؛ فـ**التلقائية التفاعل** Spontaneity of Reaction هي حدوث التفاعل، وتكون النواتج دون الحاجة إلى طاقة كهربائية لإحداثه، ويتم ذلك بحساب جهد الخلية المعياري للتفاعل؛ فإذا كان جهد الخلية المعياري للتفاعل موجباً يكون التفاعل تلقائياً، أمّا إذا كان سالباً فيكون التفاعل غير تلقائي.

## المثال 17

أتوقع، بالاستعانة بالجدول (2)، أي تفاعلات التأكسد والاختزال الممثلة بالمعادلات الآتية يحدث بشكل تلقائي، وأفسر ذلك.



خطوات الحل:



1- أكتب، بالاستعانة بمعادلة التفاعل الكيميائية، نصف تفاعل التأكسد ونصف تفاعل الاختزال:



2- بالرجوع إلى جدول جهود الاختزال المعيارية، أجد أنَّ:

جهد الاختزال المعياري للرصاص

وجهد الاختزال المعياري للكلور



3- أحسب جهد الخلية المعياري للتفاعل، كما ورد في المعادلة:

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

$$E^\circ_{\text{cell}} = -0.13 - 1.36 = -1.49 \text{ V}$$

الاحظ أنَّ قيمة جهد الخلية المعياري للتفاعل سالب؛ مما يعني أنَّ التفاعل غير تلقائيٍّ حدوث.

ويمكن التوصل إلى النتيجة السابقة نفسها عند مقارنة جهود الاختزال المعيارية لكلٍّ من الرصاص والكلور؛

الاحظ أنَّ جهد الاختزال للكلور أكبرٌ من جهد اختزال الرصاص؛ أي أنَّ ميل جزيئات الكلور للاختزال أكبر، ومن ثُمَّ لا تتأكسد أيونات الكلوريد  $\text{Cl}^-$  ولا يختزل أيونات الرصاص  $\text{Pb}^{2+}$ .



بـ 1- أكتب، بالاستعانة بالمعادلة الكيميائية، نصف تفاعل التأكسد ونصف تفاعل الاختزال:



2- بالرجوع إلى جدول جهود الاختزال المعيارية، أختارُ أنصافَ تفاعل الاختزال للقصدير وأيونات الحديد  $\text{Fe}^{3+}$ :



3- أحسبُ جهدَ الخلية المعياري  $E^\circ_{\text{cell}}$  للتفاعل:

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

$$E^\circ_{\text{cell}} = 0.77 - (-0.14) = 0.91 \text{ V}$$

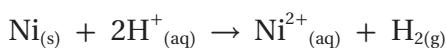
الاحظ أنَّ جهدَ الخلية المعياري للتفاعل موجبٌ؛ مما يعني أنَّ التفاعل تلقائيٌّ حدوث.

## المثال 18

**أفسرُ:** يتفاعلُ فلِزُ النikel  $\text{Ni}$  مع محلول حمض الهيدروكلوريك  $\text{HCl}$  وينطلقَ غازُ الهيدروجين.

خطوات الحل :

1- أكتبُ معادلةً أيونية تمثلُ تفاعل فلِزِ النikel مع حمض الهيدروكلوريك، حَسَبَ المعادلة:



2- أكتبُ، بالاستعانة بمعادلة التفاعل السابقة، نصفَ تفاعل التأكسد ونصفَ تفاعل الاختزال.

الاحظ، حَسَبَ المعادلات الآتية، أنَّ النikel يتآكسدُ ويختزلُ أيونات الهيدروجين:



3- بالرجوع إلى جدول جهود الاختزال المعيارية، أجُدُّ أنَّ:

$$E^\circ_{\text{Ni}} = -0.23 \text{ V} \quad \text{جهد الاختزال المعياري للنيكل}$$

$$E^\circ_{\text{H}_2} = 0.00 \text{ V} \quad \text{وجهد الاختزال المعياري للهيدروجين}$$

الاحظ أنَّ جهد الاختزال المعياري للهيدروجين أكبرٌ من جهد الاختزال المعياري للنيكل؛ أي أنَّ أيونات

الهيدروجين أكثر ميلاً للكسب الإلكتروني من أيوناتnickel؛ لذلك تختزل أيونات الهيدروجين وتتأكسد ذراتnickel ويكون التفاعل تلقائياً وجهد الخلية موجباً، كما يتضح عند حساب جهد الخلية المعياري للتفاعل:

$$E_{\text{cell}}^{\circ} = E_{\text{cathode}(H_2)}^{\circ} - E_{\text{anode}(Ni)}^{\circ}$$

$$E_{\text{cell}}^{\circ} = 0.0 - (-0.23) = +0.23 \text{ V}$$

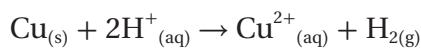
لذلك يتفاعلnickel مع حمض الهيدروكلوريك ويتصاعد غاز الهيدروجين.

## المثال ١٩

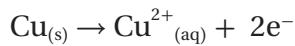
**أُفسر:** لا يتفاعل فلز النحاس Cu مع محلول حمض الهيدروكلوريك HCl المُخفف، ولا ينطلق غاز الهيدروجين.

**خطوات الحل:**

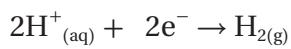
١- أفترض حدوث التفاعل، وأكتب معادلته:



٢- أكتب، بالاستعانة بمعادلة التفاعل المفترض، نصف تفاعل التأكسد ونصف تفاعل الاختزال.



نصف تفاعل التأكسد:



نصف تفاعل الاختزال:

٣- بالرجوع إلى جدول جهود الاختزال المعيارية، أجده أنَّ:

$$E_{\text{Cu}}^{\circ} = 0.34 \text{ V}$$

جهد الاختزال المعياري للنحاس

$$E_{\text{H}_2}^{\circ} = 0.00 \text{ V}$$

جهد الاختزال المعياري للهيدروجين

الاحظ أنَّ جهد الاختزال المعياري للنحاس أكبر منه للهيدروجين؛ أي أنَّ أيونات النحاس أكثر ميلاً للاختزال من أيونات الهيدروجين؛ لذلك لا يتآكسد النحاس ولا تختزل أيونات الهيدروجين.

ويمكن حساب جهد الخلية المعياري للتفاعل المفترض، والتتبُّع بتلقائية حدوث التفاعل:

$$E_{\text{cell}}^{\circ} = E_{\text{cathode}(H_2)}^{\circ} - E_{\text{anode}(Cu)}^{\circ}$$

$$E_{\text{cell}}^{\circ} = 0.0 - 0.34 = -0.34 \text{ V}$$

الاحظ أنَّ جهد الخلية المعياري للتفاعل المفترض سالب؛ أي أنَّ التفاعل غير تلقائي الحدوث.

ويمكن أيضًا استخدام جهود الاختزال المعيارية للتتبُّع بإمكانية تفاعل الفلزات أو اللافلزات مع محليل الأملاح، كما في الأمثلة الآتية:

## المثال 20

هل يمكن تحريك محلول نترات الفضة  $\text{AgNO}_3$  بملعقة من الكروم؟

المعطيات:

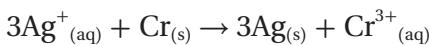
المحلول المستخدم  $\text{AgNO}_3$ , الملعقة مصنوعة من الكروم.

المطلوب:

هل يحدث تفاعلٌ بين نترات الفضة  $\text{AgNO}_3$  والكروم؟

الحل:

حتى يحرّكَ محلولٌ ما بملعقة معينة يجب ألا يحدث تفاعلٌ بينها وبين أيونات محلول عند تحريكه بها. ولمعرفة ذلك، يفترضُ حدوث تفاعل وكتابته معادلته كالتالي:



لاحظ أنَّ التفاعل المتوقع هو تأكسد ذرات الكروم واختزال أيونات الفضة. وللحكم على إمكانية حدوث التفاعل يرجعُ إلى جهود الاختزال المعيارية للفضة والكروم، وهي ( $E^\circ_{\text{Cr}} = -0.73 \text{ V}$ ,  $E^\circ_{\text{Ag}} = 0.8 \text{ V}$ )؛ إذ لاحظ أنَّ جهد اختزال الفضة المعياري أعلى من جهد اختزال الكروم المعياري؛ أي أنَّ أيونات الفضة أكثرُ ميلاً للاختزال من أيونات الكروم؛ لذلك يتأكسد الكروم ويختزل أيونات الفضة؛ أي أنَّ التفاعل بينهما تلقائي.

ويمكنُ أيضاً حسابُ جهد الخلية المعياري للتفاعل كالتالي:

$$E^\circ_{\text{cell}} = E^\circ_{\text{cathode(Ag)}} - E^\circ_{\text{anode(Cr)}}$$

$$E^\circ_{\text{cell}} = 0.8 - (-0.73) = +1.53 \text{ V}$$

لاحظ أنَّ جهد الخلية المعياري للتفاعل موجبٌ؛ أي أنَّ التفاعل تلقائي الحدوث، ومن ثمَّ لا يمكن تحريك محلول نترات الفضة بملعقة من الكروم.

## المثال 21

هل يمكن تحضيرُ البروم  $\text{Br}_2$  من محلول بروميد البوتاسيوم  $\text{KBr}$  باستخدام اليود  $\text{I}_2$ ؟

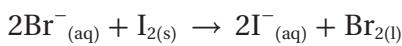
تحليل السؤال:

المعطيات: محلول المستخدم لتحضير منه بروميد البوتاسيوم  $\text{KBr}$ , المادة المستخدمة لتحضير اليود  $\text{I}_2$ .

المطلوب: هل يحدث تفاعلٌ بين محلول بروميد البوتاسيوم  $\text{KBr}$  واليود  $\text{I}_2$  ويكون البروم  $\text{Br}_2$ ؟

الحل

كتابة معادلة التفاعل المتوقع:



لاحظ أنَّ التفاعل المتوقع هو تأكسد أيونات البروميد  $\text{Br}^-$  واختزال اليود  $\text{I}_2$ . وللحكم على إمكانية حدوث التفاعل يرجعُ إلى جهود الاختزال المعيارية للبروم واليود: ( $E^\circ_{\text{Br}_2} = 1.07 \text{ V}$ ,  $E^\circ_{\text{I}_2} = 0.54 \text{ V}$ )؛ إذ يلاحظُ أنَّ جهد الاختزال المعياري للبروم أعلى من جهد الاختزال المعياري لليود، ومن ثمَّ فإنَّ البروم  $\text{Br}_2$  أكثرُ ميلاً للاختزال من

اليد  $I_2$ ; لذلك لا تتأكسد أيونات البروميد  $Br^-$  ولا تخترل اليود  $I_2$ ; أي أنَّ التفاعل بينهما غير تلقائي. ويمكنُ أيضًا حسابُ جهد الخلية المعياري للتفاعل كالتالي:

$$E_{\text{cell}}^{\circ} = E_{\text{cathode}(I_2)}^{\circ} - E_{\text{anode}(Br_2)}^{\circ}$$

$$E_{\text{cell}}^{\circ} = 0.54 - 1.07 = -0.53 \text{ V}$$

الاحظ أنَّ جهد الخلية المعياري للتفاعل سالب؛ أي أنَّ التفاعل غير تلقائي الحدوث، وبالتالي لا يمكن تحضير البروم  $Br_2$  من محلول بروميد البوتاسيوم  $KBr$  باستخدام اليود  $I_2$ .

### الربط مع الحياة



يحدث أحياناً انتفاخ لعلب الأغذية؛ أحد أسباب حدوثه تفاعل الأغذيةُ الحامضية مع الفلز المُكون للعلبة المحفوظة فيها، ويُتَسْجُّ عن ذلك غاز الهيدروجين؛ مما يتسبَّب في انتفاخ العلبة، وغالباً ما تكون هذه التفاعلاتُ جزءاً من العوامل التي تُحدِّد مدةً صلاحية هذه المُستَجَات.



### أتحقق:

باستخدام جدول جهود الاختزال المعياريةُ أجيُّب عن الأسئلة الآتية:

1- أتوقع: هل يمكن حفظ محلول كبريتات الحديد II  $FeSO_4$  في وعاء من الألمنيوم Al؟ أُبُرُّ إجابتي.

2- أتوقع: هل يمكن حفظ محلول نترات المغنيسيوم  $Mg(NO_3)_2$  بوعاء من القصدير Sn؟ أُبُرُّ إجابتي.

### مقارنة قوة العوامل المؤكسدة والمختزلة

بالرجوع إلى جدول جهود الاختزال المعيارية، يَتَضَعُّ أنَّ جهود الاختزال المعيارية تزداد من أعلى إلى أسفل في الجدول؛ أي يزداد ميل نصف تفاعل الاختزال للحدث؛ ما يعني أنَّ قوَّة العوامل المؤكسدة تزداد أيضاً، فيكون الفلور  $F_2$  أقوى عامل مؤكسد، بينما يكونُ أيون الليثيوم  $Li^+$  أضعفَ عامل مؤكسد، أمَّا العوامل المختزلة فإنَّ قوَّتها تقلُّ بزيادة جهد الاختزال المعياري؛ أي أنَّ الليثيوم Li يمثلُ أقوى عامل مختزل بينما يمثلُ أيون الفلوريد  $F^-$  أضعفَ عامل مختزل. والأمثلة الآتية توَضُّح كيفية توظيف جهود الاختزال لمقارنة قوَّة العوامل المؤكسدة والمختزلة.

## المثال 22

أستعينُ بجدول جهود الاختزال المعيارية، وأرتُّب الموادَ الآتية تصاعديًّا وفقَ قوَّتها كعوامل مؤكسدة في الظروف المعيارية:

نصف تفاعل الاختزال	$E^{\circ} (\text{V})$
$Al^{3+} + 3e^- \rightleftharpoons Al$	-1.66
$Cd^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Cd$	-0.40
$Cl_2 + 2e^- \rightleftharpoons 2Cl^-$	1.36
$MnO_4^- + 4H^+ + 2e^- \rightleftharpoons Mn^{2+} + 2H_2O$	1.51



الحل:

1- بالعودة إلى جدول جهود الاختزال المعيارية، أختارُ أنصافَ التفاعلات للمواد السابقة، وأرتُّبها وفقَ تزايد

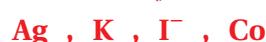
جهود الاختزال المعيارية، فيكون أعلى يسار الجدول أضعف عامل مؤكسد له أقل جهد اختزال معياري؛ أي أنَّ أيونات الألمنيوم  $\text{Al}^{3+}$  أضعف عامل مؤكسد، وأنَّ  $\text{MnO}_4^-$  أعلى جهد اختزال معياري؛ أي أنه أقوى عامل مؤكسد. أمّا ترتيب المواد حسب قوتها كعوامل مؤكسدة، فهو:

$$\text{MnO}_4^- > \text{Cl}_2 > \text{Cd}^{2+} > \text{Al}^{3+}$$

## المثال 23

استعين بجدول جهود الاختزال المعيارية، ثمُّ أجب عن الأسئلة الآتية:

1- أُرتب المواد الآتية تصاعديًّا وفق قوتها كعوامل مختزلة في الظروف المعيارية:



2- هل يمكن لأيونات الكوبالت  $\text{Co}^{2+}$  أكسدة أيونات اليودide  $\text{I}^-$ ? أُفسر إجابتي.

