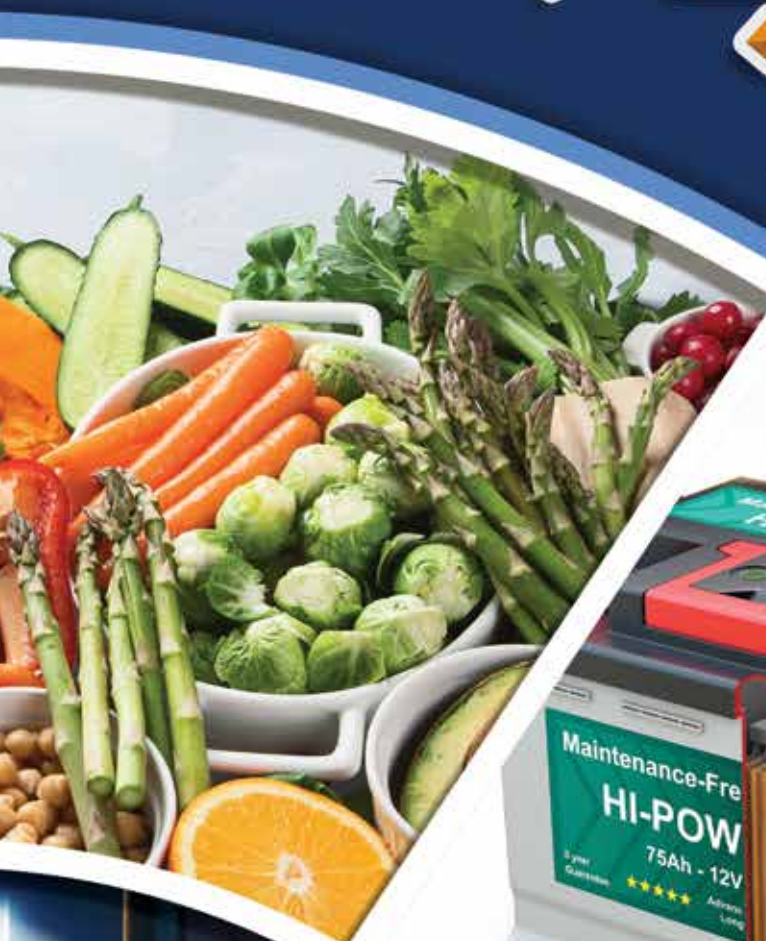


الكيمياء

الصف الثاني عشر - كتاب الطالب

الفصل الدراسي الأول

12



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

الناشر: المركز الوطني لتطوير المناهج

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

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

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

قرّرت وزارة التربية والتعليم تدرّيس هذا الكتاب في مدارس المملكة الأردنية الهاشمية جميعها، بناءً على قرار المجلس الأعلى للمركز الوطني لتطوير المناهج في جلسته رقم (2022/3)، تاريخ 2022/5/12 م، وقرار مجلس التربية والتعليم رقم (2022/24)، تاريخ 2022/5/29 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 - 480 - 4

المملكة الأردنية الهاشمية
رقم الإيداع لدى دائرة المكتبة الوطنية:
(2023/5/2593)

375,001

الأردن. المركز الوطني لتطوير المناهج

الكيمياء: الصف الثاني عشر: كتاب الطالب (الفصل الدراسي الأول)/ المركز الوطني لتطوير المناهج. - عمان: المركز، 2023

(140) ص.

ر.إ.: 2023/5/2593

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

يتحمّل المؤلف كامل المسؤولية القانونية عن محتوى مُصنّفه، ولا يُعبّر هذا المُصنّف 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.

1443 هـ / 2022 م

1444 هـ / 2023 م

الطبعة الأولى (التجريبية)

أعيدت طباعته

قائمة المحتويات

الموضوع الصفحة

المقدمة 5

الوحدة الأولى: الحموض والقواعد وتطبيقاتها 7

التجربة الاستهلاكية: خصائص الحمض والقاعدة 9

الدرس الأول: الحموض والقواعد 10

الدرس الثاني: الرقّم الهيدروجيني ومحاليل الحموض والقواعد القوية 22

الدرس الثالث: محاليل الحموض والقواعد الضعيفة 41

الدرس الرابع: الأملاح والمحاليل المنظمة 52

الإثراء والتوسع: المحلول المنظم في الدم 69

مراجعة الوحدة 70

الوحدة الثانية: الكيمياء الكهربائية 73

التجربة الاستهلاكية: تفاعل بعض الفلزّات مع حمض الهيدروكلوريك HCl 75

الدرس الأول: التأكسد والاختزال 76

الدرس الثاني: الخلايا الجلفائية 95

الدرس الثالث: خلايا التحليل الكهربائي 121

131	الإثراء والتوسُّع: إعادة تدوير البطاريات
132	مراجعة الوحدة
137	مسرّد المصطلحات
140	قائمة المراجع

المقدمة

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

ويُعَدُّ هذا الكتاب واحداً من سلسلة كتب المباحث العلمية التي تُعنى بتنمية المفاهيم العلمية، ومهارات التفكير وحلّ المشكلات، ودمج المفاهيم الحياتية والمفاهيم العابرة للمواد الدراسية، والإفادة من الخبرات الوطنية في عمليات الإعداد والتأليف وفق أفضل الطرائق المتبعة 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 المتمثلة في إعداد جيل محيط بمهارات القرن الواحد والعشرين، وقادر على مواجهة التحديات، ومُعْتَرٍّ - في الوقت نفسه - بانتمائه الوطني. وتأسيساً على ذلك، فقد اعتُمدت دورة التعلّم الخماسية المنبثقة من النظرية البنائية التي تمنح الطالب الدور الأكبر في العملية التعليمية، وتوفّر له فرصاً عديدة للاستقصاء، وحلّ المشكلات، والبحث، واستخدام التكنولوجيا وعمليات العلم، فضلاً عن اعتماد منحنى STEAM في التعليم الذي يُستعمل لدمج العلوم والتكنولوجيا والهندسة والفن والعلوم الإنسانية والرياضيات في أنشطة الكتاب المتنوعة، وفي قضايا البحث.

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

ألحق بكتاب الكيمياء كتابٌ للأنشطة والتجارب العملية، يحتوي على جميع التجارب والأنشطة الواردة في كتاب الطالب؛ لتساعده على تنفيذها بسهولة، وذلك اعتماداً على منحنى STEAM في بعضها، بدءاً بعرض الأساس النظري لكل تجربة، وبيان خطوات العمل وإرشادات السلامة، وانتهاءً بأسئلة التحليل والاستنتاج. وتَصَمَّنَ الكتاب أيضاً أسئلة تفكير متنوعة؛ بُغْيَة تعزيز فهم

الطالب لموضوعات المادة، وتنمية التفكير الناقد لديه.

ونحن إذ نُقدِّم هذه الطبعة من الكتاب، فإننا نأمل أن يُسهم في تحقيق الأهداف والغايات النهائية المنشودة لبناء شخصيّة المتعلّم، وتنمية اتجاهات حُبّ التعلّم ومهارات التعلّم المستمرّ، فضلاً عن تحسين الكتاب بإضافة الجديد إلى محتواه، وإثراء أنشطته المتنوّعة، والأخذ بملاحظات المعلّمين.

والله ولي التوفيق

المركز الوطني لتطوير المناهج

الحموض والقواعد وتطبيقاتها

Acids and Bases and their Applications

أتأملُ الصورة

تحتوي كثير من المواد الغذائية التي نتناولها على مواد حمضية تكسبها طعمًا لاذعًا، مثل الليمون، والبندورة، والمشروبات الغازية، وأخرى تحتوي على مواد قاعدية تكسبها طعمًا خاصًا بها، مثل: السبانخ، والخيار، والخس، وغيرها، ولكل مادة من هذه المواد درجة حموضة تميّزها عن غيرها. فما المقصود بالحمض والقاعدة؟ وكيف تُقاس درجة حموضة محاليل هذه المواد؟

الفكرة العامة

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

الدرس الأول: الحموض والقواعد.

الفكرة الرئيسة: تمتاز الحموض والقواعد في خصائصها الكيميائية والفيزيائية التي تُحدِّد استخداماتها، ويمكن تعريف الحمض والقاعدة بالاعتماد على نواتج تأينهما في الماء، أو انتقال أيون الهيدروجين بينهما، أو انتقال أزواج الإلكترونات غير الرابطة.

الدرس الثاني: الرِّقْم الهيدروجيني ومحاليل الحموض والقواعد القويّة.

الفكرة الرئيسة: تحتوي المحاليل المائية على أيونات الهيدروجين وأيونات الهيدروكسيد، ويمكن التعبير عن درجة حموضة المحلول pH أو درجة قاعدية poH بالاعتماد على تراكيز هذه الأيونات فيه.

الدرس الثالث: محاليل الحموض والقواعد الضعيفة.

الفكرة الرئيسة: يتأين الحمض الضعيف في المحلول المائي جزئيًا، ويُعبّر عن قدرته على التأين باستخدام ثابت تأين الحمض K_a ، وكذلك الحال للقاعدة الضعيفة التي يُعبّر عن مدى تأينها بثابت تأين القاعدة K_b ، وتُستخدم ثوابت التأين لحساب تراكيز الأيونات الناتجة وحساب الرِّقْم الهيدروجيني للمحلول.

الدرس الرابع: الأملاح والمحاليل المنظمة.

الفكرة الرئيسة: للكثير من الأملاح خصائص حمضية أو قاعدية؛ تغير من الرِّقْم الهيدروجيني للمحلول الذي تُضاف إليه، وينتج عن ذوبان الملح القاعدي المشتق من الحمض الضعيف فيه ما يسمى المحلول المنظم، وكذلك بالنسبة إلى القاعدة الضعيفة عندما يذوب فيها الملح الحمضي المشتق منها. ويقاوم المحلول المنظم التغير في الرِّقْم الهيدروجيني في ما لو أُضيفت إليه كمية قليلة من حمض أو قاعدة قويّة.

تجربة استهلاكية

خصائص الحمض والقاعدة

المواد والأدوات: محلول حمض الهيدروكلوريك HCl؛ تركيزه 0.1 M، محلول هيدروكسيد الصوديوم NaOH؛ تركيزه 0.1 M، أنابيب اختبار عدد 3، حامل أنابيب، أوراق الكاشف العام، مخبر مُدرّج، ميزان حرارة، كأس زجاجية، ماء مقطر.

إرشادات السلامة:

- أتبع إرشادات السلامة العامة في المختبر.
- ارتدي معطف المختبر والنظارات الواقية والقفازات.
- احذر استنشاق حمض الهيدروكلوريك، ولمس محلول هيدروكسيد الصوديوم.

خطوات العمل:

1 أقيس: أستخدم المخبر المُدرّج في قياس 3 mL من محلول حمض الهيدروكلوريك، ثم أضعها في أنبوب اختبار وأرقّمه (1).

2 أقيس: درجة حرارة المحلول باستخدام ميزان الحرارة، وأُسجّلها.

3 ألاحظ: أغمس ورقة الكاشف العام في المحلول، وألاحظ تغير لونها، وأُسجّلها.

4 أقيس: أستخدم المخبر المُدرّج في قياس 3 mL من محلول هيدروكسيد الصوديوم، ثم أضعها في أنبوب اختبار آخر وأرقّمه (2).

5 أكرّر الخطوات (2، 3) لمحلول هيدروكسيد الصوديوم، وأُسجّل النتائج.

6 أجرب: أسكب محتويات الأنبوب (1) في كأس زجاجية، وأضيف إليها تدريجياً محلول هيدروكسيد الصوديوم من الأنبوب 2، ثم أكرّر الخطوات (2، 3) لمحتويات الكأس الزجاجية، وأُسجّل النتائج.

التحليل والاستنتاج:

1- أحدد التغير الذي يطرأ على لون ورقة الكاشف عند وضعها في محلول كل من حمض الهيدروكلوريك وهيدروكسيد الصوديوم.

2- أقدّر الرقم الهيدروجيني (درجة الحموضة) لكل من المحلولين.

3- أفسّر اختلاف درجة حرارة المحلول الناتج من خلط المحلولين عن درجة حرارة كل منهما.

4- أقدّر الرقم الهيدروجيني للمحلول الناتج من خلط المحلولين في الكأس الزجاجية.

مفاهيم الحموض والقواعد Acid Base Concepts

توجد الحموض والقواعد في كثير من المواد الغذائية، فالحموض تعطي الأطعمة مذاقاً حامضاً أو لاذعاً، فالليمون والبرتقال والبندورة تحتوي على حموض، مثل حمض الستريك، الذي يكسبها الطعم الحمضي، كما تحتوي المشروبات الغازية على حمض الكربونيك، أنظر الشكل (1). وتؤثر الحموض في الكواشف المختلفة، فهي تحول لون ورقة تباع الشمس الزرقاء إلى اللون الأحمر. أما القواعد فتوجد في كثير من المواد الغذائية، ومنها الخضراوات، مثل السبانخ والبروكلي والخيار، وبعض الفواكه، مثل التفاح والمشمش والفراولة، وتدخل القواعد في صناعة المنظفات، فمثلاً؛ يُستعمل هيدروكسيد الصوديوم في صناعة المنظفات المنزلية، وصناعة الصابون، انظر الشكل (2). وتتميز القواعد بطعمها المرّ، ولمسها الزلق، وتأثيرها في الكواشف؛ فهي تحول لون ورقة تباع الشمس الحمراء إلى اللون الأزرق. كيف عرّف الكيميائيون كلاً من الحمض والقاعدة؟ وكيف تطوّر مفهوم الحمض والقاعدة ليشملا أكبر عدد ممكن من المواد؟

مفهوم أرهينيوس Arrhenius Concept

تمكّن العالم أرهينيوس (Arrhenius) عن طريق دراسته التوصيل الكهربائي لمحاليل المواد الأيونية من وضع تصوّر حول مفهوم كلّ من الحمض والقاعدة، وقد عدّت هذه خطوة رائدة في مجال الكيمياء والتحليل الكيميائي. فما المقصود بالحمض عند أرهينيوس؟ وما المقصود بالقاعدة؟



الشكل (1): مواد تحتوي على الحموض. ▲

الشكل (2): مواد تحتوي على القواعد. ▲

الفكرة الرئيسة:

تتميز الحموض والقواعد في خصائصها الكيميائية والفيزيائية التي تحدّد استخدامها، ويمكن تعريف الحمض والقاعدة بالاعتماد على نواتج تأينهما في الماء، أو انتقال أيون الهيدروجين بينهما، أو انتقال أزواج الإلكترونات غير الرابطة.

نتائج التعلم:

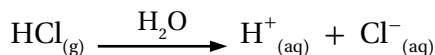
- أصف الحمض والقاعدة وفق مفهوم كلّ من أرهينيوس، وبرونستد-لوري، ولويس.
- أكتب معادلات كيميائية وفق مفهوم، أرهينيوس، وبرونستد-لوري.
- أخصّد الأزواج المترافقة من الحمض والقاعدة.

المفاهيم والمصطلحات:

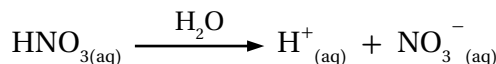
حمض أرهينيوس	Arrhenius Acid
قاعدة أرهينيوس	Arrhenius Base
أيون الهيدرونيوم	Hydronium Ion
حمض برونستد-لوري	Bronsted-Lowry Acid
قاعدة برونستد-لوري	Bronsted-Lowry Base
قاعدة مترافقة	Conjugate Base
حمض مترافق	Conjugate Acid
مواد أمفوتيرية	Amphoteric Substances
حمض لويس	Lewis Acid
قاعدة لويس	Lewis Base

حمض أرهينيوس Arrhenius Acid

توصّل أرهينيوس إلى أنّ الحمض Acid مادةٌ تتأينُ في الماء وتنتج أيونَ الهيدروجين (H^+). فمثلاً؛ عند إذابة غاز كلوريد الهيدروجين HCl في الماء ينتج أيونَ الهيدروجين H^+ في المحلول، كما في المعادلة الآتية:



أمّا حمضُ النيتريك HNO_3 ، فيتأينُ في الماء مُنتِجاً أيونَ الهيدروجين H^+ ، كما في المعادلة الآتية:

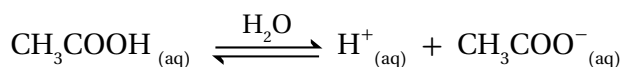


وهذا ينطبقُ على جميع حموض أرهينيوس؛ فهي تحتوي على ذرّة هيدروجين أو أكثر، قابلة للتأين، ويبيّن الجدول (1) بعض حموض أرهينيوس.

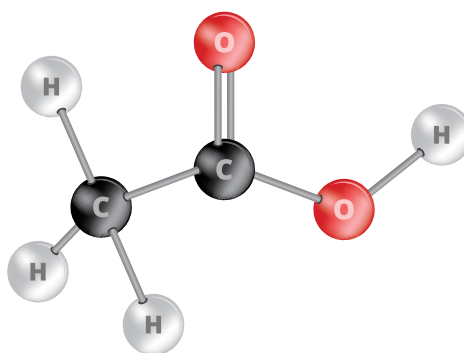
الجدول (1): بعض حموض أرهينيوس.

الحمض	الصيغة الكيميائية
الهيدروكلوريك	HCl
النيتريك	HNO ₃
الكبريتيك	H ₂ SO ₄
الفسفوريك	H ₃ PO ₄
الإيثانويك	CH ₃ COOH
الكربونيك	H ₂ CO ₃

فبعض الحموض تحتوي على ذرّة هيدروجين واحدة، مثل HCl، ويسمّى حمضاً أحاديّ البروتون Monoprotic Acid، وبعضها يحتوي على ذرتي هيدروجين، مثل حمض الكبريتيك H_2SO_4 ، ويسمّى حمضاً ثنائيّ البروتون Diprotic Acid، في حين يحتوي بعضها على ثلاث ذرات هيدروجين، مثل حمض الفسفوريك H_3PO_4 ، ويسمّى حمضاً ثلاثيّ البروتون Triprotic Acid. وبالتدقيق في صيغة حمض الإيثانويك CH_3COOH ، نجد أنه يحتوي على ثلاث ذرات هيدروجين مرتبطة بذرة الكربون ليس لها القدرة على التأين؛ لأنّ الروابط بينها غير قطبيّة ممّا يمنع تأيّنّها. أنظر الشكل (3) الذي يبيّن الشكل البنائي لحمض الإيثانويك، وهناك ذرّة هيدروجين أخرى مرتبطة بذرة الأكسجين ذات الساليّة الكهربائيّة العالية، وهي الوحيدة التي تتأينُ في المحلول؛ ولذلك يُصنّفُ على أنه حمضٌ أحادي البروتون، كما في المعادلة الآتية:



الشكل (3): الشكل البنائي لحمض الإيثانويك.



حمض الكبريتيك H_2SO_4

الربط مع الزراعة

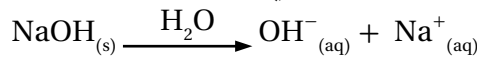


عرف العرب حمض الكبريتيك في القرن الثامن الميلادي؛ فقد اكتشفه العالم جابر بن حيان وأطلق عليه اسم زيت الزاج. يستخدم حمض الكبريتيك في المجال الزراعي لزيادة حموضة التربة، كما يستخدم لمعالجة ملوحتها، وفي تطهيرها من الفطريات.

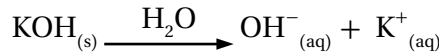


قاعدة أرهينيوس Arrhenius Base

عرّف أرهينيوس القاعدة Base أنها مادة تتأين في الماء وتنتج أيون الهيدروكسيد OH^- . فمثلاً، عند إذابة هيدروكسيد الصوديوم NaOH في الماء ينتج أيون الهيدروكسيد OH^- ، كما في المعادلة الآتية:



ويتأين هيدروكسيد البوتاسيوم KOH في الماء، كما في المعادلة الآتية:

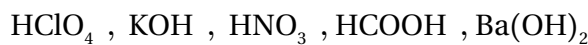


وينطبق ذلك -بشكل عام- على هيدروكسيدات فلزات المجموعتين الأولى والثانية من الجدول الدوري، ويبيّن الجدول (2) بعض قواعد أرهينيوس. يتضح من الجدول أنّ قواعد أرهينيوس كلّها تحتوي على أيون الهيدروكسيد، فبعضها يحتوي على أيون هيدروكسيد واحد، مثل هيدروكسيد الصوديوم NaOH، وبعضها يحتوي على أيوني هيدروكسيد مثل هيدروكسيد الكالسيوم $Ca(OH)_2$. وستقتصر في دراستنا على الحموض أحادية البروتون والقواعد أحادية الهيدروكسيد.

رغم الإنجاز الكبير الذي حققه مفهوم أرهينيوس في مجال الكيمياء، فقد بقي محدوداً بسبب تناوله الحموض والقواعد في المحاليل المائية فقط، ولم يتمكن من تفسير التأثير القاعدي لقواعد معروفة، مثل الأمونيا NH_3 ، ومن تفسير التأثير الحمضي أو القاعدي لمحاليل الأملاح، مثل كلوريد الأمونيوم NH_4Cl الحمضي أو كربونات الصوديوم الهيدروجينية $NaHCO_3$ القاعدية.



1- أصنّف المواد الآتية إلى حموض وقواعد وفق مفهوم أرهينيوس:



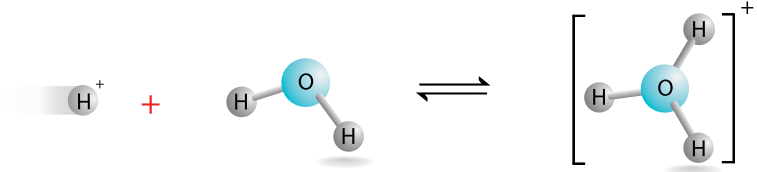
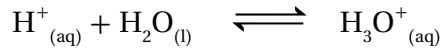
2- أكتب معادلة تبين التأثير القاعدي لمحلول هيدروكسيد البوتاسيوم LiOH.

الجدول (2): بعض قواعد أرهينيوس.

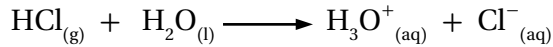
القاعدة	الصيغة الكيميائية
هيدروكسيد البوتاسيوم	KOH
هيدروكسيد الليثيوم	LiOH
هيدروكسيد الصوديوم	NaOH
هيدروكسيد الكالسيوم	$Ca(OH)_2$

أيون الهيدرونيوم Hydronium Ion

يتأين الحمض في المحلول وينتج أيون الهيدروجين H^+ ، حيث يتكوّن من بروتون واحد فقط، وهو جسيم صغير جدًا يحمل شحنة كهربائية عالية جدًا (ذو كثافة كهربائية عالية) فلا يمكن أن يوجد منفردًا في المحلول؛ إذ يرتبط أيون الهيدروجين بجزيء ماء مكونًا **أيون الهيدرونيوم Hydronium Ion**، كما في المعادلة الآتية:

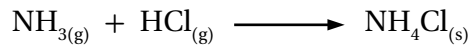
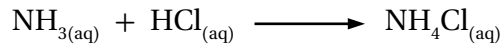


وبهذا يمكن التعبير عن أيون الهيدروجين في المحلول باستخدام أيون الهيدرونيوم H_3O^+ ، وبذلك تكتب معادلة تأين كلوريد الهيدروجين HCl كما في الآتي:

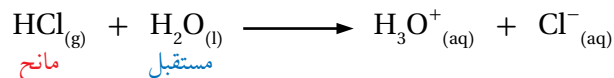


مفهوم برونستد - لوري Bronsted-Lowry Concept

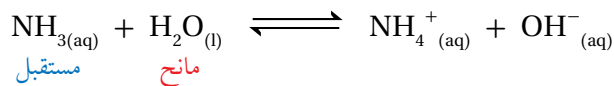
قدّم مفهوم أرهينيوس تفسيرًا مقبولًا لسلوك كثير من الحموض والقواعد، إلا أنه لم يتمكن من تفسير كثير من تفاعلاتها، مثل تفاعل حمض الهيدروكلوريك HCl مع الأمونيا NH_3 الذي ينتج ملح كلوريد الأمونيوم NH_4Cl ، حيث يمثّل تفاعل حمض مع قاعدة، سواء في المحاليل أو في الحالة الغازية، كما يأتي:



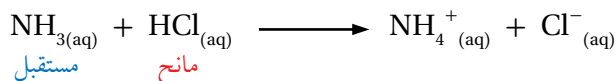
فالأمونيا NH_3 قاعدة لا تحتوي على أيون الهيدروكسيد؛ فدفع ذلك الكيميائيين إلى تطوير مفهومي الحمض والقاعدة؛ إذ تمكّن العالمان برونستد، ولوري من وضع تصوّر جديد لمفهومي الحمض والقاعدة بالاعتماد على انتقال البروتون H^+ (أيون الهيدروجين) من الحمض إلى القاعدة في أثناء التفاعل؛ وبذلك قدّم تعريفًا أكثر شمولًا لكل من الحمض والقاعدة، وعرفا **حمض برونستد-لوري Bronsted-Lowry Acid** أنه مادة يمكنها منح بروتون في أثناء التفاعل (مانح للبروتون)، أمّا **قاعدة برونستد-لوري Bronsted-Lowry Base** فهي مادة يمكنها استقبال بروتون في أثناء التفاعل (مستقبل للبروتون). فمثلاً، عند إذابة كلوريد الهيدروجين HCl في الماء فإنه يمنح البروتون (H^+) ويمثّل الحمض، بينما يستقبل الماء البروتون (H^+) ، ويمثّل القاعدة، والمعادلة الآتية توضّح ذلك:



أمّا عند إذابة الأمونيا NH_3 في الماء فإنها تستقبل البروتون (H^+) من الماء؛ وبهذا فإنها تمثل القاعدة، في حين يمثل الماء الحمض في التفاعل، كما في المعادلة الآتية:



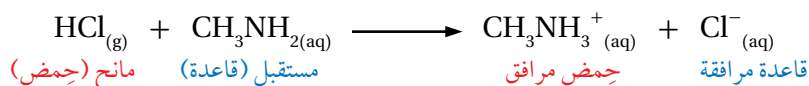
وعند خلط محلول HCl مع محلول NH_3 ينتقل البروتون (H^+) من HCl ، الذي يمثل الحمض في التفاعل، إلى NH_3 ، التي تمثل القاعدة، والمعادلة الآتية توضّح ذلك:



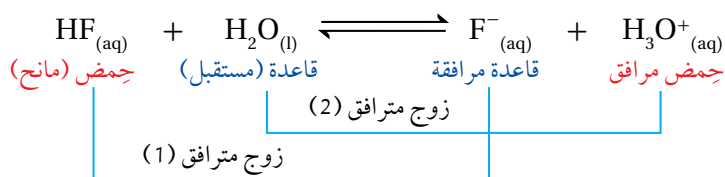
وبهذا يمكن النظر إلى التفاعلات التي يحدث فيها انتقال للبروتون على أنها تفاعلات حمض وقاعدة.

الأزواج المترافقة Conjugated Pairs

فسّر مفهوم برونستد-لوري كثيرًا من تفاعلات الحموض والقواعد بالاعتماد على انتقال البروتون من الحمض إلى القاعدة في التفاعل. فمثلاً، يتفاعل الحمض HCl مع محلول القاعدة CH_3NH_2 ، كما في المعادلة الآتية:



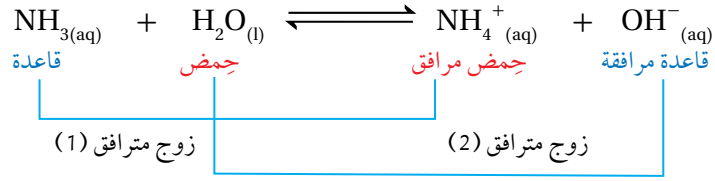
يتّضح من المعادلة أنّ الحمض HCl يمنح البروتون H^+ ، ويُنتج الأيون Cl^- ، الذي يسمّى **قاعدة مرافقة Conjugate Base**، وهي المادّة الناتجة عن منح الحمض للبروتون، كما تستقبل القاعدة CH_3NH_2 البروتون H^+ ، وينتج عن ذلك الأيون CH_3NH_3^+ ، ويسمّى **الحمض المرافق Conjugate Acid**، وهي المادّة الناتجة عن استقبال القاعدة للبروتون؛ وبهذا يكون لكل حمض في التفاعل قاعدة مرافقة في المواد الناتجة، ولكل قاعدة في التفاعل حمض مرافق في المواد الناتجة، ويسمّى الحمض وقاعدته المرافقة، أو القاعدة وحمضها المرافق، زوجًا مترافقًا ويمكن ملاحظة ذلك أيضًا عند تفاعل حمض الهيدروفلوريك مع الماء، كما في المعادلة الآتية:



سِرُّ الطعم المرّ للأدوية

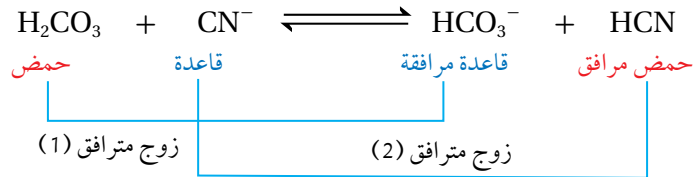
يتكوّن العديد من الأدوية من قواعد تسمّى الأمينات، وهي موادّ عضويّة تُشتقّ من الأمونيا NH_3 ، فالمستخلص المرّ من لحاء الكينا مادّة تسمّى الكينين، وهو من الأمينات، وقد استُخدم في مكافحة الملاريا.

يَتَضَحُّ أَنَّ التفاعل يشتمل على زوجين مترافقين، هما: الحمض وقاعدته المرافقة (HF\F⁻)، والقاعدة وحمضها المرافق (H₂O\H₃O⁺). ويشتمل تفاعل الأمونيا NH₃ مع الماء على زوجين مترافقين أيضًا، كما يَتَضَحُّ في المعادلة الآتية:



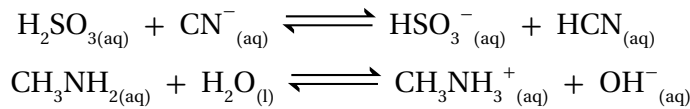
يَتَضَحُّ أَنَّ التفاعل يشتمل على زوجين مترافقين، هما: القاعدة وحمضها المرافق (NH₃\NH₄⁺)، والحمض وقاعدته المرافقة (H₂O\OH⁻)؛ وبهذا فإنَّ التفاعل وفق مفهوم برونستد-لوري يحتوي على زوجين مترافقين: الحمض وقاعدته المرافقة، والقاعدة وحمضها المرافق.

ويشتمل تفاعل حمض H₂CO₃ مع القاعدة CN⁻ على زوجين مترافقين، كما يتضح من المعادلة:



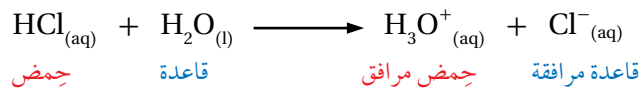
ألاحظ أن الحمض H₂CO₃ منح بروتونا واحدا للقاعدة CN⁻ فيكون (H₂CO₃/HCO₃⁻) زوجا مترافقا من الحمض وقاعدته المرافقة، و (CN⁻/HCN) زوجا مترافقا من القاعدة وحمضها المرافق.

✓ **أتحقق:** أحدد الزوجين المترافقين في كل من التفاعلين الآتيين:



قوة الحمض والقاعدة Acid and Base Strength

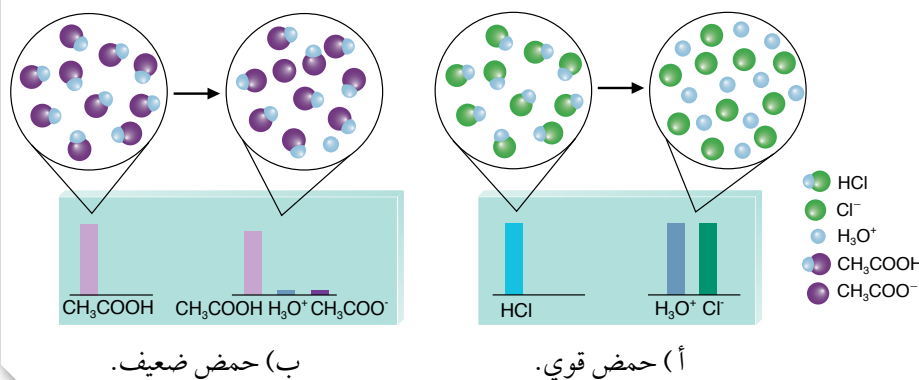
ترتبط قوة الحمض بقدرته على التأين ومنح البروتون، فالحمض القوي يتأين كليًا في المحلول، ويتجه التفاعل نحو تكوين المواد الناتجة. فمثلاً، يتأين الحمض HCl في الماء كليًا، كما في المعادلة الآتية:



يَتَضَحُّ من المعادلة أنَّ HCl في المحلول يسلك سلوك الحمض، بينما يسلك



أصمّم، باستخدام برنامج سكراتش (Scratch)، عرضاً يوضّح مفهوم الحمض والقاعدة والأزواج المترافقة وفق مفهوم برونستد-لوري، ثمَّ أشاركه زملائي/زميلاتي في الصفّ.