الحل:

نصف تفاعل الاختزال	$E^\circ (\text{V})$
$\text{K}^+ + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{K}$	-2.92
$\text{Co}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Co}$	-0.28
$\text{I}_2 + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{I}^-$	0.54
$\text{Ag}^+ + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ag}$	0.80

1- بالعودة إلى جدول جهود الاختزال المعيارية، اختيار أنصاف التفاعلات للمواد السابقة، وأرتبها وفق تزايد جهود الاختزال المعيارية، فيكون أسفل يمين الجدول، وهو Ag، أضعف عامل مختزل؛ أي أقلها ميلًا للتوكسد، ويكون أعلى يمين الجدول، وهو K، أقوى عامل مختزل؛ أي أكثرها ميلًا للتوكسد، ويكون ترتيب بقية العوامل المختزلة تصاعديًّا كالآتي:



2- أقارن جهود الاختزال المعيارية للكوبالت واليود، فلاحظ أنَّ جهد الاختزال المعياري لليود أعلى منه للكوبالت؛ أي أنَّ اليود أكثر ميلًا للاختزال من أيونات الكوبالت؛ لذلك لا تؤكسد أيونات الكوبالت  $\text{Co}^{2+}$  أيونات اليودide  $\text{I}^-$ .

## المثال 24

أدرس جهود الاختزال المعيارية في الجدول، ثمُّ أجب عن الأسئلة الآتية:

1- أحدد أقوى عامل مؤكسد.

2- أحدد أقوى عامل مختزل.

3- هل يستطيع النيكل Ni اختزال جزيئات الكلور  $\text{Cl}_2$ ? أُفسر إجابتي.

4- هل تستطيع أيونات الكروم  $\text{Cr}^{3+}$  أكسدة الرصاص  $\text{Pb}^{2+}$ ? أُفسر إجابتي.

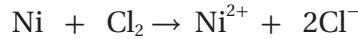
الحل:

1- أحدد أقوى عامل مؤكسد: تحدث للعامل المؤكسد عملية اختزال، وأقوى عامل مؤكسد هو المادة التي لها

أعلى جهد اختزال معياري، ويتحقق من الجدول أنه الكلور  $\text{Cl}_2$ ، وجهد اختزال المعياري  $E^\circ = 1.36 \text{ V}$

2- أحدد أقوى عامل مختزل: تحدث للعامل المختزل عملية تأكسد، وأقوى عامل مختزل هو المادة التي لها أقل جهد اختزال معياري، ويتحقق من الجدول أنه الكروم  $\text{Cr}$ ، وجهد اختزال المعياري  $E^\circ = -0.73 \text{ V}$

3- أقارن جهد اختزال النikel ( $-0.23 \text{ V}$ ) وجهد اختزال الكلور ( $1.36 \text{ V}$ )، فلاحظ أنَّ جهد اختزال النikel المعياري أقل من جهد اختزال الكلور المعياري؛ لذلك يتآكسد النikel ويختزل جزيئات الكلور. ويمكن كتابة معادلة التفاعل المتوقع وحساب جهد الخلية المعياري للتفاعل كالتالي:

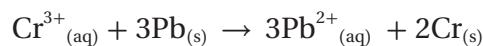


$$E^\circ_{\text{cell}} = E^\circ_{\text{cathode}(\text{Cl}_2)} - E^\circ_{\text{anode}(\text{Ni})}$$

$$E^\circ_{\text{cell}} = 1.36 - (-0.23) = 1.59 \text{ V}$$

بما أنَّ الجهد موجب فالتفاعل تلقائي.

4- أقارن جهد اختزال الرصاص ( $-0.13 \text{ V}$ ) وجهد اختزال الكروم ( $-0.73 \text{ V}$ )، فلاحظ أنَّ جهد اختزال الرصاص المعياري أعلى من جهد اختزال الكروم المعياري؛ لذلك لا تستطيع أيونات الكروم  $\text{Cr}^{3+}$  أكسدة الرصاص. ويمكن كتابة معادلة التفاعل المتوقع وحساب جهد الخلية المعياري للتفاعل كالتالي:



$$E^\circ_{\text{cell}} = -0.73 - (-0.13) = -0.60 \text{ V}$$

بما أنَّ الجهد سالب فالتفاعل غير تلقائي.

### أتحقق:

ادرس الجدول الآتي، الذي يتضمن جهود الاختزال المعيارية لبعض المواد، ثم أجب عن الأسئلة الآتية:

نصف تفاعل الاختزال	$E^\circ (\text{V})$
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$	1.33
$\text{Ag}^+ + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ag}$	0.80
$\text{Sn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Sn}$	-0.14
$\text{Au}^{3+} + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Au}$	1.5

**أفْكِر:** أرتِب الفلزات ذوات الرموز الإفتراضية  $X$  ،  $Y$  ،  $Z$  وفق قوتها كعامل مختزلة إذا علمت أنَّ: الفلز  $X$  يختزل أيونات  $Z^{2+}$  ولا يختزل أيونات  $Y^{2+}$ .

1- أحدد أقوى عامل مؤكسد وأقوى عامل مختزل.

2- أستنتج. أيُّ الفلزات تختزل أيونات  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$  ولا تختزل أيونات  $\text{Sn}^{2+}$ ؟

## التجربة 2

### مقارنة قوة بعض العوامل المختزلة

#### المواد والأدوات:

شريط مغنيسيوم، حبيبات نيكل، حبيبات رصاص، سمار حديد عدد 4، 100 mL من محليل كل من نترات المغنيسيوم  $Mg(NO_3)_2$ ، نترات النيكل  $Ni(NO_3)_2$ ، نترات الرصاص  $Pb(NO_3)_2$ ، نترات الحديد  $Fe(NO_3)_2$  كل منه بتركيز 0.1 M، أنابيب اختبار عدد (9)، مخبر مدرج عدد 4، ورق صنفه، قلم تخطيط، ورق لاصق.

#### إرشادات السلامة:

- أتبع إرشادات السلامة العامة في المختبر.
- أرتدي معطف المختبر والنظارات الواقية والقفازات.
- أتعامل مع المواد الكيميائية بحذر.

#### خطوات العمل:

- أجرب.** أقيس 12 cm من شريط المغنيسيوم، وأنظفه جيداً باستخدام ورق الصنفه، ثم أقسمه إلى 3 أجزاء متساوية، وأحضر 3 حبيبات نيكل و 3 حبيبات رصاص و 3 مسامير.
- أجرب.** أحضر 3 أنابيب اختبار نظيفة، وأضعها في حامل الأنابيب، وأرقمها من 1-3.
- أقيس.** استخدم المخبر المدرج، وأضع 10 mL من محلول نترات المغنيسيوم في كل أنبوب اختبار.
- الاحظ.** أضع في كل أنبوب قطعة واحدة من أحد الفلزات الأربع، وأستثنى الفلز الذي يوجد محلوله في الأنابيب الثلاثة، ثم أرج كل أنبوب بلطف وأراقب الأنابيب كلها. هل حدث تفاعل؟ أسجل ملاحظاتي في جدول البيانات.
- أجرب.** أكرر الخطوات 2، 3، 4 السابقة باستخدام محلول نترات النيكل، ثم محلول نترات الرصاص، ثم محلول نترات الحديد II، وأسجل ملاحظاتي في جدول البيانات.
- أنظم البيانات.** أسجل البيانات في الجدول الآتي:

العنصر	التفاعل مع محلول							
العنصر	الدليل	حدوث تفاعل	الدليل	حدوث تفاعل	الدليل	حدوث تفاعل	الدليل	الملحوظات
Mg								

#### التحليل والاستنتاج:

- أكتب معادلة كيميائية موزونة تمثل التفاعل الحادث في كل أنبوب.
- أربط** الفلزات حسب قوتها كعوامل مختزلة.
- أفسر** ترتيب النيكل عند تفاعل المغنيسيوم مع نترات النيكل  $Ni(NO_3)_2$ .
- أفسر.** لا يتفاعل الرصاص مع محلول نترات الحديد II  $Fe(NO_3)_2$ .

## تطبيقات عملية للخلية الجلفانية

### Applications of the Galvanic Cell

#### البطاريات

تُعدّ البطاريات من التطبيقات العملية المهمة للخلايا الجلفانية؛ إذ تحدث فيها تفاعلات تأكسد واحتزال تلقائية تتحول فيها الطاقة الكيميائية إلى طاقة كهربائية، وتحتفل البطاريات في ما بينها في مكوناتها، ومن ثم تختلف تفاعلات التأكسد والاحتزال التي تولّد الطاقة الكهربائية فيها.

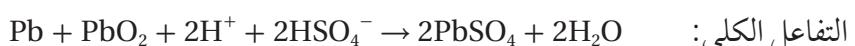
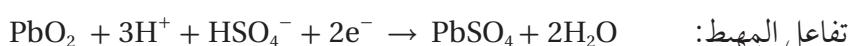


الشكل (8): أنواع مختلفة من البطاريات.

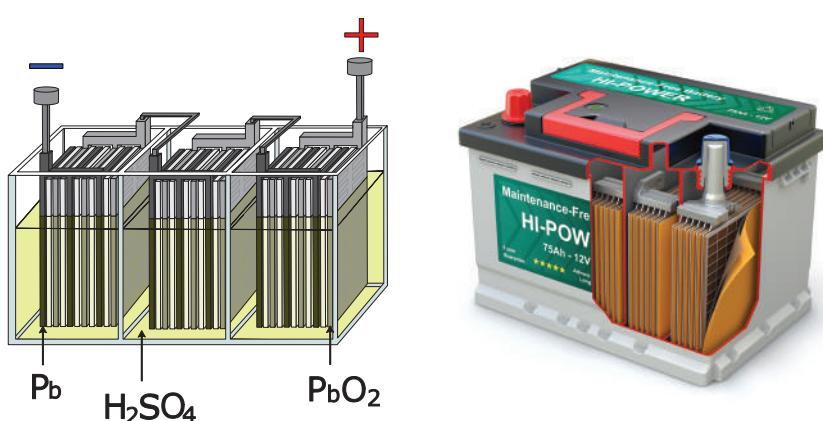
هناك أنواع مختلفة من البطاريات، منها البطاريات الأولية التي تُستخدم مرّة واحدة ولا يمكن إعادة شحنها، مثل: البطاريات الجافة، والبطاريات الجافة القلوية. ومن أنواعها أيضًا البطاريات الثانوية، وهي قابلة لإعادة الشحن، مثل: بطاريات التخزين، كالمركم الرصاصي (بطارية الرصاص الحمضية)، وبطارية أيون الليثيوم، أنظر الشكل (8).

#### بطارية الرصاص للتخزين

تُعدّ بطارية الرصاص الحمضية مثالاً على البطاريات الثانوية؛ أي يمكن إعادة شحنها، وتتكوّن من سُلسلة خلايا جلفانية تتكون كلّ منها من لوحة من الرصاص تمثل فيها المصعد، وألوح من الرصاص المغلف بأكسيد الرصاص  $PbO_2$  تمثل المهبّط. ترتب هذه الأقطاب (الخلايا) بوعاء بلاستيكي مقويّ بطريقة متبدلة تفصل بينها صفائح عازلة، وتغمر في محلول حمض الكبريتيك الذي كثافته  $1.28\text{g/cm}^3$ ، وتوصّل بعضها على التوالي، كما يوضح الشكل (9)، أمّا أنصاف التفاعلات التي تحدث فيها فهي:



جهد الخلية الواحدة يساوي  $2\text{V}$  تقريباً، أي أنّ البطارية تعطي فرق جهد يساوي  $12\text{V}$ .



الشكل (9): بطارية الرصاص الحمضية.

يُلاحظ من المعادلات الكيميائية أنَّ حمض الكبريتيك يُستهلك نتيجة استخدام البطارئ؛ مما يؤدي إلى نقصان كثافتها؛ لذلك يمكن مراقبة كفاءة البطارئ من خلال قياس كثافة حمضها.

عند شحن البطارئ بواسطة تيار كهربائي يجري عكس تفاعل التأكسد والاختزال، ومن ثَمَ التفاعل الكُلِّي في البطارئ، وفي السيارات تجري عملية الشحن بشكل تلقائي ومستمرًّا بواسطة مولد التيار (الدينامو) المُصلَّب بمحرك السيارة. ويتراوح عمر البطارئ من 3–5 سنوات تقريبًا؛ إذ إنها تفقد صلاحيتها نتيجة فقدان جزء من مكوِّناتها، مثل  $\text{PbSO}_{4(s)}$  الذي يتكون نتاجة عملية التأكسد والاختزال اللتين تحدثان فيها، ونتيجة الحركة المستمرة للمركبات على الطرق، التي تؤدي إلى تساقطه عن ألواح الرصاص، ومن ثَمَ عدم دخوله في التفاعل العكسي، الذي يؤدي إلى إعادة شحن البطارئ.

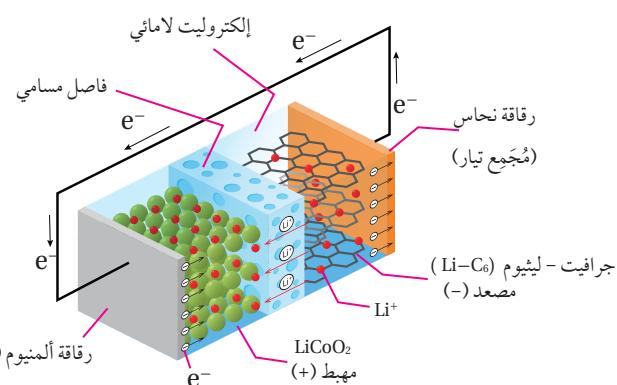
### بطارئ أيون الليثيوم – Lithium – Ion Battery

تُعدُّ بطارئ أيون الليثيوم من أكثر أنواع البطارئ استخدامًا في الوقت الحاضر، وقد استُخدمت للمرة الأولى عام 1991، أمّا اليوم فإنها تُعدُّ مصدر الطاقة الرئيس للعديد من وسائل التكنولوجيا وأدواتها في المجالات المختلفة؛ حيث تُستخدم في السيارات الكهربائية والحواسيب والهواتف المحمولة والعديد من الأجهزة الكهربائية الاستهلاكية الأخرى، أنظرُ الشكل (10)؛ مِمَّ تتكوَّنُ بطارئ أيون الليثيوم؟ وما التفاعلات الكيميائية التي تحدث فيها؟ وما ميزاتها؟ تتكونُ بطارئ أيون الليثيوم من عدَّة خلايا مُنَسَّبة بعضها، تتكونُ كل منها من ثلاثة مكوِّنات رئيسة، هي:

- المصعد (القطب السالب): يتكون عادةً من الجرافيت، الذي يتميَّز بقدرته على تخزين (استيعاب) ذرَّات الليثيوم وأيوناته دونَ التأثير فيها.
- المهبِّط (القطب الموجب): يتكون من بلورات لأكسيد عنصر انتقالى، مثل أكسيد الكوبالت IV ( $\text{CoO}_2$ ) الذي يمكنه أيضًا تخزين (استيعاب) أيونات الليثيوم، مثل الجرافيت، أنظرُ الشكل (11).