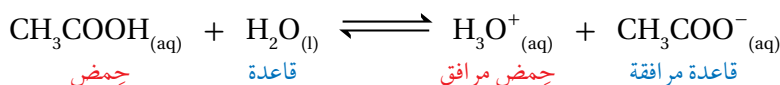


الشكل (4): تأين الحموض
القوية والحموض الضعيفة
في الماء.

ملاحظة: تم تمثيل H₃O⁺
بكرة واحدة للتسهيل.

الماء H₂O سلوك القاعدة؛ فإذا افترضنا حدوث تفاعل عكسي فإن الأيون Cl⁻ يسلك كقاعدة، بينما يسلك H₃O⁺ سلوك الحمض. وبما أن التفاعل يتجه كلياً نحو تكوين المواد الناتجة؛ فإن ذلك يشير إلى أن الحمض HCl أكثر قدرة على منح البروتون من الحمض H₃O⁺، وأنه أقوى من الحمض H₃O⁺، كما يشير إلى أن القاعدة Cl⁻ أقل قدرة على استقبال البروتون من القاعدة H₂O، وبذلك يكون H₂O 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 يتجه نحو تكوين المواد الناتجة أنظر الشكل: (4/4)؛ فيشير ذلك إلى عدم حدوث تفاعل عكسي؛ ولذلك يُعبّر عن التفاعل بسهم باتجاه واحد، كما ورد في المعادلة.

أما الحموض الضعيفة فتتأين جزئياً في المحلول، ويكون التفاعل منعكساً. فمثلاً، يتأين حمض الإيثانويك CH₃COOH في الماء بدرجة ضئيلة، كما في المعادلة الآتية:



تشير درجة التأين الضئيلة للحمض CH₃COOH إلى أن تركيزه في المحلول يكون عالياً مقارنةً بتركيز الحمض H₃O⁺، أنظر الشكل (4/ب)؛ فيعني ذلك أن الحمض CH₃COOH أقل قدرة على منح البروتون من الحمض H₃O⁺؛ وبهذا يكون الحمض CH₃COOH أضعف من الحمض H₃O⁺، كما نجد أن القاعدة CH₃COO⁻ أكثر قدرة على استقبال البروتون من القاعدة H₂O في المحلول؛ وبهذا تكون القاعدة CH₃COO⁻ أقوى من القاعدة H₂O، وهذا يُفسّر حدوث التفاعل العكسي.

يتضح مما سبق أن الحمض القوي HCl تكون قاعدته المرافقة Cl⁻ ضعيفة نسبياً، وأن الحمض الضعيف CH₃COOH تكون قاعدته المرافقة CH₃COO⁻ قوية نسبياً، وكلما زادت قوة الحمض قلت قوة القاعدة المرافقة الناتجة عنه،

وأنَّ التفاعل يتَّجه نحو تكوين الموادَّ الأضعف؛ أي أنَّ موضع الاتزان يُزاح جهة الموادَّ الأضعف في التفاعل، ويبيِّن الجدول (3) العلاقة بين قوَّة الحموض وقوَّة قواعدها المرافقة. وينطبق ذلك على القواعد الضعيفة وحموضها المرافقة، فالقاعدة الأقوى يكون حمضها المرافق أضعف، وكلَّما زادت قوَّة القاعدة قلَّت قوَّة الحمض المرافق الناتج عنها.

الجدول (3): العلاقة بين قوَّة الحموض وقوَّة قواعدها المرافقة.

القاعدة	الحمض
ClO_4^-	HClO_4
HSO_4^-	H_2SO_4
I^-	HI
Br^-	HBr
Cl^-	HCl
NO_3^-	HNO_3
H_2O	H_3O^+
HSO_3^-	H_2SO_3
H_2PO_4^-	H_3PO_4
NO_2^-	HNO_2
F^-	HF
CH_3COO^-	CH_3COOH
HCO_3^-	H_2CO_3
HS^-	H_2S
ClO^-	HClO
BrO^-	HBrO
NH_3	NH_4^+
CN^-	HCN
OH^-	H_2O

* الجدول للاطلاع؛ ليس الحفظ.

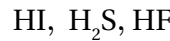
✓ **أتحقق:** أكتب معادلتين كيميائيتين أوَّضح فيهما سلوك الأيون HCO_3^- مع كلٍّ من OH^- و HNO_2 .

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

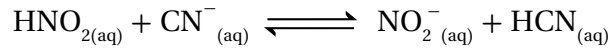
1- أحرِّد الحمض الأقوى بين الحموض الآتية:



2- أحرِّد أيَّ الحموض الآتية تكون قاعدته المرافقة هي الأقوى:

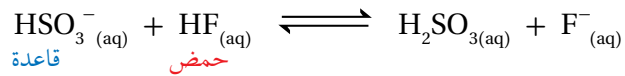


3- أحرِّد الجهة التي يُزاح نحوها الاتزان في التفاعل الآتي:

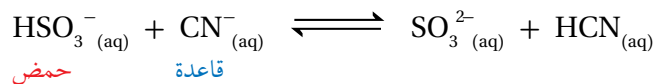


الموادَّ الأمفوتيرية: Amphoteric Substances

يتأثر سلوك المادَّة كحمض أو قاعدة وفق مفهوم برونستد - لوري؛ تبعاً لطبيعة الموادَّ التي تتفاعل معها وقدرتها على منح البروتون أو استقباله، فبعض الموادَّ تسلك كحمض في تفاعل وتسلك كقاعدة في تفاعل آخر، وتسمَّى **موادَّ أمفوتيرية أو مُتردِّدة Amphoteric Substance**؛ فمثلاً الماء في التفاعلات السابقة يسلك كقاعدة في تفاعله مع الحموض، مثل حمض الهيدروكلوريك HCl ، ويسلك كحمض في تفاعله مع القواعد، مثل تفاعله مع الأمونيا NH_3 ؛ وبهذا يُعدُّ الماء مادَّة أمفوتيرية. وهناك الكثير من الأيونات السالبة المحتوية على الهيدروجين والقادرة على منحه في التفاعل تسلك سلوكاً أمفوتيرياً، مثل الأيونات: HS^- ، H_2PO_4^- ، HCO_3^- ، HSO_3^- ، وتُستثنى من ذلك أيونات OH^- ، وأيونات الكربوكسيل، مثل: HCOO^- و CH_3COO^- . فمثلاً؛ يسلك الأيون HSO_3^- سلوك القاعدة عند تفاعله مع حمض الهيدروفلوريك HF ، كما في المعادلة الآتية:



ويسلك أيضاً سلوك الحمض عند تفاعله مع قاعدة، مثل CN^- ، فهو يمنح البروتون H^+ إلى أيون CN^- في أثناء التفاعل؛ وبهذا فإنَّ أيون CN^- يمثل القاعدة في التفاعل، والمعادلة الآتية توضح ذلك:

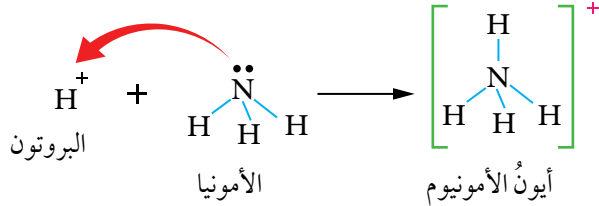


مفهوم لويس Lewis Concept

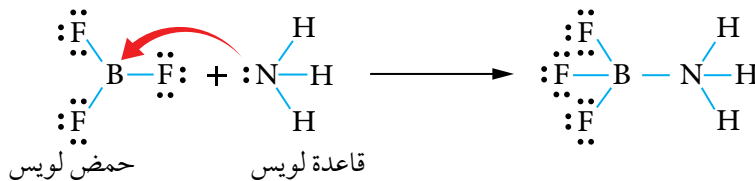
فسّر مفهوم برونستد-لوري سلوك الحمض والقاعدة بالاعتماد على انتقال البروتون (H^+) من الحمض إلى القاعدة، إلا أنه لم يوضح كيفية ارتباط البروتون بالقاعدة، كما أن هناك الكثير من تفاعلات حمض-قاعدة لا تشتمل على انتقال للبروتون، مثل تفاعل بعض الأيونات الفلزية مع الماء أو الأمونيا مثلاً. فكيف يمكن تفسير سلوك هذه المواد؟

درس لويس Lewis تفاعلات الحموض والقواعد التي لا تشتمل على انتقال للبروتون، ووضع تصوّرًا جديدًا لمفهوم الحمض والقاعدة بالاعتماد على انتقال أزواج الإلكترونات من القاعدة إلى الحمض؛ ويعرّف حمض لويس Lewis Acid بأنه مادة يمكنها استقبال زوج أو أكثر من الإلكترونات في أثناء التفاعل، أما قاعدة لويس Lewis Base فهي مادة يمكنها منح زوج من الإلكترونات في أثناء التفاعل.

ساعد هذا المفهوم على تفسير تكوين الرابطة في تفاعل الحمض HCl مع القاعدة NH_3 ؛ فأيون الهيدروجين H^+ (البروتون) الناتج من تأين الحمض يمتلك فلجًا فارغًا، بينما تمتلك ذرة النيتروجين في الأمونيا NH_3 زوجًا غير رابط من الإلكترونات، وعند انتقال البروتون H^+ إلى الأمونيا NH_3 ؛ فإنه يستقبل زوج إلكترونات غير رابط في ذرة النيتروجين، ويرتبط به، فتنشأ بينهما رابطة تناسقية، ويتكوّن أيون الأمونيوم موجب الشحنة NH_4^+ . ويمكن تمثيل التفاعل الحاصل بينهما على النحو الآتي:



يتّضح ممّا سبق أنّ مفهوم لويس استخدم في تفسير تفاعلات حمض-قاعدة التي ينطبق عليها مفهوم برونستد-لوري، وتفاعلات أخرى لا ينطبق عليها مفهوم برونستد-لوري، مثل: تفاعل الأمونيا NH_3 مع ثلاثي فلوريد البورون BF_3 ، الذي يُعبّر عنه بالمعادلة الآتية:

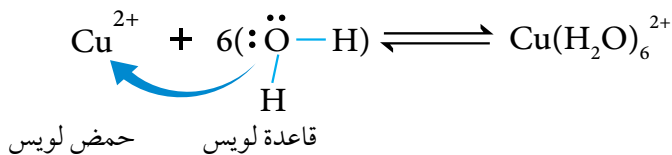


ذرة النيتروجين N تمتلك زوج إلكترونات غير رابط في NH_3 يمكنها منحه؛ وبهذا فإنّ NH_3 تمثل القاعدة، في حين أنّ لدى ذرة البورون B في BF_3 فلجًا فارغًا يمكنها من استقبال زوج من الإلكترونات؛ وبهذا فإنّ BF_3 يمثل الحمض.

الربط مع الحياة

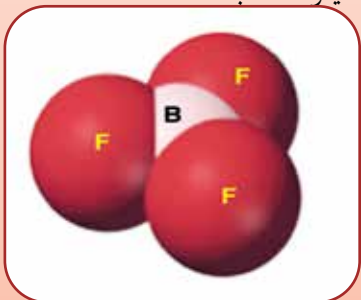
استخدام القواعد في حياتنا اليومية. تُستخدم كثير من القواعد في حياتنا اليومية، مثل هيدروكسيد الصوديوم، الذي يُستخدم في صناعة المنظفات والصابون ومساحيق الغسيل وسائل الجلي، أمّا هيدروكسيد الكالسيوم فيستخدم في صناعة الإسمنت، ومعالجة مياه الصرف الصحي، ومعالجة حموضة التربة الزراعية، كما يُضاف إلى العلف لتحسين تغذية المواشي.

كما تمكّن لويس من تفسير تكوين الأيونات المعقدة التي تنتج من تفاعل أيونات بعض الفلزّات مع جزيئات مثل H_2O أو NH_3 أو مع أيونات أخرى مثل CN^- . فمثلاً، يتفاعل أيون Cu^{2+} مع الماء H_2O لتكوين الأيون $Cu(H_2O)_6^{2+}$ ، كما في المعادلة الآتية:



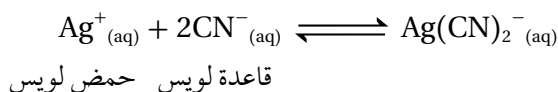
الربط مع الصناعة

ثلاثي فلوريد البورون BF_3 يُحضّر صناعياً بطرق عدّة، منها تسخين البورون مع معدن الفلوريت CaF_2 بوجود حمض الكبريتيك، ويصنع منه ما بين 2300 إلى 4500 طن سنوياً، وهو غاز سامٌ عديم اللون يُستخدم في تحفيز العديد من التفاعلات العضوية وتحفيز عمليات البلمرة للمركّبات العضوية غير المشبعة.



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 ذرّة الأكسجين فيه زوجين غير رابطتين 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 $Cu(H_2O)_6^{2+}$.

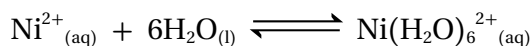
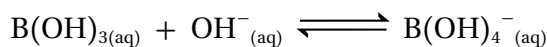
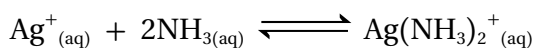
وكذلك يمكن تفسير تفاعل أيون الفضة (Ag^+) مع أيونات السيانييد CN^- لتكوين الأيون $Ag(CN)_2^-$ ، كما في المعادلة الآتية:



فأيون الفضة الموجب يمتلك أفلاكاً فارغة، بينما يمتلك أيون السيانييد السالب CN^- أزواج إلكترونات غير رابطة؛ وبهذا فإن أيون الفضة Ag^+ يستقبل أزواج الإلكترونات ويمثل حمض لويس في التفاعل، في حين أنّ كل أيون سيانييد CN^- يمنح أيون الفضة زوج إلكترونات غير رابط ويمثل قاعدة لويس في التفاعل.

✓ **أنتحقّق:**

أحدّد الحمض والقاعدة حسب مفهوم لويس في كلّ من التفاعلات الآتية:



المواد والأدوات:

محلول حمض الهيدروكلوريك HCl؛ تركيزه 0.1 M، محلول حمض الإيثانويك CH_3COOH ؛ تركيزه 0.1 M، كأس زجاجية سعة 50 mL عدد 2، أسلاك توصيل، جهاز أميتر، مصدر كهربائي، مخبر مُدَرَّج سعة 50 mL، جهاز مقياس الرقم الهيدروجيني أو أوراق الكاشف العام، شريط مغنيسيوم Mg، أقطاب جرافيت.

إرشادات السلامة:

- اتبع إرشادات السلامة العامة في المختبر.
- ارتدي معطف المختبر والنظارات الواقية والقفازات.
- احذر استنشاق حمض الهيدروكلوريك.

خطوات العمل:

- 1- أحضر الكأسين الزجاجيتين، وأكتب على كل منها اسم أحد المحلولين.
- 2- **أقِسْ** باستخدام المخبر المُدَرَّج 20 mL من محلول HCl، وأضعها في الكأس المخصصة لها.
- 3- **أقِسْ** باستخدام جهاز مقياس الرقم الهيدروجيني أو ورق الكاشف العام الرقم الهيدروجيني للمحلول، وأُسَجِّلْ نتائجي.
- 4- **أَجَرِّبْ**: أوصل أقطاب الجرافيت بالمصدر الكهربائي وبجهاز الأميتر، وأضعها في محلول HCl، وأُسَجِّلْ قراءة الأميتر.
- 5- **ألاحظْ**: أغمس شريط مغنيسيوم طوله 2 cm في المحلول، وألاحظ سرعة تصاعد غاز الهيدروجين، وأُسَجِّلْ ملاحظاتي.
- 6- **أَجَرِّبْ**: أكرِّر الخطوات السابقة لمحلول حمض الإيثانويك CH_3COOH ، وأُسَجِّلْ ملاحظاتي.

التحليل والاستنتاج:

1. أحدد الرقم الهيدروجيني لكل من المحلولين.
2. أحدد المحلول الأكثر قدرة على التوصيل الكهربائي.
3. **أقارن** سرعة تصاعد غاز الهيدروجين في كل من المحلولين.
4. أحدد الحمض الأقوى والحمض الأضعف.
5. **أستنتج** العلاقة بين قوة الحمض وكل من الرقم الهيدروجيني والتوصيل الكهربائي وسرعة تصاعد الغاز.

مراجعةُ الدرس

1- الفكرة الرئيسة: أكمل الجدول الآتي باستخدام الأسس التي اعتمد عليها مفهوم الحمض والقاعدة:

المفهوم	الأساس الذي يقوم عليه المفهوم
أرهينوس	
برونستد - لوري	
لويس	

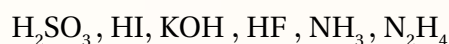
2- أوضِّح المقصود بكل مما يأتي:

- حمض أرهينوس.
- حمض برونستد-لوري.
- قاعدة لويس.
- مادة أمفوتيرية.

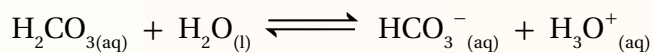
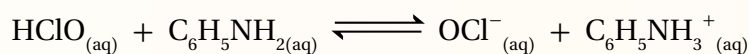
3- أفسِّر:

- السلوك الحمضي لمحلول حمض HClO حسب مفهوم أرهينوس.
- السلوك القاعدي لمحلول $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$ حسب مفهوم برونستد - لوري.
- يعد الحمض HBr حمضاً قوياً بينما يُعدُّ HNO_2 حمضاً ضعيفاً.

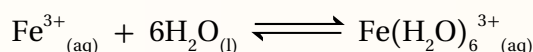
4- أصنِّف المحاليل الآتية إلى حموض وقواعد قوية أو ضعيفة:



5- أحدِّد الأزواج المترافقة في التفاعلين الآتين:



6- أحدِّد الحمض والقاعدة وفق مفهوم لويس في المعادلة الآتية:



7- أفسِّر السلوك الأمفوتيري للأيون $\text{H}_2\text{PO}_4^{-}$ عند تفاعله مع كلٍّ من HNO_3 و CN^{-} ، موضحاً إجابتني بالمعادلات.

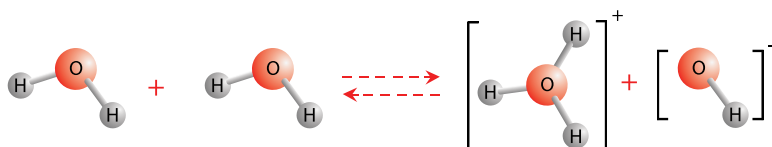
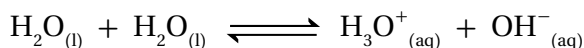
محاليل الحموض والقواعد القويّة

Strong Acids and Bases Solutions

تحتوي المحاليل المائية على أيونات الهيدرونيوم H_3O^+ وأيونات الهيدروكسيد OH^- الناتجة من التأين الذاتي للماء، وقد عرّفت في ما سبق أنّ إذابة الحمض في الماء تُنتج أيونات الهيدرونيوم H_3O^+ ، وأنّ إذابة القاعدة في الماء تُنتج أيونات الهيدروكسيد OH^- . فما المقصود بالتأين الذاتي للماء؟ وما العلاقة بين تراكيز أيونات الهيدرونيوم وأيونات الهيدروكسيد في المحلول المائي؟ وكيف يمكن حساب تراكيز هذه الأيونات في المحلول؟

التأين الذاتي للماء Autoionization of Water

يُوصف الماء النقي بأنه غير موصل للتيار الكهربائي، إلّا أنّ 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 ويتحوّل إلى أيون الهيدروكسيد OH^- ؛ وبهذا فهو يسلك سلوك الحمض، في حين يستقبله جزيء ماء آخر ويتكوّن أيون الهيدرونيوم H_3O^+ ؛ وبهذا فهو يسلك سلوك القاعدة. وعليه، فنجد أنّ الماء يحتوي على تراكيز متساوية من أيونات الهيدرونيوم وأيونات الهيدروكسيد OH^- ، ويُطلق على هذا السلوك **التأين الذاتي للماء** **Autoionization of Water**، وهو أنّ بعض جزيئات الماء تسلك كحموض وبعضها الآخر يسلك كقواعد في الماء نفسه، والمعادلة الآتية توضح ذلك:



الفكرة الرئيسة:

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

نتائج التعلم:

- أوضح المقصود بالتأين الذاتي للماء.
- أستنتج العلاقة بين تركيز كلٍّ من H_3O^+ و OH^- في المحلول.
- أجري حسابات تتعلق بالرّقم الهيدروجيني والرّقم الهيدروكسيلي في المحلول.
- أجري حسابات وتجارب تتعلق بمعايرة حمض قوي مع قاعدة قويّة.

المفاهيم والمصطلحات:

التأين الذاتي للماء

Autoionization of Water

ثابت تأين الماء

Dissociation Constant for Water

الرّقم الهيدروجيني pH Hydrogen Power

الرّقم الهيدروكسيلي pOH Hydroxyl Power

Titration

المعايرة

Equivalence Point

نقطة التكافؤ

Neutralization Point

نقطة التعادل

End Point

نقطة النهاية

Indicator

الكاشف

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

$$K_C = \frac{[H_3O^+][OH^-]}{[H_2O][H_2O]}$$

$$K_C[H_2O]^2 = [H_3O^+][OH^-]$$

ونظراً إلى أنَّ تأيّن الماء قليل جداً نفترض أنَّ تركيز الماء يبقى ثابتاً؛ ويمكن دمجه مع ثابت الاتزان، ويُعبّر عنه بثابت جديد يسمّى **ثابت تأيّن الماء** **Dissociation Constant for Water**، ويُرمز له K_w ، ويُعرّف أنه ثابت الاتزان لتأيّن الماء، وقد وُجد أنه يساوي 1×10^{-14} عند درجة حرارة $25^\circ C$ ، ويُعبّر عنه على النحو الآتي:

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

يستفاد من ثابت تأيّن الماء في حساب تراكيز أيونات H_3O^+ أو أيونات OH^- عندما يكون تركيز أحدهما معروفاً. ونظراً إلى أنَّ تركيز أيونات H_3O^+ يكون مساوياً لتركيز أيونات OH^- في الماء؛ فإنه:

$$[H_3O^+] = [OH^-] = 1 \times 10^{-7} M$$

يرتبط أيون H_3O^+ بمفهوم الحمض، بينما يرتبط أيون OH^- بمفهوم القاعدة، ويمكن تصنيف المحاليل تبعاً لتراكيز هذه الأيونات إلى محاليل حمضية أو قاعدية أو متعادلة، كما يبيّن الجدول (4):

الجدول (4): تصنيف المحاليل تبعاً لتركيز أيونات H_3O^+ و OH^- .

المحلول	$[H_3O^+]$	$[OH^-]$
المتعادل	1×10^{-7}	1×10^{-7}
الحمضي	أكبر من 1×10^{-7}	أقل من 1×10^{-7}
القاعدي	أقل من 1×10^{-7}	أكبر من 1×10^{-7}

المثال 1

أحسب تركيز H_3O^+ في محلول يحتوي على أيونات OH^- تركيزها $1 \times 10^{-3} M$

تحليل السؤال:

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

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

المطلوب: حساب تركيز H_3O^+

الحل:

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

$$[H_3O^+] = \frac{K_w}{[OH^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1 \times 10^{-3}} = 1 \times 10^{-11} M$$

المثال 2

أحسب تركيز OH^- في محلول يحتوي على أيونات H_3O^+ تركيزها $1 \times 10^{-9} M$

تحليل السؤال:

$$[H_3O^+] = 1 \times 10^{-9} M$$

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

المطلوب: حساب تركيز OH^-

الحل:

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

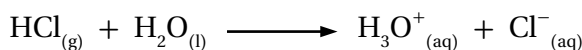
$$[OH^-] = \frac{K_w}{[H_3O^+]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1 \times 10^{-9}} = 1 \times 10^{-5} M$$

✓ **أتحقق:** يبين الجدول الآتي تراكيز H_3O^+ و OH^- لثلاثة محاليل. أكمل الفراغات في الجدول بما يناسبها:

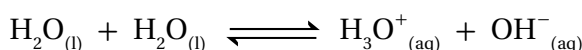
المحلول	$[H_3O^+]$	$[OH^-]$	تصنيف المحلول
المحلول الأول	$1 \times 10^{-2} M$		
المحلول الثاني		$1 \times 10^{-7} M$	
المحلول الثالث		$1 \times 10^{-4} M$	

محاليل الحموض القوية Strong Acid Solutions

ترتبط قوة الحمض بقدرته على التأين ومنح البروتون في التفاعل، فعند إذابة الحمض في الماء يتأين ويُنتج أيون الهيدرونيوم H_3O^+ وأيوناً آخر سالباً. فمثلاً؛ عند إذابة 0.1 mol من الحمض HCl في 1 L من الماء يتأين كلياً؛ فيؤدي إلى زيادة تركيز أيونات H_3O^+ ، كما في المعادلة الآتية:



ولمّا كان الماء يحتوي على أيونات الهيدرونيوم H_3O^+ وأيونات الهيدروكسيد OH^- في حالة اتزان مع جزيئات الماء غير المتأينة، كما يتضح من معادلة التأين الذاتي للماء:



فإن موضع الاتزان في الماء يُزاح -وفقاً لمبدأ لوتشاتلييه- نحو اليسار؛ وبذلك يقل تركيز أيونات OH^- ، ويبقى ثابت تأين الماء K_w ثابتاً. ونظراً إلى أن تركيز أيونات H_3O^+ الناتجة من التأين الذاتي للماء يكون صغيراً جداً مقارنة بتركيزها الناتج من تأين الحمض القوي؛ فيُهمَل، ويُعدّ الحمض المصدر الرئيس لهذه الأيونات، ويكون تركيزها في المحلول مساوياً لتركيز الحمض؛ أي أن:

$$[H_3O^+] = [Acid]$$

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

ويمكن حساب تركيز أيونات OH^- في المحلول باستخدام ثابت تأين الماء K_w ، كما يأتي:

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

يتضح ممّا سبق أن إضافة حمض قوي إلى الماء يؤدي إلى تكوين محلول حمضي يكون فيه تركيز H_3O^+ أكبر من تركيز أيونات OH^- ، ويبيّن الجدول (5) أشهر الحموض القوية، والأمثلة الآتية توضّح كيفية حساب تركيز أيونات H_3O^+ وتركيز أيونات OH^- في محلول حمض قوي.

الجدول (5): أشهر الحموض القوية.

اسم الحمض	صيغته الكيميائية
البركلوريك	$HClO_4$
الهيدروبيديك	HI
الهيدروبروميك	HBr
الهيدروكلوريك	HCl
النيتريك	HNO_3

الرّبط مع الحياة



يُعدّ حمض الهيدروكلوريك (HCl) في المعدة من أهم الإفرازات المعدية التي تسهم في هضم البروتينات، وتنشيط إنزيمات الهضم، وقتل الجراثيم التي تدخل إلى المعدة، وقد تجلّت عظمة الخالق بتوفير الوسائل الكفيلة بحماية جدار المعدة من تأثير هذا الحمض ومنع تأكله؛ وذلك عن طريق الإفراز المستمر للغشاء المخاطي المُبطّن لجدار المعدة، كما في الشكل أدناه، حيث يمنع الحمض من الوصول إلى النسيج الطلائي المُكوّن له، إضافة إلى قدرة هذا النسيج على التجدد بشكل مستمر.



المعدة

المثال 3

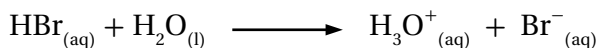
أحسب تركيز H_3O^+ وتركيز OH^- في محلول حمض الهيدروبروميك HBr تركيزه $1 \times 10^{-3} M$

تحليل السؤال:

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

المطلوب: أحسب تركيز H_3O^+ وتركيز OH^-

الحل:



معادلة تأين الحمض

$$[H_3O^+] = [HBr]$$

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

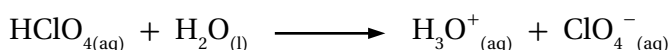
$$K_w = [H_3O^+][OH^-] = 1 \times 10^{-14}$$

$$[OH^-] = \frac{K_w}{[H_3O^+]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1 \times 10^{-3}} = 1 \times 10^{-11} M$$

المثال 4

أحسب تركيز H_3O^+ وتركيز OH^- في محلول جرى تحضيره بإذابة 0.02 mol من حمض البيركلوريك $HClO_4$ في 400 mL من الماء.

تحليل السؤال:



معادلة تأين الحمض

$$0.02 \text{ mol} = HClO_4 (n)$$

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

المطلوب: حساب تركيز H_3O^+ وتركيز OH^-

الحل:

أحسب أولاً تركيز الحمض الذي يساوي تركيز H_3O^+ :

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

$$[H_3O^+] = [HClO_4]$$

$$[H_3O^+] = 5 \times 10^{-2} M$$

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

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

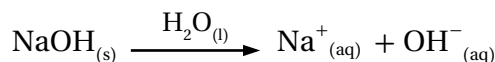
أحسب تركيز OH^- باستخدام K_w كما يأتي:

✓ أتأكد:

أحسب تركيز H_3O^+ وتركيز OH^- في محلول حمض النيتريك HNO_3 تركيزه 0.04 M

محاليل القواعد القويّة Strong Bases Solutions

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



ووفقاً لمبدأ لوتشاتيليه؛ فإنّ زيادة تركيز أيونات OH^- في الماء تؤدي إلى إزاحة موضع الاتزان فيه نحو اليسار؛ فيقلل ذلك من تركيز أيونات H_3O^+ ، ويبقى ثابت تأين الماء K_w ثابتاً. ونظراً إلى أنّ تركيز أيونات OH^- الناتجة من التأين الذاتي للماء يكون صغيراً جداً مقارنة بتركيزها الناتج من تأين القاعدة فيمكن إهمالها، وتعدّ القاعدة مصدراً رئيساً لهذه الأيونات، ويكون تركيزها في المحلول مساوياً لتركيز القاعدة؛ أي أنّ:

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

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

ويمكن حساب تركيز أيونات H_3O^+ في المحلول 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 ممّا سبق أنّ إضافة قاعدة قويّة إلى الماء تؤدي إلى زيادة تركيز OH^- ونقص تركيز H_3O^+ ، ويكون المحلول الناتج قاعدياً، ويبيّن الجدول (6) أشهر القواعد القويّة.

الجدول (6): أشهر القواعد القويّة.