الشكل (10): بطارئ أيون الليثيوم.



الشكل (11): مكوِّنات بطارئ أيون الليثيوم.

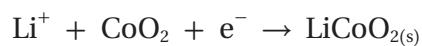
## خلايا الوقود

هي خلايا جلفنانية تنتج الطاقة الكهربائية من تفاعل غازي الأكسجين والهيدروجين وفق المعادلة الآتية:  $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$

وتميز عن البطاريات بأنها لا تنضب ولا تحتاج إلى شحن، وقد استخدمت هذه الخلايا في تزويد المركبات الفضائية بالطاقة، وستستخدمها المستشفيات في توليد الطاقة حال انقطاع التيار الكهربائي، وتستخدم في عدة دول في تشغيل بعض الحافلات والسيارات.



- محلول إلكتروليتي: يتكون من محلول لامائي لأحد أملاح الليثيوم ومذيب عضوي يذوب فيه الملح، وعادةً يستخدم  $\text{LiPF}_6$  مذاباً في كربونات الإيثيلين  $\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CO}_3$ ، وتولّد خلايا أيون الليثيوم الكهرباء من خلال تفاعل التأكسد والاختزال الآتي:



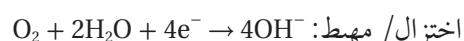
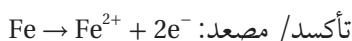
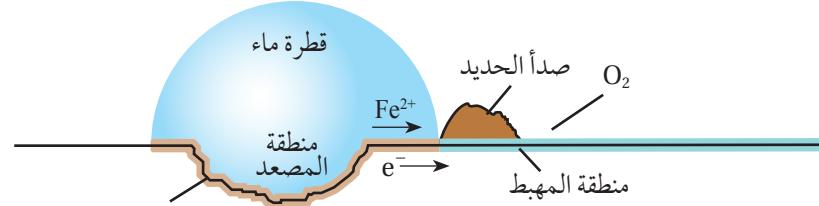
حيث تتأكسد ذرات الليثيوم عند المصعد متحوّلة إلى أيونات  $\text{Li}^+$ ، تنتقل عبر محلول إلكتروليتي باتجاه الميهبط، بينما تتحرّك الإلكترونات عبر الدارة الخارجية من المصعد إلى الميهبط؛ حيث تخترق أيونات الكوبالت من  $\text{Co}^{4+}$  في أكسيد الكوبالت  $\text{CoO}_2$  إلى  $\text{Co}^{3+}$  في  $\text{LiCoO}_2$ ، وهي عملية ينعكس مسارها خلال شحن البطارية، فيتآكسد  $\text{LiCoO}_2$  وتحرّك أيونات الليثيوم  $\text{Li}^+$  عبر محلول إلكتروليتي باتجاه نصف خلية الجرافيت؛ حيث تخترق.

تستمد بطارية أيون الليثيوم ميزاتها من أنَّ الليثيوم أقلَّ جهد اختزال معياري؛ أي أنه أقوى عامل مختزل، وكذلك فإنه أخفُّ عنصر فلزِي؛ حيث إنَّ  $6.941 \text{ g}$  منه (كتلته المولية) كافية لإنتاج 1 مول من الإلكترونات؛ أي أنَّ البطارية خفيفة الوزن، وكثافة طاقتها عالية، ويمكن إعادة شحنها مئات المرات.

## تآكل الفلزات

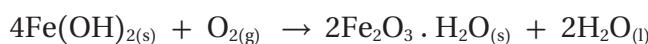
**يعَرَفُ تآكلُ الفلزات** **Corrosion of Metals** بأنه تفاعلها مع الهواء الجوي والمواد في البيئة المحيطة، ففقد العديد من خصائصها وتحول إلى مواد جديدة أكثر ثباتاً كيميائياً، كأكسيد الفلزات وهيدروكسيداتها وكربوناتها. ولهذه العملية أضرار اقتصادية كبيرة؛ فمثلاً يتآكل الحديد بفعل الهواء الجوي الرطب ويترسخ صدأ الحديد الصلب الهش، الذي يحتاج تعويض خسائره إلى خمس كمية الحديد المستخرج سنوياً.

يُصنَّع من الحديد الهياكل الرئيسية للجسور والمباني والسيارات؛ لذلك فإنَّ منع تآكله يُعدُّ أمراً بالغ الأهمية، ولتحقيق ذلك لا بدَّ أولاً من معرفة آلية تآكل الحديد؛ فالحديد يتآكل بفعل تفاعل كهروكيميائي يحدث بوجود الأكسجين والماء معًا؛ إذ يتآكسد الحديد عند تكشُّف سطحه بفعل شقٍ أو كشطٍ أو كسرٍ إلى أيونات الحديد  $\text{Fe}^{2+}$ ، فيصبح هذا الجزء مصدعاً الخلية، وتتحرّك الإلكترونات الناتجة عن تآكسده من منطقة الحديد المُعطَّاه بقطرة الماء إلى حافتها حيث يوجد



الشكل (12): خلية تآكل الحديد الخلفانية.

الهواء والقليل من الماء، وهناك يختزل أكسجين الهواء مكوناً أيونات الهيدروكسيد  $\text{OH}^-$ ، وتمثل هذه المنطقة مهبط الخلية، كما يوضح الشكل (12). تتحرّك أيونات الحديد  $\text{Fe}^{2+}$  من مركز قطرة الماء باتجاه حافتها، وتتحرّك أيونات الهيدروكسيد  $\text{OH}^-$  بالاتجاه المعاكس، وتفاعلان عند التقائهما ويتوجّه هيدروكسيد الحديد  $\text{Fe(OH)}_2$  II، الذي سرعان ما يتآكسد مكوناً الصدأ، حسب المعادلة الكيميائية الآتية:



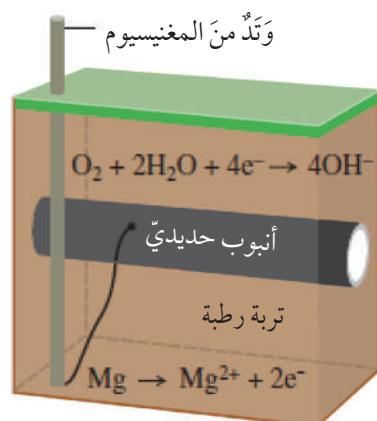
وصدأ الحديد مادة صلبة هشة بنية اللون تتكون على الأشياء الحديدية وتتشقّر بسهولة معرّضة سطح الحديد أسفل منها لمزيد من التآكل. وستعمل طائق عدّة لحماية الحديد من التآكل، منها طريقة **الحماية المنهجية Cathodic Protection** في الأرض (الغاز أو النفط) وأجسام السفن، وتعتمد هذه الطريقة على تشكيل خلية جلفانية يكون فيها الحديد المنهج، وأحد الفلزات النشطة (مغنيسيوم، خارصين) اللبضع، أمّا التربة الرطبة أو مياه البحر فتمثل محلول الإلكتروليتي.

فمثلاً، إذا وصلت الأنابيب الحديدية بأوتاد من المغنيسيوم، أنظر الشكل (13)، فسألاحظ تآكسد المغنيسيوم (المصد) وانتقال الإلكترونات عبر السلك المعزول إلى الأنوب الفولاذي (المهبط)، فتختزل جزيئات الأكسجين، وبذلك يتآكسد المغنيسيوم ويحمي الحديد من التآكل. أمّا في السفن، فتوصل أقطاب من المغنيسيوم بهيكل السفينة لتجري حمايتها بالطريقة السابقة نفسها، وستبدُل أقطاب المغنيسيوم المتآكلة بأقطاب أخرى بشكل دوري.

**أتحقق:** ✓

1- أكتب معادلة التفاعل الكلي الذي يحدث في بطارية الرصاص الحمضية خلال شحنها.

2- أفسّر: يُعد تآكل الحديد خلية جلفانية.



الشكل (13): الحماية المنهجية للحديد.

**أفسّر:** أفسّر استخدام المغنيسيوم أو الخارصين في الحماية المنهجية للحديد.

**أفسّر:**

استخدام المغنيسيوم

أو الخارصين

في الحماية

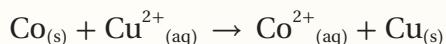
ال منهجية للحديد.

# مراجعة الدرس

1- الفكرة الرئيسية: كيف تنتج الخلية الجل伐نیة الطاقة الكهربائية؟

2- أوضح المقصود بكل من: • القنطرة الملحيّة. • جهد الاختزال المعياري.

3- خلية جل伐نیة يحدث فيها التفاعل الآتي:



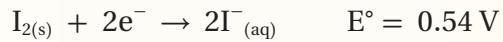
أ. أحدد فيها المصعد والمهبط.

ب. أكتب نصفي تفاعل التأكسد والاختزال.

ج. أحسب جهد الخلية المعياري، وأكتب عبيراً رمزاً للخلية الجل伐نیة.

د. ما التغيير الذي يحدث لكتلة كلا القطبين.

4- نصفا التفاعل الآتيان يشكّلان خلية جل伐نیة في الظروف المعيارية:



أجيب عن الأسئلة الآتية المتعلقة بهما:

أ. أكتب معادلة التفاعل الكلّي في الخلية.

ب. أحسب جهد الخلية المعياري.

ج. ما التغيير الذي يحدث لتركيز أيونات كل من  $\text{I}^-$  و  $\text{Fe}^{2+}$ ؟

5- أدرس الجدول الآتي، الذي يوضح جهد الخلية المعياري

لعدد من الخلايا الجل伐نیة المكوّنة من الفلزات ذوات الرموز الافتراضية (A,B,C,D,E)، وجميعها تكون أيونات ثنائية موجبة،

ثم أجيب عن الأسئلة الآتية:

أ. أحدد الفلز الذي له أعلى جهد اختزال معياري: D أم C.

ب. أحدد أقوى عامل مؤكسد.

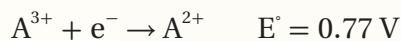
ج. أتنبأ. هل يمكن تحريك محلول نترات E بملعقة من A؟ أفسر إجابتي.

د. أحدد اتجاه حركة الإلكترونات عبر الأسلاك في الخلية الجل伐نیة المكوّنة من نصف خلية  $\text{E}^{2+}|\text{E}$  ونصف

خلية  $\text{D}^{2+}|\text{D}$ .

هـ . أحسب جهد الخلية المعياري للخلية الجل伐نیة المكوّنة من نصف خلية  $\text{C}^{2+}|\text{C}$  ونصف خلية  $\text{B}^{2+}|\text{B}$ .

6- فلزان أُعطي الرموز الافتراضية A و B، قيست جهود الاختزال المعيارية لنصفي تفاعل الاختزال المعياريين المكونين لخلية جلفانية كالآتي:



أ . أكتب معادلة كيميائية لتفاعل الكلي في الخلية الجلفانية.

ب. أحسب  $E^\circ$  لتفاعل الكلي.

ج. أحدد العامل المؤكسد والعامل المخترل في التفاعل.

7- أدرس الجدول المجاور الذي يمثل جهود الاختزال المعيارية لبعض المواد، ثم أجيب عن الأسئلة الآتية:

أ . أحدد أقوى عامل مؤكسد وأقوى عامل مخترل.

ب. أستنتج هل يمكن حفظ bromine في وعاء من الفضة؟ أفسر إجابتي.

ج. أقارن ما الفلزان اللذان يكونان خلية جلفانية لها أكبر جهد خلية معياري؟.

د . أستنتاج المادة التي تستطيع أكسدة Cd ولا تؤكسد.

هـ . أحدد القطب الذي تزداد كتلته في الخلية الجلفانية (Cd-Pb).

و . أحدد الفلز الذي لا يحرر غاز الهيدروجين من محلول حمض HCl المُخفَّف.

ز . في الخلية الجلفانية التي أعطيت الرمز الآتي:



إذا علمت أن جهد الخلية المعياري  $E^\circ_{cell} = 1.8 \text{ V}$ ، فأجيب عن الأسئلة الآتية:

أ . أحدد اتجاه حركة الإلكترونات عبر الأسلاك في الخلية.

ب. أحسب جهد الاختزال المعياري لقطب السكانديوم Sc.

ج. أكتب معادلة التفاعل الكلي في الخلية.

## التحليل الكهربائي Electrolysis

تنتج الخلايا الجلفانية تياراً كهربائياً بسبب حدوث تفاعل تأكسد واختزال تلقائي فيها، ويُستفاد منها كمصدر للطاقة في تشغيل العديد من الأجهزة الكهربائية، بينما هناك تفاعلات تأكسد واختزال لا تحدث بشكل تلقائي، ويطلب حدوثها تزويدتها بطاقة كهربائية من مصدر خارجي، عندها تسمى الخلية المستخدمة **خلية تحليل كهربائي** Electrolysis Cell، وَتُسمى عملية إمداد تيار كهربائي في مصهور أو محلول مادةً كهربائية؛ مما يؤدي إلى حدوث تفاعل تأكسد واختزال، **عملية التحليل الكهربائي** Electrolysis، ويكون جهد هذه الخلية سالباً. ولعملية التحليل الكهربائي أهمية كبيرة؛ فمن خلالها تُشحن البطاريات، وَتُستعمل في استخلاص العديد من الفلزات النشطة من مصاهيرها، كالصوديوم والألمونيوم، وَتُستخدم في تقييد الفلزات والطلاء الكهربائي لبعضها، سواء لحمايتها من التآكل أو لإكتسابها مظهراً جميلاً، كما في الشكل (14). فمِمَّ تتكوّن خلية التحليل الكهربائي؟ وما آلية عملها؟ وهل تختلف نواتج التحليل الكهربائي لمصهور المادة عن محلولها؟ هذا ما سيجري تعرّفه في هذا الدرس.

### التحليل الكهربائي لمصهور مادةً كهربائية

#### Electrolysis of Molten Eelectrolyte

تتكون خلية التحليل الكهربائي من وعاء يحتوي على مصهور مادةً أيونية، وأقطاب خاملة من الجرافيت أو البلاتين، وبطارية وأسلاك توصيل؛ حيث يُوصل أحد الأقطاب بقطب البطارئ السالب، وَتُسمى الميهبط، بينما

الشكل (14): مظهر جميل لكؤوس وأواني ناتج عن طلائهما كهربائياً.



### الفكرة الرئيسية:

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

### نتائج التعليم:

- أُحدِّد مكوّنات خلية التحليل الكهربائي ومبأأ عملها.
- أتبأأ بنواتج التحليل الكهربائي لمصاهير المركبات الأيونية ومحاليلها.
- أُجري تجارب للتحليل الكهربائي لمحاليل بعض المركبات الأيونية.
- أتوصل إلى تطبيقات خلايا التحليل الكهربائي في الصناعة.

### المفاهيم والمصطلحات:

خلايا التحليل الكهربائي

Electrolysis Cells

التحليل الكهربائي

Electrolysis



يَتَّصلُ القطبُ الآخر بقطبها الموجب، وَيُسَمِّي المِصْدَع، كَمَا فِي الشَّكْل (15). يَحْتَوِي مَصْهُورُ الْمَادَةِ الْأَيُونِيَّةِ عَلَى أَيُونَاتٍ مُوجَّةٍ وَسَالِبَةٍ، وَعِنْدِ إِمْرَارِ تِيَارٍ كَهْرَبَائِيٍّ فِيهِ تَحْرُّكُ الأَيُونَاتُ بِاتِّجَاهِ الْأَقْطَابِ الْمُخَالِفَةِ لِهَا فِي الشَّحْنَةِ؛ حِيثُ تَحْرُّكُ الأَيُونَاتُ الْمُوجَّةُ بِاتِّجَاهِ الْقَطْبِ السَّالِبِ (الْمِهْبِطِ) وَتُخْتَرَّلُ، أَمَّا الأَيُونَاتُ السَّالِبَةُ فَتَتَحْرُّكُ بِاتِّجَاهِ الْقَطْبِ الْمُوجَّهِ (الْمِصْدَعِ) وَتَتَأْكِسُ، وَمِنْ ثُمَّ فَإِنَّ التَّفَاعُلَ الَّذِي يَحْدُثُ فِي الْخَلِّيَّةِ غَيْرُ تَلْقَائِيٍّ؛ لِذَلِكَ يُجَبُ أَنْ يَكُونَ جَهْدُ الْبَطَارِيَّةِ الْمُسْتَخْدَمَةِ لِإِحْدَاثِهِ أَكْبَرَ مِنْ جَهْدِ الْخَلِّيَّةِ.

### التَّحْلِيلُ الْكَهْرَبَائِيُّ لِمَصْهُورِ NaCl

يَحْتَوِي مَصْهُورُ NaCl عَلَى أَيُونَاتِ  $\text{Na}^+$  وَ $\text{Cl}^-$ ، وَيَبْيَّنُ الشَّكْل (16) خَلِّيَّةَ التَّحْلِيلِ الْكَهْرَبَائِيِّ لِمَصْهُورِ NaCl؛ حِيثُ يُلَاحِظُ أَنَّهُ عِنْدِ إِغْلَاقِ الدَّارَةِ الْكَهْرَبَائِيَّةِ وَمَرْورِ تِيَارِ كَهْرَبَائِيٍّ عَبَرَ الْأَسْلَاكِ تَحْرُّكُ أَيُونَاتُ الصُّودِيُومِ  $\text{Na}^+$  بِاتِّجَاهِ الْمِهْبِطِ، وَتَحْدُثُ لَهَا عَمَلِيَّةٌ اخْتِرَالٌ، وَتَتَكَوَّنُ ذَرَّاتُ الصُّودِيُومِ، كَمَا فِي الْمُعَادِلَةِ الْآتِيَّةِ:



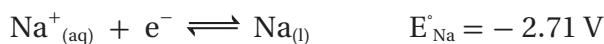
أَمَّا أَيُونَاتُ الْكُلُورِيدِ  $\text{Cl}^-$  فَتَتَحْرُّكُ بِاتِّجَاهِ الْمِصْدَعِ؛ حِيثُ تَتَأْكِسُ مَكْوَنَةً غَازَ الْكُلُورِ، كَمَا فِي الْمُعَادِلَةِ الْآتِيَّةِ:



وَلِإِيجادِ التَّفَاعُلِ الْكُلُورِيِّ فِي الْخَلِّيَّةِ يُجْمَعُ نصفُ تَفَاعُلِ التَّأْكِسُ وَنصفُ تَفَاعُلِ الاختزال بَعْدِ مَسَاوَةِ عَدْدِ الْإِلْكْتَرُونَاتِ الْمُفَقُودَةِ وَالْمُكَبَّسَةِ.



وَيُمْكِنُ حَسَابُ جَهْدِ الْخَلِّيَّةِ الْمُعيَارِيِّ بِالرُّجُوعِ إِلَى الجَدْوَلِ (2)، وَمَعْرِفَةِ قِيمِ جَهُودِ الاختزالِ الْمُعيَارِيِّ، كَالآتِيِّ:

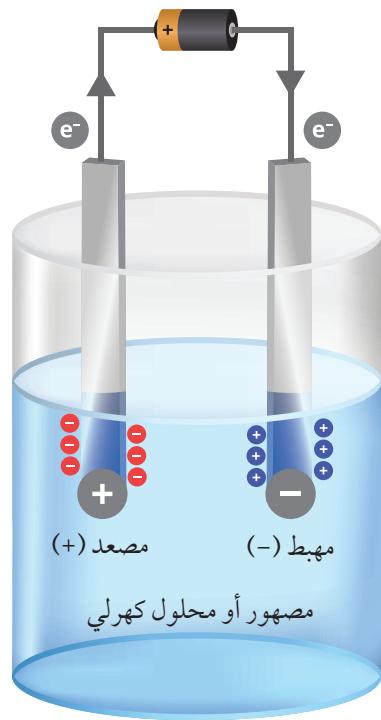


ثُمَّ أَحْسَبُ جَهْدَ الْخَلِّيَّةِ الْمُعيَارِيِّ:

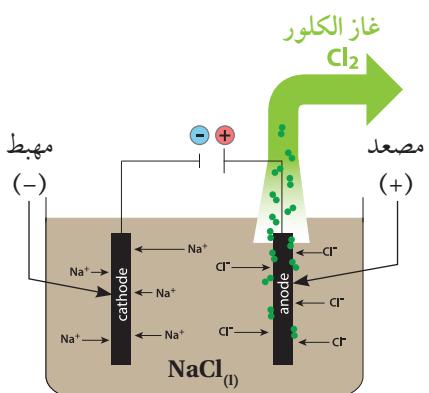
$$E^\circ_{\text{cell}} = E^\circ_{\text{Na(cathode)}} - E^\circ_{\text{Cl}_2(\text{anode})}$$

$$E^\circ_{\text{cell}} = -2.71 - 1.36 = -4.07 \text{ V}$$

يُلَاحِظُ أَنَّ جَهْدَ الْخَلِّيَّةِ الْمُعيَارِيِّ لِلتَّفَاعُلِ سَالِبٌ؛ مَا يَعْنِي أَنَّ التَّفَاعُلَ غَيْرَ تَلْقَائِيٍّ، وَأَنَّهُ يَحْدُثُ بِسَبِيلِ تَزْوِيدِ الْخَلِّيَّةِ بِفَرْقِ جَهْدِ كَهْرَبَائِيٍّ مِنْ الْبَطَارِيَّةِ يَزِيدُ عَلَى جَهْدِ الْخَلِّيَّةِ الْمُعيَارِيِّ؛ أَيْ أَكْبَرُ مِنْ (4.07 V). وَتُسْتَخَدَمُ عَمَلِيَّةُ تَحْلِيلِ مَصْهُورِ NaCl كَهْرَبَائِيًّا لِاستِخْلَاصِ الصُّودِيُومِ صَنَاعِيًّا، كَمَا تُسْتَخَلَصُ مُعْظُمُ الْفِلَزَاتِ النَّشِطةِ، كَالْلِيُشِيُومِ وَالْبُوتَاسِيُومِ غَالِبًا، مِنْ مَصَاهِيرِ كُلُورِيدَتَاهَا بِتَحْلِيلِهَا كَهْرَبَائِيًّا.



الشكل (15): مكونات خلية التحليل الكهربائي.



الشكل (16): التحليل الكهربائي لمصهور NaCl.

تحقق:

- أجب عن الأسئلة الآتية المتعلقة بالتحليل الكهربائي لمصهور  $\text{CaBr}_2$ .
- 1- أكتب نصف تفاعل التأكسد ونصف تفاعل الاختزال في خلية التحليل الكهربائي.
  - 2- أستنتاج نواتج التحليل الكهربائي للمصهور.
  - 3- أتوقع جهد البطارّية اللازم لإحداث تفاعل التحليل الكهربائي للمصهور.

## التحليل الكهربائي لمحلول مادة كهربائية

### Electrolysis of an Electrolyte Solution

يحتوي المحلول المائي للمادة الأيونية على الأيونات الموجبة والسلبية الناتجة عن تفككها وعلى جزيئات الماء؛ لذلك عند تحليل محلول مائي لمركب أيوني كهربائياً يؤخذ بالحساب حدوث تأكسد للأيونات السلبية في المحلول أو لجزيئات الماء، وكذلك يمكن أن يحدث اختزال للأيونات الموجبة أو لجزيئات الماء في المحلول؛ لذلك قد تختلف نواتج عملية التحليل الكهربائي لمصهور مركب أيوني عنها لمحلوله، فكيف يتباين نواتج التحليل الكهربائي لمحاليل المركبات الأيونية؟

#### التحليل الكهربائي لمحلول يوديد البوتاسيوم KI

يت分解 يوديد البوتاسيوم في الماء، حسب المعادلة:

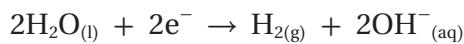


وعند تحليل محلول KI كهربائياً يتحمّل اختزال أيونات  $\text{K}^+$  أو جزيئات الماء عند المبهط.

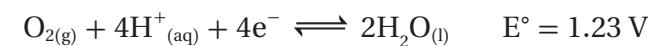
وبالرجوع إلى جهود الاختزال المعيارية لكل من البوتاسيوم والماء:



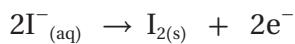
يلاحظ أنَّ جهد اختزال الماء أعلى من جهد اختزال البوتاسيوم؛ أي أنَّ الماء أسهل اختزالاً من أيونات البوتاسيوم  $\text{K}^+$ ؛ لذلك يُختزل الماء، حسب المعادلة:



أمّا عند المصعد فيتحمّل تأكسد أيونات اليودide  $\text{I}^-$  أو جزيئات الماء. وبالرجوع إلى الجدول (2) وكتابة أنصاف تفاعلات الاختزال المطلوبة وجهود الاختزال المعيارية لكل منها:

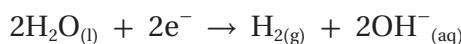


الأحظ أن التفاعل العكسي في المعادلة الأولى يمثل تأكسد الماء، ويمثل في المعادلة الثانية تأكسد أيون اليودide  $\text{I}^-$ ، وبمعرفة أنَّ جهد التأكسد المعياري  $= (E^\circ_{\text{reduction}} - E^\circ)$  لنصف التفاعل، ومقارنة جهود التأكسد لكل منها أجده أنَّ جهد تأكسد الماء يساوي (-1.23 V)، أما جهد تأكسد اليود فيساوي (0.54 V) أي أنَّ جهد تأكسد اليود أعلى من جهد تأكسد الماء؛ وبالتالي فإنه أسهل تأكسداً من الماء؛ لذا تأكسد أيونات اليودide  $\text{I}^-$  ويتجزأ اليود  $\text{I}_2$  عند المصعد.

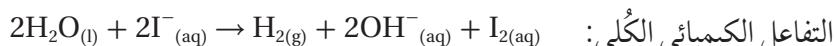


نصف تفاعل التأكسد:

أما التفاعل الكلي، فهو مجموع نصفي تفاعل التأكسد والاختزال:



نصف تفاعل الاختزال:



التفاعل الكيميائي الكلي:

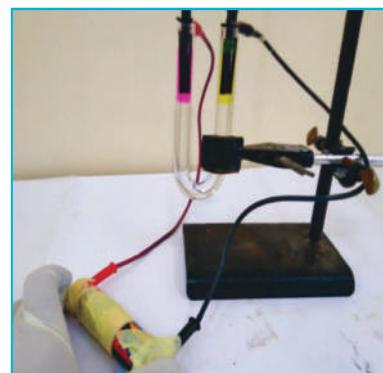
ويتحقق ذلك مع النتائج العملية لتحليل محلول KI كهربائياً؛ إذ يلاحظ تكون اليود عند المصعد وتصاعد غاز الهيدروجين عند الميهبط وتكون محلول هيدروكسيد البوتاسيوم KOH، انظر الشكل (17).

ويمكن حساب جهد الخلية المعياري كالتالي:

$$E^\circ_{cell} = E^\circ_{H_2O(cathode)} - E^\circ_{I_2(anode)}$$

$$E^\circ_{cell} = -0.83 - 0.54 = -1.37 \text{ V}$$

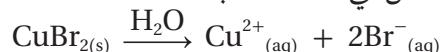
أما جهد البطارئ اللازム لإحداث التفاعل، فيزيد على (1.37 V).



الشكل (17): التحليل الكهربائي لمحلول KI.