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

الربط مع الصناعة الشحمة Grease



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

أحسب تركيز OH^- وتركيز H_3O^+ في محلول هيدروكسيد الليثيوم LiOH تركيزه $5 \times 10^{-4} \text{ M}$

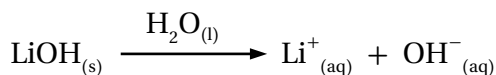
تحليل السؤال:

$$[\text{LiOH}] = 5 \times 10^{-4} \text{ M}$$

المطلوب: حساب تركيز OH^- وتركيز H_3O^+

الحل:

القاعدة LiOH قاعدة قوية تتأين كلياً وفق المعادلة الآتية:



معادلة تأين القاعدة:

أحسب تركيز OH^- وفق العلاقة الآتية:

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

$$[\text{OH}^-] = 5 \times 10^{-4} \text{ M}$$

أحسب تركيز H_3O^+ باستخدام العلاقة الآتية:

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

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{5 \times 10^{-4}} = 2 \times 10^{-11} \text{ M}$$

✓ أتتحقق:

أحسب تركيز H_3O^+ وتركيز OH^- في المحاليل الآتية:

1- محلول القاعدة هيدروكسيد البوتاسيوم KOH الذي تركيزه 0.5 M

2- محلول جرى تحضيره بإذابة 8 g من بلورات هيدروكسيد الصوديوم

NaOH في 200 mL من الماء. علماً أن $Mr_{(\text{NaOH})} = 40 \text{ g/mol}$

الرَّقْمُ الهيدروجيني pH والرَّقْمُ الهيدروكسيلي pOH

تحتوي المحاليل المائية على تراكيز صغيرة جدًا من أيونات الهيدرونيوم، حيث تُعبّر عن حموضة المحلول وأيونات الهيدروكسيد التي تُعبّر عن قاعدية المحلول. ولصعوبة التعامل مع هذه الأرقام يستخدم الكيميائيون طرائق أسهل للتعبير عن حموضة المحلول أو قاعديته، مثل الرَّقْمُ الهيدروجيني pH، والرَّقْمُ الهيدروكسيلي pOH. فما المقصود بكل منهما؟ وكيف يُستخدم كل منهما في التعبير عن حموضة المحلول أو قاعديته؟

الرَّقْمُ الهيدروجيني (pH): Hydrogen Power

تعتمد حموضة المحلول على تركيز أيونات الهيدرونيوم H_3O^+ فيه، وقد اقترح الكيميائيون استخدام مفهوم الرَّقْمُ الهيدروجيني **Hydrogen Power** للتعبير عن حموضة المحلول، وهو اللوغاريتم السالب لتركيز أيون الهيدرونيوم H_3O^+ في المحلول للأساس 10، ويُعبّر عنه رياضياً بالعلاقة الآتية:

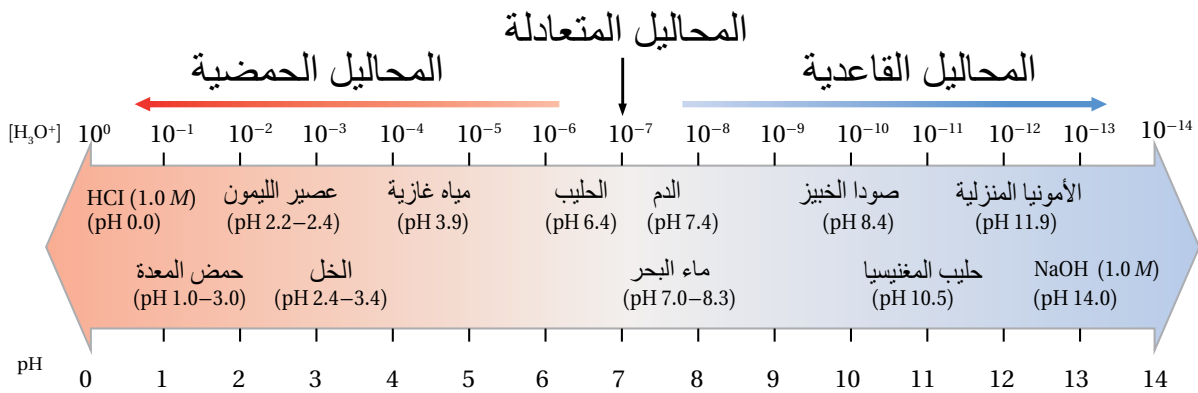
$$pH = -\log [H_3O^+]$$

ويعُدُّ مقياساً كمياً لحموضة المحلول؛ فهو مقياس مُدرّج من صفر إلى 14، ويبين الشكل (5) العلاقة بين حموضة المحاليل ورَّقمها الهيدروجيني pH وتراكيز أيونات الهيدرونيوم H_3O^+ .

يتضح من الشكل أن المحلول الحمضي يكون تركيز H_3O^+ فيه أكبر من 10^{-7} ، وتكون قيمة الرَّقْمُ الهيدروجيني pH أقل من 7، وفي المحلول المتعادل يكون تركيز H_3O^+ مساوياً 10^{-7} ، وقيمة الرَّقْمُ الهيدروجيني pH تساوي 7، أما في المحلول القاعدي فيكون تركيز H_3O^+ أقل من 10^{-7} ، وقيمة الرَّقْمُ الهيدروجيني pH أكبر من 7.

✓ **أنتحق:**

- 1- أُحدّد، بالاعتماد على الشكل (5)، الرَّقْمُ الهيدروجيني للمحاليل الآتية:
 أ) محلول تركيز H_3O^+ فيه يساوي $10^{-3} M$
 ب) محلول تركيز H_3O^+ فيه يساوي $10^{-12} M$
- 2- أستنتج أيّ المحلولين السابقين حمضي وأيهما قاعدي.



الشكل (5): العلاقة بين تركيز أيونات الهيدرونيوم في بعض المحاليل ورَّقمها الهيدروجيني.

* الشكل ليس للحفظ.

الحسابات المتعلقة بالرقم الهيدروجيني

تتفاوت تراكيز أيونات الهيدرونيوم H_3O^+ وأيونات الهيدروكسيد OH^- في المحاليل المائية للحموض والقواعد، ويحسب الرقم الهيدروجيني pH للمحلول بالاعتماد على تركيز أيونات H_3O^+ وباستخدام العلاقة الآتية:

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

أفكر: أستنتج تركيز المحلول إذا كان رقمه الهيدروجيني يساوي صفرًا (pH = 0).

المثال 6

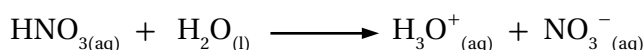
أحسب الرقم الهيدروجيني pH لمحلول حمض النيتريك HNO_3 ؛ تركيزه 0.25 M (علمًا أن $\log 2.5 = 0.4$).

تحليل السؤال: $[HNO_3] = 0.25 \text{ M}$

المطلوب: حساب pH للمحلول.

الحل:

يتأين الحمض HNO_3 كليًا، كما في المعادلة الآتية:



$$[H_3O^+] = [HNO_3] = 0.25 = 2.5 \times 10^{-1} \text{ M}$$

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

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

المثال 7

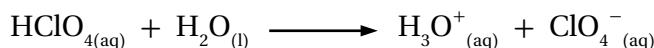
أحسب الرقم الهيدروجيني pH لمحلول حمض البيركلوريك $HClO_4$ ؛ تركيزه 0.04 M (علمًا أن $\log 4 = 0.6$).

تحليل السؤال: $[HClO_4] = 0.04 \text{ M}$

المطلوب: حساب pH للمحلول.

الحل:

يتأين الحمض $HClO_4$ كليًا وفق المعادلة الآتية:



$$[H_3O^+] = [HClO_4] = 0.04 \text{ M}$$

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

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

يكتب أحيانًا على بعض عبوات الأغذية والعصير الرقم الهيدروجيني للمادة التي تحتويها، ويمكن حساب تركيز أيونات الهيدرونيوم H_3O^+ فيها باستخدام العلاقة الآتية:

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

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

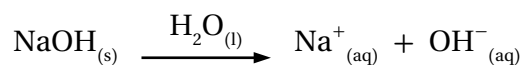
(علماً أن $\log 5 = 0.7$)

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:

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

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

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

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

✓ أنَحَقِّقْ:

1- أحسب pH لمحلول حمض الهيدروبيديك HI؛ تركيزه 0.03 M (علمًا أن $\log 3 = 0.48$).

2- أحسب $[H_3O^+]$ لعينة من عصير البندورة؛ ورقمها الهيدروجيني يساوي 4.3 (علمًا أن $\log 5 = 0.7$).

3- أحسب pH لمحلول القاعدة هيدروكسيد الليثيوم LiOH تركيزه 0.004 M (علمًا أن $\log 2.5 = 0.4$).

الرَّقْمُ الهيدروكسيلي pOH

يُستخدم الرَّقْمُ الهيدروكسيلي **Hydroxyl Power pOH** للتعبير عن قاعدية المحلول، وَيُعَرَّفُ بأنه اللوغاريتم السالب لتركيز أيونات الهيدروكسيد OH^- في المحلول للأساس 10، وَيُعَبَّرُ عنه بالعلاقة الآتية:

$$pOH = -\log [OH^-]$$

المثال 11

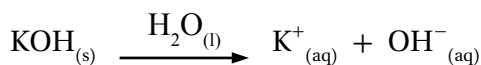
أحسب الرَّقْمُ الهيدروكسيلي pOH لمحلول القاعدة KOH تركيزه 0.01 M

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

المطلوب: أحسب الرَّقْمُ الهيدروكسيلي pOH

الحل:

تتأينُ القاعدة القويّة KOH كُليًّا في المحلول، كما في المعادلة:



ويمكن حساب تركيز OH^- في المحلول، كما يأتي:

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

$$pOH = -\log [OH^-]$$

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

ويمكن حساب تركيز أيونات الهيدروكسيد OH^- في المحلول بمعرفة الرَّقْمُ الهيدروكسيلي pOH فيه باستخدام العلاقة الآتية:

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

المثال 2

أحسب $[OH^-]$ لعبوة من حليب المغنيسيا مكتوب عليها أن الرقم الهيدروكسيلي pOH يساوي 4

تحليل السؤال:

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

$$pOH = 4$$

المطلوب: أحسب تركيز OH^- في الحليب.

الحل:

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

✓ أنحقق:

1- أحسب الرقم الهيدروكسيلي pOH لمحلول هيدروكسيد الليثيوم

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

2- أحسب $[OH^-]$ لعبوة مكتوب عليها أن الرقم الهيدروكسيلي pOH

يساوي 3.2 (علماً أن $\log 6.3 = 0.8$)

الربط بالصحة



حليب المغنيسيا: محلول معلق

من هيدروكسيد المغنيسيوم

بنسبة 8% بالكتلة، يُستخدم في

علاج الإمساك وعسر الهضم

وحرقة المعدة، وهو متوفر في

الصيدليات على شكل حبوب

أو سائل.



العلاقة بين pH و pOH

يرتبط الرقم الهيدروجيني pH بتركيز أيونات الهيدرونيوم في المحلول، في

حين يرتبط الرقم 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 أن:

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

وبضرب المعادلة بإشارة (-) نحصل على:

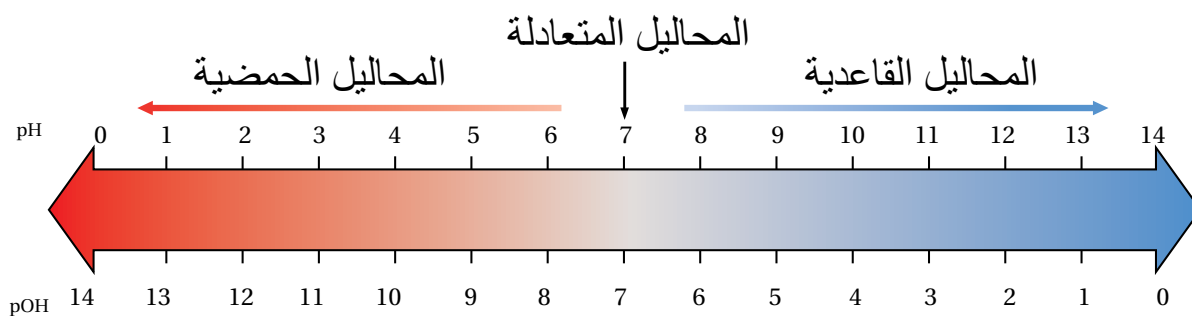
$$-\log[H_3O^+] + (-\log[OH^-]) = 14$$

وحيث إن:

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

فإنه يمكن التعبير عن العلاقة السابقة على النحو الآتي:

$$pH + pOH = 14$$



الشكل (6): العلاقة بين الرّقم الهيدروجيني والرّقم الهيدروكسيلي.
أستنتج العلاقة بين حمضية المحلول والرّقم الهيدروكسيلي.

يتضح من الشكل (6) أنّ القيم المتقابلة عمودياً تمثل مجموع الرّقم الهيدروجيني pH، والرّقم الهيدروكسيلي pOH للمحلول. فمثلاً؛ عندما تكون pH تساوي 2 تكون قيمة pOH المقابلة لها تساوي 12، وبهذا يمكن معرفة قيمة أيّ منهما للمحلول بمعرفة الأخرى.

المثال 13

أحسب الرّقم الهيدروجيني pH والرّقم الهيدروكسيلي pOH لمحلول حمض الهيدروكلوريك HCl، الذي تركيزه $1 \times 10^{-3} \text{ M}$

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

الحل:

أحسب pH للمحلول، كما يأتي:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(1 \times 10^{-3}) = 3$$

أحسب pOH، كما يأتي:

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

$$3 + \text{pOH} = 14$$

$$\text{pOH} = 14 - 3 = 11$$

✓ أتحقّق:

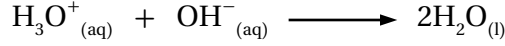
أحسب كلّاً من pH و pOH لكلّ من المحاليل الآتية:

1- محلول تركيز أيونات H_3O^+ فيه يساوي $1 \times 10^{-5} \text{ M}$

2- محلول تركيز أيونات OH^- فيه يساوي $1 \times 10^{-4} \text{ M}$

معايرة حمض قوي وقاعدة قوية Strong Acid Base Titration

تعرفُ التفاعلات التي تحدث بين محلول حمض ومحلول قاعدة بتفاعلات التعادل؛ حيث تتعادل أيونات الهيدرونيوم H_3O^+ والهيدروكسيد OH^- في المحلول، وينتج عن ذلك الماء، كما في المعادلة:



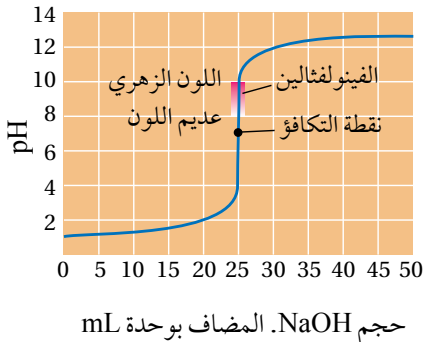
يُستفاد من تفاعل التعادل في تعيين تركيز مجهول من حمض أو تركيز مجهول من قاعدة، حيث يجري أولاً تحضير حجم معين من محلول معلوم التركيز من حمض أو قاعدة يسمى المحلول القياسي، ثم يُضاف المحلول القياسي تدريجياً (نقطة بعد نقطة) إلى المحلول مجهول التركيز المراد تعيين تركيزه. وتسمى هذه العملية **المعايرة Titration**.

وتستمر عملية الإضافة إلى حين الوصول إلى نقطة معينة يكون عندها عددٌ مولات أيونات الهيدروكسيد OH^- مكافئاً لعدد مولات أيونات الهيدرونيوم H_3O^+ في المحلول، وتسمى هذه النقطة **نقطة التكافؤ Equivalence Point**، وعند معايرة حمض قوي وقاعدة 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، ويتكوّن الملح، وتكون pH للمحلول تساوي 7.

وتسمى النقطة التي تضاف من المحلول القياسي إلى المحلول مجهول التركيز ويتغير عندها لون الكاشف **نقطة النهاية End Point**، وهي تُحدّد انتهاء عملية المعايرة.

ويُستخدم عادة كاشف الفينولفثالين عند معايرة حمض قوي بقاعدة قوية؛ إذ يتغير لونه من عديم اللون إلى اللون الزهري عند مدى من الرقم الهيدروجيني (8.2 – 10)، ولتوضيح تغيرات الرقم الهيدروجيني في أثناء عملية المعايرة تجري قراءة مقياس الرقم الهيدروجيني لمحلول الحمض عند بداية المعايرة وبعد كل إضافة من القاعدة وتسجيلها، ويُنظّم جدولٌ يُسجل فيه حجم القاعدة المضافة والرقم الهيدروجيني للمحلول عند الإضافة إلى حين الوصول إلى ما بعد نهاية المعايرة، ثم يُرسم منحنى المعايرة، ويبيّن الشكل (7) منحنى معايرة حمض HCl بالقاعدة NaOH.

والأمثلة الآتية توضّح الحسابات المتعلقة بمعايرة حمض قوي مع قاعدة قوية:



الشكل (7) منحنى معايرة حمض HCl بالقاعدة NaOH.

المثال 14

أحسب تركيز محلول الحمض HCl إذا تعادل 250 mL منه تمامًا مع 200 mL من محلول القاعدة NaOH؛ تركيزها



تحليل السؤال:

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

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

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

المطلوب: أحسب تركيز الحمض.

الحل:

أحسب عدد مولات القاعدة

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

عند التعادل يكون عدد مولات الحمض مساويًا لعدد مولات القاعدة؛ أي أن:

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

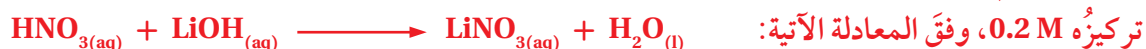
$$[\text{HCl}] \times V_{(\text{HCl})} = 0.004 \text{ mol}$$

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

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

المثال 15

أحسب حجم محلول الحمض HNO_3 الذي تركيزه 0.4 M، إذا تعادل تمامًا مع 20 mL من محلول القاعدة LiOH،



تحليل السؤال:

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

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

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

المطلوب: أحسب حجم الحمض HNO_3 .

الحل:

أحسب عدد مولات القاعدة:

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

عند التعادل يكون عدد مولات الحمض مساويًا لعدد مولات القاعدة؛ أي أن:

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

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

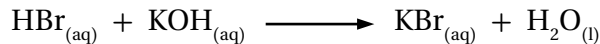
$$V_{(\text{HNO}_3)} = \frac{n}{[\text{HNO}_3]} = \frac{(0.004 \text{ mol})}{0.4 \text{ M}} = 0.01 \text{ L} = 10 \text{ mL}$$



أستخدم-بالتعاون

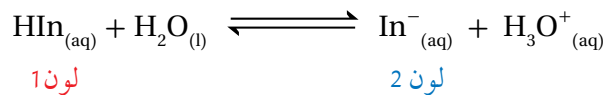
مع بعض زملائي- الكاميرا
الرَّقْمِيَّةَ لتصوير فيلم يُبَيِّنُ
مراحل تجربة معايرة حمض قوي
مع قاعدة قويَّة، وكيفية حساب
التركيز المجهول في التجربة،
ثمَّ أشاركه زملائي/ زميلاتي
في الصف.

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



الكواشف: Indicators

يستخدم الكيميائيون الكواشف لتحديد نقطة التكافؤ في أثناء عملية المعايرة، ومن ثمَّ معرفة انتهائها، **فالكواشف Indicators** موادَّ كيميائية يتغيَّر لونها حسب الرِّقْم الهيدروجيني للوسط الذي توجد فيه؛ فهي تتكوَّن من حموض عضويَّة ضعيفة أو قواعد عضويَّة ضعيفة يتغيَّر لونها في مدى معيَّن من الرِّقْم الهيدروجيني، فإذا رمزنا للكاشف الحمضي بالرمز HIn فإنه يتأَيَّن في المحلول، كما في المعادلة الآتية:



وعند إضافة محلول الكاشف HIn إلى محلول حمض يحتوي على تركيز مرتفع من أيونات H_3O^{+} مقارنةً بمحلول الكاشف؛ فإنَّ التفاعل -وفقًا لمبدأ لوتشاتلييه- سوف يندفع بالاتجاه العكسي في محلول الكاشف للتقليل من تركيز H_3O^{+} ؛ فيقلُّ ذلك من تركيز الأيون In^{-} ويختفي لونه (2)، في حين يزداد تركيز الكاشف HIn غير المتأَيَّن ويظهر لونه (1) في المحلول.

أمَّا عند إضافة محلول الكاشف إلى محلول قاعدة يحتوي على تركيز عالٍ من أيونات OH^{-} ؛ مدى الرقم الهيدروجيني لتغير اللون يتغيَّر لون الكاشف فإنَّ أيونات H_3O^{+} ستستهلك في محلول الكاشف، ووفقًا لمبدأ لوتشاتلييه سوف يندفع التفاعل بالاتجاه الأمامي لتعويض النقص في تركيز H_3O^{+} في معادلة الكاشف؛ ممَّا يزيد من تركيز الأيون In^{-} ويظهر لونه (2) في المحلول، بينما يقلُّ تركيز الكاشف HIn غير المتأَيَّن ويختفي لونه (1) من المحلول.

يتغيَّر لون الكاشف في مدى معيَّن من الرِّقْم الهيدروجيني يعتمد على النسبة بين تركيز ما يتأَيَّن منه إلى نسبته الأصلية. ويبيِّن الجدول (7) مدى الرِّقْم الهيدروجيني الذي يتغيَّر عنده لون بعض الكواشف.

الجدول (7): مدى الرّقم الهيدروجيني لتغيّر ألوان بعض الكواشف.

اسم الكاشف	تغيّر لون الكاشف		مدى الرقم الهيدروجيني لتغير اللون
	من	إلى	
الميثيل البرتقالي	أحمر	أصفر	3.1 – 4.4
الميثيل الأحمر	أحمر	أصفر	4.2 – 6.3
البروموثايمول الأزرق	أصفر	أزرق	6.0 – 7.6
الفينول الأحمر	أصفر	أحمر	6.8 – 8.4
الفينولفثالين	عديم اللون	زهري	8.2 – 10.0

* الجدول للاطلاع؛ ليس الحفظ.

تعتمد دقة نتائج المعايرة على اختيار الكاشف المناسب؛ حيث يجري اختيار كاشف يتغيّر لونه عند رّقم هيدروجيني قريب جدًا إلى نقطة التعادل. فمثلاً؛ عند معايرة الحمض HCl بالقاعدة NaOH يُستخدم كاشفُ الفينولفثالين أو الميثيل الأحمر، حيث يتغيّر لونهما في مدى قريب من نقطة التعادل.

✓ **أنحقّق:**

أستعين بالجدول (7) في تحديد لون الكاشف في كلّ من المحاليل الآتية:

- 1- الميثيل الأحمر في محلول قاعدي.
- 2- البروموثايمول الأزرق في محلول حمضي.

التجربة 2

معايرة حمض قوي بقاعدة قوية

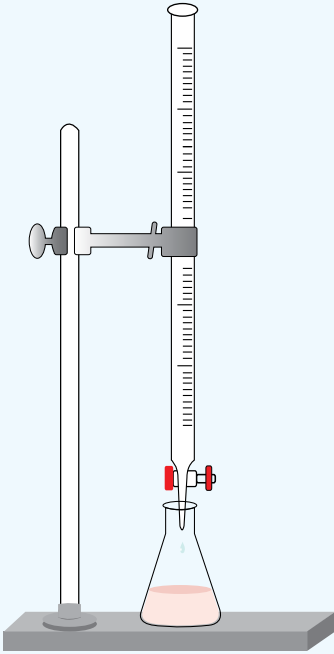
المواد والأدوات:

محلول حمض الهيدروكلوريك HCl مجهول التركيز، محلول هيدروكسيد الصوديوم NaOH تركيزه 0.2 M، كاشف الفينولفثالين، ورق مخروطي 250 mL، سحاحة، مخبر مدرج، قطارة، حامل فلزي، قمع زجاجي.

إرشادات السلامة:

- اتبع إرشادات السلامة العامة في المختبر.
- ارتدي معطف المختبر والنظارات الواقية والقفازات.
- تعامل مع محلول الحمض ومحلول القاعدة بحذر.

خطوات العمل:



- 1- **أَجْرِبْ:** أثبت السحاحة على الحامل، كما في الشكل.
- 2- **أَجْرِبْ:** أملأ السحاحة باستخدام القمع بمحلول هيدروكسيد الصوديوم إلى مستوى الصفر.
- 3- **أَقِيسْ** باستخدام المخبر المدرج 20 mL من محلول الحمض HCl مجهول التركيز، وأضعها في الدورق المخروطي.
- 4- أضيف، باستخدام القطارة، 3-4 قطرات من كاشف الفينولفثالين إلى محلول الحمض.
- 5- أضع الدورق المخروطي المحتوي على محلول الحمض أسفل السحاحة، كما في الشكل.
- 6- **ألاحظ:** أبدأ بإضافة محلول القاعدة من السحاحة تدريجيًا وبطءًا إلى محلول الحمض، وأمزج المحلول بتحريك الدورق دائريًا، وألاحظ تغير لون المحلول، وأُسجِّل ملاحظاتي.
- 7- **أضبط المتغيرات:** أتوقف عن إضافة محلول القاعدة عند النقطة التي يثبت عندها ظهور لون زهري في محلول الحمض، وأُسجِّل حجم محلول القاعدة المضاف.

التحليل والاستنتاج:

1. ماذا أسمى النقطة التي يحدث عندها تغير لون المحلول؟
2. **أحسب** عدد مولات القاعدة NaOH المضافة.
3. **أستنتج** عدد مولات الحمض المستخدمة.
4. **أحسب** تركيز الحمض HCl.
5. **أتوقع** الرقم الهيدروجيني للمحلول الناتج من عملية المعايرة.
6. **أصنّف** التفاعل الحاصل بين الحمض والقاعدة.

مراجعة الدرس

1- الفكرة الرئيسة: بماذا يُعبّر عن حمضية المحاليل أو قاعدتها؟

2- أوضّح المقصود بكلّ ممّا يأتي:

- التّأين الذاتي للماء
- الرّقم الهيدروجيني
- المعايرة
- نقطة النهاية.

3- أحسب تركيز H_3O^+ و OH^- في كلّ من المحاليل الآتية:

أ (HNO_3 تركيزه 0.02 M

ب) LiOH تركيزه 0.01 M

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

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

5- أفسّر: يقلّ تركيز OH^- في الماء عند تحضير محلول حمضي.

6- أحسب الرّقم الهيدروجيني pH لمحلول حمض HI؛ تركيزه 0.0005 M (علماً أنّ $\log 5 = 0.7$).

7- أحسب الرّقم الهيدروجيني pH لمحلول حمض HBr حُضّر بإذابة 0.81 g منه في 400 mL من الماء. (علماً أنّ الكتلة المولية للحمض $\text{HBr} = 81 \text{ g/mol}$ ، $\log 2.5 = 0.4$).

8- أحسب الرّقم الهيدروكسيلي والرّقم الهيدروجيني لمحلول HClO_4 ؛ تركيزه 0.008 M (علماً أنّ $\log 8 = 0.9$).

9- أحسب: يلزم 40 mL من محلول HI، حيث تركيزه 0.3 M ؛ لتتعاذل تماماً مع 60 mL من محلول KOH مجهول التركيز. أحسب تركيز KOH.

الفكرة الرئيسة:

يتأين الحمض الضعيف في المحلول المائي جزئياً، ويُعبّر عن قدرته على التأين باستخدام ثابت تأين الحمض K_a ، وكذلك الحال للقاعدة الضعيفة التي يُعبّر عن مدى تأينها بثابت تأين القاعدة K_b ، وتُستخدم ثوابت التأين لحساب تراكيز الأيونات الناتجة وحساب الرقم الهيدروجيني للمحلول.

نتائج التعلم:

- أوضح المقصود بثابت تأين كل من الحمض والقاعدة.
- أجري بعض الحسابات المتعلقة بثابت التأين لكل من الحمض والقاعدة.

المفاهيم والمصطلحات:

ثابت تأين الحمض

Acid Dissociation Constant

ثابت تأين القاعدة

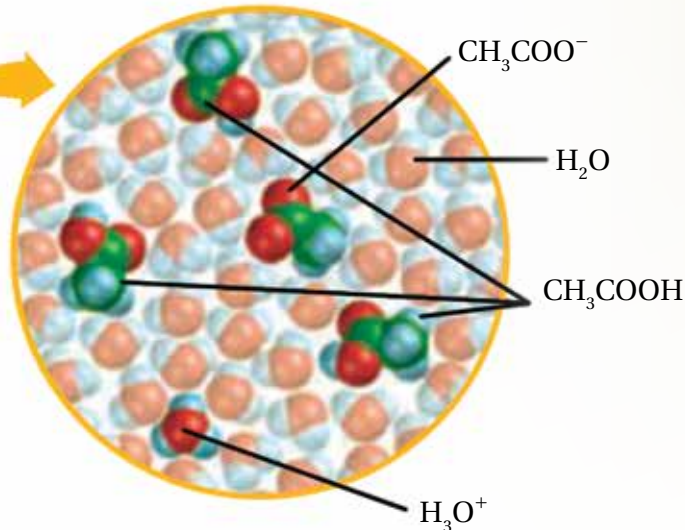
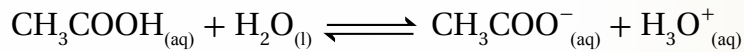
Base Dissociation Constant

الاتزان في محاليل الحموض والقواعد الضعيفة

Equilibrium in Weak Acids and Bases Solutions

عرفت في ما سبق أن الحموض والقواعد الضعيفة تتأين جزئياً في الماء، وأن ذوبانها يُعدّ مثلاً على الاتزان الكيميائي، ويُعبّر عن حالة الاتزان في المحاليل المائية للحموض الضعيفة التي تتأين جزئياً باستخدام ثابت تأين الحمض K_a (Acid Dissociation Constant)، حيث يُعدّ مقياساً كمياً لتأين الحمض الضعيف. أنظر الشكل (8) الذي يبين تأين حمض الإيثانويك (الخل) CH_3COOH . كما يمكن التعبير عن حالة الاتزان لمحاليل القواعد الضعيفة باستخدام ثابت تأين القاعدة K_b (Base Dissociation Constant)، حيث يُعدّ -أيضاً- مقياساً كمياً لتأين القاعدة الضعيفة. فكيف يُستخدم ثابت التأين في مقارنة قوة الحموض الضعيفة أو قوة القواعد الضعيفة؟

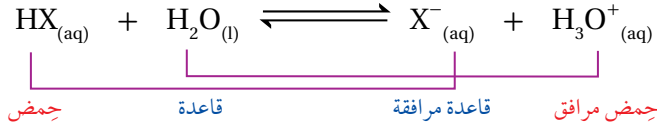
الشكل (8): تأين حمض الإيثانويك (الخل) في الماء.



الاتزان في محاليل الحموض الضعيفة

Equilibrium in Weak Acids Solutions

تتأينُ الحموضُ الضعيفةُ جُزئياً في الماء، فينتج أيونُ الهيدرونيوم H_3O^+ وأيونُ آخرُ سالب، فإذا رمزنا للحمض بشكل عام بالرمز HX فإنه يتأينُ، كما في المعادلة الآتية:



وتكونُ جُزيئاتُ الحمض غيرَ المتأينة في حالة اتزان مع الأيونات الناتجة H_3O^+ و X^- ، ويكون موضعُ الاتزان في التفاعل مُزاحاً جهة اليسار (جهة المواد المتفاعلة)؛ فيشيرُ إلى أنَّ القاعدةَ المرافقةَ (X^-) أقوى من القاعدة H_2O ، وهذا يُمكنُها من الارتباط بالبروتون وإعادة تكوين الحمض بصورة مستمرة؛ فيجعلُ تركيزُ الحمض عالياً مقارنةً بتركيز الأيونات الناتجة من تأينه. ويُعبَّرُ عن ثابت تأين الحمض على النحو الآتي:

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

ويُبينُ الجدولُ (8) قِيَمَ ثابت تأين بعض الحموض الضعيفة عند درجة حرارة $25^\circ C$. يُعبَّرُ ثابتُ تأين الحمض عن قوة الحمض وقدرته على التأين، حيث تزداد بزيادة قيمة ثابت تأين الحمض، فكلما زادت قوة الحمض زاد تركيز H_3O^+ ؛ فيزداد بذلك ثابتُ تأين الحمض K_a ، وبهذا يمكن مقارنة قوة الحموض الضعيفة بعضها ببعض، كما يُستفاد من ثابت تأين الحمض في حساب تركيز H_3O^+ ، والرقم الهيدروجيني لمحلول الحمض الضعيف.

الجدول (8): قِيَمَ ثابت تأين بعض الحموض الضعيفة عند درجة حرارة $25^\circ C$.

اسم الحمض	صيغته الكيميائية	ثابتُ تأين الحمض K_a
حمض الكبريت IV	H_2SO_3	1.3×10^{-2}
حمض الهيدروفلوريك	HF	6.8×10^{-4}
حمض النيتروجين III	HNO_2	4.5×10^{-4}
حمض الميثانويك	HCOOH	1.7×10^{-4}
حمض البنزويك	C_6H_5COOH	6.3×10^{-5}
حمض الإيثانويك	CH_3COOH	1.7×10^{-5}
حمض الكربونيك	H_2CO_3	4.3×10^{-7}
حمض كبريتيد الهيدروجين	H_2S	8.9×10^{-8}
حمض أحادي الهيبوكلوريك	HClO	3.5×10^{-8}
حمض الهيدروسيانيك	HCN	4.9×10^{-10}

* الجدول للاطلاع؛ ليس الحفظ.

الرَّبطُ مع علوم الأحياء

حمض الميثانويك HCOOH أو حمض الفورميك

سَخَّرَ اللهُ -عزَّ وجلَّ- هذا الحمض للنمل كي يستخدمه في كثير من المجالات، مثل الدفاع عن نفسه؛ فيقذفه في وجه أعدائه، ويفرزه من الفك السفلي عند عض فرائسه (لسعات النمل)، ويستخدمه مُطَهِّراً للحفاظ على أعشاشه نظيفة، ولتنظيف صغاره، ويفرزه من المسام الحمضية في بطونه؛ ليرشده في أثناء العودة إلى مساكنه.



✓ **أنُحَقِّقْ:**

أدرُسُ الجدولَ (8)، ثُمَّ أُجيب عن الأسئلة الآتية:

1- أُحدِّدُ الحمضَ الأقوى:

HCOOH أم H_2CO_3

2- **أُتَوَقَّعُ** أيُّها له رَقْمُ هيدروجيني أقلُّ: محلول الحمض HNO_2 ، أم محلول الحمض HClO. علماً أنَّ لهما التركيز نفسه.

3- **أُتَوَقَّعُ** أيَّ محاليل الحموض

متساوية التركيز الآتية يحتوي أعلى تركيز من أيونات OH^- :

HF، HClO، CH_3COOH ؟

حساب تركيز أيون الهيدرونيوم H_3O^+ لمحاليل الحموض الضعيفة:
تنتج أيونات الهيدرونيوم H_3O^+ من تأين الحمض الضعيف في الماء،
ويجري حساب تركيزها باستخدام ثابت تأين الحمض، كما في المثال الآتي:

المثال 16

أحسب تركيز أيونات H_3O^+ في محلول حمض الإيثانويك CH_3COOH ، حيث تركيزه 0.1 M
علمًا أن $K_a = 1.7 \times 10^{-5}$.

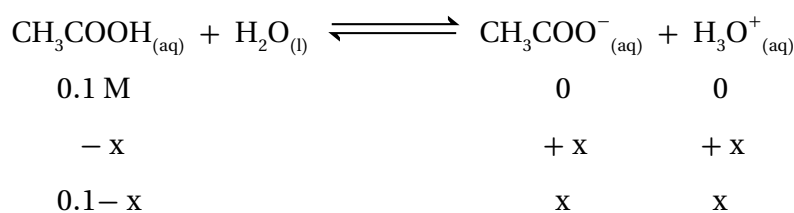
تحليل السؤال: $[CH_3COOH] = 0.1\text{ M}$

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

المطلوب: حساب $[H_3O^+]$

الحل:

أكتب معادلة تأين الحمض:



التركيز عند البداية

التغير في التركيز

التركيز عند الاتزان

أكتب ثابت التأيّن:

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

وبالتعويض في ثابت التأيّن نجد أن:

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

ولما كان النقص في تركيز الحمض صغيرًا جدًا مقارنة بتركيز الحمض (0.1)؛ فيُهمل هذا النقص ويُعتبر تركيز

الحمض ثابتًا؛ أي أن $0.1 - x \approx 0.1\text{ M}$

وبهذا يمكن حساب تركيز H_3O^+ ، كما يأتي:

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

$$[H_3O^+] = x = 1.3 \times 10^{-3}\text{ M}$$

وبأخذ جذر الطرفين نجد أن:

✓ أنصحق:

أحسب تركيز أيونات H_3O^+ في محلول حمض النيتروجين (HNO_2 (III)، حيث تركيزه 0.03 M

علمًا أن $K_a = 4.5 \times 10^{-4}$

حساب الرّقم الهيدروجيني pH لمحاليل الحموض الضعيفة:
يمكن حساب الرّقم الهيدروجيني للمحلول بالاعتماد على تركيز أيون
الهيدرونيوم H_3O^+ ، كما في المثال الآتي:

المثال 17

أحسب الرّقم الهيدروجيني لمحلول حمض البنزويك C_6H_5COOH تركيزه 2 M
(علماً أنّ $K_a = 6.3 \times 10^{-5}$, $\log 1.12 = 0.05$).

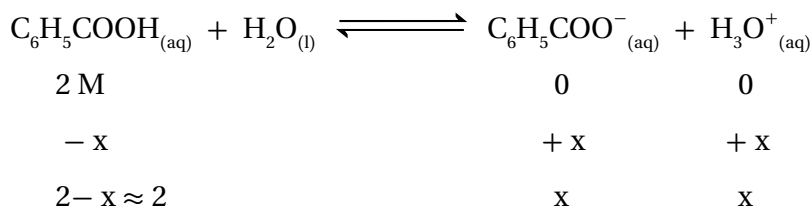
تحليل السؤال: $[C_6H_5COOH] = 2 M$

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

المطلوب: حساب pH للمحلول.

الحل:

أكتب معادلة تأين الحمض:



أكتب ثابت التأيّن:

$$K_a = \frac{[H_3O^+][C_6H_5COO^-]}{[C_6H_5COOH]}$$

ولمّا كان $X = [H_3O^+] = [C_6H_5COO^-]$ ؛ فيمكن كتابة ثابت تأين الحمض كما يأتي:

$$6.3 \times 10^{-5} = \frac{X^2}{2}$$

$$X = [H_3O^+] = \sqrt{1.26 \times 10^{-4}} = 1.12 \times 10^{-2} M$$

أحسب الرّقم الهيدروجيني باستخدام العلاقة:

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

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

✓ أنحقّق:

أحسب الرّقم الهيدروجيني pH لمحلول حمض الهيدروسيانيك HCN، حيث تركيزه 0.02 M

علماً أنّ $(\log 3.1 = 0.49 , K_a = 4.9 \times 10^{-10})$.

استخدام الرّقم الهيدروجيني لحساب كمية الحمض أو ثابت التأيّن K_a :
 بمعرفة الرّقم الهيدروجيني للمحلول يمكن حساب كمية الحمض اللازمة
 لتحضيره، كما يُستفاد من الرّقم الهيدروجيني -أيضاً- في حساب ثابت تأيّن
 الحمض، والأمثلة الآتية توضّح ذلك:

المثال ١٨

أحسب كتلة حمض الميثانويك $HCOOH$ اللازمة لتحضير محلول منه حجمه 1 L ورّقمه الهيدروجيني 2.7
 (علماً أنّ $K_a = 1.7 \times 10^{-4}$, $\log 2 = 0.3$, $Mr = 46 \text{ g/mol}$).

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

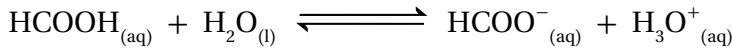
$pH = 2.7$

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

المطلوب: حساب كتلة الحمض.

الحل:

أكتب معادلة تأيّن الحمض:



يُستفاد من pH في حساب تركيز H_3O^{+} ، كما يأتي:

$$[H_3O^{+}] = 10^{-pH} = 10^{-2.7} = 10^{(-2.7+3)-3} = 10^{0.3} \times 10^{-3} = 2 \times 10^{-3} \text{ M} = [HCOO^{-}]$$

أحسب تركيز الحمض باستخدام ثابت التأيّن، كما يأتي:

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

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

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

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

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

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

أستخدم عدد المولات لحساب كتلة الحمض، كما يأتي:

$$n = \frac{m}{Mr} \rightarrow m = n \times Mr$$

$$= 2.35 \times 10^{-2} \text{ mol} \times 46 \text{ g/mol} = 1.08 \text{ g}$$

أحسب ثابت تأيّن حمض ضعيف HA رَقْمُهُ الهيدروجيني يساوي 3 حُضِرَ بإذابة 0.1 mol منه في 500 mL من الماء. (أهمل التغير في الحجم).

تحليل السؤال:

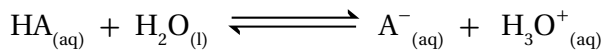
pH = 3، عدد مولات الحمض = 0.1 mol

حجم المحلول (v) = 500 mL = 0.5 L

المطلوب: حساب ثابت تأيّن الحمض K_a .

الحل:

أكتب معادلة تأيّن الحمض:



أحسب تركيز H_3O^{+} باستخدام الرَقْم الهيدروجيني، كما يأتي:

$$[H_3O^{+}] = 10^{-pH} = 10^{-3} = 1 \times 10^{-3} M = [A^{-}]$$

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

$$M = \frac{n}{v} = \frac{0.1}{0.5} = 0.2 M$$

أحسب ثابت تأيّن الحمض، كما يأتي:

$$K_a = \frac{[H_3O^{+}][A^{-}]}{[HA]} = \frac{1 \times 10^{-6}}{0.2} = 5.0 \times 10^{-6}$$

✓ أنحقّق:

أحسب كتلة حمض الكبريت (IV) H_2SO_3 اللازمة لتحضير محلول منه حجمه 0.5 L، وَرَقْمُهُ الهيدروجيني يساوي 2 (علمًا أنّ $K_a = 1.3 \times 10^{-2}$, $Mr = 82 \text{ g/mol}$).

الربط مع الصناعة



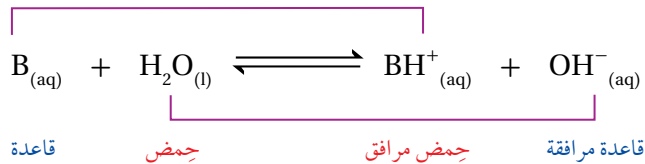
تُعَدُّ شركة مناجم الفوسفات الأردنية رائدةً في إنتاج حمض الفوسفوريك H_3PO_4 وحمض الكبريتيك H_2SO_4 بتقنية عالية في منطقة الشبيبة في جنوبي الأردن، حيث تبلغ كمية الإنتاج من حمض الفوسفوريك نحو 224 ألف طن سنوياً، وقُرابة 660 ألف طن متري من حمض الكبريتيك تُخزّن في منشأة خاصة بمدينة العقبة؛ وبهذا تُعَدُّ الشركة لبنة أساسية في بناء الاقتصاد الوطني 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 OH^- وأيون آخر موجب، فإذا رمزنا للقاعدة الضعيفة بشكل عام بالرمز B فإنها تتأين، كما في المعادلة الآتية:



وتكون جزيئات القاعدة غير المتأينة في حالة اتزان مع الأيونات الناتجة OH^- و BH^+ ، ويكون موضع الاتزان في التفاعل مُزاحاً جهة اليسار (جهة المواد المتفاعلة)؛ فيشير ذلك إلى أن الحمض المرافق (BH^+) أقوى من الحمض H_2O ، ويمكنه منح البروتون للقاعدة المرافقة ويعيد تكوين القاعدة (B) في التفاعل باستمرار؛ فيبقى تركيزها عالياً مقارنةً بتركيز الأيونات الناتجة من تأينها، ويمكن التعبير عن ثابت الاتزان للتفاعل على النحو الآتي:

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

يسمى ثابت الاتزان لتأين القاعدة الضعيفة ثابت تأين القاعدة ويُرمز له K_b ، ويبين الجدول (9) قيم ثابت التأين لبعض القواعد الضعيفة عند درجة حرارة 25°C . ويُعدُّ 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 ، ومن ثمَّ يقلُّ تركيز أيونات H_3O^+ ، ويزداد بذلك الرقم الهيدروجيني pH للمحلول، ويُستفاد من ثابت تأين القاعدة في مقارنة قوة القواعد الضعيفة بعضها ببعض، وفي حساب تركيز OH^- ، وفي حساب الرقم الهيدروجيني لمحلول القاعدة الضعيفة.

الجدول (9): قيم ثابت التأين لبعض القواعد الضعيفة عند درجة حرارة 25°C .

اسم القاعدة	صيغة القاعدة	ثابت تأين القاعدة K_b
إيثيل أمين	$\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$	4.7×10^{-4}
ميثيل أمين	CH_3NH_2	4.4×10^{-4}
أمونيا	NH_3	1.8×10^{-5}
هيدرازين	N_2H_4	1.7×10^{-6}
بيريدين	$\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$	1.4×10^{-9}
أنيلين	$\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$	2.4×10^{-10}

* الجدول للاطلاع؛ ليس الحفظ.

✓ **أنتحق:**

بالرجوع إلى الجدول (9)؛ أجب عن الأسئلة الآتية:

- 1- **أتوقع** المحلول الذي له أقلُّ رقم هيدروجيني NH_3 أم $\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$ ، علماً أن لهما التركيز نفسه.
- 2- أحدد القاعدة الأقوى في الجدول.
- 3- أحدد القاعدة التي يكون حمضها المرافق له أقلُّ رقم هيدروجيني: CH_3NH_2 أم N_2H_4 علماً أن لها التركيز نفسه.

حساب تركيز أيونات OH^- في محلول قاعدة ضعيفة:
تتأين القاعدة الضعيفة جزئياً في الماء؛ فينتج من تأينها أيونات OH^- والحمض
المرافق للقاعدة، ويمكن حساب تركيز أيونات OH^- باستخدام ثابت تأين
القاعدة K_b ، والمثال الآتي يوضح ذلك:

المثال 20

تتأين الأمونيا في الماء وفقاً للمعادلة الآتية:



أحسب تركيز OH^- في محلول الأمونيا NH_3 ، حيث تركيزه 0.2 M علماً أن ثابت تأين الأمونيا $K_b = 1.8 \times 10^{-5}$

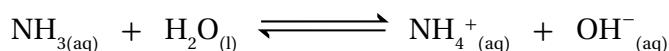
تحليل السؤال: $[\text{NH}_3] = 0.2 \text{ M}$

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

المطلوب: حساب $[\text{OH}^-]$

الحل:

أكتب معادلة تأين القاعدة:



$$0.2 \text{ M}$$

$$0$$

$$0$$

التركيز عند البداية

$$-x$$

$$+x$$

$$+x$$

التغير في التركيز

$$0.2 - x$$

$$x$$

$$x$$

التركيز عند الاتزان

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

أكتب ثابت التآين:

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

ونظراً إلى أن قيمة x صغيرة جداً مقارنة بتركيز القاعدة؛ فيمكن اعتبار أن $0.2 - x \approx 0.2$

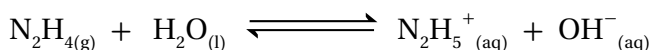
$$x^2 = 0.2 \times 1.8 \times 10^{-5} = 0.36 \times 10^{-5} = 3.6 \times 10^{-6}$$

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

وبأخذ جذر الطرفين نجد أن:

✓ أنحقق:

تتأين الهيدرازين N_2H_4 ذات التركيز 0.04 M ، وفق المعادلة الآتية:



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

حساب الرّقم الهيدروجيني pH لمحلول قاعدة ضعيفة:

يعتمد الرّقم الهيدروجيني لمحلول القاعدة على تركيز أيونات OH^- ، حيث يمكن حسابه كما في المثال السابق، ثمّ أحسب تركيز أيونات H_3O^+ باستخدام ثابت تأين الماء K_w ، ومنه أحسب pH، والمثال الآتي يوضّح ذلك:

المثال 21

أحسب الرّقم الهيدروجيني لمحلول البيريدين $\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$ ، حيث تركيزه 2 M (علماً أنّ $\log 1.9 = 0.28$ ، $K_b = 1.4 \times 10^{-9}$).

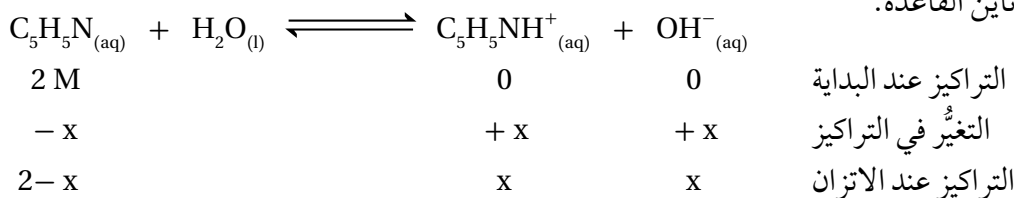
تحليل السؤال: $[\text{C}_5\text{H}_5\text{N}] = 2 \text{ M}$

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

المطلوب: حساب pH للمحلول.

الحل:

أكتب معادلة تأين القاعدة:



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

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

فأكتب ثابت التّأين كما يأتي:

أحسب تركيز OH^- باستخدام قانون ثابت التّأين 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 H_3O^+ باستخدام ثابت تأين الماء K_w ، كما يأتي:

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

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

أحسب الرّقم الهيدروجيني باستخدام العلاقة:

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

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

أنحقّق: ✓

أحسب الرّقم الهيدروجيني لمحلول الأمونيا NH_3 ، حيث تركيزه 0.02 M (علماً أنّ: $\log 1.66 = 0.22$ ، $K_b = 1.8 \times 10^{-5}$).

استخدام الرّقم الهيدروجيني لحساب كميّة القاعدة أو ثابت التأيّن K_b :
 يمكن حساب كميّة القاعدة اللازمة لتحضير محلول معيّن منها بمعرفة
 الرّقم الهيدروجيني للمحلول المراد تحضيره، كما يُستفاد -أيضاً- من الرّقم
 الهيدروجيني لمحلول قاعدة ما في تعيين ثابت تأيّناتها، والأمثلة الآتية توضّح ذلك.

المثال 22

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



أحسب ثابت تأيّن الأنيلين لمحلول منها؛ تركيزه 4 M يحتوي على أيونات OH^- تركيزها $3.1 \times 10^{-5}\text{ M}$

تحليل السؤال: $[C_6H_5NH_2] = 4\text{ M}$

$$[OH^-] = 3.1 \times 10^{-5}\text{ M}$$

المطلوب: حساب ثابت تأيّن القاعدة (K_b)

الحل: أكتب ثابت تأيّن القاعدة:

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

$$K_b = \frac{(3.1 \times 10^{-5})^2}{4} = \frac{9.6 \times 10^{-10}}{4} = 2.4 \times 10^{-10}$$

المثال 23

تتأين القاعدة إيثيل أمين $CH_3CH_2NH_2$ وفق المعادلة الآتية:



أحسب تركيز القاعدة في محلول منها رّفمها الهيدروجيني 11 علماً أنّ ثابت تأيّن القاعدة $K_b = 4.7 \times 10^{-4}$

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-11} = 1 \times 10^{-11}$$

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

$$[OH^-] = \frac{1 \times 10^{-14}}{1 \times 10^{-11}} = 1 \times 10^{-3}\text{ M}$$

$$[CH_3CH_2NH_2] = \frac{1 \times 10^{-6}}{4.7 \times 10^{-4}} = 2.1 \times 10^{-3}\text{ M}$$

تحليل السؤال: $pH = 11$

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

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:

✓ **أنتحقّق:** أحسب ثابت تأيّن القاعدة بيوتيل أمين $C_4H_9NH_2$ ، حيث تركيزها 0.4 M ، ورّفمها الهيدروجيني يساوي 12.

مراجعة الدرس

- الفكرة الرئيسة: أوضح العلاقة بين ثابت تأين الحمض الضعيف ورقمه الهيدروجيني.
- أحسب تركيز H_3O^+ وتركيز OH^- وقيمة pOH في كلٍّ من المحاليل الآتية: (مستعينًا بالجدولين 8، 9).
 - أ. محلول HNO_2 ؛ تركيزه 0.02 M
 - ب. محلول NH_3 ؛ تركيزه 0.01 M

3- أفسّر. زيادة ثابت التأين يزداد تركيز OH^- في محلول القاعدة الضعيفة.

- أطبّق. يُبيّن الجدول المجاور قيم ثابت تأين عدد من الحموض الضعيفة. أدرس هذه القيم، ثم أجيب عن الأسئلة الآتية:

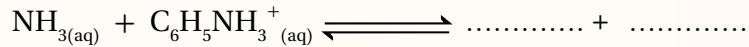
الحمض	K_a
$\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$	6.3×10^{-5}
HNO_2	4.5×10^{-4}
CH_3COOH	1.7×10^{-5}
HCN	4.9×10^{-10}

- أ. أكتب صيغة القاعدة المرافقة التي لها أعلى قيمة pH.
 - ب. أحدد أيّ المحلولين له أقل رقم هيدروجيني HNO_2 أم HCN .
 - ج. أستنتج الحمض الذي يكون تركيز H_3O^+ فيه أقل ما يمكن.
 - د. أتوقع الحمض الذي يحتوي محلوله على أقل تركيز من أيونات OH^- .
- هـ. أحسب الرقم الهيدروجيني pH لمحلول CH_3COOH ؛ حُضِرَ بإذابة 12 g منه في 400 mL من الماء. علمًا أن (الكتلة المولية للحمض CH_3COOH = 60 g/mol ، $\log 2.9 = 0.46$).

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

القاعدة	K_b
CH_3NH_2	4.4×10^{-4}
NH_3	1.8×10^{-5}
N_2H_4	1.7×10^{-6}
$\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$	1.4×10^{-9}

- أ. أكتب صيغة الحمض المرافق الذي له أقل pH.
- ب. أحدد أيّ القواعد يحتوي محلولها على أقل تركيز من H_3O^+ .
- ج. أستنتج أيّ القواعد أكثر تأيّنًا في الماء.
- د. أحلّل. أكمل المعادلة الآتية، ثم أعيّن الزوجين المترافقين:



- هـ. أحسب كتلة القاعدة N_2H_4 اللازم إضافتها إلى 400 mL من الماء لتحضير محلول منها؛ رقمه الهيدروجيني يساوي 9.4 (علمًا أن الكتلة المولية للقاعدة N_2H_4 تساوي 32 g/mol، وأن $\log 3.9 = 0.6$).

محاليل الأملاح Salts Solutions

تُعدُّ الأملاح من المواد الأساسية المكوِّنة 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، وتُستعمل الأملاح في صناعة الكثير من الأدوية، ومستحضرات التجميل، وغيرها، ويبيِّن الشكل (9) بعض الأملاح المُستخدمة في الصناعات المختلفة. فما المقصود بالأملاح؟ وما أهم خصائصها؟

الخصائص الحمضية والقاعدية للأملاح:

Acidic and basic properties of salts

فسَّر مفهوم برونستد - لوري سلوك كثير من الحموض والقواعد وفقاً لقدرتها على منح البروتون أو استقبله، كما فسَّر الخصائص الحمضية والقاعدية للأملاح تبعاً لقدرة أيوناتها على منح البروتون أو استقبله في التفاعل؛ فالأملاح Salts مركبات أيونية تنتج من تعادل محلول حمض مع محلول قاعدة، وعند إذابتها في الماء تتفكك منتجةً أيونات موجبة وأخرى سالبة، وقد تتفاعل هذه الأيونات مع الماء وتنتج أيونات H_3O^+ أو OH^- في ما يُعرف بعملية التميُّه Hydrolysis. وتتفاوت الأملاح في قدرتها على التفكك، وفي درسنا هذا سوف ندرس الأملاح على فرض أنها تتفكك كلياً.

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



الفكرة الرئيسة:

للكثير من الأملاح خصائص حمضية أو قاعدية، حيث تغيَّر من الرِّقْم الهيدروجينيِّ للمحلول الذي تُضاف إليه، وينتج عن ذوبان الملح القاعدي المشتق من الحمض الضعيف فيه ما يسمى المحلول المنظم، وكذلك بالنسبة إلى القاعدة الضعيفة عندما يذوب فيها الملح الحمضي المشتق منها. ويقاوم المحلول المنظم التغيُّر في الرِّقْم الهيدروجيني في ما لو أُضيفت إليه كمية قليلة من حمض أو قاعدة قوية.

نتائج التعلم:

- أَوْضَح المقصود بكلٍّ من: الملح، التميهِ، الأيون المشترك، المحلول المنظم.
- أفسَّر خصائص الملح الحمضية أو القاعدية.
- أحسب الرِّقْم الهيدروجيني لمحلول حمض ضعيف أو قاعدة ضعيفة عند إضافة كمية من الملح.
- أجري بعض الحسابات المتعلقة بالمحلول المنظم.

المفاهيم والمصطلحات:

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

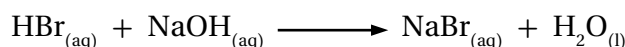


الشكل (10): اختلاف لون الكاشف في محاليل بعض الأملاح تبعاً لاختلاف خصائصها.

تختلف طبيعة الملح وسلوكه تبعاً لمصدر أيوناته من الحمض والقاعدة وقدرتها على التفاعل مع الماء، فبعض الأملاح لا تتميّه في الماء، لذا لا تنتج أيونات H_3O^+ أو OH^- ؛ فهي ذات طبيعة متعادلة، مثل كلوريد الصوديوم $NaCl$ ، وبعضها الآخر يتميّه في الماء، فينتج أيونات H_3O^+ ، فيكون له خصائص حمضية، مثل كلوريد الأمونيوم NH_4Cl ، أو ينتج أيونات OH^- ، وله خصائص قاعدية، مثل فلوريد البوتاسيوم KF ، أنظر الشكل (10). حيث يبين اختلاف لون كاشف برومو ثيمول الأزرق في محاليل الأملاح الثلاثة تبعاً لاختلاف خصائصها. وستعرّف في ما يأتي خصائص بعض هذه الأملاح.

الأملاح المتعادلة Neutral Salts

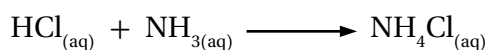
تنتج الأملاح المتعادلة عند تعادل حمض قوي مع قاعدة قوية. فمثلاً؛ ينتج ملح بروميد الصوديوم $NaBr$ من تعادل محلول الحمض القوي HBr مع محلول القاعدة القوية $NaOH$ ، كما في المعادلة الآتية:



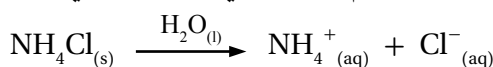
بالتدقيق في صيغة الملح $NaBr$ ؛ نجد أنه يتكوّن من أيون البروميد Br^- ، وهو قاعدة مرافقة ضعيفة للحمض القوي الهيدروبروميك HBr ، لا يمكنه استقبال البروتون في المحلول، فلا يتفاعل مع الماء، ولا يؤثر في تركيز أيونات OH^- أو H_3O^+ ، أمّا الأيون Na^+ فمصدره القاعدة القوية هيدروكسيد الصوديوم $NaOH$ ، وليس له القدرة على التفاعل مع الماء، فلا يؤثر في تركيز أيونات H_3O^+ أو OH^- في المحلول، ومن ثمّ فإنّ تراكيز أيونات H_3O^+ وأيونات OH^- تبقى ثابتة في الماء، وبذلك يكون الرقم الهيدروجيني لمحاليل الأملاح الناتجة من تفاعل حمض قوي وقاعدة قوية، مثل الملح بروميد الصوديوم $NaBr$ ؛ يساوي 7، وتكون محاليلها متعادلة.

الأملاح الحمضية Acidic Salts

تنتج الأملاح الحمضية من تفاعل حمض قوي مع قاعدة ضعيفة. فمثلاً؛ ينتج ملح كلوريد الأمونيوم NH_4Cl من تفاعل حمض الهيدروكلوريك HCl مع الأمونيا NH_3 ، كما في المعادلة الآتية:

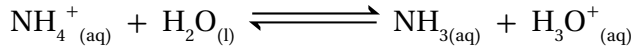


وعند تفكك الملح الحمضي يكون الأيون السالب قاعدة مرافقة ضعيفة لحمض قوي؛ فلا يتفاعل مع الماء، بينما يسلك الأيون الموجب كحمض مرافق قوي للقاعدة الضعيفة، ويتفاعل مع الماء وينتج أيون الهيدرونيوم H_3O^+ . فمثلاً؛ يذوب ملح كلوريد الأمونيوم NH_4Cl في الماء، كما في المعادلة الآتية:



يلاحظ أنّ أيون الكلوريد Cl^- قاعدة مرافقة ضعيفة لحمض الهيدروكلوريك القوي HCl وليس له القدرة على استقبال البروتون في المحلول؛ أي أنه لا

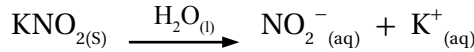
يتفاعل مع الماء، في حين أن أيون الأمونيوم NH_4^+ حمض مرافق قوي نسبياً للقاعدة الضعيفة الأمونيا NH_3 ، يمكنه منح البروتون للماء في المحلول منتجاً أيونات الهيدرونيوم H_3O^+ ، كما في المعادلة الآتية:



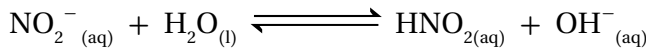
وبذلك يزداد تركيز H_3O^+ في المحلول، ويقل الرّقم الهيدروجيني، ويكون محلول الملح حمضياً.

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 يتفاعل مع الماء، بينما يسلك الأيون السالب كقاعدة مرافقة قوية للحمض الضعيف، ويتفاعل مع الماء وينتج أيون الهيدروكسيد OH^- . فمثلاً؛ يذوب ملح نترات البوتاسيوم KNO_2 في الماء ويتفكك، كما في المعادلة الآتية:



يكون مصدر أيونات البوتاسيوم K^+ القاعدة القوية هيدروكسيد البوتاسيوم KOH ، لذا؛ فهي لا تتفاعل مع الماء ولا تؤثر في تركيز أيونات H_3O^+ أو OH^- في المحلول، أما أيونات النترات NO_2^- فهي قاعدة مرافقة قوية نسبياً للحمض النيتروجين (III) الضعيف HNO_2 ، لذا؛ تتفاعل مع الماء، كما في المعادلة الآتية:



يتضح من المعادلة أن تركيز أيونات الهيدروكسيد OH^- يزداد في المحلول، وبذلك يزداد الرّقم الهيدروجيني pH ، ويكون محلول الملح قاعدياً.

نستنتج ممّا سبق؛ أن بعض الأملاح تذوب في الماء وتتفكك إلى أيونات سالبة وأخرى موجبة، وتنتشر بين جزيئات الماء دون أن تتفاعل معها، مثل ملح كلوريد الصوديوم NaCl ، وهذا ما يُعرف بعملية الذوبان **Solubility**، أمّا في عملية التميّة فإن الأيونات الناتجة من تفكك الملح تتفاعل مع الماء وتغيّر من تركيز أيونات OH^- أو H_3O^+ ، ومن ثمّ تؤثر في الرّقم الهيدروجيني للمحلول الناتج، وبهذا يكون لمحاليل الأملاح تأثير حمضي أو قاعدي أو متعادل، ويعتمد ذلك على مصدر أيونات الملح من الحمض والقاعدة. أنظر الجدول (10).

الجدول (10): سلوك الملح تبعاً لمصدر أيوناته.

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

أفكر: ما الحمض والقاعدة اللذان ينتج من تفاعلها ملح كربونات الليثيوم الهيدروجينية LiHCO_3 ؟

✓ **أتحقّق:**

- 1- أوضّح الفرق بين الذوبان والتميّة.
- 2- أحدّد الخصائص الحمضية والقاعدية والمتعادلة لمحاليل الأملاح الآتية: $\text{N}_2\text{H}_5\text{NO}_3$, KNO_3 , NaOCl , $\text{CH}_3\text{NH}_3\text{Cl}$
- 3- أفسّر التأثير القاعدي لمحلول الملح NaOCl .

التجربة 3

تَمْيُّهُ الأملاح

المواد والأدوات:

كميات مناسبة من الأملاح الآتية: كلوريد الصوديوم NaCl ، كلوريد الأمونيوم NH_4Cl ، كربونات الصوديوم الهيدروجينية NaHCO_3 ، إيثانوات الصوديوم CH_3COONa ، محلول الكاشف العام، كأس زجاجية 100 mL عدد (5)، قطع ورق لاصق، ماء مُقَطَّر، قطارة، ملعقة تحريك، ميزان حساس، مخبر مُدَرَّج.

إرشادات السلامة:

- أتبع إرشادات السلامة العامة في المختبر.
- ارتدي معطف المختبر والنظارات الواقية والقفازات.
- أتعامل مع المواد الكيميائية بحذر.

خطوات العمل:

- 1- أكتب اسم كل ملح وصيغته الكيميائية على قطعة الورق اللاصق وألصقها على أحد الكؤوس، ثم ألصق على الكأس الأخيرة ورقة كتب عليها ماء مُقَطَّر.
- 2- **أقِسْ:** أضع باستخدام المخبر المُدَرَّج 20 mL من الماء المُقَطَّر، في كل كأس زجاجية.
- 3- **ألاحظ:** أضيف، باستخدام القطارة، قطرتين من محلول الكاشف العام إلى كل كأس زجاجية، وأحرّكها باستخدام ملعقة التحريك. ألاحظ لون المحلول وأُسجِّلُه.
- 4- **أقِسْ** 3 g من ملح كلوريد الأمونيوم NH_4Cl ، وأضيفها إلى الكأس المخصّص لها، ثم أحرّك المحلول، وأُسجِّل اللون الذي يظهر فيه.
- 5- **ألاحظ:** أكرّر الخطوة (4) مع بقية الأملاح في الكؤوس الأخرى، وألاحظ تغيّر ألوان المحاليل، وأُسجِّل ملاحظات.