### التحليل الكهربائي لمحلول بروميد النحاس $\text{CuBr}_2$

يتفكّك بروميد النحاس في الماء، حسب المعادلة:

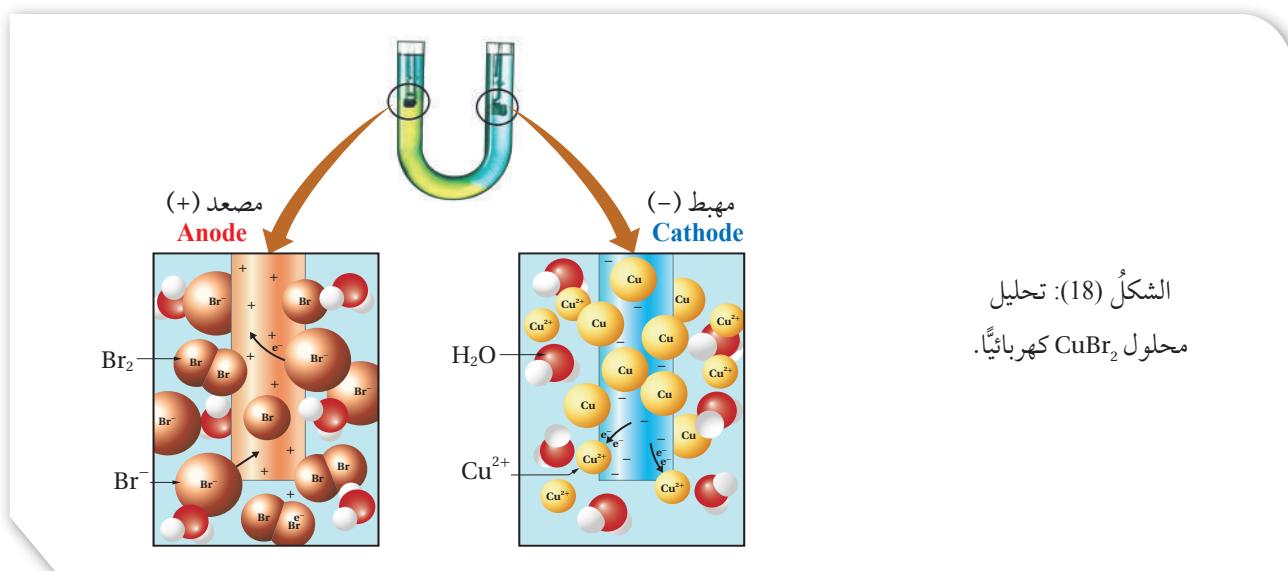


وعند تحليل محلول  $\text{CuBr}_2$  كهربائياً يتحمّل اختزال أيونات  $\text{Cu}^{2+}$  أو جزيئات الماء عند الميهبط.

وبالرجوع إلى جهود الاختزال المعيارية لـ كل من النحاس والماء:

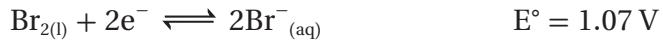
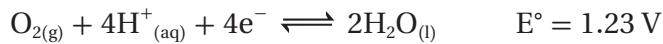


يُلاحظ أنَّ جهدَ اختزال النحاس أعلى منه للماء؛ لذلك تكونُ أيونات النحاس أسهلَ اختزالاً عند الميهبط؛ حيث يُلاحظ تكونُ النحاس، انظر الشكل (18).



الشكل (18): تحليل محلول  $\text{CuBr}_2$  كهربائياً.

أما عند المصعد فيتحتمل تأكسد أيونات البروميد  $\text{Br}^-$  أو جزيئات الماء. وبالرجوع إلى جدول (2) وكتابة أنصاف تفاعلات الاختزال المطلوبة وجهود الاختزال المعيارية لكل منها:



الاحظ أن التفاعل العكسي في المعادلة الأولى يمثل تأكسد الماء، ويمثل في الثانية تأكسد أيون البروميد  $\text{Br}^-$ ، 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)، الاحظ أنَّ جهد تأكسد البروم أعلى منه للماء، ومن ثمَّ فإنَّ أيونات البروميد  $\text{Br}^-$  أسهل تأكسداً، حيث يلاحظ تكون البروم عند المصعد حسب المعادلة:  $2\text{Br}^-_{(\text{aq})} \rightarrow \text{Br}_{2(\text{l})} + 2\text{e}^-$

نصف تفاعل التأكسد: أما التفاعل الكلي، فهو مجموع نصفي تفاعل التأكسد والاختزال:



أما التفاعل الكيميائي الكلي فهو:  $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} + 2\text{Br}^-_{(\text{aq})} \rightarrow \text{Cu}_{(\text{s})} + \text{Br}_{2(\text{l})}$  ويتفق ذلك مع النواتج العملية لتحليل محلول  $\text{CuBr}_2$  كهربائياً، إذ يلاحظ تكون البروم عند المصعد وتكون النحاس عند المهبط.

ويمكن حساب جهد الخلية المعياري لتفاعل الكلي كالتالي:

$$E^\circ_{\text{cell}} = E^\circ_{\text{Cu(cathode)}} - E^\circ_{\text{Br}_2(\text{anode})}$$

$$E^\circ_{\text{cell}} = 0.34 - 1.07 = -0.73 \text{ V}$$

أي أنَّ جهد البطاريه اللازم لإحداث التفاعل يزيد على (0.73 V).

### التحليل الكهربائي لمحلول كبريتات الصوديوم $\text{Na}_2\text{SO}_4$

تنفكُّ كبريتات الصوديوم في الماء، حسب المعادلة:

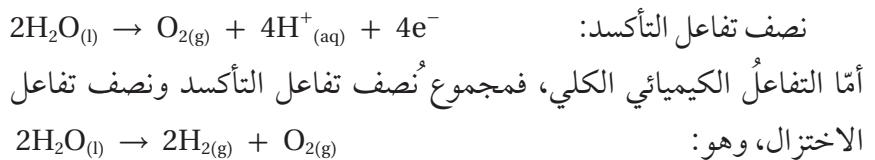


وعند تحليل محلوله كهربائياً يتحتمل اختزال أيونات الصوديوم  $\text{Na}^+$  أو جزيئات الماء عند المهبط.

بالرجوع إلى جهود الاختزال المعيارية لكل منها:



يلاحظ أنَّ جهد اختزال الماء أعلى منه لأيونات الصوديوم؛ لذلك يكون أسهل اختزالاً عند المهبط؛ حيث يتكون غاز الهيدروجين وأيونات الهيدروكسيد  $\text{OH}^-$ . أما عند المصعد، فيتحتمل تأكسد أيونات الكبريتات  $\text{SO}_4^{2-}$  أو جزيئات الماء، وقد لوحظ عملياً تصاعد غاز الأكسجين عند المصعد؛ ما يدلُّ على تأكسد جزيئات الماء، حسب المعادلة:



أي أنَّ ما حدث عند تحليل محلول كبريتات الصوديوم كهربائياً هو تحليل الماء كهربائياً؛ حيث تأكسدت جزيئات الماء واختزلت مكونةً غازياً الأكسجين والهيدروجين. يُلاحظ من دراسة الأمثلة السابقة لتحليل محلول المركبات الأيونية كهربائياً أنَّ الأيونات الموجبة وجزيئات الماء يُحتمل أن تختزل عند الميهبط، وأنَّ الأيونات السالبة وجزيئات الماء يُحتمل أن تتأكسد عند المصعد، وأنَّ التفاعل الذي يحدث يعتمد بشكل عام على جهود الاختزال المعيارية لكلٍّ منها، كما أنَّ سلوك أيون معين هو نفسه خلال عملية التحليل الكهربائي بغضِّ النظر عن مصدره، وأنَّ هناك بعض الأيونات متعددة الذرات، مثل  $(\text{NO}_3^-)$ ,  $(\text{SO}_4^{2-})$ , لا تتأثر عند تحليل محلوليها كهربائياً.

**أتحقق:** ✓

أكتب تفاعلي المصعد والميهبط اللذين يحدثان عند تحليل محلول  $\text{NiBr}_2$  كهربائياً باستخدام أقطاب من الجرافيت.

### التطبيقات العملية للتحليل الكهربائي Application of Electrolysis

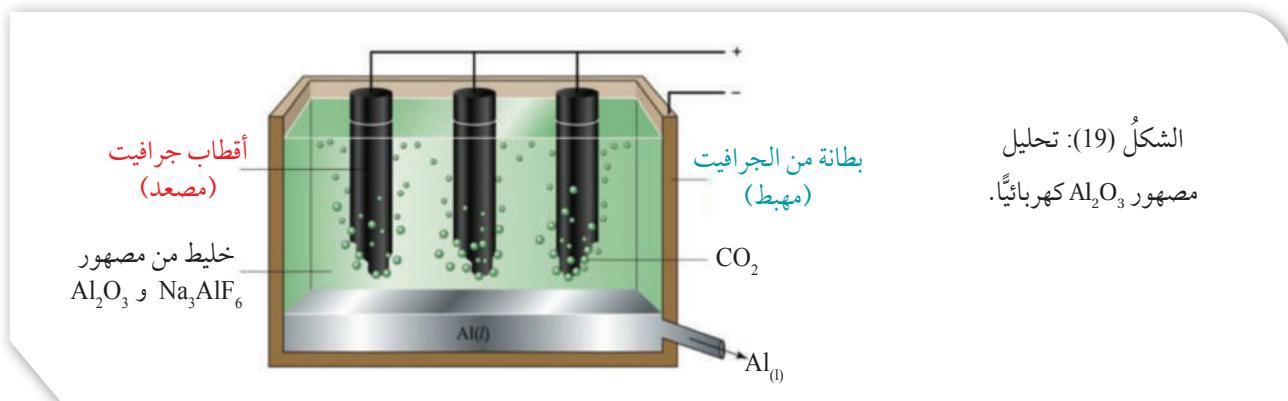
تعمل خلايا التحليل الكهربائي على تحويل الطاقة الكهربائية إلى طاقة كيميائية من خلال استخدام تيار كهربائي يُجبر تفاعلي تأكسد واختزال غير تلقائيين على الحدوث. ولهذه الخلايا تطبيقاتٌ مهمة في الصناعة، من مثل استخلاص الفلزات النشطة من مصاهير خاماتها، وتنقية الفلزات لاستخدامها في المجالات التي تحتاج إلى فلزات نقيّة بدرجة كبيرة. وسُتُناقِش أمثلةً على كلٍّ منها.

**أفهم:** أُفَسِّرُ، مستعيناً بالمعادلات.

عند تحليل محلول  $\text{CuSO}_4$  كهربائياً يتحوّل تدريجياً إلى محلول  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

### استخلاص الألمنيوم Aluminum Extraction

يُعدُّ الألمنيوم من أكثر الفلزات انتشاراً في القشرة الأرضية، وهو من الفلزات النشطة، ويستخلاص من خام البوكسايت  $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  بطريقة هول-هيروليٍّ؛ حيث يعالج الخام لتخليصه من الشوائب، ثم يُسخنُ لتحويله إلى أكسيد الألمنيوم  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ، ويُذابُ في مصهور الكريوليٍّ  $\text{Na}_3\text{AlF}_6$  فتنخفض درجة انصهاره نحو  $1000^\circ\text{C}$ . وُسمى خلية التحليل الكهربائي لمصهور  $\text{Al}_2\text{O}_3$  خلية هول-هيروليٍّ، وتتكون من الداخل من طبقة من الجرافيت تمثل الميهبط، وسلسلةٌ من أقطاب الجرافيت تُغمَسُ في المصهور تمثل المصعد، انظر الشكل (19). وعند إجراء عملية التحليل



الكهربائي يحدث اختزال لآيونات الألミニوم عند المهبط، ويتوكون الألミニوم الذي يتجمّع أسفل الخلية؛ حيث يُسحب من مخرج خاص.



أمّا عند المصعد، فتتأكسد آيونات الأكسجين  $\text{O}^{2-}$  مكوّنةً غاز الأكسجين، حسب المعادلة:

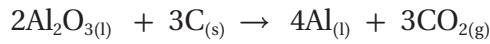


ويتفاعل الأكسجين الناتج مع أقطاب الجرافيت مكوّناً ثاني أكسيد الكربون، حسب المعادلة:



مما يؤدي إلى تأكلها، فيجري تغييرها بشكل دوري.

ويمكن تلخيص التفاعل الكلي، الذي يحدث في الخلية، بالمعادلة الآتية:



ونظراً إلى أنَّ عملية استخلاص الألミニوم تستهلك كميات هائلة من الطاقة، تُقام مصانع إنتاجه قريباً من محطّات الطاقة الكهربائية لتوفير كلفة نقل الطاقة، كما يُركّز بشكل كبير على عملية إعادة تدويره؛ إذ تبلغ كمية الطاقة اللازمة لإعادة التدوير نحو 5% من الطاقة اللازمة لاستخلاصه من خام البوكسيت.

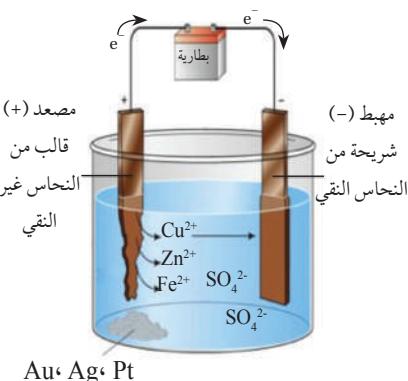
## تنقية الفلزات Purification of Metals

تحتاج بعض استخدامات الفلزات إلى أن تكون نقية تماماً. فمثلاً، يجب أن يكون النحاس المستخدم في التمديدات الكهربائية نقياً؛ لذا تُستخدم عملية التحليل الكهربائي في تنقية الفلزات، مثل النحاس، بعد عمليات استخلاصه من خاماته؛ إذ يحتوي على شوائب، مثل الخارجيين وال الحديد والذهب والفضة والبلاatin. وحتى يتم تنقيته، يُشكّل النحاس غير النقى على شكل قوالب تمثل المصعد في خلية التحليل الكهربائي، ويوصل المهبط بشرحة رقيقة من النحاس النقى، ثم يُعمّر ان في محلول كبريتات النحاس  $\text{CuSO}_4$ .

وعند تمرير تيار كهربائي في الخلية تحدث التفاعلات الآتية:



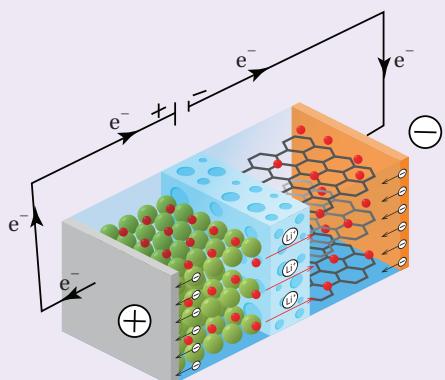
ومع استمرار تأكسد النحاس واحتزالة تنتقل ذراؤه من المصعد إلى المهبط، أنظر الشكل (20)، وتتأكسد ذرات الفلزات (الشوائب) التي لها جهد اختزال أقل من النحاس، كالخارجيين وال الحديد، مكوّنةً آيونات  $\text{Zn}^{2+}$  و  $\text{Fe}^{2+}$  على الترتيب، وتبقى هذه الآيونات ذاتية في محلول، أمّا الذهب والفضة والبلاatin فإنَّ جهد اختزالها أعلى من جهد الخلية المستخدم؛ لذلك لا تتأكسد ذراؤها، وتتجمّع في قاع الخلية، وتكون درجة نقافة النحاس الناتج نحو 99.9%.



الشكل (20): تنقية النحاس بالتحليل الكهربائي.