التحليل والاستنتاج:

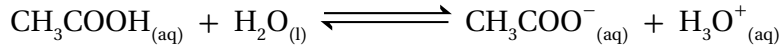
1. **أصِف** ألوان محاليل الأملاح في التجربة بعد إضافة الكاشف لكل منها.
2. **أفسّر** تشابه لون محلول كلوريد الصوديوم NaCl بعد إضافة الكاشف إليه. ولون محلول الكاشف في الماء المُقَطَّر.
3. **أصنّف** محاليل الأملاح في التجربة إلى حمضية، أو قاعدية، أو متعادلة.
4. **أنوِّع** قيمة pH لكل محلول في التجربة بالاعتماد على الألوان المعيارية للكاشف العام في المحاليل المختلفة.
5. **أفسّر:** أكتب معادلة كيميائية أفسّر بواسطتها السلوك الحمضي أو القاعدي لكل محلول.

مقياس الرقم الهيدروجيني

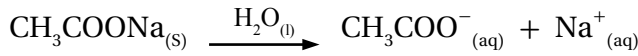


تأثير الأيون المشترك: Common Ion Effect

توجد محاليل الحموض الضعيفة ومحاليل القواعد الضعيفة في حالة اتزان ديناميكي، ويمكن التأثير في موضع الاتزان -وفقاً لمبدأ لوتشاتيليه- بطرائق عدة؛ منها إضافة مادة إلى التفاعل تؤثر في موضع الاتزان. فمثلاً؛ يتأين حمض الإيثانويك CH_3COOH في الماء وفقاً للمعادلة الآتية:



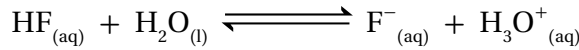
وتكون الأيونات الناتجة ($\text{CH}_3\text{COO}^{-}$, H_3O^{+}) في حالة اتزان مع جزيئات الحمض غير المتأينة CH_3COOH ، وعند إضافة ملح إيثانوات الصوديوم إلى المحلول يتفكك كلياً، وفق المعادلة الآتية:



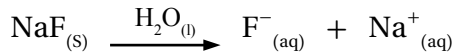
يتضح من المعادلتين السابقتين أن الأيون $\text{CH}_3\text{COO}^{-}$ ينتج من كل من الحمض CH_3COOH ، والملح CH_3COONa ؛ فهو يدخل في تركيب كل منهما، ويسمى **الأيون المشترك Common Ion**، وعند إضافة الأيون $\text{CH}_3\text{COO}^{-}$ إلى محلول الحمض الضعيف CH_3COOH يعمل على إزاحة موضع الاتزان نحو اليسار، ويؤدي إلى تغيير تراكيز المواد في المحلول، وهو ما يسمى تأثير الأيون المشترك **Common Ion Effect**. فما أثر إضافة أيون مشترك على تراكيز كل من أيونات H_3O^{+} وأيونات OH^{-} في المحلول؟

الأثر القاعدي للأيون المشترك The basic Effect of Common Ion

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



وعند إضافة ملح فلوريد الصوديوم NaF إلى محلول الحمض يتفكك، وفق المعادلة الآتية:



يتضح من المعادلتين السابقتين أن هناك مصدرين للأيون F^{-} ؛ أحدهما الحمض HF ، والآخر الملح NaF ؛ وبذلك يكون F^{-} الأيون المشترك في المحلول، وإن إضافة الملح NaF إلى محلول الحمض الضعيف HF تؤدي إلى زيادة تركيز الأيون المشترك F^{-} في المحلول، ووفقاً لمبدأ لوتشاتيليه؛ فإن موضع الاتزان يزاح إلى



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 ويسبب ترسبها.



جهة اليسار (جهة المواد المتفاعلة)؛ فيقلل من تأين الحمض الضعيف HF، كما أنه يقلل من تركيز أيونات H_3O^+ ، ويزيد من الرقم الهيدروجيني للمحلول، ويمكن حساب تركيز أيونات H_3O^+ والرقم الهيدروجيني pH للمحلول عند إضافة الملح، كما في الأمثلة الآتية:

المثال 24

أحسب التغير في الرقم الهيدروجيني لمحلول الحمض الضعيف CH_3COOH ، حيث تركيزه $0.1 M$ ، ورقمته الهيدروجيني $pH = 2.9$ ، إذا أضيف إلى لتر منه $0.2 mol$ من ملح إيثانوات الصوديوم CH_3COONa . علماً أن $K_a = 1.7 \times 10^{-5}$ (أهمّل التغير في الحجم).

تحليل السؤال: $[CH_3COOH] = 0.1 M$

حجم المحلول $1 L$

عدد مولات الملح $0.2 mol = CH_3COONa$

$$[CH_3COONa] = \frac{n}{v} = \frac{0.2}{1} = 0.2 M$$

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

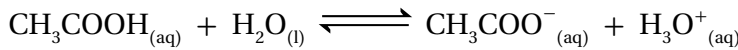
الرقم الهيدروجيني قبل إضافة الملح: $pH = 2.9$

الرقم الهيدروجيني بعد إضافة الملح: $pH = ?$

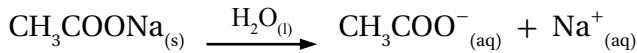
المطلوب: حساب التغير في الرقم الهيدروجيني ΔpH

الحل:

أكتب معادلة تأين الحمض:



عند إضافة الملح CH_3COONa يتفكك، كما في المعادلة الآتية:



يتضح من المعادلتين السابقتين أن الأيون المشترك CH_3COO^{-} ينتج من تأين الحمض CH_3COOH وتفكك الملح CH_3COONa . ولأن ثابت تأين الحمض صغير جداً؛ فإن تركيز أيونات CH_3COO^{-} الناتج من تأينه يكون صغيراً جداً يمكن إهماله، ويعدّ الملح المصدر الرئيس لهذه الأيونات، لذلك فإن تركيز الأيون المشترك CH_3COO^{-} يكون مساوياً لتركيز الملح CH_3COONa في المحلول؛ أي أن:

$$[CH_3COO^{-}] = [CH_3COONa] = 0.2 M$$

أستخدم ثابت تأين الحمض K_a لحساب تركيز H_3O^{+} ، كما يأتي:

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

$$1.7 \times 10^{-5} = \frac{[H_3O^{+}](0.2)}{0.1}$$

$$[H_3O^{+}] = 8.5 \times 10^{-6} M$$

أحسب الرّقم الهيدروجيني pH، للمحلول بعد إضافة الملح كما يأتي:

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

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

أحسب التغير في الرّقم الهيدروجيني ΔpH باستخدام العلاقة الآتية:

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

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

المثال 25

أحسب الرّقم الهيدروجيني لمحلول مكوّن من الحمض HNO_2 تركيزه 0.085 M والملح KNO_2 تركيزه 0.1 M (علماً أنّ $\log 3.825 = 0.58$, $K_a = 4.5 \times 10^{-4}$).

تحليل السؤال $[HNO_2] = 0.085 M$

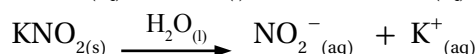
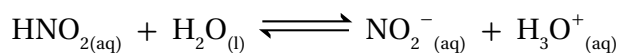
$$[KNO_2] = 0.1 M$$

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

المطلوب: حساب الرّقم الهيدروجيني لمحلول الحمض والملح.

الحل:

أكتب معادلة كل من الحمض والملح:



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

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

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

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

أحسب الرّقم الهيدروجيني للمحلول، كما يأتي:

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

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

✓ **أنتحقق.** أحسب التغير في الرّقم الهيدروجيني لمحلول الحمض H_2SO_3 ، حيث تركيزه 0.2 M وحجمه 400 mL، إذا أُضيفَ إليه 0.2 mol من الملح $NaHSO_3$. (علماً أنّ $\log 5.1 = 0.71$, $\log 5.2 = 0.72$, $K_a = 1.3 \times 10^{-2}$).



أصمّم - باستخدام

برنامج صانع الأفلام

(Movie Maker) - فيلمًا قصيرًا

لتوضيح الخصائص الحمضية

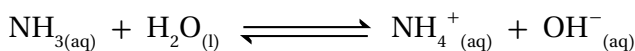
والقاعدية للأملاح والأيون

المشترك، ثم أشاركه زملائي /

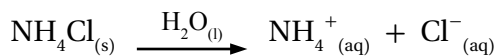
زميلاتي في الصف.

الأثر الحمضي للأيون المشترك: The Acidic Effect of Common Ion

تتأين القواعد الضعيفة جزئيًا في الماء؛ فتنج أيونات الهيدروكسيد OH^- وأيونات أخرى موجبة، وتكون تراكيز الأيونات الناتجة في حالة اتزان مع جزيئات القاعدة غير المتأينة في المحلول. فمثلاً؛ تتأين الأمونيا، كما في المعادلة الآتية:



وعند إضافة ملح، مثل كلوريد الأمونيوم NH_4Cl إلى محلول القاعدة يتفكك، كما في المعادلة الآتية:



يَتَضَحُّ مِنَ الْمَعَادِلَتَيْنِ السَّابِقَتَيْنِ أَنَّ هُنَاكَ مَصْدَرَيْنِ لِلْأَيُونِ NH_4^+ ؛ أَحَدُهُمَا الْقَاعِدَةُ NH_3 ، وَالْآخَرُ الْمِلْحُ NH_4Cl ، وَبِذَلِكَ يَكُونُ الْإَيُونُ الْمَشْتَرَكُ فِي الْمَحْلُولِ، وَعِنْدَ إِضَافَةِ الْمِلْحِ NH_4Cl إِلَى مَحْلُولِ الْقَاعِدَةِ الضَّعِيفَةِ NH_3 يَزْدَادُ تَرَكِيزُ الْإَيُونِ الْمَشْتَرَكِ، وَوَقْفًا لِمَبْدَأِ لَوْتَشَاتِيلِيهِ فَإِنَّ مَوْضِعَ الْإِتْزَانِ يُزَاحُ إِلَى جِهَةِ الْيَسَارِ (جِهَةِ الْمَوَادِّ الْمَتَفَاعِلَةِ)؛ فَيَقِلُّ مِنْ تَأْيِينِ الْقَاعِدَةِ الضَّعِيفَةِ NH_3 ، وَيَقِلُّ فِي الْوَقْتِ نَفْسِهِ مِنْ تَرَكِيزِ أَيُونَاتِ OH^- ، وَمِنْ ثَمَّ يَزْدَادُ تَرَكِيزُ أَيُونَاتِ H_3O^+ ، وَيَقِلُّ الرَّقْمُ الْهَيْدْرُوجِينِي pH لِلْمَحْلُولِ. وَالْأَمْثَلَةُ الْآتِيَةُ تَوْضِّحُ كَيْفِيَّةَ حِسَابِ تَرَكِيزِ أَيُونَاتِ OH^- وَ H_3O^+ وَالرَّقْمِ الْهَيْدْرُوجِينِي pH لِمَحْلُولِ الْقَاعِدَةِ الضَّعِيفَةِ عِنْدَمَا يُضَافُ إِلَيْهِ أَيُونٌ مَشْتَرَكٌ.

المثال 26

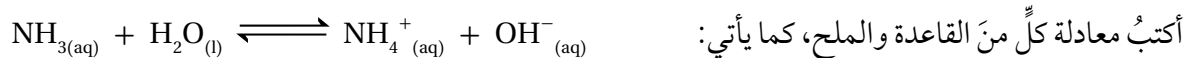
أحسب التغير في الرّقم الهيدروجيني لمحلول الأمونيا NH_3 ، حيث حجمه 1 L وتركيزه 0.1 M، ورقمه الهيدروجيني pH يساوي 11، إذا أُضيف إليه 0.2 mol من ملح كلوريد الأمونيوم NH_4Cl . (علماً أنّ $\log 1.1 = 0.04$ ، $K_b = 1.8 \times 10^{-5}$ ، أهمل التغير في الحجم).

تحليل السؤال: $[\text{NH}_3] = 0.1 \text{ M}$ عدد مولات الملح = 0.2 mol، حجم المحلول = 1L

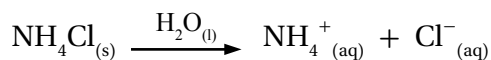
$$K_b = 1.8 \times 10^{-5}$$

المطلوب: حساب التغير في الرّقم الهيدروجيني لمحلول القاعدة.

الحل:



أكتب معادلة كل من القاعدة والملح، كما يأتي:



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

أحسب تركيز الملح كما يأتي:

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

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

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

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

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

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

أحسب الرقم الهيدروجيني pH للمحلول، كما يأتي:

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

ألاحظ تغير قيمة pH من 11 إلى 8.96 أي أنها نقصت بمقدار 2.04

المثال 27

أحسب عدد مولات الملح $\text{CH}_3\text{NH}_3\text{Br}$ اللازم إضافتها إلى 400 mL من محلول القاعدة CH_3NH_2 ؛ تركيزها 0.1 M، ليصبح رقمها الهيدروجيني 10.5 (علماً أن: $K_b = 4.4 \times 10^{-4}$ ، $\log 3.2 = 0.5$ ، أهمل التغير في الحجم).

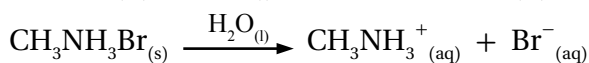
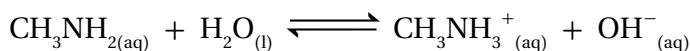
تحليل السؤال:

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

حجم القاعدة = 400 mL

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

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



أستخدم pH لحساب تركيز H_3O^+ :

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-10.5} = 10^{0.5} \times 10^{-11} = 3.2 \times 10^{-11} \text{ M}$$

أحسب تركيز 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 تأين القاعدة K_b لحساب تركيز الملح المشترك:

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

$$4.4 \times 10^{-4} = \frac{3.1 \times 10^{-4} [\text{CH}_3\text{NH}_3^+]}{0.1}$$

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

أحسب عدد مولات الملح، كما يأتي:

$$n = M \cdot v = 0.142 \text{ M} \times 0.4 \text{ L} = 0.057 \text{ mol}$$

✓ أتتحقق:

أحسب الرقم الهيدروجيني pH

لمحلول القاعدة N_2H_4 ، تركيزه

0.4 M عند إضافة 0.2 mol

من الملح $\text{N}_2\text{H}_5\text{Cl}$ إلى

500 mL من المحلول. (علماً أن:

$\log 5.88 = 0.77$ ، $K_b = 1.7 \times 10^{-6}$

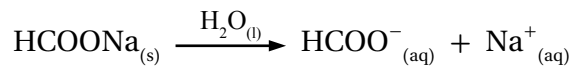
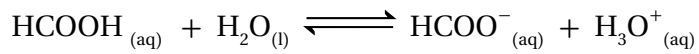
أهمل التغير في الحجم).

المحاليل المنظمة Buffered Solutions

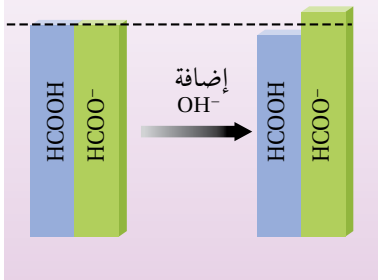
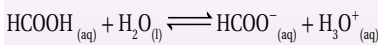
تؤدي إضافة كمية قليلة من حمض قوي أو قاعدة قوية إلى الماء إلى تغيير كبير في الرقم الهيدروجيني للمحلول الناتج، إلا أن هناك بعض المحاليل لا يتأثر رقمها الهيدروجيني بشكل ملحوظ نتيجة هذه الإضافة تسمى **المحاليل المنظمة Buffered Solutions**، وهي محاليل يمكنها مقاومة التغير في الرقم الهيدروجيني pH عند إضافة كمية قليلة من حمض قوي أو قاعدة قوية إليها؛ فهي تتكوّن من حمض ضعيف وقاعدته المرافقة (حمض ضعيف وملحه) أو قاعدة ضعيفة وحمضها المرافق (قاعدة ضعيفة وملحها)، وتعدّ المحاليل المنظمة من أهم تطبيقات الأيون المشترك، وتستخدم في مجالات صناعية واسعة، مثل صناعة الأصباغ، ومستحضرات التجميل، والصناعات الدوائية، وغيرها، كما تحتوي الأنظمة الحيوية في أجسام الكائنات الحية على كثير من المحاليل المنظمة، من أهمها المحلول المنظم في الدم، حيث يتكوّن من حمض الكربونيك H_2CO_3 وقاعدته المرافقة 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 رقمه الهيدروجيني. وعليه؛ سنتعرف في ما يأتي إلى نوعين من المحاليل المنظمة وكيفية عملها.

المحاليل المنظمة الحمضية Acidic Buffered Solutions

يتكوّن المحلول المنظم الحمضي من حمض ضعيف وقاعدته المرافقة. فمثلاً؛ يحتوي محلول حمض الميثانويك $HCOOH$ وملحه $HCOONa$ ، على نسبة عالية من جزيئات الحمض غير المتأينة، وعلى نسبة عالية من القاعدة المرافقة $HCOO^-$ الناتجة من تفكك الملح، إضافة إلى نسبة منخفضة من أيونات H_3O^+ . وتوضّح المعادلتان الآتيتان تأيّن الحمض وتفكك الملح:



وعند إضافة كمية قليلة من قاعدة قوية مثل $NaOH$ تتأين، وتنتج أيونات OH^- ، حيث يُستهلك معظمها عن طريق تفاعلها مع الحمض $HCOOH$ ، وتكوّن نتيجة لذلك القاعدة المرافقة $HCOO^-$ ؛ وبهذا فإن تركيز الحمض سوف يقل بمقدار تركيز أيونات OH^- المضافة (القاعدة المضافة)، وفي الوقت نفسه يزداد تركيز الأيون المشترك $HCOO^-$ بالمقدار نفسه، وبذلك تتغير النسبة بين تركيز الحمض وقاعدته المرافقة بدرجة قليلة، أنظر الشكل (11)، ويتغير تركيز H_3O^+ بنسبة صغيرة جداً، ويحدث تغير صغير جداً في الرقم الهيدروجيني pH للمحلول.



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

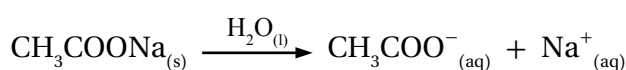
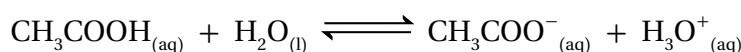
أحسب الرّقم الهيدروجيني لمحلول يتكوّن من حمض الإيثانويك CH_3COOH تركيزه 0.5 M ؛ والملح إيثانات الصوديوم CH_3COONa تركيزه 0.5 M ، ثمّ أقرّنه بالرّقم الهيدروجيني للمحلول بعد إضافة 0.01 mol من القاعدة القويّة NaOH إلى 1 L من المحلول. (علماً أنّ $\log 1.63 = 0.21$ ، $\log 1.7 = 0.23$ ، $K_a = 1.7 \times 10^{-5}$ ، أهمل التغير في الحجم).

تحليل السؤال: $[\text{CH}_3\text{COOH}] = 0.5 \text{ M}$ ، $[\text{CH}_3\text{COONa}] = 0.5 \text{ M}$ ، $[\text{NaOH}] = 0.01 \text{ M}$

حجم المحلول = 1 L ، $K_a = 1.7 \times 10^{-5}$

المطلوب: مقارنة الرّقم الهيدروجيني للمحلول قبل إضافة NaOH وبعدها.

الحل:



أحسب أولاً pH للمحلول قبل إضافة القاعدة NaOH ، كما في الأيون المشترك:

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

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

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

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

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

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

وتتفاعل مع الحمض CH_3COOH ويقلّ تركيزه بمقدار تركيز OH^{-} ليصبح:

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

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

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

أستخدم ثابت تأين الحمض K_a لحساب تركيز H_3O^{+} والرّقم الهيدروجيني pH من جديد، كما يأتي:

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

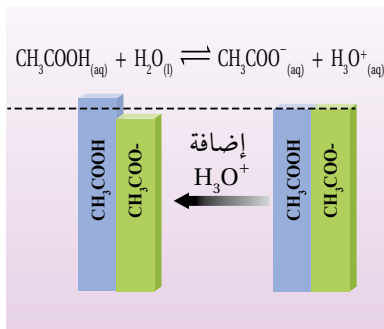
$$1.7 \times 10^{-5} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^{+}](0.51)}{0.49}$$

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

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

يتّضح من المثال أنّ هناك زيادة قليلة جدّاً في الرّقم الهيدروجيني بمقدار 0.02

وبالمثل؛ عند إضافة كمية قليلة من حمض قوي مثل HCl إلى المحلول يتأين، وتنتج أيونات H_3O^+ التي يُستهلك معظمها عن طريق تفاعلها مع القاعدة المرافقة CH_3COO^- لتكوين الحمض CH_3COOH ؛ وبذلك يقل تركيز القاعدة المرافقة CH_3COO^- بمقدار تركيز أيونات H_3O^+ المُضافة (الحمض المضاف)، ويزداد تركيز الحمض CH_3COOH بالمقدار نفسه، وتتغير النسبة بين تركيز الحمض وقاعدته المرافقة بدرجة قليلة، أنظر الشكل (12)، ويتغير تركيز H_3O^+ بنسبة صغيرة جداً؛ وبهذا يحدث تغير صغير جداً في الرقم الهيدروجيني pH للمحلول. ويمكن توضيح ذلك عن طريق المثال الآتي:



الشكل (12): أثر إضافة حمض إلى محلول منظم حمضي.

المثال 29

أحسب الرقم الهيدروجيني للمحلول في المثال السابق عند إضافة 0.01 mol من الحمض HCl إلى 1 L من المحلول، ثم أقرنه بالرقم الهيدروجيني للمحلول قبل الإضافة. (علماً أن $\log 1.77 = 0.25$ ، أهمل التغير في الحجم).

تحليل السؤال:

$$[CH_3COOH] = 0.5 \text{ M}$$

$$[CH_3COONa] = 0.5 \text{ M}$$

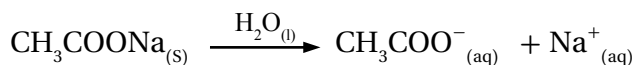
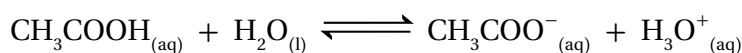
$$[HCl] = 0.01 \text{ M}$$

$$1 \text{ L} = \text{حجم المحلول}$$

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

المطلوب: مقارنة الرقم الهيدروجيني للمحلول قبل إضافة HCl وبعدها.

الحل:



أحسب الرقم الهيدروجيني pH بعد إضافة الحمض HCl، ثم أقرنها بالرقم الهيدروجيني قبل الإضافة.

$$\text{عند إضافة الحمض HCl يتأين كلياً ويكون } [H_3O^+] = [HCl] = 0.01 \text{ M}$$

يتفاعل الحمض HCl مع القاعدة المرافقة CH_3COO^- ، ويقل تركيزها بمقدار تركيز H_3O^+ ليصبح:

$$[CH_3COO^-] = 0.5 - 0.01 = 0.49 \text{ M}$$

ونتيجة لذلك يتكون الحمض CH_3COOH ، ويزداد تركيزه بمقدار تركيز H_3O^+ ليصبح:

$$[CH_3COOH] = 0.5 + 0.01 = 0.51 \text{ M}$$

أستخدم ثابت تأين الحمض K_a لحساب تركيز H_3O^+ والرقم الهيدروجيني pH من جديد، كما يأتي:

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

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

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

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

ألاحظ أن pH للمحلول قبل إضافة الحمض HCl تساوي 4.77، أما بعد إضافة الحمض HCl فأصبحت pH تساوي 4.75؛ فيشير ذلك إلى حدوث انخفاض قليل جداً في الرقم الهيدروجيني بمقدار 0.02

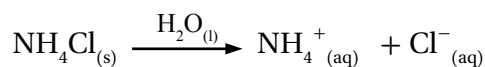
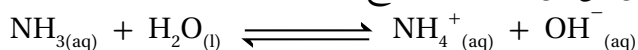
✓ **أنتحقق:**

1- أحسب الرقم الهيدروجيني لمحلول منظم يتكوّن من كلّ من حمض البنزويك C_6H_5COOH وملح بنزوات الصوديوم C_6H_5COONa . تركيز كل منهما 0.2 M علماً أن $K_a = 6.3 \times 10^{-5}$.

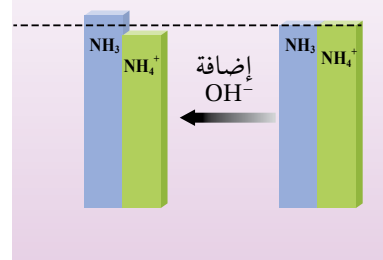
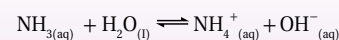
2- أحسب الرقم الهيدروجيني للمحلول السابق عند إضافة 0.01 mol من الحمض HBr إلى 1 L من المحلول. (أهمل التغير في الحجم).

المحاليل المنظمة القاعدية Basic Buffered Solutions

يتكوّن المحلول المنظم القاعدي من قاعدة ضعيفة وحمضها المرافق. فمثلاً؛ محلول القاعدة NH_3 ، وملحها NH_4Cl ، يحتوي على نسبة عالية من جزيئات القاعدة غير المتأينة، وعلى نسبة عالية من أيونات الحمض المرافق NH_4^+ الناتج من تأين الملح، إضافة إلى نسبة منخفضة من أيونات OH^- . وتوضّح المعادلتان الآتيتان تأين كلّ من القاعدة والملح:



وعند إضافة كمية قليلة من قاعدة قوية، مثل NaOH تتأين، وتنتج أيونات OH^- ، حيث يُستهلك معظمها عن طريق تفاعلها مع الحمض المرافق NH_4^+ لتكوين القاعدة NH_3 ؛ وبذلك يزداد تركيز القاعدة NH_3 بمقدار تركيز أيونات OH^- المضافة (القاعدة المضافة)، ويقلّ تركيز الحمض NH_4^+ بالمقدار نفسه، وتتغيّر نسبة تركيز القاعدة وحمضها المرافق بدرجة قليلة، أنظر الشكل (13)، ويتغير تركيز OH^- بنسبة صغيرة جداً؛ وبهذا يحدث تغيير صغير جداً في الرقم الهيدروجيني pH للمحلول.



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

أحسب الرّقم الهيدروجيني لمحلول منظم يتكوّن من الأمونيا NH_3 ، حيث تركيزها 0.5 M، والملح NH_4Cl ، حيث تركيزه 0.5 M، ثمّ أقرّنه بالرّقم الهيدروجيني للمحلول بعد إضافة 0.01 mol من القاعدة القويّة NaOH إلى 1 L من المحلول (علماً أنّ $\log 5.5 = 0.74$ ، $\log 5.3 = 0.72$ ، $K_b = 1.8 \times 10^{-5}$ ، أهمل التغير في الحجم)

تحليل السؤال:

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

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

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

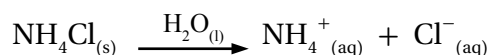
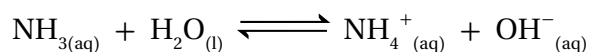
$$1 \text{ L} = \text{حجم المحلول}$$

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

المطلوب: مقارنة الرّقم الهيدروجيني للمحلول قبل إضافة NaOH وبعدها.

الحل:

أكتب معادلة كلّ من القاعدة والملح، كما يأتي:



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

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

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

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

عند إضافة القاعدة NaOH تتأين كلياً ويكون:

وتتفاعل مع الحمض المرافق NH_4^+ فيقلّ تركيزه بمقدار تركيز أيونات OH^- ليصبح:

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

ونتيجة لذلك تتكوّن القاعدة NH_3 ويزداد تركيزها بمقدار تركيز أيونات OH^- ليصبح:

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

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

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

$$[\text{OH}^-] = \frac{K_b [\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+]} = \frac{1.8 \times 10^{-5} \times 0.51}{0.49} = 1.87 \times 10^{-5} \text{ M}$$

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

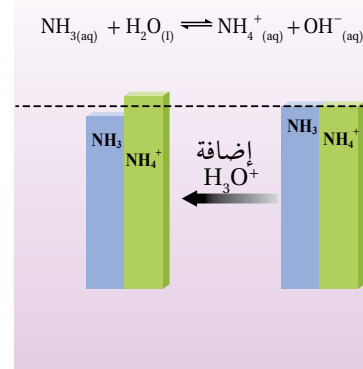
$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1.87 \times 10^{-5}} = 5.3 \times 10^{-10} \text{ M}$$

أحسب الرقم الهيدروجيني pH للمحلول، كما يأتي:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(5.3 \times 10^{-10}) = 10 - 0.72 = 9.28$$

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

أمّا عند إضافة كمية قليلة من حمض قوي، مثل HCl، فإنه يتأين، وتنتج أيونات H_3O^+ ، ويستهلك معظمها عن طريق تفاعلها 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 H_3O^+ و OH^- في المحلول بنسبة صغيرة جدًا؛ وبهذا يحدث تغير صغير جدًا في الرقم الهيدروجيني pH للمحلول.



الشكل (14): أثر 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 المحلول، ثم أقرنه بالرقم الهيدروجيني للمحلول قبل الإضافة، علماً أن $\log 5.8 = 0.76$. (أهمل التغير في الحجم)

تحليل السؤال:

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

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

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

المطلوب: حساب pH للمحلول $\text{NH}_3/\text{NH}_4\text{Cl}$ عند إضافة حمض HCl.

الحل:

عند إضافة الحمض HCl يتأين كلياً ويكون $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HCl}] = 0.01 \text{ M}$

يتفاعل الحمض HCl مع القاعدة NH₃ ويقل تركيزها بمقدار تركيز H₃O⁺ ليصبح:

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

ونتيجة لذلك يتكوّن الحمض المرافق NH₄⁺ ويزداد تركيزه بمقدار تركيز H₃O⁺ ليصبح:

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

أحسب [OH⁻] و pH للمحلول بعد إضافة الحمض 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 [H₃O⁺] 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 الرقم الهيدروجيني pH للمحلول، كما يأتي:

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

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

يَتَّضِحُ مِنَ الْأَمْثَلَةِ السَّابِقَةِ أَنَّ الْمَحْلُولَ الْمُنْظَّمَّ يَقَاوِمُ التَّغْيِيرَ فِي الرَّقْمِ الْهَيْدْرُوجِينِيِّ عِنْدَمَا تُضَافُ إِلَيْهِ كَمِيَّةٌ قَلِيلَةٌ مِنْ حِمَاضٍ قَوِيٍّ أَوْ قَاعِدَةٍ قَوِيَّةٍ.

✓ **أُنْحَقِّقْ:**

- 1- أحسب الرقم الهيدروجيني لمحلول منظم يتكوّن من القاعدة ميثيل أمين CH₃NH₂ تركيزها 0.15 M والملح ميثيل كلوريد الأمونيوم CH₃NH₃Cl تركيزه 0.2 M (log 3.03 = 0.48 , K_b = 4.4 × 10⁻⁴)
- 2- أحسب الرقم الهيدروجيني إذا أُضيف 0.01 mol من حمض الهيدروبروميك HBr إلى 500 mL من المحلول السابق. (علماً أن log 3.8 = 0.58، أهمل التغير في الحجم).

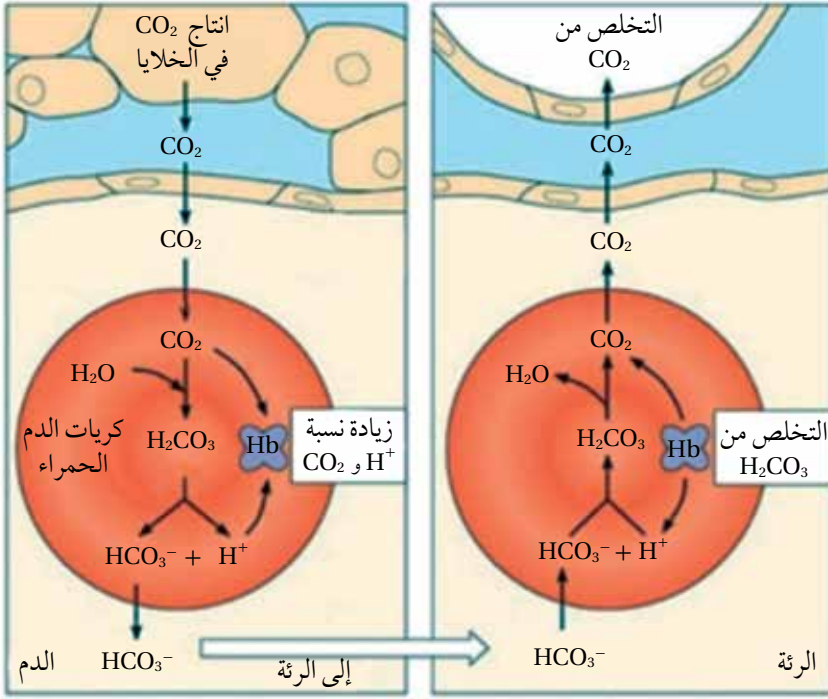
مراجعة الدرس

- 1- الفكرة الرئيسة: أَوْضَحْ مكوّنات المحلول المنظم الحمضي.
- 2- أَوْضَحْ المقصود بكلِّ ممّا يأتي:
 - التَّمَيُّه
 - الأيون المشترك
- 3- أَحَدِّدْ مصدرَ الأيونات لكلِّ من الأملاح الآتية:

KNO_3 , $\text{CH}_3\text{NH}_3\text{Br}$, $\text{C}_6\text{H}_5\text{COONa}$, LiF
- 4- أَحَدِّدْ الملحَ الذي يَتَمَيُّه في الماء من الأملاح الآتية:

KCN , LiBr , $\text{C}_5\text{H}_5\text{NHI}$, HCOONa , NaClO_4
- 5- أَصَنِّفْ محاليلَ الأملاح الآتية إلى حمضيّة وقاعدية ومتعادلة:

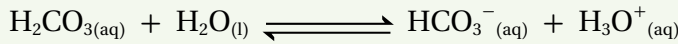
KNO_2 , NH_4NO_3 , LiCl , NaHCO_3 , $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_3\text{Br}$
- 6- أَوْضَحْ أثرَ إضافة كمّيّة قليلة من بلورات الملح الصُّلب NaHS في قيمة pH لمحلول حمض H_2S .
- 7- أَحَسِبْ كتلة الملح KNO_2 اللازم إضافتها إلى 400 mL من محلول HNO_2 تركيزه 0.02 M لتصبح قيمة pH للمحلول 3.52. علماً أنّ $\log 3 = 0.48$ ، $K_a = 4.5 \times 10^{-4}$ ، الكتلة المولية (Mr) للملح = 85 g/mol
- 8- أَحَسِبْ نسبة الملح إلى القاعدة في محلول رَقْمُهُ الهيدروجيني يساوي 10 مكوّن من القاعدة NH_3 والملح NH_4Cl علماً أنّ $K_b = 1.8 \times 10^{-5}$
- 9- محلول منظم حجمه 0.5 L مكوّن من $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$ تركيزها 0.2 M ، والملح $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3\text{Cl}$ تركيزه 0.4 M ، علماً أنّ $K_b = 4.7 \times 10^{-4}$ ، $\log 2 = 0.3$ ، $\log 4.3 = 0.63$ ، $\log 1.1 = 0.04$ (أهمل تغير الحجم).
 - أ. أَحَسِبْ الرَقْمَ الهيدروجيني للمحلول.
 - ب. أَحَسِبْ الرَقْمَ الهيدروجيني للمحلول، فيما لو أُضيف إليه 0.05 mol من الحمض HCl .
 - ج. أَحَسِبْ الرَقْمَ الهيدروجيني للمحلول، فيما لو أُضيف إليه 0.05 mol من القاعدة KOH .



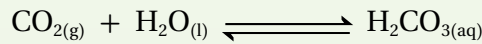
يحتوي الدم على عدد من المحاليل المنظمة، تحافظ على قيم الرقم الهيدروجيني بين (7.35–7.45)، وهذا نطاق ضيق تحدث فيه جميع التغيرات الكيميائية الحيوية في الجسم، وفي حال زيادة الرقم الهيدروجيني أعلى من 7.8 أو انخفاضه إلى أقل من 6.8 يختل النظام الحيوي في الجسم، وقد يؤدي ذلك إلى الوفاة، لذلك يقوم الجسم بضبط قيمة pH عن طريق عمليات حيوية مختلفة.

يُعدُّ محلول حمض الكربونيك وقاعدته المرافقة ($\text{H}_2\text{CO}_3/\text{HCO}_3^-$) أحد أهم

المحاليل المنظمة في الدم، والمعادلة الآتية تمثل المحلول المنظم في الدم:



تؤدي زيادة الأنشطة التي يمارسها الشخص إلى زيادة معدل التنفس اللاهوائي في الخلايا، وزيادة إنتاج ثاني أكسيد الكربون CO_2 ، حيث يندفع إلى الدم ويتفاعل مع الماء ويؤدي إلى زيادة تركيز H_2CO_3 .



وعند زيادة تركيز أيونات H_3O^+ في الدم؛ يعمل المحلول المنظم على التخلص من تلك الزيادة، وذلك عن طريق إزاحة موضع الاتزان إلى جهة اليسار نحو تكوين حمض الكربونيك H_2CO_3 ، فيزداد تركيزه في الدم، ويقل بذلك تركيز HCO_3^- ، ويقل تركيز أيونات H_3O^+ ، مما يحفز الكلى إلى إنتاج أيونات HCO_3^- .

لتعويض النقص في تركيزها، وتعمل الرئة على امتصاص الزيادة في تركيز حمض الكربونيك في الدم؛ حيث يتفكك حمض الكربونيك في الرئة إلى ثاني أكسيد الكربون CO_2 وبخار الماء، ويجري التخلص منهما عن طريق التنفس. وتستمر إزاحة موضع الاتزان مرةً نحو اليسار وأخرى نحو اليمين؛ مما يساعد على بقاء تركيز أيونات H_3O^+ ثابتاً نسبياً، ويحافظ على مدى ثابت من الرقم الهيدروجيني في الدم.

وبهذا؛ فإن الكلى تعمل على ضبط تركيز أيونات HCO_3^- زيادة أو نقصاناً، أما الرئة فتعمل على ضبط تركيز ثاني أكسيد الكربون في الخلايا وتركيز حمض الكربونيك في الدم.

1. أَوْضِّحْ المقصود بكلِّ ممَّا يأتي:

• قاعدة أرهينيوس

• حمض لويس

• المحلول المنظم

2. أَفَسِّرْ:

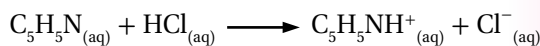
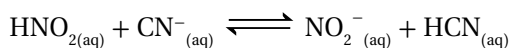
أ - السلوك الحمضي لمحلول HNO_2 حَسَبَ مفهوم

برونستد-لوري.

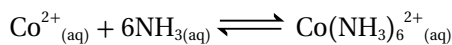
ب - السلوك الأمفوتيري للأيون HS^- عند تفاعله مع

كلٍّ من HCl و NO_2^- .

3. أَحَدِّدْ الأزواج المترافقة في التفاعلات الآتية:



4. أَحَدِّدْ حمض لويس وقاعدته في التفاعل الآتي:



5. أَحَسِّبْ الرِّقْمَ الهيدروكسيلي pOH لمحلول هيدروكسيد

الصوديوم NaOH مكوَّن بإذابة 0.4 g منه في 200 mL من

الماء. علماً أنَّ الكتلة الموليَّة للقاعدة $\text{NaOH} = 40 \text{ g/mol}$ ،

$$\log 5 = 0.7$$

6. جرت معايرة 10 mL من محلول LiOH، فتعادل

مع 20 mL من محلول HBr تركيزه 0.01 M. أَحَسِّبْ

تركيز المحلول LiOH.

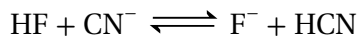
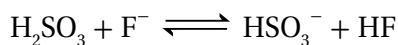
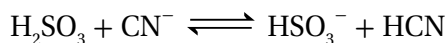
7. تَمَثَّلْ المعادلات الآتية تفاعلات لمحاليل الحموض

(H_2SO_3 ، HCN ، HF) المتساوية التركيز، حيث كان

موضع الاتزان مُزاحاً فيها جهة المواد الناتجة

للتفاعلات كافة. أدرُسْ التفاعلات، ثمَّ أَجِيبْ عن

الأسئلة التي تليها:



أ - أَكْتُبْ صيغة القاعدة المرافقة الأقوى بينها.

ب - أَكْتُبْ صيغة الحمض الذي له أعلى K_a .

ج - أَحَدِّدْ أيَّ المحلولين يكون فيه $[\text{OH}^-]$ الأقل:

محلول HF أم محلول HCN.

د - أَحَدِّدْ أيَّ محاليل الحموض المذكورة له أعلى pH.

8. أَحَسِّبْ. محلول حجمه 2 L يتكوَّن من 0.1 M من

حمض RCOOH ، وَرَقْمُهُ الهيدروجيني $\text{pH} = 4$ ، أُضِيفَتْ

إليه كمية من الملح RCOONa ؛ فتغيَّرت قيمة pH

بمقدار 1.52 درجة. أَحَسِّبْ عددَ مولات الملح

المُضاف. علماً أنَّ $\log 3 = 0.48$. (أهمل التغير في الحجم)

9. محلول المنظم يتكوَّن من الحمض HNO_2 ، حيث

تركيزه 0.3 M، والملح KNO_2 ، وتركيزه 0.2 M. علماً

أنَّ $K_a = 4.5 \times 10^{-4}$. (أهمل التغير في الحجم).

أ - أَحَسِّبْ pH للمحلول.

ب - أَحَسِّبْ pH للمحلول السابق إذا أُضِيفَ 0.1 mol

من القاعدة NaOH إلى 1 L منه.

10. محلول منظم يتكوَّن من القاعدة CH_3NH_2 ، التي

تركيزها 0.3 M، والملح $\text{CH}_3\text{NH}_3\text{Cl}$ ، الذي تركيزه

0.2 M، أَحَسِّبْ: كتلة الحمض HCl اللازم إضافتها

إلى لتر من المحلول لتصبح $\text{pH} = 10$. (علماً أنَّ

$M_{r(\text{HCl})} = 36.5 \text{ g/mol}$ ، $K_b = 4.4 \times 10^{-4}$ ، أهمل التغير

في الحجم).

11. يبيِّن الجدول الآتي الرِّقْمَ الهيدروجيني لعدد من

المحاليل المختلفة المتساوية التراكيز. أدرُسْها، ثمَّ

أختارُ منها المحلول الذي تنطبق عليه فقرة من الفقرات

الآتية:

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

مراجعة الوحدة

13. أحسب pH لمحلول يتكوّن من الحمض HNO_2 ومحلول الملح KNO_2 ، لهما التركيز نفسه $K_a = 4.5 \times 10^{-4}$.

14. أتوقع ما يحدث لقيمة pH في الحالات الآتية (تقل، تزداد، تبقى ثابتة): (أهمل التغير في الحجم)

أ - إضافة كمية قليلة من بلّورات الملح NaHCO_3 إلى 500 mL من محلول الحمض H_2CO_3 .

ب - إضافة كمية قليلة من بلّورات الملح $\text{N}_2\text{H}_5\text{NO}_3$ إلى 500 mL من محلول القاعدة N_2H_4 .

ج - إضافة كمية قليلة من بلّورات الملح LiCl إلى 500 mL من محلول الحمض HCl .

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

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

أ - أيهما أضعف الحمض HX أم الحمض HZ ؟
ب - أكتب معادلة لتفاعل محلول الحمض HD والأيون C^- ثم:

- أحدّد الزوجين المترافقين في المحلول.
- أتوقع الجهة التي يرجحها الاتزان في التفاعل.
- ج - أستنتج القاعدة المترافقة للأضعف: D^- أم C^- .
- د - أحسب تركيز H_3O^+ في محلول مكوّن من القاعدة B، التي تركيزها 1M، والملح BHCl ، الذي تركيزه 0.5 M.

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

ب - المحلول الذي الذي يمثل الملح KBr

ج - محلول حمض HNO_3 تركيزه 1 M

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

هـ - محلول أيوناته لا تتفاعل مع الماء.

12. يحتوي الجدول الآتي على معلومات تتعلّق ببعض الحموض والقواعد الضعيفة. أدرس هذه المعلومات، ثم أجيب عن الأسئلة التي تليها:

المحلول	معلومات متعلّقة بالمحلول	تركيز المحلول
HNO_2	$[\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-12} \text{ M}$	0.2 M
HCOOH	$[\text{HCOO}^-] = 2 \times 10^{-3} \text{ M}$	0.03 M
HClO	$K_a = 3.5 \times 10^{-8}$	0.1 M
N_2H_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 HClO .

ب - أحدّد أيّ المحلولين يحتوي على تركيز أعلى من $[\text{OH}^-]$: محلول HClO أم محلول HNO_2 .

ج - أحدّد أيّ الملحّين أكثر قدرة على التميّه: KNO_2 أم HCOOK

د - أقرّر أيّهما أقوى: الحمض المرافق للقاعدة $\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$ أم الحمض المرافق للقاعدة $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$.

هـ - أحدّد أيّ المحلولين يحتوي على تركيز أعلى من $[\text{H}_3\text{O}^+]$: محلول $\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$ أم محلول $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$.

و - أحدّد أيّ المحلولين له أعلى رقم هيدروجيني (pH): محلول $\text{N}_2\text{H}_5\text{Cl}$ أم $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3\text{Cl}$.

ز - أحسب الرقم الهيدروجيني لمحلول HCOOH عند إضافة 0.01 mol من الملح HCOONa إلى لتر من المحلول.

9. محلول حمض HBr:
- أ) عدد مولات H_3O^+ تساوي فيه عدد مولات OH^-
 ب) عدد مولات H_3O^+ أقل فيه من عدد مولات OH^-
 ج) عدد مولات H_3O^+ تساوي فيه عدد مولات HBr المذابة
 د) عدد مولات Br^- تساوي فيه عدد مولات OH^-
10. المحلول الذي له أعلى pH في المحاليل الآتية التي لها التركيز نفسه، هو:
- أ) NH_4Cl (ب) HBr (ج) NaCl (د) NH_3
11. المحلول الذي له أقل قيمة pH من المحاليل الآتية المتساوية في التركيز، هو:
- أ) KNO_3 (ب) NaOH (ج) HNO_2 (د) HNO_3
12. المحلول الذي له أقل تركيز H_3O^+ من المحاليل الآتية المتساوية التركيز، هو:
- أ) HCl (ب) N_2H_5Br (ج) KNO_2 (د) NH_4Cl
13. ترتيب المحاليل المائية للمركبات الآتية $(LiOH, N_2H_5Cl, KNO_2, NaCl)$ المتساوية في التركيز حسب رقيمها الهيدروجيني pH، هو:
- أ) $KNO_2 > N_2H_5Cl > NaCl > LiOH$ (ب) $LiOH > KNO_2 > N_2H_5Cl > NaCl$
 ج) $N_2H_5Cl > NaCl > KNO_2 > LiOH$ (د) $LiOH > KNO_2 > NaCl > N_2H_5Cl$
14. ينتج الأيون المشترك $N_2H_5^+$ من المحلول المكون من:
- أ) N_2H_4/HNO_3 (ب) N_2H_5Br/HBr
 ج) N_2H_4/H_2O (د) $N_2H_5NO_3/N_2H_4$
16. أختار الإجابة الصحيحة لكل فقرة في ما يأتي:
1. يكون تركيز الأيونات الناتجة عن تأين أحد المحاليل الآتية في الماء عند الظروف نفسها أعلى ما يمكن:
- أ) NH_3 (ب) NaOH (ج) HCOOH (د) HClO
2. العبارة الصحيحة، في المعادلة
- $(HA + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + A^-)$ ، هي:
- أ) يتأين الحمض HA كلياً.
 ب) الحمض HA يخضع من المحلول.
 ج) الحمض HA ضعيف.
 د) لا يوجد أزواج مترافقة في المعادلة.
3. القاعدة المترافقة للأضعف في ما يأتي، هي:
- أ) NO_3^- (ب) OCI^- (ج) F^- (د) CN^-
4. المحلول الذي لم يتمكن مفهوم أرهينيوس من تفسير سلوكه، هو:
- أ) HCl (ب) NaCN (ج) HCOOH (د) NaOH
5. أحد الأيونات الآتية لا يُعد أمفوتيرياً:
- أ) $H_2PO_4^-$ (ب) HS^- (ج) HCO_3^- (د) $HCOO^-$
6. المادة التي تتأين في الماء وتنتج أيون الهيدروكسيد (OH^-) ، هي:
- أ) حمض أرهينيوس (ب) قاعدة لويس
 ج) قاعدة أرهينيوس (د) قاعدة برونستد-لوري
7. المادة التي تستطيع استقبال زوج من الإلكترونات غير رابط من مادة أخرى، هي:
- أ) F^- (ب) Cu^{2+} (ج) BF_4^- (د) CO_3^{2-}
8. إذا كان $[H_3O^+] = 2 \times 10^{-2} M$ في محلول ما، فإن $[OH^-]$ هو:
- أ) $1 \times 10^{-2} M$ (ب) $2 \times 10^{-12} M$
 ج) $1 \times 10^{-10} M$ (د) $5 \times 10^{-13} M$



أتأملُ الصورة

طوّرت وكالة ناسا الفضاءيّة وقودًا صلبًا مكوّنًا من فوق كلورات الأمونيوم NH_4ClO_4 ومسحوق الألمنيوم Al ؛ إذ تعمل فوق الكلورات على أكسدة الألمنيوم فينتج أكسيد الألمنيوم Al_2O_3 ، وكلوريد الألمنيوم AlCl_3 ، وبخار الماء H_2O ، وغاز النيتروجين N_2 ، ويصل التفاعل إلى درجة حرارة 2760°C ؛ فتتمدّد الغازات بسرعة، فيؤدي ذلك إلى دفع الصاروخ وانطلاقه من منصّة الإطلاق بفضل تفاعلات التأكسد والاختزال. فما المقصود بتفاعلات التأكسد والاختزال؟ وما التطبيقات العمليّة المرتبطة بها؟

الفكرة العامة:

تعدّ تفاعلات الأكسدة والاختزال شائعة في الطبيعة، ومهمّة في الصناعة، وتتضمّن انتقال الإلكترونات من المادة التي تتأكسد إلى المادة التي تُختزل، وما يُصاحبها من إنتاج طاقة كهربائية أو استهلاكها.

الدرس الأول: الأكسدة والاختزال

الفكرة الرئيسة: تفاعلا الأكسدة والاختزال متلازمان؛ إذ تُحدّد المادة التي تأكسدت والمادة التي اختزلت عن طريق التغيّر في أعداد الأكسدة، ويمكن موازنة معادلات الأكسدة والاختزال بطريقة نصف التفاعل.

الدرس الثاني: الخلايا الجلفانيّة

الفكرة الرئيسة: تتحوّل الطاقة الكيميائيّة إلى طاقة كهربائيّة في الخلية الجلفانيّة عن طريق تفاعل أكسدة واختزال تلقائي الحدوث، ويعتمد فرق الجهد الناتج على جهود الاختزال المعيارية للأقطاب المكوّنة لها.

الدرس الثالث: خلايا التحليل الكهربائي

الفكرة الرئيسة: تُستخدم الطاقة الكهربائيّة لإحداث تفاعل أكسدة واختزال غير تلقائي في خلايا التحليل الكهربائي.

تجربة استهلاكية

تفاعل بعض الفلزّات مع حمض الهيدروكلوريك HCl

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

إرشادات السلامة:

• أتبع إرشادات السلامة العامة في المختبر. • ارتدي معطف المختبر والنظارات الواقية والقفازات. • تعامل مع الحمض بحذر.

خطوات العمل:

التحليل والاستنتاج:

1- أعدد الفلزّات التي تفاعلت مع حمض الهيدروكلوريك HCl.

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

3- أكتب معادلات كيميائية موزونة للفلزّات التي تفاعلت مع الحمض.

4- أعدد التغيّر الذي طرأ على شحنة كل فلز في التفاعلات السابقة. ما نوع التفاعل؟

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

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

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

4 **أجرب.** أكرّر الخطوات السابقة باستخدام حبيبات الخارصين وحبيبات الألمنيوم وسلك النحاس. هل حدث تفاعل؟ هل تختلف الفلزّات في نشاطها في التفاعل مع الحمض؟ أسجل ملاحظاتي في جدول البيانات.

5 **أنظّم البيانات.** أسجل ملاحظاتي حول تفاعل الفلزّات المستخدمة مع حمض HCl في الجدول الآتي:

جدول البيانات:

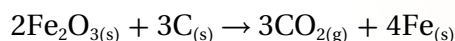
الفلزّ	حدوث تفاعل	تصاعد غاز H_2	النشاط
	نعم، لا	نعم، لا	أنشط، أقل نشاطاً، لم يتفاعل
Mg			

مفهوم التأكسد والاختزال Oxidation and Reduction Concept

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

وتعدُّ تفاعلات التأكسد والاختزال من التفاعلات الكيميائية المهمة التي تحدث في بعض العمليات الحيوية، مثل البناء الضوئي والتنفس وتحرير الطاقة من الغذاء اللازم لأداء الكائن الحي أنشطته المختلفة. وتحصل وسائل النقل على الطاقة اللازمة لتسييرها بحرق الوقود عن طريق تفاعلات تأكسد واختزال أيضًا، وينتج صدأ الحديد عن تفاعلات تأكسد واختزال تحدث عند تعرُّض الحديد للهواء الجوي الرطب. فما المقصود بالتأكسد والاختزال؟ وكيف تُحدَّد المادة التي تأكسدت والمادة التي اختزلت في التفاعل؟ وكيف تُوازن معادلات التأكسد والاختزال بطريقة نصف التفاعل؟ هذا ما سيجري تعرُّفه في هذا الدرس.

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



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



الفكرة الرئيسة:

تفاعلا التأكسد والاختزال متلازمان؛ إذ تُحدَّد المادة التي تأكسدت والمادة التي اختزلت عن طريق التغير في أعداد التأكسد، ويمكن موازنة معادلات التأكسد والاختزال بطريقة نصف التفاعل.

نتائج التعلم:

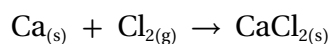
- أوضح مفاهيم التأكسد والاختزال، وعدد التأكسد، والعامل المؤكسد، والعامل المختزل. والتأكسد والاختزال الذاتي.
- أحمّد عدد التأكسد لذرات العناصر في المواد المختلفة.
- أوازن معادلات التأكسد والاختزال بطريقة نصف التفاعل.

المفاهيم والمصطلحات:

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

الشكل (1): الحديد الناتج عن عملية الاختزال.

ومع مرور الوقت، تطوّر مفهوم التأكسد والاختزال ليشمل تفاعلاتٍ أخرى لا تتضمن التفاعل مع الأكسجين، فعُرف **التأكسد Oxidation** بأنه فقدُ المادة للإلكترونات خلال التفاعل الكيميائي، أمّا **الاختزال Reduction** فهو كسبُ المادة للإلكترونات خلال التفاعل الكيميائي. وتُعَدُّ عمليتا التأكسد والاختزال متلازمتين؛ تحدث إحداهما مع حدوث الأخرى، ويسمى التفاعل الذي تحدث فيه عمليتا التأكسد والاختزال معاً **تفاعلًا تأكسد واختزال Redox Reaction**. فمثلاً؛ يتفاعل الكالسيوم مع غاز الكلور حسب المعادلة:



يلاحظ أنّ كلاً من الكالسيوم والكلور في المواد المتفاعلة مُتَعَادِلَا الشحنة، وأنّ مركّب كلوريد الكالسيوم الناتج CaCl_2 مركّب أيوني تكوّن من اتحاد أيون الكالسيوم الموجب Ca^{+2} وأيوني الكلوريد السالبين 2Cl^- ، اللَّذَيْن تَكُونَا نتيجة تأكسد ذرّة الكالسيوم بفقد إلكترونين واختزال ذرتي الكلور في جزيء الكلور Cl_2 ، بحيث تكسب كل ذرّة منه إلكترونًا واحدًا. ولتوضيح ذلك؛ يمكن كتابة معادلة التفاعل السابقة على شكل نصفي تفاعل، حيث يوضّح نصف التفاعل Half Reaction، فقدّ الإلكترونات خلال عمليّة التأكسد، أو اكتسابها خلال عمليّة الاختزال كما يأتي:

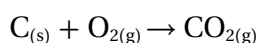
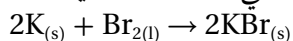


ألاحظ أنّ عدد الإلكترونات المفقودة خلال عمليّة التأكسد يساوي عدد الإلكترونات المكتسبة خلال عمليّة الاختزال.

✓ **أتحقّق:**

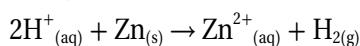
1- أُحَدِّدُ الذرّات التي تأكسدت أو

اختزلت في التفاعلات الآتية:



2- أكتبُ نصفَ تفاعل التأكسد ونصفَ

تفاعل الاختزال للتفاعل الآتي:



المثال 1

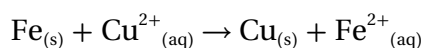
يتفاعل الحديد مع محلول كبريتات النحاس II حسب المعادلة:



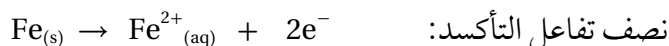
أحدّد الذرة أو الأيون الذي تأكسد أو اختزل في التفاعل، وأكتبُ أنصافَ تفاعلات التأكسد والاختزال.

الحل:

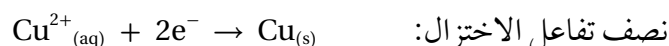
أكتبُ معادلة أيونيّة تمثّل التفاعل:



ألاحظ أنّ ذرّات الحديد المتعادلة تأكسدت بفقد إلكترونين متحوّلة لأيونات الحديد الموجبة Fe^{2+} حسب المعادلة:



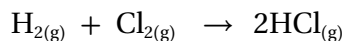
وأما أيونات النحاس Cu^{2+} فقد اختزلت بكسب إلكترونين متحوّلة لذرّات النحاس المتعادلة، كما في المعادلة الآتية:



عدد التأكسد Oxidation Number

لا تقتصر تفاعلات التأكسد والاختزال على تكوين مركّبات أيونيّة فقط؛ بل تتضمّن أيضًا تكوين مركّبات جزيئيّة ترتبط ذرّات عناصرها بروابط تساهميّة؛ إذ لا تحدث فيها عمليّة فقدٍ وكسبٍ للإلكترونات بشكلٍ كُليّ.

فمثلاً، يتفاعل غاز الهيدروجين مع غاز الكلور لتكوين غاز كلوريد الهيدروجين حسب المعادلة:



الرابطّة بين ذرّتي الهيدروجين رابطّة تساهميّة غير قطبيّة، وكذلك الرابطّة بين ذرّتي الكلور، أمّا بالنسبة إلى كلوريد الهيدروجين فإنّ الرابطّة بين ذرّتي الكلور والهيدروجين رابطّة تساهميّة قطبيّة، ولأنّ الساليّة الكهربائيّة للكلور أعلى من الهيدروجين يكون زوجُ الإلكترونات الرابطّة بين الذرّتين مُزاحاً باتجاه ذرّة الكلور دون أن يحدث له انتقال كُليّ، فتظهر على ذرّة الهيدروجين شحنةٌ جزيئيّة موجبة، ويظهر على ذرّة الكلور شحنةٌ جزيئيّة سالبة، كما يوضّح الشكل (2).

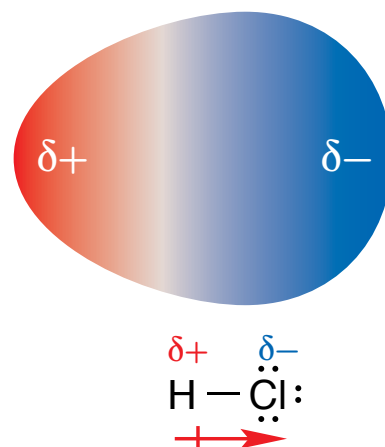
ولأنّ التعريف السابق للتأكسد والاختزال لم يشمل التفاعلات التي لا يحدث فيها انتقال كُليّ للإلكترونات بين الذرّات، فقد وضع العلماء مفهوماً جديداً يمكن من خلاله تفسيرُ تفاعلات التأكسد والاختزال جميعها، وهو عدد التأكسد.

يعرّف **عدد التأكسد Oxidation Number** بأنه الشحنة الفعلية لأيون الذرّة في المركّبات الأيونيّة، أمّا في المركّبات الجزيئيّة (التساهميّة) فيعرّف بأنه الشحنة التي يفترض أن تكتسبها الذرّة المكوّنة للرابطّة التساهميّة مع ذرّة أخرى في ما لو انتقلت إلكتروناتُ الرابطّة كليّاً إلى الذرّة التي لها أعلى ساليّة كهربائيّة. وبناء عليه؛ يكون عددُ تأكسد الهيدروجين (+1) في جزيء HCl، وعددُ تأكسد الكلور (-1).

قواعد أساسية لحساب أعداد التأكسد

Basic Rules to Assign Oxidation Numbers

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



الشكل (2): الرابطّة التساهميّة القطبيّة في جزيء HCl.

الجدول (1): قواعد حساب أعداد التأكسد.

الرقم	قواعد أساسية لحساب أعداد التأكسد	مثال	عددُ التأكسد
1	عدد تأكسد ذرّة العنصر الحرّ يساوي صفراً، سواء وُجدَ على شكل ذرّات أو جُزيئات.	C N ₂ S ₈	0 0 0
2	عدد تأكسد الأيون أحادي الذرّة يساوي شحنة هذا الأيون.	Cu ²⁺ S ²⁻	+2 -2

+1 +2 +3	Li في Li_2O Ca في CaO Al في AlF_3	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	H في HF H في NaH H في BaH_2	عدد تأكسد الهيدروجين في معظم مركباته (+1)، ما عدا عندما يرتبط مع الفلزّات مكوّنًا هيدريد الفلزّ؛ فيكون حينئذ (-1).	4
-2 -1 +2	O في H_2O O في K_2O_2 O في OF_2	عدد تأكسد الأكسجين في معظم مركباته (-2)، ما عدا فوق الأكاسيد، فيكون حينئذ (-1)، وعندما يرتبط مع الفلور يكون موجبًا.	5
-1 -1 +1 +3	F في NaF I في KI Cl في ClF Br في HBrO_2	عدد تأكسد الفلور في جميع مركباته يساوي (-1)، وعدد تأكسد الهالوجينات Cl، Br، I في معظم مركباتها يساوي (-1)، أما إذا ارتبط أي منها مع الأكسجين أو مع هالوجين ساليته الكهربائية أعلى فيكون عدد تأكسده موجبًا، وترتيبها حسب السالبية الكهربائية: $\text{Cl} > \text{Br} > \text{I}$	6
مجموع أعداد التأكسد لجميع ذرات أو أيونات العناصر المكوّنة للمركب المتعادل يساوي صفرًا.			7
مجموع أعداد التأكسد لجميع ذرات العناصر المكوّنة لأيون متعدد الذرات يساوي شحنة هذا الأيون.			8

المثال 2

أحدّد عدد التأكسد لذرة عنصر الكبريت في المركّبات أو الأيونات الآتية:

(ج) HS^-

(ب) Na_2SO_4

(أ) SO_2

الحل

لحساب عدد التأكسد لذرة العنصر المطلوب؛ أكتب الصيغة الكيميائية للمركب أو الأيون، ثمّ أحدّد بناءً على القواعد الواردة في الجدول أعداد تأكسد ذرات العناصر المعلومة، ثمّ أطبّق القاعدة رقم 7، أو القاعدة رقم 8 إذا كانت الصيغة تمثّل أيونًا.

(أ) SO_2

عدد ذرات الأكسجين في المركب 2، وعدد تأكسد كلّ ذرة أكسجين يساوي -2 (حسب القاعدة 5)، وعدد ذرات الكبريت في المركب 1، والمطلوب حساب عدد تأكسد الكبريت فيه، (حسب القاعدة 7). إذا؛ مجموع أعداد تأكسد لجميع العناصر الداخلة في تكوين المركب جميعها يساوي صفرًا؛ أي أنّ:
(عدد تأكسد الأكسجين × عدد ذرات الأكسجين) + (عدد تأكسد الكبريت × عدد ذرات الكبريت) = صفرًا

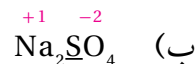
$$(\text{oxidation No of O} \times \text{No of atoms of O}) + (\text{oxidation No of S} \times \text{No of atoms of S}) = 0$$

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

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

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

أي أنَّ عدد تأكسد الكبريت = +4



ألاحظ أنَّ الصيغة تُمثِّل مَرَكَّبًا مُتَعَادِلًا. وعليه، أُطبِّق 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، أُطبِّق القاعدة 8:

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

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

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

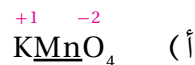
يلاحظ أنَّ لعنصر الكبريت في مركَّباته السابقة أعداد تأكسد (+4، +6، -2) بالترتيب؛ فيعني ذلك أنه قد يكون لذرات العنصر الواحد أكثر من عدد تأكسد في مركَّباته أو أيوناته المختلفة.