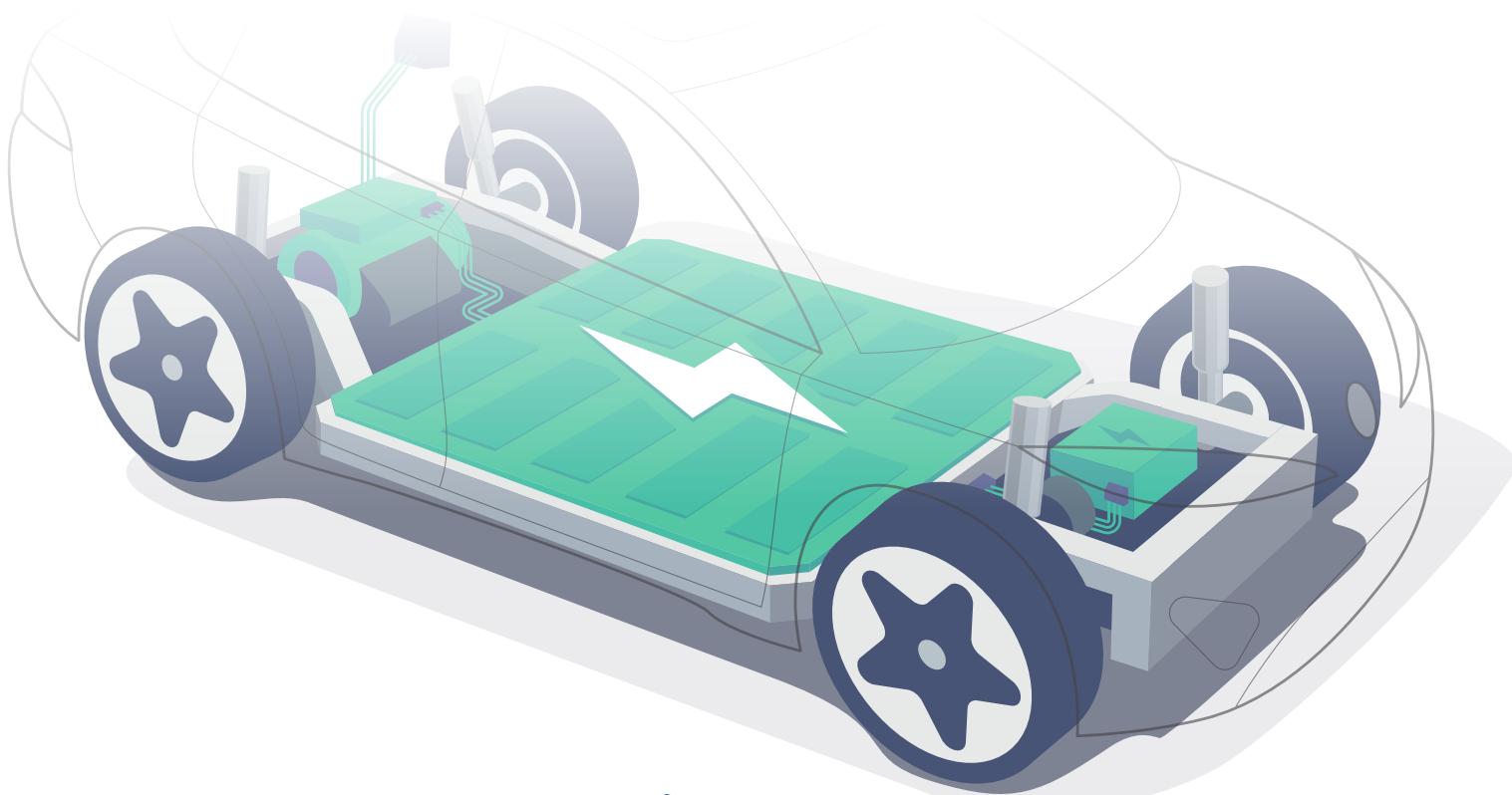
الربط مع الحياة شحن البطارية

تَجْمَعُ الْبَطَارِيَّاتُ الْقَابِلَةُ لِإِعَادَةِ الشُّحْنِ بَيْنَ كِيمِيَّاءِ كُلٍّ مِنَ الْخَلَايا  
الْجَلْفَانِيَّةِ وَخَلَايا التَّحْلِيلِ الْكَهْرَبَائِيِّ. فَعِنْدِ اسْتِخْدَامِ الْأَجْهِزَةِ الْمُحْتَوِيَّةِ  
عَلَيْهَا، كَالْهَاتَفِ الْخَلْوِيِّ أَوِ السِّيَّارَةِ الْكَهْرَبَائِيِّ، تُحَوَّلُ الطَّاقَةُ الْكِيمِيَّيَّةُ إِلَى  
كَهْرَبَائِيَّةٍ؛ أَيْ تَعْمَلُ كَخَلِيلَةَ جَلْفَانِيَّةٍ، أَمَا عِنْدِ شُحْنِ الْبَطَارِيَّةِ فَإِنَّهَا تَعْمَلُ كَخَلِيلَةَ  
تَحْلِيلِ كَهْرَبَائِيِّ تُحَوَّلُ الطَّاقَةَ الْكَهْرَبَائِيَّةَ، الَّتِي تَزَوَّدُ بِهَا، إِلَى كِيمِيَّيَّةٍ؛ حِيثُ  
يَنْعَكِسُ اتِّجَاهُ حَرْكَةِ الْإِلْكْتَرُونَاتِ فِيهَا، وَيَحْدُثُ التَّفَاعُلُ الْعَكْسِيُّ لِلتَّفَاعُلِ  
الْمُنْتَجِ لِلْتِيَارِ الْكَهْرَبَائِيِّ فِي الْبَطَارِيَّةِ.



أَتَحْقِّقُ :

- أفسر. لا تختزل أيونات  $\text{Fe}^{2+}$  و  $\text{Zn}^{2+}$ ، التي توجد ذراًّتها على شكل شوائب مع النحاس، خلال عملية تقيته بالتحليل الكهربائي.
  - أفسر، مستعيناً بمعادلات كيميائية، استبدال أقطاب الجرافيت المستخدمة في خلية هول - هيروليت بشكل دوري.

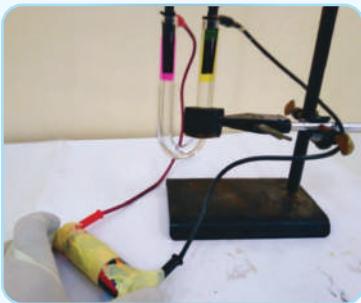


### التجربة ٣

#### التحليل الكهربائي لمحاليل بعض المركبات الأيونية

المواد والأدوات:

أنبوبان زجاجيان على شكل حرف U، أقطاب جرافيت عدد (٤)، كاشف الفينولفثالين، أسلاك توصيل، بطارية (٣ V) عدد (٢)، حامل ومسك فلزّي 100 mL، من محلول يوديد البوتاسيوم KI بتركيز 0.5 M ، 0.5 M من محلول كبريتات النحاس CuSO<sub>4</sub> بتركيز .



إرشادات السلامة:

- أتبع إرشادات السلامة العامة في المختبر.
- أرتد ملحفة المختبر والنظارات الواقية والقفازات.
- أتعامل مع المواد الكيميائية بحذر.

خطوات العمل:

- **أُجَرِّب**. أثبت أنبوبًا زجاجيًّا على شكل حرف U على الحامل الفلزّي باستخدام الماسك، كما في الشكل.
- أملأ الأنوب الزجاجي بمحلول يوديد البوتاسيوم، بحيث يبقى ما يقارب 1 cm فارغاً من كل طرف، ثم أضيف إليه 3 نقاط من كاشف الفينولفثالين.
- **أُطْبِق**. أصل قطبي الجرافيت بأسلاك توصيل، ثم أضعها في الأنوب الزجاجي بحيث يكون كل منها في أحد طرفي الأنوب، كما في الشكل.
- **الاحظ**. أصل أسلاك التوصيل بقطبي البطارية وأتركهما لمدة 15 min، وألاحظ التغيرات التي تحدث في محلول، ثم أفصل التيار الكهربائي، وأسجل ملاحظاتي في جدول البيانات.
- **أُجَرِّب**. أكرر الخطوات من ١-٤ باستخدام محلول كبريتات النحاس، وأسجل ملاحظاتي في جدول البيانات.
- **أنظم البيانات**. أسجل بياناتي في الجدول الآتي:

المهبط	المصعد		التغيير ومكان حدوثه
	تصاعد غاز	تصاعد غاز	
تصاعد غاز	تغير اللون	تغير اللون	المحلول
			KI <sub>(aq)</sub> يوديد البوتاسيوم

#### التحليل والاستنتاج:

- **أصِف** التغيرات التي حدثت عند تحليل محلول كل من يوديد البوتاسيوم وكبريتات النحاس كهربائياً عند كل من المصعد والمهبط.
- ما نواتج تحليل كل من محلول يوديد البوتاسيوم وكبريتات النحاس كهربائياً؟
- أكتب معادلة كيميائية تمثل التفاعل الذي حدث عند المصعد لكل محلول.
- أكتب معادلة كيميائية تمثل التفاعل الذي حدث عند المهبّط لكل محلول.
- **استنتج** نواتج التحليل الكهربائي لمحلول CuI<sub>2</sub>.

# مراجعةُ الدرس

1- الفكرةُ الرئيسية:

أوضح مبدأ عمل خلية التحليل الكهربائي.

2- أفسر:

أ . لا يمكن تحضير غاز الفلور بالتحليل الكهربائي لمحلول  $\text{NaF}$ .

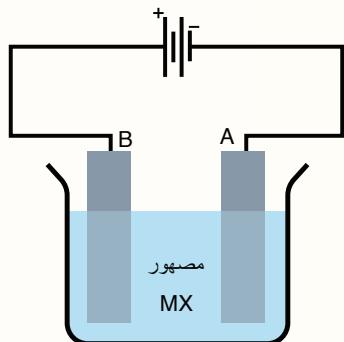
ب . تكون الكلفة الاقتصادية لإعادة تدوير الألمنيوم أقل من كلفة استخراجه من خام البوكسيت.

3- أتوقع. بالرجوع إلى جدول جهود الاختزال المعيارية، أتوقع نواتج التحليل الكهربائي لمحاليل الأملاح الآتية:

أ . يوديد المغنيسيوم  $\text{MgI}_2$ .

ب . نترات الرصاص  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ .

ج. كبريتات الكوبالت  $\text{CoSO}_4$ .



4- أدرس الشكل المجاور، الذي يمثل خلية تحليل كهربائي لمصهور المركب الأيوني  $\text{MX}$  باستخدام أقطاب من الجرافيت أعطيت الرموز  $A$  و  $B$  ، ثم أجب عن الأسئلة الآتية:

أ . أحدد القطب والمهدب في الخلية.

ب . أحدد اتجاه حركة الإلكترونات عبر الأسلاك، واتجاه حركة الأيونات الموجبة والسلبية داخل محلول باستخدام الأسهم.

ج. أحدد القطب الذي تحدث عنده عملية التأكسد.

د . أحدد القطب الذي تتكون عنده ذرات العنصر  $M$ .

5- يراد تنقية قوالب من النikel باستخدام عملية التحليل الكهربائي:

أ . ما القطب الذي يجب أن تمثله القوالب غير النقيّة؟

ب . ما المادة المستخدمة في القطب الآخر؟

ج. أقترح محلولاً يمكن استخدامه في هذه الخلية.

# الإثراء والتلوّح

## إعادة تدوير البطاريات Recycling Batteries

تُستخدم البطاريات لتزويد أجهزة مختلفة بالطاقة، تشمل السيارات والهواتف وأجهزة الحاسوب وغيرها، وعندما تنفذ البطارية أو تتلف ترمى (يُستغنى عنها)، ويؤدي ذلك إلى تراكم كميات كبيرة من النفايات الخطرة؛ إذ تحتوي البطاريات على مواد كيميائية سامة وفلزات ثقيلة، ينتج عن تراكمها ودفنها مخاطر بيئية؛ فقد تسبّب تلوث المياه والتربة، ومن هنا جاءت فكرة إعادة تدوير البطاريات.

تدوير البطاريات يعني معالجة نفاياتها بهدف التقليل منها بوصفها نفايات صلبة، وإعادة استخدام مكوناتها مرة أخرى.

### إعادة تدوير بطارية الرصاص الحمضية

تعدُّ بطاريات الرصاص الحمضية من أقدم أنواع البطاريات القابلة لإعادة الشحن في العالم، ولإعادة تدويرها أهمية كبيرة في صناعة الرصاص في الوقت الحاضر؛ حيث يمثل الرصاص المُعاد استخدامه نحو 47% من إجمالي الرصاص المستخدم عالمياً.

وتشمل عملية إعادة تدوير بطاريات الرصاص الحمضية المستخدمة عدَّة مراحل، هي:



التجميع: وهي تجميع بطاريات الرصاص المستخدمة، وغالباً ما يتم ذلك لدى باعة البطاريات؛ حيث تجمعها الشركات التي تُعيد تدويرها.

التكسير: إذ تفكك البطارية في منشأة إعادة التدوير، وتُسحق مكوناتها باستخدام أدوات خاصة، فتحوّل إلى شظايا.

الفرز: تتضمن هذه العملية فصل أجزاء بطارية الرصاص الحمضية بفرز المكونات البلاستيكية والورقية عن الرصاص والفلزات الثقيلة،

وسحب السائل الموجود فيها، يلي ذلك بدء كل مادة بمرحلة تدوير خاصة بها؛ إذ تُغسل القطع البلاستيكية وتجفّف ثم تُرسَّل إلى وحدة تدوير البلاستيك؛ حيث تُصهر وتشكل آلياً على شكل كرات من مادة البولي بروبلين، وستُستخدم مرَّة أخرى لإنتاج صناديق بطاريات الرصاص الحمضية، ويمكن استخدامها في صناعة منتجات أخرى. أمّا ألواح الرصاص وأكسيده ومركباته الأخرى فتُصهر معًا في أفران الصهر، ثم تُصب في قوالب وتُرَأَّل من على سطح مصهور الرصاص الشوائب المعروفة باسم الخبث، وتركت السبائك لتبرد وتتصبّب، ثم تُرسَّل إلى الشركات المُصنعة للبطاريات؛ حيث تُستخدم في إنتاج ألواح جديدة من الرصاص وأكسيد الرصاص.

أمّا حمض الكبريتيك، وهو المكوّن السائل في البطارية، فيجري التعامل معه بطريقتين، أو لاهما: مفاعلة الحِمض مع مركب كيميائي قاعدي، فينتج ملح وماء، ثم يجري تجميع المياه الناتجة ومعالجتها والتأكّد من مطابقتها لمواصفات المياه والتخلص منها في شبكة الصرف الصحي، أمّا الطريقة الثانية فيجري فيها تحويل الحِمض إلى كبريتات الصوديوم  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ، ثم استخدامه في صناعة منظفات الغسيل والزجاج والمنسوجات.