المثال 3

أحدِّد عدد التأكسد لذرة العنصر الذي تحته خطٌّ في المركَّبات أو الأيونات الآتية:



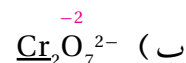
الحل:



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

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

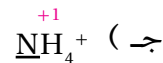
$$N_{\text{oxid Mn}} = +7$$



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

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

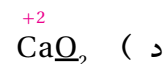
$$N_{\text{oxid Cr}} = +6$$



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

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

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

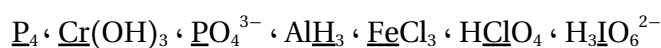


$$(N_{\text{oxid Ca}} \times N_{\text{Ca atoms}}) + (N_{\text{oxid O}} \times N_{\text{O atoms}}) = 0$$

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

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

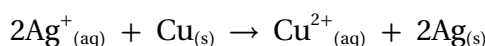
✓ **أُتَحَقَّقَ:** أُحَدِّدُ عدد التأكسد لذرة العنصر الذي تحته خطٌ في كلٍّ من المركَّبات أو الأيونات الآتية:



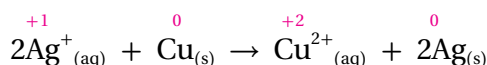
التغيُّر في أعداد التأكسد Changes of Oxidation Numbers

يُستفاد من حساب أعداد التأكسد في معرفة ذرَّات أو أيونات العناصر التي تأكسدت أو اختزلت في تفاعلات التأكسد والاختزال.

فمثلاً؛ يتفاعل النحاس مع محلول نترات الفضة مكوناً محلول نترات النحاس، وتترسَّب الفضة وفق المعادلة الأيونية الآتية:

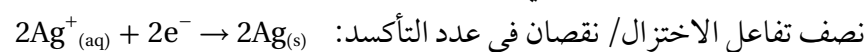
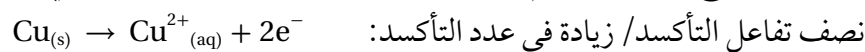


لمعرفة الذرَّات أو الأيونات التي تأكسدت أو اختزلت سيجري حساب أعداد التأكسد وملاحظة التغيُّر فيها.



ألاحظ نقصان عدد التأكسد لأيون الفضة Ag^+ من $(+1 \leftarrow 0)$ ، وزيادة عدد تأكسد ذرة النحاس Cu من $(0 \leftarrow +2)$.

في تفاعلات التأكسد والاختزال يدلُّ النقص في عدد التأكسد على حدوث عملية اختزال، وتدُلُّ الزيادة في عدد التأكسد على حدوث عملية تأكسد؛ أي أنَّ أيونات الفضة Ag^+ في التفاعل قد اختزلت، أمَّا ذرَّات النحاس Cu فقد تأكسدت، ويمكن توضيح ذلك باستخدام أنصاف تفاعلات التأكسد والاختزال كالآتي:



أي أنَّ تغيُّراً في أعداد التأكسد يحدث في تفاعلات التأكسد والاختزال؛ فزيادة أعداد التأكسد تحدث لذرَّات أو أيونات العناصر التي تتأكسد، أمَّا نقصان أعداد التأكسد فيحدث لذرَّات أو أيونات العناصر التي تختزل، والمثال (4) يوضِّح ذلك.



أصمّم - باستخدام

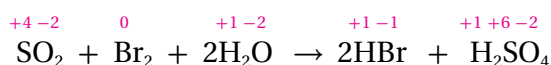
برنامج السكراتش (Scratch) -
عرضاً يوضِّح مفهوم تفاعل
التأكسد والاختزال، وعلاقته
بالتغيُّر في أعداد التأكسد، وأمثلة
عليه، ثمَّ أشاركه زملائي/
زميلاتي في الصف.

أُحَدِّدُ الذَّرَاتِ التي تَأَكْسَدَتْ والذَّرَاتِ التي اخْتَزَلَتْ في التفاعل الآتي:

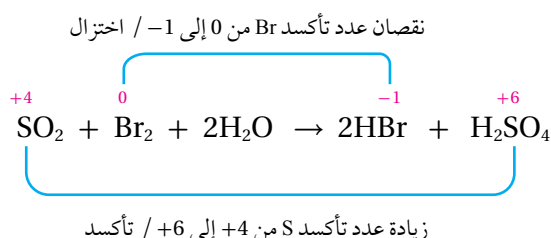


الحل:

1- أُحَدِّدُ أَعْدَادَ التَّأَكْسِدِ لجميع الذَّرَاتِ في المواد المتفاعلة والنتيجة:

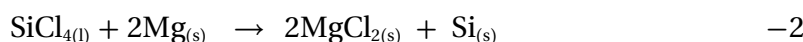
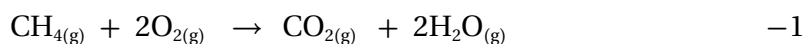


2- أُحَدِّدُ التَّغْيِيرَ في أَعْدَادِ التَّأَكْسِدِ:



ألاحظ تغيُّر عدد تأكسد ذرَّة الكبريت S من (+4 ← +6)؛ أي أنه زاد بمقدار 2، ومن ثَمَّ فَإِنَّ الكبريت تَأَكْسَدُ، وكذلك تغيُّر عدد تأكسد ذرَّة البروم Br من (صفر ← -1)؛ أي أنه قلَّ بمقدار 1 لكلِّ ذرَّة بروم، ومن ثَمَّ فَإِنَّ البروم اخْتَزَلَ، كما ألاحظ عدم تغيُّر أَعْدَادِ تَأَكْسِدِ كُلِّ من ذرات الهيدروجين والأكسجين في التفاعل، أي أَنَّ الذرَّة التي تَأَكْسَدَتْ هي الكبريت في SO_2 والذرتين اللتين اخْتَزِلتا هما ذرَّتَا البروم في Br_2 .

✓ **أَتَحَقَّقُ:** أُحَدِّدُ الذَّرَاتِ التي تَأَكْسَدَتْ والذَّرَاتِ التي اخْتَزَلَتْ اعتمادًا على التغيُّر في أَعْدَادِ التَّأَكْسِدِ في التفاعلات الآتية:



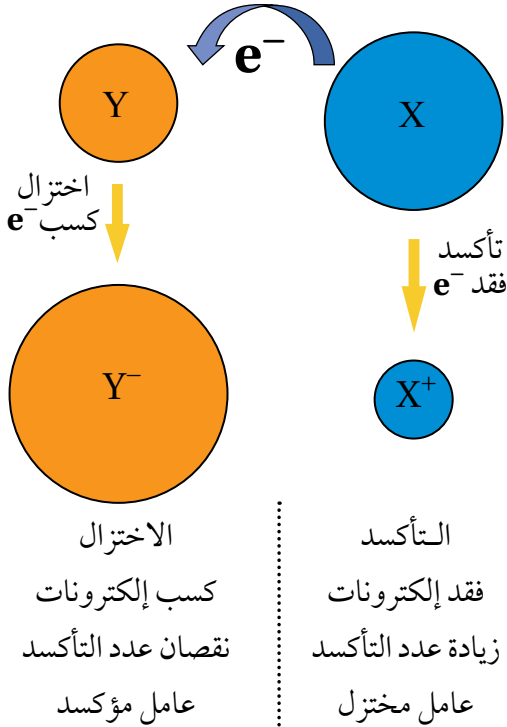
العوامل المؤكسدة والعوامل المختزلة

Oxidizing Agents and Reducing Agents

يُعرَّف **العامل المؤكسد** **Oxidizing Agent** أنه المادة التي تُؤكسد مادةً أخرى في التفاعل الكيميائي؛ فيكتسب إلكترونات من المادة التي يُؤكسدها، وتحدث له عملية اختزال. ومن الأمثلة على العوامل المؤكسدة F_2 ، $K_2Cr_2O_7$ ، $KMnO_4$ ، O_2 .

ويُعرَّف **العامل المختزل** **Reducing Agent** أنه المادة التي تختزل مادةً أخرى في التفاعل الكيميائي؛ إذ يفقد إلكترونات تكسبها المادة التي يختزلها، وتحدث له عملية تأكسد. ومن الأمثلة على العوامل المختزلة CO ، $NaBH_4$ ، $LiAlH_4$.

وكلُّ تفاعل تأكسد يحتاج إلى عامل مؤكسد ليحدث، وكلُّ تفاعل اختزال يحتاج إلى عامل مختزل ليحدث. ويوضح الشكل (3) عمليتي التأكسد والاختزال، والأمثلة الآتية توضح كيفية تحديد العامل المؤكسد والعامل المختزل.



الشكل (3): عمليتي التأكسد والاختزال.

المثال 5

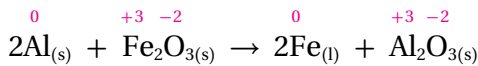
يُعدُّ تفاعلُ الثيرمايت أحدَ تفاعلات التأكسد والاختزال المهمة، حيث يتفاعل الألمنيوم مع أكسيد الحديد III لتكوين أكسيد الألمنيوم، والحديد، وكمية كبيرة من الطاقة كافية لصهر الحديد الناتج؛ حسب المعادلة الآتية:



أحدِّد العامل المؤكسد والعامل المختزل في التفاعل.

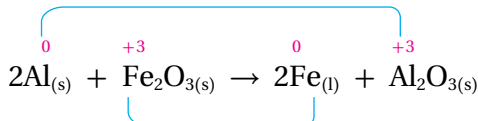
الحل:

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



2- أحدِّد التغير في أعداد التأكسد:

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



نقصان عدد تأكسد Fe من +3 إلى 0 / اختزال

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

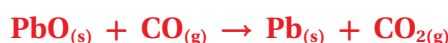
في أكسيد الحديد Fe_2O_3 ، فقد قلَّ $(+3 \leftarrow 0)$ ؛ أي أنها اختزلت، بينما لم يتغيَّر عدد تأكسد الأكسجين (-2) .

3- أَّحدِّد العامل المؤكسد والعامل المُختزل:

لأنَّ ذرات الألمنيوم Al تأكسدت واختزلت أيونات الحديد (Fe^{3+}) في Fe_2O_3 ؛ فهو عامل مختزل، أمَّا أيونات الحديد (Fe^{3+}) فأكسدت ذرات الألمنيوم وحدثت لها عملية اختزال؛ لذلك يُعدُّ أكسيد الحديد (Fe_2O_3) III عاملاً مؤكسداً. يلاحظ أنه على الرغم من أنَّ أيونات الحديد (Fe^{3+}) فقط هي التي اختزلت في التفاعل؛ فإنَّ المركَّب Fe_2O_3 كاملاً يُعدُّ عاملاً مؤكسداً، وهو ما ينطبق على تفاعلات التأكسد والاختزال كافة؛ حيث يُعدُّ المركَّب الذي تتأكسد إحدى ذراته عاملاً مُختزلاً، والمركَّب الذي تُختزل إحدى ذراته عاملاً مؤكسداً.

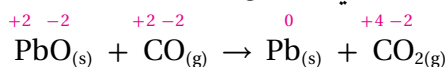
المثال 6

أَّحدِّد العامل المؤكسد والعامل المُختزل في التفاعل الآتي:



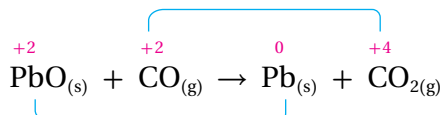
الحل:

أَّحدِّد أعداد التأكسد لجميع الذرات في التفاعل:



أَّحدِّد التغيُّر في أعداد التأكسد:

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

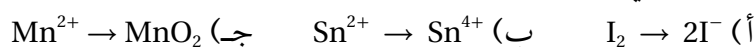


نقصان عدد تأكسد Pb من +2 إلى 0 / اختزال

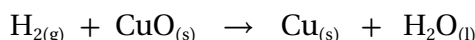
ألاحظ نقصان عدد تأكسد أيون الرصاص من $(+2)$ في PbO $\leftarrow$ صفر في Pb؛ أي أنه اختزل، وزيادة عدد تأكسد ذرة الكربون من $(+2)$ في CO $\leftarrow$ +4 في CO_2 ؛ أي أنها تأكسدت، أمَّا عددُ تأكسد الأكسجين فلم يتغيَّر، ومن ثَمَّ فإنَّ CO عاملُ مُختزل لأنه اختزل الرصاص في PbO، و PbO عاملُ مؤكسد لأنه أكسد الكربون في CO.

✓ أتحقق:

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



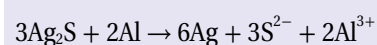
2- أَّحدِّد العامل المؤكسد والعامل المُختزل في التفاعل الآتي:



الربط مع الحياة



تعرَّض القطع الفضيَّة للسواد مع الزمن؛ بسبب تكوُّن مادة كبريتيد الفضة Ag_2S على سطحها الخارجي. ويمكن إزالة هذه الطبقة بوضع هذه القطع الفضيَّة في ورق من الألمنيوم في وعاء يحتوي على محلول كربونات الصوديوم وملح الطعام، وتسخينه؛ فتتأكسد ذرات الألمنيوم وتختزل أيونات الفضة حسب المعادلة:



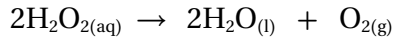
فتستعيد القطع الفضيَّة لمعانها وبريقها.



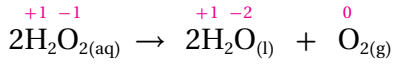
التأكسد والاختزال الذاتي Autoxidation-Reduction Reaction

تتضمن تفاعلات التأكسد والاختزال وجود عامل مؤكسد وعامل مُختزل، ولكن وُجد في بعض التفاعلات أن المادة نفسها تسلك عاملاً مؤكسداً وعاملاً مُختزلاً في التفاعل نفسه، ويسمى تفاعل تأكسد واختزال ذاتي **Autoxidation-Reduction Reaction**

Reaction. فمثلاً؛ يتحلل فوق أكسيد الهيدروجين H_2O_2 حسب المعادلة:

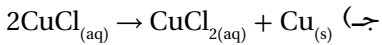
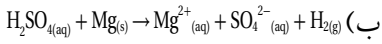
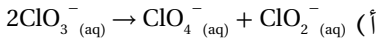


أُحَدِّدُ أعدادَ التأكسد لجميع الذرات في التفاعل كالآتي:



ألاحظ عدم تغير عدد تأكسد الهيدروجين؛ أما الأكسجين فقد اختزل وقلَّ عدد تأكسده من (-1 في H_2O_2 إلى -2 في H_2O)، فيكون H_2O_2 عاملاً مؤكسداً، كما تأكسد الأكسجين وزاد عدد تأكسده من (-1 في H_2O_2 إلى 0 في O_2)، فيكون H_2O_2 عاملاً مُختزلاً؛ ولأن التأكسد والاختزال حدثا للعنصر نفسه وهو الأكسجين في H_2O_2 ؛ فالتفاعل يمثل تأكسداً واختزالاً ذاتياً.

✓ **أنتحقق.** أُحَدِّدُ المعادلات التي تمثل تفاعلَ تأكسد واختزال ذاتي:



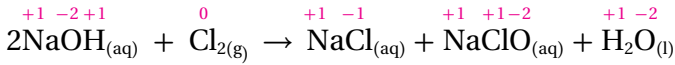
المثال 7

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



أبين؛ لماذا يُعدُّ التفاعل أعلاه مثالاً على تفاعلات التأكسد والاختزال الذاتي؟

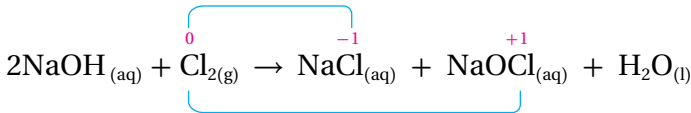
الحل: أحسب أعداد التأكسد للذرات والأيونات جميعها في التفاعل كما يأتي:



ألاحظ أن أعداد التأكسد لجميع العناصر في المعادلة لم تتغير باستثناء عدد التأكسد للكلور.

أُحَدِّدُ التغير في أعداد التأكسد:

قلَّ عدد تأكسد الكلور من (صفر $\leftarrow -1$) / اختزال

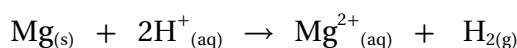


زاد عدد تأكسد الكلور من (صفر $\leftarrow +1$) / تأكسد

ألاحظ حدوث تأكسد لذرة كلور وزيادة عدد تأكسدها من (صفر في $Cl_2 \leftarrow +1$ في ClO^-)، وبذلك فإن Cl_2 سلك كعامل مُختزل، وكذلك حدث اختزال لذرة الكلور الثانية وقلَّ عدد تأكسدها من (صفر في $Cl_2 \leftarrow -1$ في Cl^-)، وبذلك فإن Cl_2 سلك كعامل مؤكسد؛ أي أن التأكسد والاختزال حدثا للعنصر نفسه في التفاعل. وعليه؛ فإن التفاعل يمثل تفاعلَ تأكسد واختزال ذاتي.

Balancing Redox Equations موازنة معادلات التأكسد والاختزال

تحقق معادلة التأكسد والاختزال الموزونة قانون حفظ الكتلة؛ ممّا يعني أنّ أنواع ذرات العناصر المكوّنة للمواد المتفاعلة وأعدادها مماثلة لها في المواد الناتجة. وكذلك تحقق قانون حفظ الشحنة؛ أي أنّ مجموع شحنات المواد المتفاعلة مساوٍ لمجموعها في المواد الناتجة، ويتحقق ذلك عندما يكون عدد الإلكترونات المكتسبة في أثناء تفاعل الاختزال مساوياً لعدد الإلكترونات المفقودة خلال تفاعل التأكسد. فمثلاً؛ في معادلة التفاعل الآتية:



يلاحظ أنّ عدد ذرات المغنيسيوم والهيدروجين متساوٍ على طرفي المعادلة، وكذلك مجموع شحنات المواد المتفاعلة يساوي مجموعها للمواد الناتجة، ويساوي (2+). وعليه؛ يكون عدد الإلكترونات التي فقدتها ذرة المغنيسيوم يساوي عدد الإلكترونات التي اكتسبها أيون الهيدروجين، وتساوي (2). ولمّا كانت موازنة معادلات التأكسد والاختزال جميعها بطريقة المحاولة والخطأ غير ممكنة؛ فقد طوّر 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، ثمّ موازنة كل نصف تفاعل منفرداً من حيث أعداد الذرات والشحنات، ثمّ مساواة عدد الإلكترونات المفقودة والمكتسبة لنصفي التفاعل، يليها جمع نصفي التفاعل للحصول على المعادلة الموزونة، والمثال الآتي يوضح ذلك:

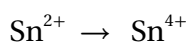
المثال 8

أوازن معادلة التأكسد والاختزال الآتية بطريقة نصف التفاعل:

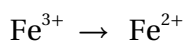


خطوات الحل:

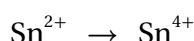
أقسم معادلة التفاعل إلى نصفي تفاعل، وذلك بمقارنة المواد المتفاعلة والناتجة:



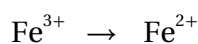
نصف تفاعل تأكسد (زاد عدد تأكسد Sn من +2 ← +4)



نصف تفاعل اختزال (قلّ عدد تأكسد Fe من +3 ← +2)



أوازن الذرات في كل نصف تفاعل:



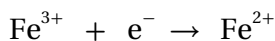
ألاحظ أنّ عدد الذرات متساوٍ في طرفي المعادلة لكل نصف تفاعل.

أوازن الشحنات:

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

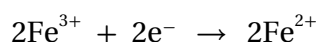
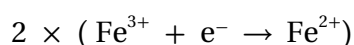


أمّا في نصف تفاعل الاختزال؛ فلا بدّ من إضافة إلكترون واحد إلى طرف المواد المتفاعلة كي يصبح مجموع الشحنات على طرفي المعادلة متساوياً:

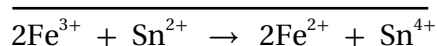
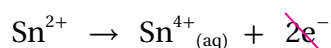
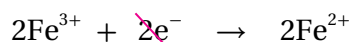


أساوي عدد الإلكترونات المكتسبة والمفقودة:

ألاحظ أنّ عدد الإلكترونات المفقودة في نصف تفاعل التأكسد يساوي (2)، وأنّ عدد الإلكترونات المكتسبة في نصف تفاعل الاختزال يساوي (1). ولمساواة عدد الإلكترونات المفقودة والمكتسبة يُضربُ نصفُ تفاعل الاختزال $2 \times$



أجمع نصفي تفاعل التأكسد والاختزال:

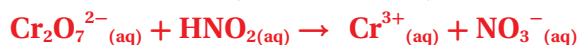


ويمكن التحقق من صحّة الموازنة بمقارنة أعداد الدّرات على طرفي المعادلة والتأكّد من تساويها، والتأكّد أنّ المجموع الجبري للشحنات على طرفي المعادلة متساوٍ، معّ الإنتباه إلى عدم ظهور الإلكترونات في المعادلة النهائيّة.

تحدث معظم تفاعلات التأكسد والاختزال في المحاليل المائيّة في أوساط حمضيّة أو قاعديّة؛ لذلك فإنّ خطوات موازنة معادلاتها تحتاج إلى خطوات إضافيّة بحسب طبيعة الوسط، وهذا ما سيجري توضيحه في الأمثلة اللاحقة.

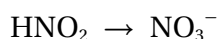
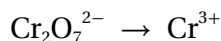
موازنة معادلات التأكسد والاختزال بطريقة نصف التفاعل في وسط حمضي عند حدوث تفاعل التأكسد والاختزال في وسط حمضي؛ فإنّ الماء وأيونات الهيدروجين يكونان جزءاً من التفاعل؛ لذلك يُستخدمان في موازنة معادلات تفاعلات التأكسد والاختزال، ولمعرفة كيفية إجراء ذلك؛ أدرس المثال الآتي:

أوازن المعادلة الآتية بطريقة نصف التفاعل في الوسط الحمضي

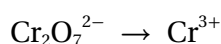


خطوات الحل:

1- أقسم معادلة التفاعل إلى نصفين تفاعل، وذلك بمقارنة المواد المتفاعلة والنتيجة



2- أختار أحد نصفين التفاعل وأوازنه باتباع الخطوات الآتية:



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



ضرب $(2 \times \text{Cr}^{3+})$ ؛ فأصبح نصف التفاعل:

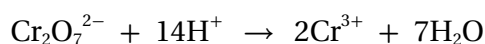
ب. أوازن ذرات الأكسجين بإضافة عدد من جزيئات الماء H_2O إلى طرف المعادلة الذي يحتوي على عدد أقل من ذرات الأكسجين بمقدار النقص فيها.

هنا، يُضاف $7\text{H}_2\text{O}$ إلى الطرف الأيمن من المعادلة؛ فيصبح عدد ذرات الأكسجين (7) على طرفيها:

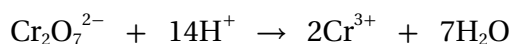


ج. أوازن ذرات الهيدروجين بإضافة عدد من أيونات الهيدروجين H^+ إلى طرف المعادلة الذي يحتوي على عدد أقل من ذرات الهيدروجين بمقدار النقص فيها.

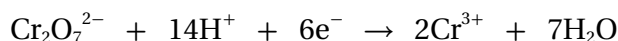
هنا، يُضاف 14H^+ إلى الطرف الأيسر من المعادلة؛ فيصبح عدد ذرات الهيدروجين (14) على طرفيها:



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



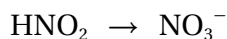
ألاحظ أن المجموع الجبري للشحنات على الطرف الأيسر للمعادلة يساوي $(12+)$ ، أما على طرفها الأيمن فيساوي $(6+)$ ؛ لذلك يُضاف $6e^-$ إلى الطرف الأيسر، فيصبح المجموع الجبري للشحنات على طرفيها مساوياً $(6+)$:



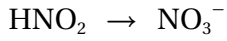
ألاحظ أن الإلكترونات أُضيفت إلى جهة المواد المتفاعلة؛ أي أنها مكتسبة؛ لذا فإن المعادلة تمثل نصف تفاعل الاختزال:



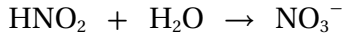
3- لموازنة نصف التفاعل الآخر؛ أطبق الإجراءات نفسها في الخطوة (2):



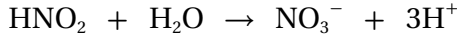
أ. أوازن الذرات، عدا الأكسجين والهيدروجين: يلاحظ أنَّ عدد ذرات النيتروجين متساوٍ على طرفي المعادلة:



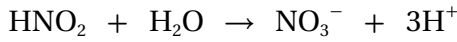
ب. أوازن ذرات الأكسجين؛ بإضافة جزيء ماء H_2O إلى الطرف الأيسر من المعادلة:



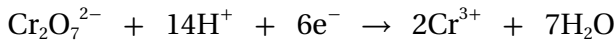
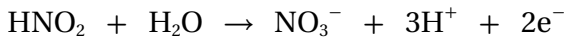
ج. أوازن ذرات الهيدروجين؛ بإضافة ثلاثة أيونات هيدروجين 3H^+ إلى الطرف الأيمن من المعادلة:



د. أوازن الشحنات؛ بإضافة إلكترونين (2e^-) إلى الطرف الأيمن، ليصبح المجموع الجبري للشحنات على طرفيها متساوياً:

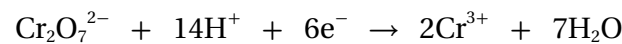
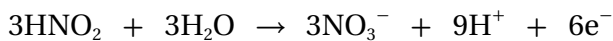
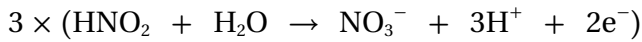


الاحظ أن الإلكترونات أضيفت إلى جهة المواد الناتجة؛ أي أنها مفقودة، لذا؛ فإن المعادلة تمثل نصف تفاعل تأكسد. وبذلك أصبح نصف التفاعل متوازنين كل على حدة:

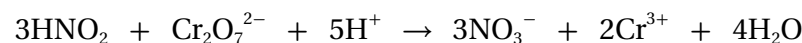


4- يجب أن يتساوى عدد الإلكترونات المفقودة وعدد الإلكترونات المكتسبة خلال التفاعل الكلي؛ لذلك يلزم أحياناً ضرب إحدى المعادلتين أو كليهما بمعاملات مناسبة، بحيث يصبح عدد الإلكترونات المفقودة مساوياً لعدد الإلكترونات المكتسبة في التفاعل.

لذلك، سيُضرب نصف تفاعل التأكسد بالرَّقم (3) ليصبح عدد الإلكترونات المفقودة (6e^-) مساوياً لعدد الإلكترونات المكتسبة:

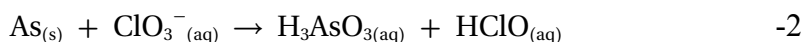
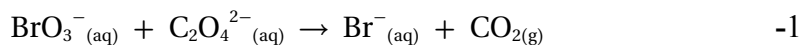


5- أجمع نصفي تفاعل التأكسد والاختزال للحصول على معادلة التفاعل الكُلِّي الموزونة، وذلك بحذف الإلكترونات من طرفي المعادلة، وأكتب المعادلة بأبسط صورة:



المعادلة الكلية:

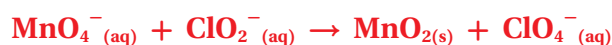
✓ **أنحَقِّق.** أوازن المعادلتين الآتيتين بطريقة نصف التفاعل في الوسط الحمضي، وأحدِّد العامل المؤكسد والعامل المُختزل في كلٍّ منهما:



موازنة معادلات التأكسد والاختزال بطريقة نصف التفاعل في وسط قاعدي
توازن معادلات التأكسد والاختزال في وسط قاعدي بالخطوات نفسها المتبعة في موازنتها في الوسط الحمضي، ثم يضاف عدد من أيونات الهيدروكسيد OH^- مساوٍ لعدد أيونات الهيدروجين H^+ في المعادلة الموزونة في الوسط الحمضي إلى طرفي المعادلة؛ حيث تتعادل أيونات الهيدروجين H^+ مع أيونات الهيدروكسيد OH^- مكونة عددًا من جزيئات الماء H_2O ، ثم تُختَصَرُ جزيئات الماء في طرفي المعادلة أو تُجمع إذا كانت في الطرف نفسه، بحيث تظهر في أحد أطراف التفاعل الكُلِّي الموزونة؛ وبذلك نحصل على معادلة موزونة في الوسط القاعدي.

المثال 10

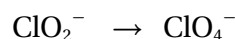
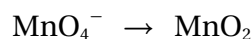
أوازن المعادلة الآتية بطريقة نصف التفاعل في الوسط القاعدي



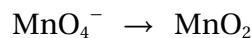
خطوات الحل:

تُطبَّق خطوات موازنة المعادلة في الوسط الحمضي نفسها أولاً:

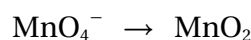
1- أقسم معادلة التفاعل إلى نصفي تفاعل، وذلك بمقارنة المواد المتفاعلة والنتيجة:



2- أختار أحد نصفي التفاعل، وأوازنه باتباع الخطوات الآتية:



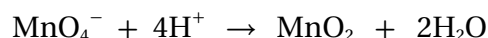
أ. موازنة الذرات، عدا الأكسجين والهيدروجين: يلاحظ أن عدد ذرات المنغنيز Mn متساوٍ على طرفي المعادلة:



ب. أوازن ذرات الأكسجين؛ بإضافة جزيئي ماء $2\text{H}_2\text{O}$ إلى طرف المعادلة الأيمن:



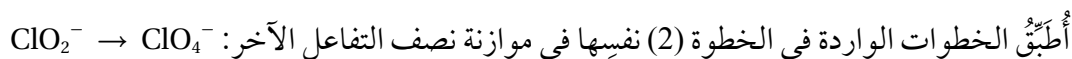
ج. أوازن ذرات الهيدروجين؛ بإضافة أربعة أيونات هيدروجين 4H^+ إلى طرف المعادلة الأيسر، فيصبح عدد ذرات H متساوياً على طرفيها:



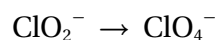
د. أوازن الشحنات؛ بإضافة ثلاثة الإلكترونات (3e^-) إلى طرف المعادلة الأيسر، فيصبح المجموع الجبري للشحنات على طرفيها متساوياً:



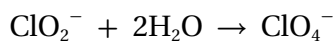
نصف تفاعل اختزال:



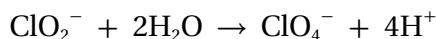
أ. أوازن الذرات، عدا الأكسجين والهيدروجين: يلاحظ أن عدد ذرات الكلور Cl متساوٍ على طرفي المعادلة:



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 4H^+ إلى طرف المعادلة الأيمن:



د. أوازن الشحنات؛ بإضافة أربعة إلكترونات (4e^-) إلى طرف المعادلة الأيمن، فيصبح المجموع الجبري

لشحنات على طرفيها متساويًا:

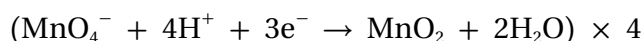


نصف تفاعل تأكسد:

3- أساوي عدد الإلكترونات المفقودة والمكتسبة؛ بضرب نصف تفاعل التأكسد $\times 3$ ، ونصف تفاعل الاختزال $\times 4$.

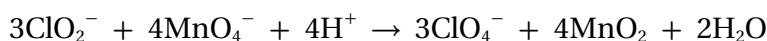


نصف تفاعل تأكسد:

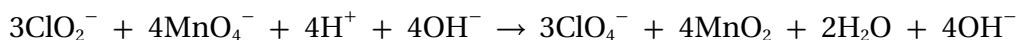


نصف تفاعل اختزال:

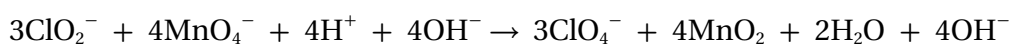
4- للحصول على معادلة التفاعل الكُلِّي الموزونة في وسط حمضي، أجمعُ نصفي تفاعل التأكسد والاختزال:



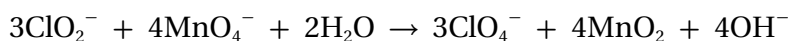
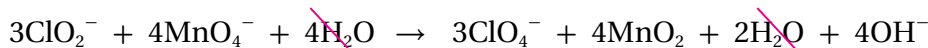
5- أضيف إلى طرفي المعادلة عددًا من أيونات OH^- مساويًا لعدد أيونات H^+ :



6- أجمعُ أيونات H^+ وأيونات OH^- الموجودة في الطرف نفسه من المعادلة معًا على شكل جزيئات ماء.