# مراجعة الوحدة

1 . أُفارِنُ بينَ الخلية الجلفانية وخلية التحليل الكهربائي، من حيثُ:

أ - تحولات الطاقة في كلّ منها.

ب - شحنة كلّ من المتصعد والممهبط.

ج - تلقائية تفاعل التأكسد والاختزال.

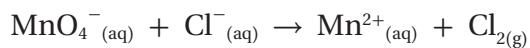
د - إشارة جهد الخلية المعياري  $E_{cell}^\circ$ .

2 . أَفَسْرَ :

أ - يُخلطُ أكسيد الألمنيوم  $Al_2O_3$  بالكريوليت خلال عملية استخلاص الألمنيوم بطريق هول - هيروليت.

ب - تَقْدِيْدُ بَطَارِيَّةِ السِّيَارَةِ صَالِحَيْهَا بَعْدِ بَضَعِ سَنَوَاتٍ مِنْ اسْتِخْدَامِهَا، رَغْمَ إِمْكَانِيَّةِ إِعَادَةِ شَحْنِهَا نَظَرِيًّا عَدْدًا لَا نَهَايَيًا مِنَ الْمَرَّاتِ.

3 . تمثل المعادلة الكيميائية الآتية تفاعل تأكسد واحتزال، أدرُسُهُ جيدًا، ثمَّ أجيِّبُ عنِ الأسئلة التي تليه:

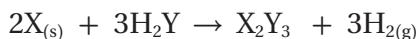


أ - أكتب نصفي تفاعل التأكسد والاحتزال.

ب - أكتب معادلة التفاعل الكلي الموزونة.

ج - هل يحدث هذا التفاعل تلقائيًا؟ (استعين بجدول جهود الاختزال المعيارية)

4 . أدرُسُ معادلة التفاعل الكيميائي، التي تتضمَّنُ رموزًا افتراضية للفلز X والفلز Y وعنصر الهيدروجين، ثمَّ أجيِّبُ عنِ الأسئلة التي تليها:



أ - أحدد التغير في عدد تأكسد X.

ب - أحدد التغير في عدد تأكسد Y.

ج - أحَدَدُ العَامَلَ المؤكسد.

5 . أوازنُ معادلات التأكسد والاحتزال الآتية بطريقة نصف التفاعل، وأحدِّدُ العامل المؤكسد والعامل المُختزل:



6 . خلية جلفانية مكونة من نصف خلية الرصاص  $Pb|Pb^{2+}$  ونصف خلية الكروم  $Cr|Cr^{3+}$ . إذا علِمْتُ أنَّ تركيزَ أيونات

$Cr^{3+}$  يزدادُ عند تشغيل الخلية، فاجِّبُ عما يأتي:

أ - أحَدَدُ المِصْعَدَ والمِهْبَطَ في الخلية الجلفانية.

ب - أتوقعُ التغيير على كتلة قطب الرصاص مع استمرار تشغيل الخلية.

ج - أكتبُ معادلة موزونة تمثل التفاعل الكلي الذي يحدث في الخلية.

د - أحسِّبُ، مُستعينًا بجدول جهود الاختزال المعيارية، جهد الخلية المعياري ( $E_{cell}^\circ$ ).



# مراجعة الوحدة

نصف تفاعل الاختزال	E°   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

7. يبيّن الجدول المجاور القيمة المطلقة لجهود الاختزال المعيارية E° للعناصر (A, B, C, D, M). إذا علِمْتُ أنَّ ترتيب العناصر حسب قوَّتها كعوامل مختزلة، هو: D > B > M > A > C، وأنه عند وصل القطب M بقطب الهيدروجين المعياري تتحرَّك الإلكترونات من M إلى قطب الهيدروجين، فاجبٌ -مستعيناً بالمعلومات السابقة- عنِّ الأسئلة الآتية:  
أ- أكتب إشارة قيم جهود الاختزال المعيارية E° للعناصر A, B, C, D, M.

ب- أستنتج ما العنصر الذي يمكن استخدامه مصنوع منه لحفظ محلول يحتوي على أيونات A<sup>+</sup>؟

ج- أستنتج ما العامل المؤكسد الذي يؤكسد D ولا يؤكسد M؟

المعلومات	المعادلة
تفاعل تلقائي	$Ca + Cd^{2+} \rightarrow Ca^{2+} + Cd$
تفاعل غير تلقائي	$2Br^{-} + Sn^{2+} \rightarrow Br_2 + Sn$
تفاعل تلقائي	$Cd + Sn^{2+} \rightarrow Cd^{2+} + Sn$

8. أدرس المعادلات والمعلومات المبينة في الجدول؛ ثمَّ أجيِّب عنِّ الأسئلة التي تليها:

أ- أحَدِّدُ أقوى عامل مؤكسد.

ب- أرَّقِبُ العوامل المختزلة تصاعدياً حسب قوَّتها.

ج- أستنتاج هل يؤكسد أيونات الكادميوم Cd<sup>2+</sup> أيونات البروم Br<sup>-</sup>؟

د- أقارن ما العنصريان اللذان يكونان خليةً جلفانيةً لها أعلى جهد خليةً معياري؟

9. خليةٌ تحليل كهربائي تحتوي على محلول بروميد الليثيوم LiBr. بالرجوع إلى جدول جهود الاختزال المعيارية، أجيِّب عنِّ الأسئلة الآتية:

أ- أكتب معادلة التفاعل الذي يحدث عند المصعد.

ب- أستنتاج ما ناتج التحليل الكهربائي عند المهبط؟

ج- أحسب ما مقدار جهد البطارِيَّة اللازم لإحداث عملية التحليل الكهربائي؟

10. عند استخدام آلَّة تصوير ذات بطَّارِيَّة قابلة لإعادة الشحن، أجيِّب عنِّ الأسئلة الآتية :

أ. أقارن تحولات الطاقة خلال عمليتي الاستخدام والشحن.

ب. أُفْسِرُ. تعمل هذه البطارِيَّة كخلية جلفانية وخلية تحليل كهربائي.

11. أدرس المعلومات الآتية المتعلقة بالفلزات ذات الرُّموز الافتراضية الآتية: Y, X, Z, B, A, C، ثمَّ أجيِّب عنِّ الأسئلة التي تليها:

أ- الفلز A يختزل أيونات X<sup>2+</sup> ولا يختزل أيونات Y<sup>2+</sup>.

ب- عند مفاعلة الفلزين B, X مع محلول حمض الهيدروكلوريك المخفَّف، يتفاعل X وينطلق غاز الهيدروجين، أمّا فلا يتفاعل.

ج- عند تكوين خلية جلفانية من الفلزين C وY، تتحرَّك الأيونات السالبة من القنطرة الملحيَّة باتجاه نصف خلية C.

# مراجعة الوحدة

- د - يمكن استخلاص الفلز Z من محليل أملاحه باستخدام الفلز B.
- 1) تستنتج اتجاه حركة الإلكترونات في الخلية المكونة من القطبين X, C.
- 2) تستنتج القطب الذي تزداد كتلته في الخلية المكونة من القطبين A, B.
- 3) أقارن ما القطبان اللذين يشكلان خلية جلفانية لها أعلى جهد خلية معياري؟
- 4) أتباً. هل يمكن تحضير الفلز Z بالتحليل الكهربائي لمحلول  $ZNO_3$ ? أفسر إجابتي.
- 5) تستنتج. هل يتفاعل الفلز A مع محلول حمض الهيدروكلوريك وينطلق غاز الهيدروجين؟ أفسر إجابتي.
- 6) أتباً. هل يمكن تحريك محلول نترات الفلز Y( $NO_3$ )<sub>2</sub> بـ يملاعقة من الفلز B؟

12. استخدمت أنصاف الخلايا المعيارية للفلزات ذات الرُّموز الافتراضية الآتية:

المصدر	$E_{cell}^{\circ}$ V	الخلية الجلفانية
E	0.16	E-D
E	0.78	E-L
T	1.93	T-E
E	0.30	E-M
R	0.32	R-E

T, R, D, M, L، مع نصف خلية الفلز E المعيارية لتكوين خلايا جلفانية، وكانت النتائج كما في الجدول الآتي. أدرُسُهُ جيداً، ثم أجيء عن الأسئلة الآتية:

أ - أرتُبُ الفلزات متضمنة الفلز E حسب قوتها كعوامل مختزلة.

ب - أحسب جهد الخلية المعياري  $E_{cell}^{\circ}$  للخلية المكونة من الفلزين R, T, R.

ج - أقارن ما الفلزان اللذان يشكلان خلية جلفانية لها أعلى جهد خلية معياري؟

د - تستنتج. هل يمكن حفظ محلول أحد أملاح الفلز D في وعاء من الفلز R؟ أفسر إجابتي.

13. اختار الإجابة الصحيحة لكل فقرة من الفقرات الآتية:

1 . المادة التي اخترِلت في التفاعل الآتي:  $TiO_2 + 2Cl_2 + C \rightarrow TiCl_4 + CO_2$ , هي:

أ . C      ب .  $Cl_2$       ج .  $TiO_2$       د .  $TiCl_4$

2 . عدد تأكسد البورون B في المركب  $NaBH_4$  يساوي:

أ . +3      ب . +5      ج . -5      د . -3

3 . إحدى العبارات الآتية صحيحة:

أ . العامل المختزل يكتسب إلكترونات في التفاعل الكيميائي.

ب . العامل المؤكسد يفقد إلكترونات في التفاعل الكيميائي.

ج . تحتوي جميع تفاعلات التأكسد والاختزال على عامل مؤكسد وعامل مختزل.

د . يحتوي تفاعل التأكسد والاختزال على عامل مؤكسد وعامل مختزل فقط.

4 . العبارة الصحيحة في معادلة التفاعل الموزونة الآتية:  $IO_3^{-} (aq) + 5I^{-} (aq) + 6H^{+} (aq) \rightarrow 3I_{(l)} + 3H_2O$  هي:

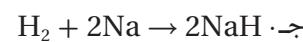
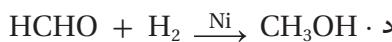
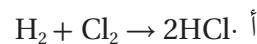
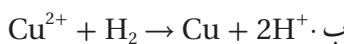
أ . عدد تأكسد اليود في  $IO_3^-$  يساوي 7.      ب . العامل المؤكسد في التفاعل هو  $I^-$ .

د . تأكسدت ذرات اليود (أو أيوناته) واخترِلت في التفاعل.

ج . يُعدُ التفاعل تأكسداً واحتزاً ذاتياً.

# مراجعة الوحدة

5. التفاعل الذي يسلك فيه الهيدروجين كعامل مؤكسد هو:



6. مقدار التغيير في عدد تأكسد ذرة الكربون (C)، عند تحول الأيون  $\text{CO}_2^-$  إلى جزء  $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$  هي:

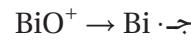
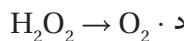
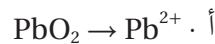
د. 4

ج. 2

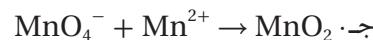
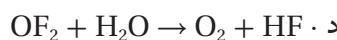
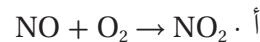
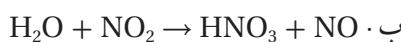
ب. 1

أ. 0

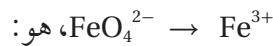
7. أحد التغيرات الآتية يحتاج إلى عامل مؤكسد:



8. أحد التفاعلات غير الموزونة الآتية يمثل تفاعلاً تأكسداً واحتزال ذاتي:



9. عدد مولات الإلكترونات اللازمة لموازنة نصف التفاعل الآتي في وسط حمضي:



د. 1

ج. 3

ب. 4

أ. 2

10. عدد مولات أيونات الهيدروكسيد  $\text{OH}^-$  اللازم إضافتها إلى طرفي المعادلة لموازنة التفاعل الآتي في وسط قاعدي:



د. 2

ج. 4

ب. 6

أ. 8

11. إذا كان التفاعل الآتي يحدث في إحدى الخلايا الجلفانية  $\text{B}^{2+} + \text{A}^{2+} \rightarrow \text{A}^{2+} + \text{B}^{2+}$ , فإن:

أ. القطب السالب هو B

ب. كتلة القطب A تزداد

د. الإلكترونات تتحرك من القطب B إلى القطب A

ج. تركيز أيونات  $\text{A}^{2+}$  يزداد

- يتضمن الجدول المجاور ثلاثة خلايا جلفانية يشكلُ الفلز X أحد أقطابها مع أحد الفلزات ذات الرُّموز الافتراضية M, N, L، ومعلومات عنها. أدرسه جيداً، ثم أجب عن الأسئلة 12 و 13 و 14.

12. أرتِّب الفلزات X, L, N, M حسب قوتها كعوامل مختزلة:

ب.  $\text{M} > \text{X} > \text{N} > \text{L}$

أ.  $\text{X} > \text{L} > \text{N} > \text{M}$

د.  $\text{L} > \text{N} > \text{X} > \text{M}$

ج.  $\text{M} > \text{N} > \text{L} > \text{X}$



13. جهد الخلية  $M-N$  المعياري  $E_{cell}^\circ$  بالفولت يساوي:

$$0.59 \quad \text{د.} \quad 0.04 \quad \text{ج.} \quad 0.93 \quad \text{ب.} \quad 0.63 \quad \text{أ.}$$

14. الفلز الذي يمكن حفظه محلول أحد أملاحه في وعاء مصنوع من أيٍّ من الفلزات الثلاثة المتبقية، هو:

$$\text{M.} \quad \text{N.} \quad \text{L.} \quad \text{X.}$$

15. الفلز الذي يوفر لجسر حديدي أفضل حماية مهبطية من التآكل:

$$\text{Cu.} \quad \text{Mg.} \quad \text{Sn.} \quad \text{Au.}$$

• أدرس الجدول المجاور، الذي يتضمن بعض أنصاف تفاعلات الاختزال المعيارية وجهودها، وأستخدمه للإجابة عن الأسئلة 16 و 17.

16. عند التحليل الكهربائي لمحلول بروميد الخارصين، فإنَّ الناتج عند المهبط هو:

$$\text{H}_2. \quad \text{Zn.}$$

$$\text{OH}^-. \quad \text{Cl}_2.$$

17. عند التحليل الكهربائي لمحلول يحتوي على الأيونات  $\text{Ag}^+$  ،  $\text{Cu}^{2+}$  ،  $\text{Zn}^{2+}$  ،  $\text{Ag}^+$  ،  $\text{Cu}^{2+}$  ،  $\text{Zn}^{2+}$  ، فإنَّ ذرَّاتها تبدأ بالترسب عند المهبط

حسب الترتيب الآتي:

$$\overrightarrow{\text{Ag, Zn, Cu}}. \quad \overrightarrow{\text{Ag, Cu, Zn}}. \quad \overrightarrow{\text{Cu, Ag, Zn}}. \quad \overrightarrow{\text{Zn, Ag, Cu}}.$$

18. عندما يعاد شحن بطارية قابلة لإعادة الشحن تعمل الخلية كخلية:

$$\text{د.} \quad \text{تحليل كهربائي} \quad \text{ج.} \quad \text{جلفانية} \quad \text{ب.} \quad \text{قلوية} \quad \text{أ.} \quad \text{حمضية}$$

19. جميع العبارات الآتية صحيحة، بالنسبة إلى الخلية الجلفانية  $\text{Ba}|\text{Ba}^{2+}||\text{Ni}^{2+}|\text{Ni}$ ، ما عدا:

$$\begin{array}{ll} \text{بـ} - \text{Ba} & \text{أقوى عامل مؤكسد} \\ \text{دـ} . \text{ تمثل Ba}|\text{Ba}^{2+} \text{ نصف خلية الاختزال} & \text{جـ.} \quad \text{Tzadad} \text{ كتلة القطب Ni} \end{array}$$

20. العبارة الخاطئة من العبارات الآتية التي تصف ما يحدث في بطارية أيون الليثيوم خلال عملية شحن البطاريه، هي:

$$\begin{array}{ll} \text{أـ.} \quad \text{تنكسد أيونات الكوبالت} \text{ Co}^{3+} \text{ إلى} \text{ Co}^{4+}. & \text{بـ.} \quad \text{يمثل أكسيد الكوبالت} \text{ CoO}_2 \text{ قطب المهبط في أثناء الشحن.} \\ \text{دـ.} \quad \text{تحرك أيونات الليثيوم} \text{ Li}^+ \text{ باتجاه نصف خلية الجرافيت.} & \text{جـ.} \quad \text{تخترق أيونات الليثيوم} \text{ Li}^+. \end{array}$$

## مسرد المصطلحات

- الاختزال **reduction**: كسب الإلكترونات أو نقصان عدد التأكسد.
- الأملاح **Salts**: مركبات أيونية تنتج من تفاعل محلول حمض مع محلول قاعدة.
- الأيون المشترك **Common Ion**: أيون يدخل في تركيب مادتين مختلفتين (حمض ضعيف وملحه، أو قاعدة ضعيفة وملحها).
- أيون الهيدرونيوم **Hydronium Ion**: أيون ينتج من ارتباط أيون الهيدروجين بجزيء الماء برابطة تناسقية.
- التأكسد **Oxidation**: فقد الإلكترونات أو زيادة عدد التأكسد.
- التأكسد والاختزال الذاتي **Autoxidation—Reduction Reaction**: سلوك المادة كعامل مؤكسد وعامل مخترل في التفاعل نفسه.
- تآكل الفلزات **Corrosion of Metals**: تفاعلاً مع الهواء الجوي والمواد في البيئة المحيطة؛ فتفقد العديد من خصائصها وتتحول إلى مواد جديدة أكثر ثباتاً كيميائياً، كأكسيد الفلزات وهيدروكسيداتها وكربوناتها.
- التأين الذاتي للماء **Autoionization of Water**: بعض جزيئات الماء تسلك كحمض وبعضها الآخر يسلك كقاعدة في الماء النقي نفسه.
- التحليل الكهربائي **Electrolysis**: عملية إمداد تيار كهربائي في مصهور أو محلول مادةً كهربائية؛ ما يسبب حدوث تفاعل تأكسد واحتزال غير تلقائي.
- تفاعل التأكسد والاختزال **Redox Reaction**: تفاعل كيميائي تحدث فيه عمليتاً التأكسد والاختزال معاً.
- تلقائية التفاعل **Spontaneity of Reaction**: حدوث التفاعل، وتكون النواتج دون الحاجة إلى طاقة كهربائية لإحداثه.
- التمييـة **Hydrolysis**: تفاعل أيونات الملح مع الماء، وإنتاج أيونات  $\text{H}_3\text{O}^+$  أو  $\text{OH}^-$ .
- ثابت تأين الحـمض **(Ka) Acid Dissociation Constant**: ثابت الاتزان لتأين الحـمض الضعـيف.
- ثابت تأين القـاعدة **(Kb) Base Dissociation Constant**: ثابت الاتزان لتأين القـاعدة الضعـيف.
- ثابت تأين المـاء **(Kw) Dissociation Constant for Water**: ثابت الاتزان لتأين الماء.
- جهد الاختزال المعياري **Standard Reduction potential**: مقياس لميل نصف تفاعل الاختزال للحدوث في الظروف المعيارية.
- جهد الخلية المعياري **Standard cell potential**: مقياس لقدرة الخلية على إنتاج تيار كهربائي، وهو القوة الدافعة الكهربائية المتولدة بينقطبي الخلية بسبب فرق الجهد بينهما في الظروف المعيارية، ويُقاس بالفولت.
- الحماية المـهـبـطـية **Cathodic Protection**: من طرائق حماية الحديد من التآكل، يتم فيها تشكيل خلية جلفانية يكون فيها الحديد المـهـبـطـ وأحد الفلـزـات النـشـطة (مـغـنيـسـيـوـمـ، خـارـصـيـنـ) المصـعدـ، أما التـرـبةـ الرـطـبـةـ أو مـيـاهـ الـبـحـرـ فـتـمـثـلـ المـحـلـولـ الـإـلـكـتـرـوـلـيـتيـ.

- حمض أحدادي البروتون **Monoprotic Acid**: حمض يحتوي على ذرة هيدروجين واحدة قابلة للتأين.
- حمض أرهيبيوس **Arrhenius Acid**: مادة تتأين في الماء، وتنتج أيون الهيدروجين ( $H^+$ ).
- الحمض المرافق **Conjugate Acid**: المادة الناتجة من استقبال القاعدة للبروتون.
- حمض برونستد - لوري **Bronsted-Lowry Acid**: مادة يمكنها منح بروتون واحد في أثناء التفاعل (مانح للبروتون).
- حمض ثلاثي البروتون **Triprotic Acid**: حمض يحتوي على ثلاثة ذرات هيدروجين للتأين قابلة للتأين.
- حمض ثنائي البروتون **Diprotic Acid**: حمض يحتوي على ذرتين هيدروجين قابلة للتأين.
- حمض لويس **Lewis Acid**: مادة يمكنها استقبال زوج إلكترونات أو أكثر في التفاعل.
- خلايا التحليل الكهربائي **Electrolysis Cells**: خلية كهروكيميائية يحدث فيها تفاعل تأكسد واحتزال غير تلقائي بفعل الطاقة الكهربائية.
- الخلايا الجلفانية **Galvanic Cells**: أجهزة أو أدوات يحدث فيها تفاعلات تأكسد واحتزال تلقائيّة متجهة للطاقة الكهربائية.
- الخلايا الكهروكيميائية **Electrochemical Cells**: أجهزة أو أدوات تحدث فيها تفاعلات تأكسد واحتزال متجهة للطاقة الكهربائية أو مستهلكة لها.
- الرقم الهيدروجيني **pH**: اللوغاريتم السالب لتركيز أيون الهيدرونيوم  $H_3O^+$  في محلول للأساس 10.
- الرقم الهيدروكسيلي **pOH**: اللوغاريتم السالب لتركيز أيونات الهيدروكسيد  $OH^-$  في محلول للأساس 10.
- زوج مترافق **Conjugated Pair**: الحمض والقاعدة المرافقان الناتجتان في التفاعل، أو القاعدة والحمض المرافق الناتج عنهما.
- العامل المخترز **Reducing agent**: المادة التي تخترز مادة أخرى في التفاعل الكيميائي؛ إذ يفقد إلكترونات تكسبها المادة التي يختزلاها وتحدث له عملية تأكسد.
- العامل المؤكسد **Oxidising agent**: المادة التي توكسد مادة أخرى في التفاعل الكيميائي؛ إذ يكتسب إلكترونات من المادة التي يؤكسدها وتحدث له عملية احتزال.
- عدد التأكسد **Oxidation Number**: الشحنة الفعلية لأيون الذرة في المركبات الأيونية، أما في المركبات الجزيئية فيعرف بأنه الشحنة التي يفترض أن تكتسبها الذرة المكونة للرابطة التساهمية مع ذرة أخرى فيما لو انتقلت إلكترونات الرابطة كلياً إلى الذرة التي لها أعلى سالبية كهربائية.
- قاعدة أرهيبيوس **Arrhenius Base**: مادة تتأين في الماء، وتنتج أيون الهيدروكسيد  $OH^-$ .
- القاعدة المرافق **Conjugate Base**: المادة الناتجة من منح الحمض للبروتون.

- قاعدة برونست - لوري **Bronsted-Lowry**: مادةً يمكنها استقبال بروتون واحد في أثناء التفاعل (مستقبل للبروتون).
- قاعدة لويس **Lewis Base**: مادةً يمكنها منح زوج إلكترونات في التفاعل.
- قطب الهيدروجين المعياري **Standard Hydrogen electrode**: قطبٌ مرجعٌ استُخدم لقياس جهود الاختزال المعيارية لأقطاب الخلايا الجلخانية في الظروف المعيارية، وهي: ضغطُ الغاز  $1\text{atm}$ ، درجة حرارة  $25^\circ\text{C}$ ، وتركيز أيونات  $\text{H}^+$  يساوي  $1\text{M}$ .
- القطرة الملحية **Salt bridge**: أنبوبٌ زجاجيٌّ على شكل حرف U، يحتوي على محلول مشبع لأحد الأملاح يصلُ بين نصف الخلية ويخافضُ على تعادل شحنتها الكهربائية.
- الكواشف **Indicators**: حوضٌ عضوية ضعيفة أو قواعد عضوية ضعيفة يتغيرُ لونُها في الحالة المتأينة عن الحالة غير المتأينة في مدى معينٍ من الرقم الهيدروجيني.
- الكيمياء الكهربائية **Electrochemistry**: أحد فروع الكيمياء، الذي يهتمُ بدراسة التحولات بين الطاقة الكيميائية والكهربائية الناتجة عن تفاعلات التأكسد والاختزال والتطبيقات العملية المرتبطة بها.
- مادةً أمفوتيَّة أو متَّدَّدة **Amphoteric Substance**: مادةً تسلُكُ كحمض في تفاعل وتسلُكُ كقاعدة في تفاعلات أخرى.
- المحاليل المائية **Aqueous Solutions**: محاليل تحتوي على أيونات الهيدرونيوم  $\text{H}_3\text{O}^+$  وأيونات الهيدروكسيد  $\text{OH}^-$ .
- المحاليل المنظمة **Buffered Solutions**: محاليل تقاومُ التغيير في الرقم الهيدروجيني  $\text{pH}$  عند إضافة كمية قليلة من حمض قوي أو قاعدة قوية إليها.
- المعايرة **Titration**: الإضافة التدريجية لمحلول قاعدة معلومة التركيز إلى محلول حمض مجہول التركيز، أو محلول حمض معلوم التركيز إلى محلول قاعدة مجہول التركيز.
- نصف التفاعل **Half Reaction**: جزءٌ من تفاعل التأكسد والاختزال بيَّن المادة التي تأكسدت ونواتج عملية التأكسد وعدَد الإلكترونات المفقودة، أو المادة التي اخترِلت وعدَد الإلكترونات المكتسبة ونواتج عملية الاختزال.
- نصف الخلية **Half cell**: جزءٌ من الخلية الجلخانية يحدثُ فيها نصفُ تفاعل تأكسد أو نصفُ تفاعل اختزال.
- نقطة التعادل **Neutralization point**: نقطةٌ تتعادلُ عندها تماماً جميعُ أيونات الهيدرونيوم وأيونات الهيدروكسيد خلال عملية المعايرة، وتكون  $\text{pH}$  للمحلول تساوي 7.
- نقطة التكافؤ **Equivalence Point**: نقطةٌ معينةٌ يصبح عندها عددُ مولات أيونات الهيدروكسيد  $\text{OH}^-$  مكافئاً لعدد مولات أيونات الهيدرونيوم  $\text{H}_3\text{O}^+$  في محلول.
- نقطة النهاية **End Point**: النقطة التي تضافُ من محلول القياسي إلى محلول مجہول التركيز ويَتَغيَّرُ عندها لونُ الكاشف، وهي تُحدِّدُ انتهاءً عملية المعايرة.

## قائمة المراجع

### أولاً- المراجع العربية:

- إبراهيم صادق الخطيب، مصطفى تركي عبيد، **الكيمياء العامة**، دار المسيرة للنشر والتوزيع، عمان، 2004 م.
- جيمس برادي، جيرارد هيوم ستون، **الكيمياء العامة والمبادئ والبنية**، ج 1، ترجمة سليمان سعسع ومأمون الحلبي، نيويورك، جون ويلي للنشر، 1992 م.
- خليل حسام، **موسوعة الكيمياء الشاملة**، دار أسامة للنشر، ج 2009، 2009 م.
- صالح محمد، صابر محمد، عثمان عثمان، **أسس ومبادئ الكيمياء**، ج 2، الدار العربية للنشر، 2000 م.
- محمد إسماعيل الدرملي، **الدليل في الكيمياء: الكيمياء العامة؛ ماهيتها، عناصرها**، دار العلم والإيمان ودار الجديد للنشر والتوزيع، 2018 م.

### ثانياً- المراجع الأجنبية:

- Brady, Russell, Holum, **Chemistry Matter and its Change**, 3rd Ed, Wiley, 2000.
- Brown, Leman, Burten, **Chemistry**, 9th Ed, Pearson Education , Inc 2003.
- Ebbing ,Gammon, **General Chemistry**, 11th Ed, Houghton Mifflin Company, 2011.
- Lawrie Rayan, **Advanced Chemistry for You**, Nelson Thornes, 2012
- Mc Murry John, **Fundamentals of Organic Chemistry** , 5th Ed Thomson Learning Inc.2003
- McQuarrie, Donald, et al. **Colligative Properties of Solutions**" General Chemistry, Mill Valley: Library of Congress, 2011.
- Myers, Thomas, Oldham, **Chemistry**, Online Ed, Holt, Rinehart Winston, 2006.
- Raymond Change, **Chemistry**, 10th Edition, Singapore,2010.
- Stevens Zumdal, **Chemistry**, 7th Ed, Boston, NewYork, 2007
- Sunley, Chris and Goodman, Sam, Collins International Cambridge IGCSE **Chemistry**, Collins, 2014.
- Wilbraham, Staley, Mtta, Waterman, 2nd Ed, Pearson Education **Chemistry**, Inc 2012
- Winter, Mark J, **Chemical Bonding**, Oxford 2017 .