7- أختصرُ جزيئات الماء، بحيث تظهرُ في أحد طرفي معادلة التفاعل الكُلِّي الموزونة في وسط قاعدي.

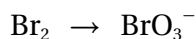
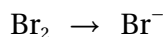


المعادلة الكلية:

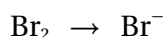
أوازن المعادلة الآتية بطريقة نصف التفاعل في الوسط القاعدي: $\text{Br}_{2(l)} \rightarrow \text{Br}^{-}_{(aq)} + \text{BrO}_3^{-}_{(aq)}$

خطوات الحل:

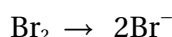
1- أقسم معادلة التفاعل إلى نصفي تفاعل، وذلك بمقارنة المواد المتفاعلة والنتيجة.
يلاحظ وجود مادة متفاعلة واحدة فقط في المعادلة، هي Br_2 ؛ لذلك أستخدمها في كل من نصف تفاعل التأكسد ونصف تفاعل الاختزال.



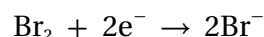
2- أختار أحد نصفي التفاعل، وأوازنه باتباع الخطوات الآتية:



أ. أوازن ذرات البروم بضرب أيون البروميد $2 \times \text{Br}^{-}$ ، فيصبح نصف التفاعل موزوناً من حيث الذرات.

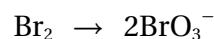
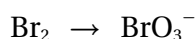


ب. أوازن الشحنات بإضافة إلكترونين ($2e^{-}$) إلى طرف المعادلة الأيسر:

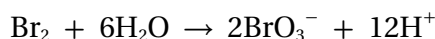


نصف تفاعل اختزال:

أطبق الخطوات نفسها المتبعة في موازنة الذرات والشحنات في موازنة نصف التفاعل الآخر:



أ. موازنة الذرات، عدا الأكسجين والهيدروجين:

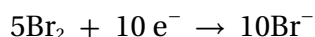
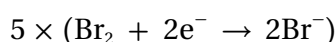


ب. موازنة ذرات الأكسجين والهيدروجين:



ج. موازنة الشحنات:

3- أساوي عدد الإلكترونات المفقودة والمكتسبة بضرب (نصف تفاعل الاختزال $5 \times$)، فيصبح عدد الإلكترونات المكتسبة مساوياً لعدد الإلكترونات المفقودة، وتساوي ($10e^{-}$).

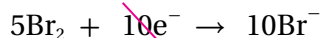


نصف تفاعل الاختزال:



نصف تفاعل التأكسد:

4- للحصول على المعادلة الموزونة في وسط حمضي، أجمع نصفي تفاعل التأكسد والاختزال:



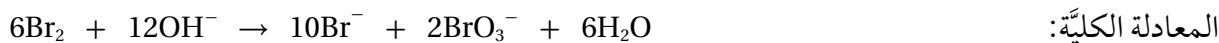
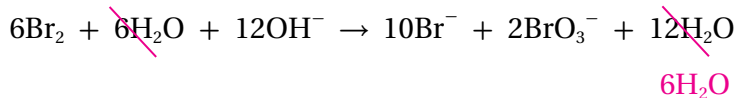
5- أضيف 12OH^{-} إلى طرفي المعادلة:



6- أجمع أيونات H^{+} وأيونات OH^{-} في الطرف نفسه من المعادلة معاً على شكل جزيئات ماء.



7- أختصر جزيئات الماء، بحيث تظهر في أحد طرفي معادلة التفاعل الكُلِّي الموزونة في وسط قاعدي.



ألاحظ أنَّ المعادلة ليست في أبسط صورة؛ لذلك أقسمها على 2 وأكتبها بأبسط صورة.



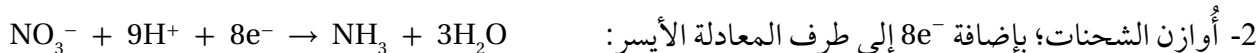
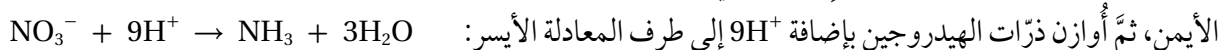
المثال 2

أوازن نصف التفاعل الآتي بطريقة نصف التفاعل في الوسط القاعدي: $\text{NO}_3^- (\text{aq}) \rightarrow \text{NH}_3 (\text{aq})$

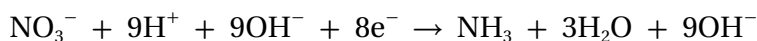
خطوات الحل:



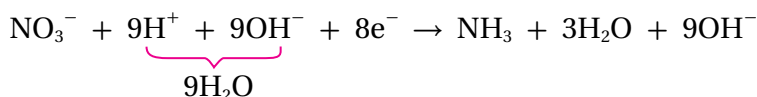
ألاحظ أنَّ عدد ذرات النيتروجين متساوٍ على طرفي المعادلة، فأوازن ذرات الأكسجين؛ بإضافة $3\text{H}_2\text{O}$ إلى طرف المعادلة



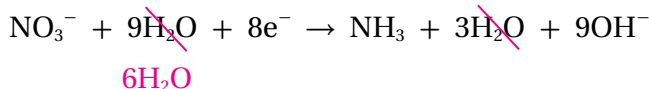
3- أصبح نصف التفاعل موزوناً في وسط حمضي، فأضيف 9OH^- إلى طرفي المعادلة:



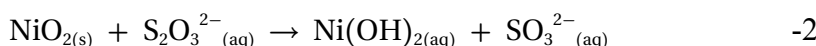
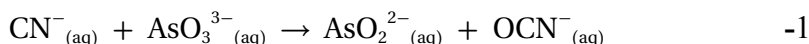
4- أجمع أيونات H^+ وأيونات OH^- في الطرف نفسه من المعادلة معاً على شكل جزيئات ماء.



5- أختصر جزيئات الماء، بحيث تظهر في أحد طرفي معادلة نصف التفاعل الموزونة في وسط قاعدي:



✓ **أنحقّق.** أوازن المعادلتين الآتيتين بطريقة نصف التفاعل في الوسط القاعدي، وأحدّد العامل المؤكسد والعامل المُختزل في كلّ منهما:



مراجعة الدرس

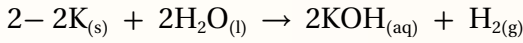
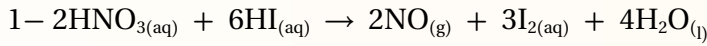
1- الفكرة الرئيسة: تفاعلا التأكسد والاختزال متلازمان، يحدثان دائماً معاً، أفسّر ذلك.

2- أوضّح المقصود بكلّ من: أ. عدد التأكسد ب. التأكسد والاختزال الذاتي

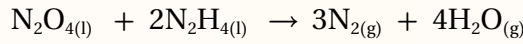
3- احسب عدد تأكسد العنصر الذي تحته خط:



4- أطبّق: أحدّد الذرات التي تأكسدت والتي اختزلت في التفاعلات الآتية:



5- أطبّق: أدرس المعادلة الموزونة التي تمثّل تفاعل N_2O_4 مع N_2H_4 لتكوين غاز N_2 وبخار الماء، ثمّ أجيب عن الأسئلة الآتية:

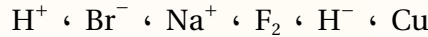


(أ) أحدّد التغيّر في أعداد تأكسد ذرات النيتروجين في التفاعل.

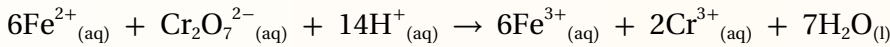
(ب) هل تمثّل المعادلة تفاعل تأكسد واختزال ذاتي؟

(ج) أحدّد العامل المؤكسد والعامل المختزل في التفاعل.

6- أحدّد المادة التي يمكن أن تسلك عاملاً مؤكسداً والمادة التي يمكن أن تسلك عاملاً مختزلاً:



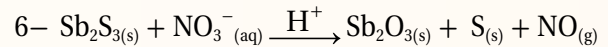
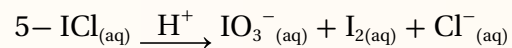
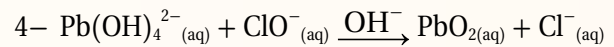
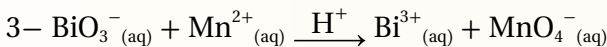
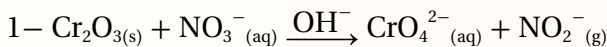
7- أحدّد العامل المؤكسد والعامل المختزل في التفاعل الآتي:



8- أطبّق. أوازن أنصاف التفاعلات الآتية بطريقة نصف التفاعل، وأحدّد ما إذا كانت المادة تمثّل عاملاً مؤكسداً أم عاملاً مختزلاً:



9- أطبّق: أوازن معادلات التأكسد والاختزال الآتية بطريقة نصف التفاعل، وأحدّد العامل المؤكسد والعامل المختزل في كلّ منها:



الخلايا الكهروكيميائية Electrochemical Cells

تسمى الخلايا التي تحدث فيها تفاعلات تأكسد واختزال منتجة للطاقة الكهربائية أو مستهلكة لها **الخلايا الكهروكيميائية Electrochemical Cells**، وتنقسم إلى نوعين: الخلايا الجلفانية، وخلايا التحليل الكهربائي. وفي هذا الدرس ستدرس الخلايا الجلفانية.

تستخدم الخلايا الجلفانية في مجالات واسعة في الحياة؛ فالبطاريات بأنواعها، مثل البطارية القابلة للشحن المستخدمة في الهواتف والحواسيب المحمولة، أنظر الشكل (4)، وخلايا الوقود هي **خلايا جلفانية Galvanic Cells** تحدث فيها تفاعلات تأكسد واختزال تؤدي إلى إنتاج تيار كهربائي؛ أي تتحول الطاقة الكيميائية فيها إلى طاقة كهربائية. فما مكونات الخلية الجلفانية؟ وكيف يُحسب فرق الجهد الناتج عنها؟ وكيف يجري التنبؤ بإمكانية حدوث تفاعل التأكسد والاختزال فيها؟

الشكل (4): بعض الأجهزة التي تستخدم البطاريات. ◀



الفكرة الرئيسة:

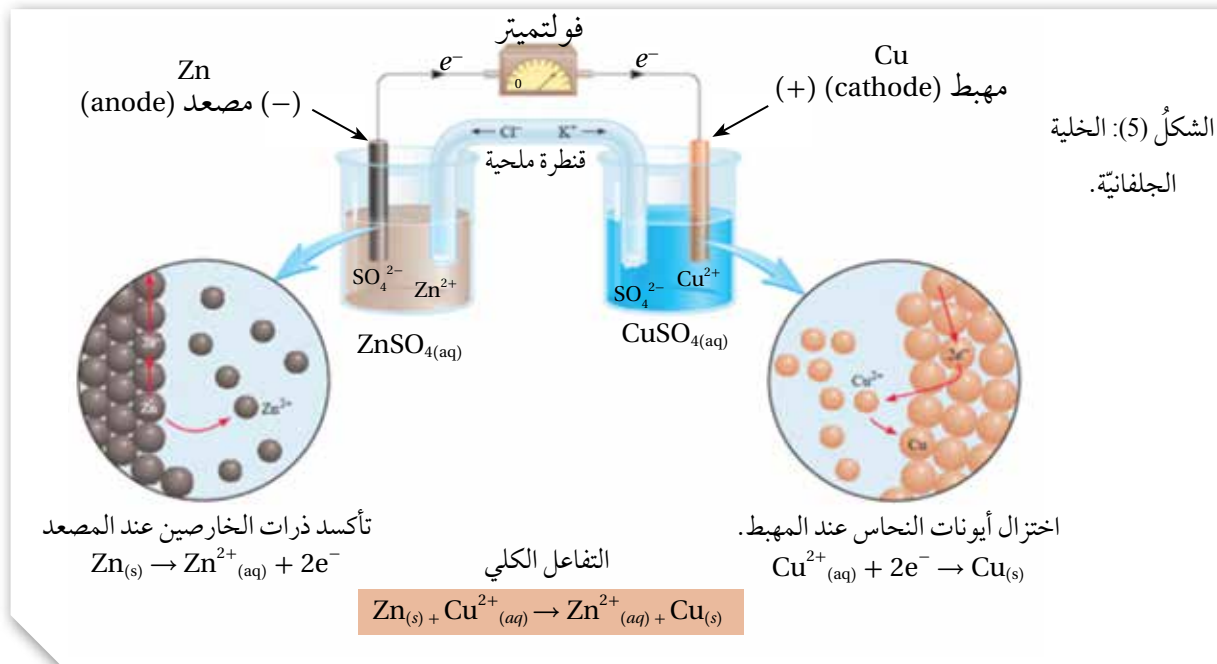
تتحوّل الطاقة الكيميائية إلى طاقة كهربائية في الخلية الجلفانية عن طريق تفاعل تأكسد واختزال تلقائي الحدوث، ويعتمد فرق الجهد الناتج على جهود الاختزال المعيارية للأقطاب المكوّنة لها.

نتائج التعلم:

- أحدد أجزاء الخلية الجلفانية ومبدأ عملها.
- أقيس عملياً القوة الدافعة الكهربائية لعدة خلايا جلفانية.
- أحسب جهد الخلية الجلفانية.
- أوظف جهود الاختزال المعيارية في تحديد تلقائية تفاعلات التأكسد والاختزال، وقوة العوامل المؤكسدة والمختزلة.
- أتعرف بعض التطبيقات العملية للخلايا الجلفانية

المفاهيم والمصطلحات:

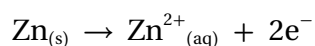
الخلايا الكهروكيميائية	Electrochemical Cells
الخلايا الجلفانية	Galvanic Cells
نصف الخلية	Half Cell
القنطرة الملحية	Salt Bridge
جهد الخلية المعياري	Standard Cell Potential
قطب الهيدروجين المعياري	Standard Hydrogen Electrode
جهد الاختزال المعياري	Standard Reduction Potential
تلقائية التفاعل	Spontaneity of Reaction
تآكل الفلزّات	Corrosion of Metals
الحماية المهبطية	Cathodic Protection



كيمياء الخلايا الجلفانية Chemistry of Galvanic Cells

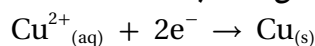
تتكوّن الخلية الجلفانية من وعاءين؛ يُسمّى كلّ منهما **نصف خلية Half Cell**، ويحتوي كل وعاء على صفيحة فلزيّة مغموسة في محلول يحتوي على أيونات الفلزّ؛ فنصف خلية الخارصين تتكوّن من صفيحة خارصين Zn مغموسة في محلول يحتوي على أيونات الخارصين Zn^{2+} مثل محلول كبريتات الخارصين، ويُعبّر عنها بالرمز $\text{Zn}^{2+}|\text{Zn}$ ، أمّا نصف خلية النحاس فتتكوّن من صفيحة نحاس Cu مغموسة في محلول يحتوي على أيونات النحاس Cu^{2+} ، مثل محلول كبريتات النحاس، ويُعبّر عنها بالرمز $\text{Cu}^{2+}|\text{Cu}$ ، ولتكوين خلية جلفانية منهما تُوصّل الأقطاب بموصل خارجي (الأسلاك) وتُوصّل المحاليل بموصل آخر هو **الفنترة الملحية Salt Bridge**، حيث تتكوّن 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، ويُستخدَم جهاز فولتميتر لقياس فرق الجهد بين قطبي الخلية، ويوضّح الشكل (5) مكوّنات الخلية الجلفانية.

عند تركيب الخلية الجلفانية؛ يُلاحظ انحراف مؤشر الفولتميتر ما يدل على مرور تيار كهربائي بسبب حدوث تفاعل تأكسد واختزال؛ حيث تتأكسد ذرات الخارصين حسب المعادلة:



وتنتقل الإلكترونات من قطب الخارصين Zn عبر الأسلاك إلى قطب النحاس Cu؛ حيث تكتسبها أيونات النحاس Cu^{2+} وتختزل متحوّلة إلى ذرات

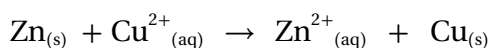
Cu تترسب على قطب النحاس، حسب المعادلة:



ونتيجة تأكسد ذرات الخارصين وتحولها إلى أيونات الخارصين الموجبة Zn^{2+} ؛ يزداد تركيزها في نصف خلية الخارصين مقارنةً بتركيز أيونات الكبريتات السالبة SO_4^{2-} فيها، وكذلك الحال في نصف خلية النحاس؛ إذ يقل تركيز أيونات النحاس الموجبة Cu^{2+} مقارنةً بتركيز أيونات الكبريتات السالبة بسبب اختزالها، ويؤدي هذا إلى عدم اتزان كهربائي في الخلية؛ لذا تُعادِلُ القنطرة الملحية الشحنات الكهربائية في نصفي الخلية الجلفانية؛ حيث تتحرك أيونات الكلوريد السالبة Cl^{-} من القنطرة الملحية إلى نصف خلية الخارصين لمعادلة الزيادة في تركيز أيونات Zn^{2+} ، وتتحرك أيونات K^{+} الموجبة إلى نصف خلية النحاس لمعادلة أيونات SO_4^{2-} الزائدة.

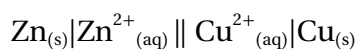
يسمى القطب الذي يحدث عنده تفاعل التأكسد المصعد Anode؛ وهو قطب الخارصين Zn، وشحنته سالبة لأنه مصدر الإلكترونات بسبب تأكسد ذراته؛ فتقل كتلته، أمّا القطب الذي يحدث عنده تفاعل الاختزال فيسمى المهبط Cathode؛ وهو قطب النحاس Cu، وشحنته موجبة؛ إذ تتحرك الإلكترونات نحوه، وتزداد كتلته نتيجة اختزال أيونات النحاس وترسبها عليه.

أما المعادلة الكلية في الخلية الجلفانية؛ فهي مجموع نصفي تفاعل التأكسد والاختزال:



وقد عبّر الكيميائيون عن الخلية الجلفانية بطريقة مختصرة وسهلة لوصفها:

القنطرة الملحية



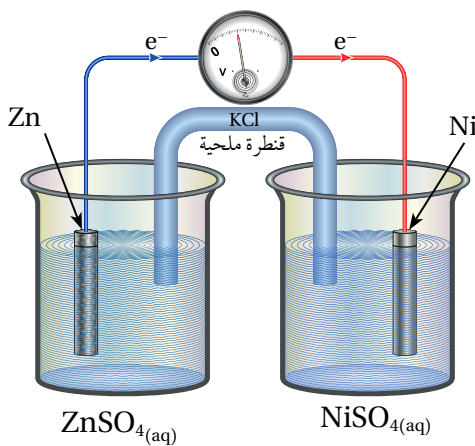
نصف خلية الاختزال نصف خلية التأكسد

حيث يجري البدء بكتابة مكونات نصف خلية التأكسد من اليسار، فتكتب المادة التي يحدث لها تأكسد أولاً، ثم ناتج عملية التأكسد، ويفصل بينهما خط (|) كالاتي: $\text{Zn}_{(\text{s})} | \text{Zn}^{2+}_{(\text{aq})}$ ، ثم يرسم خطان متوازيان || يرمزان للقنطرة الملحية، ثم تكتب مكونات نصف خلية الاختزال، فتكتب المادة التي يحدث لها اختزال، ثم ناتج عملية الاختزال، ويفصل بينهما خط (|) كالاتي: $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} | \text{Cu}_{(\text{s})}$.



أصمم - باستخدام

برنامج صانع الأفلام (Movie Maker) - فيلماً قصيراً يوضح مكونات الخلية الجلفانية، ومبدأ عملها، وتحولات الطاقة فيها، ثم أشاركه زملائي / زميلاتي في الصف.



أدرس الشكل المجاور، حيث يمثل خلية جلفانية مكوّنة من نصف خلية الخارصين $Zn^{2+}|Zn$ ونصف خلية النيكل $Ni^{2+}|Ni$ ، ثم أجب عن الأسئلة الآتية:

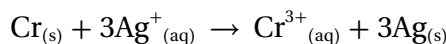
- 1- أحدد كلاً من المصعد والمهبط في الخلية.
- 2- أكتب نصفي تفاعل التأكسد والاختزال.
- 3- أحدد اتجاه حركة الأيونات الموجبة والسالبة عبر القنطرة الملحية.
- 4- ما التغير في كتلة كل من قطبي النيكل والخارصين؟

خطوات الحل:

- 1- يلاحظ من الشكل حركة الإلكترونات من قطب الخارصين باتجاه قطب النيكل؛ أي أنّ الخارصين Zn يمثل المصعد، والنيكل Ni يمثل المهبط.
 - 2- أكتب نصف تفاعل التأكسد ونصف تفاعل الاختزال:
- $$Zn_{(s)} \rightarrow Zn^{2+}_{(aq)} + 2e^{-}$$
- نصف تفاعل التأكسد:
- $$Ni^{2+}_{(aq)} + 2e^{-} \rightarrow Ni_{(s)}$$
- نصف تفاعل الاختزال:
- 3- تتحرك الأيونات السالبة Cl^{-} من القنطرة الملحية باتجاه نصف خلية الخارصين $Zn^{2+}|Zn$ ، وتتحرك الأيونات الموجبة K^{+} من القنطرة الملحية إلى نصف خلية النيكل $Ni^{2+}|Ni$.
 - 4- تقل كتلة قطب الخارصين نتيجة تأكسد ذراته وتحولها إلى أيونات Zn^{2+} تنتقل إلى المحلول، وتزداد كتلة قطب النيكل نتيجة اختزال أيوناته Ni^{2+} وترسبها على القطب.

✓ أنحقّق:

في الخلية الجلفانية التي يحدث فيها التفاعل الآتي:



- 1- أكتب نصفي تفاعل التأكسد والاختزال.
- 2- أحدد كلاً من المصعد والمهبط واتجاه حركة الإلكترونات في الدارة الخارجية.
- 3- أحدد اتجاه حركة الأيونات السالبة عبر القنطرة الملحية.
- 4- ما القطب الذي تزداد كتلته؟ ولماذا؟
- 5- أكتب رمز الخلية الجلفانية.

جهد الخلية الجلفانية Cell Potential

يُعدُّ جهدُ الخلية الجلفانية Cell Potential مقياسًا لقدرة الخلية على إنتاج تيار كهربائي، ويُقاسُ بالفولت، وهو القوة الدافعة الكهربائية المتولدة بين قطبي الخلية بسبب فرق الجهد بين القطبين، حيث يزدادُ بزيادة ميل كلٍّ من نصفي تفاعل التأكسد والاختزال للحدوث، وبالرجوع إلى خلية (خارصين - نحاس) السابقة؛ ولما كان الخارصين أكثر نشاطًا من النحاس؛ فهو أكثر ميلًا للتأكسد من النحاس، فيولدُ فرق الجهد الناشئ بين القطبين قوة دافعة كهربائية تدفع الإلكترونات إلى الحركة من قطب الخارصين Zn (المصعد) إلى قطب النحاس Cu (المهبط)، حيث أيونات النحاس Cu^{2+} أكثر ميلًا للاختزال. يُعبَّر عن ميل نصف تفاعل الاختزال للحدوث بجهد الاختزال، ويُرمزُ له بالرمز $(E_{\text{reduction}})$ ، ويُعبَّر عن ميل نصف تفاعل التأكسد للحدوث بجهد التأكسد، ويُرمزُ له بالرمز $(E_{\text{oxidation}})$.

يمتلك نصف الخلية الذي يحدث فيه تفاعل الاختزال جهدًا اختزال أعلى من نصف الخلية الذي يحدث فيه تفاعل التأكسد، والفرق بين جهود الاختزال لكلا التفاعلين يساوي جهد الخلية.

جهد الخلية = جهد الاختزال لنصف تفاعل المهبط - جهد الاختزال لنصف تفاعل المصعد

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

أما عندما يقاسُ جهدُ الخلية في الظروف المعيارية: درجة حرارة 25°C ، وتركيز الأيونات يساوي 1M، وضغط الغاز يساوي 1atm؛ فيسمى **جهد الخلية المعياري** Standard cell potential، ويُرمزُ له E°_{cell} ، وتصبحُ معادلة حساب جهد الخلية المعياري:

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

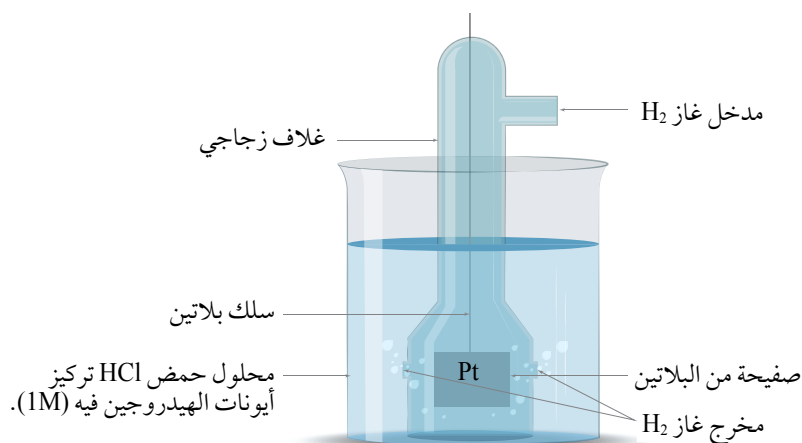
ويمكن التعبير عنها باختصار كالآتي:

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

وقد وجد أن جهد خلية (Zn - Cu) المعياري يساوي 1.1 فولت (1.1 V). ولكن؛ هل يمكن قياسُ جهد الاختزال لنصف خلية معينة منفردًا؟ وكيف جرى التوصلُ إلى قيم جهود الاختزال للأقطاب المختلفة؟

جهد الاختزال المعياري Standard Reduction potential

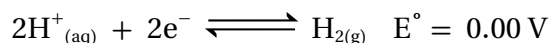
لا يمكن قياسُ جهد نصف خلية منفردة، ولكن عند وصل نصفي خلية لتكوين خلية جلفانية؛ يمكن قياسُ فرق الجهد بينهما أي جهد الخلية؛ لذلك اختار العلماء قطب مرجعي هو **قطب الهيدروجين المعياري** Standard Hydrogen electrode لقياس جهود اختزال أقطاب العناصر الأخرى، وقد جرى اختيارُ الهيدروجين لأنَّ نشاطه الكيميائي متوسط بين العناصر، وقد اصطلح العلماء على أنَّ جهد الاختزال المعياري له يساوي (0.00 V).



الشكل (6): قطب الهيدروجين المعيارى.

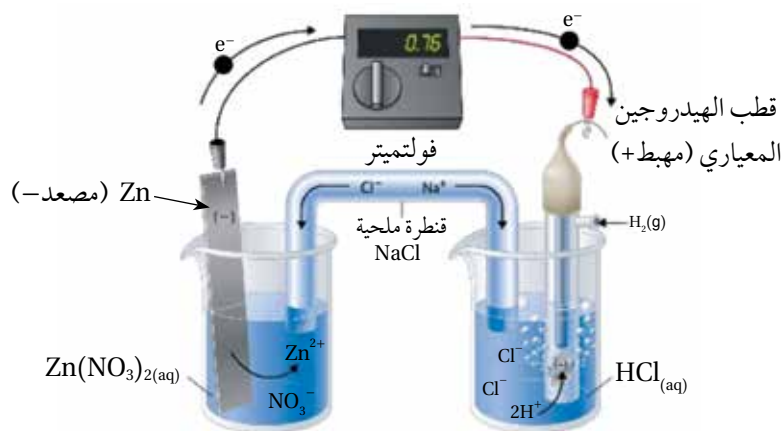
يتكوّن قطبُ الهيدروجين المعيارى من وعاءٍ يحتوي على صفيحة من البلاتين توفر سطحاً لحدوث التفاعل وتكون مغموسة في محلول حمض الهيدروكلوريك HCl؛ تركيزُ أيونات الهيدروجين H^+ فيه 1M، ويجري ضخُّ غاز الهيدروجين إلى المحلول عند ضغط للغاز يساوي 1 ضغط جوي (1 atm) ودرجة حرارة $25^\circ C$ ، أنظر الشكل (6).

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



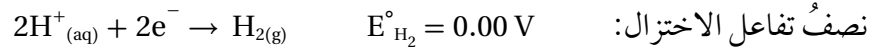
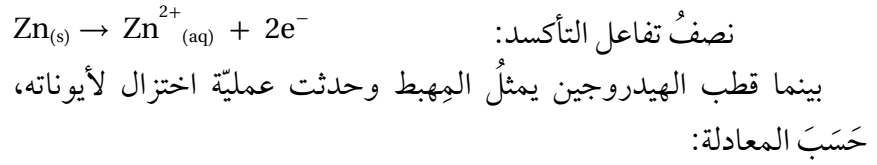
يشير السهم المزدوج إلى أنّ نصف التفاعل منعكس؛ إذ يمكن لأيونات الهيدروجين H^+ أن تختزل، كما يمكن لجزيئات غاز الهيدروجين أن تتأكسد. ولكن، كيف يُقاس جهد الاختزال المعيارى لنصف خلية ما باستخدام قطب الهيدروجين المعيارى؟

لتوضيح ذلك؛ تُكوّن خلية جلفانية من نصف خلية الهيدروجين المعيارية ونصف خلية الخارصين مثلاً في الظروف المعيارية، كما في الشكل (7)؛ إذ يُلاحظ



الشكل (7): خلية جلفانية قطبها الخارصين والهيدروجين المعياريان.

أنَّ قراءة الفولتميتر (0.76 V)، وهي قراءة تمثل فرق الجهد بين قطبي الخارصين والهيدروجين المعياريين، ولكي يُحدَّد جهد الاختزال المعياري للخارصين يجب تحديد المصعد والمهبط في الخلية، حيث يُلاحظ أنَّ اتجاه حركة الإلكترونات من قطب الخارصين باتجاه قطب الهيدروجين المعياريين؛ أي أنَّ قطب الخارصين Zn يمثل المصعد وحدثت له عملية تأكسد، حسب المعادلة:



لحساب جهد الاختزال المعياري للخارصين؛ تُستخدم العلاقة:

$$E^{\circ}_{\text{cell}} = E^{\circ}_{\text{cathode}} - E^{\circ}_{\text{anode}}$$

$$0.76 \text{ V} = 0.00 - E^{\circ}_{\text{anode}} \quad \text{بالتعويض:}$$

$$E^{\circ}_{\text{Zn}} = -0.76 \text{ V}$$

أي أنَّ جهد الاختزال المعياري لقطب الخارصين (-0.76 V) القيمة السالبة لجهد الاختزال المعياري لقطب الخارصين تعني أنَّ أيونات الخارصين أقل ميلاً للاختزال من أيونات الهيدروجين؛ لذلك اختزلت أيونات الهيدروجين وتأكسدت ذرات الخارصين في التفاعل الذي حدث في الخلية الجلفانية.

ويعرَّف **جهد الاختزال المعياري** Standard Reduction potential للقطب

بأنه مقياس لميل نصف تفاعل الاختزال للحدوث في الظروف المعيارية. وكذلك؛ فإنَّ ذرات الخارصين أكثر ميلاً للتأكسد من جزيئات الهيدروجين؛ لذلك فإنَّ جهد التأكسد المعياري للخارصين يساوي (0.76 V)؛ أي أنَّ جهد التأكسد المعياري للقطب يساوي جهد اختزاله المعياري ويعاكسه في الإشارة.

جهد التأكسد المعياري = - جهد الاختزال المعياري

$$- E^{\circ}_{\text{reduction}} = E^{\circ}_{\text{oxidation}}$$

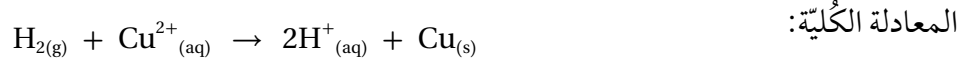
في الخلية الجلفانية الممثلة بالرمز الآتي: $\text{Pt} | \text{H}_{2(g)} | 2\text{H}^+_{(aq)} || \text{Cu}^{2+}_{(aq)} | \text{Cu}_{(s)}$

إذا علمتُ أنَّ جهد الخلية المعياري $E^\circ_{\text{cell}} = 0.34 \text{ V}$

فأحسبُ جهد الاختزال المعياري للنحاس.

خطوات الحل:

1- بالاعتماد على مخطط الخلية الجلفانية؛ أحدّد نصف تفاعل التأكسد ونصف تفاعل الاختزال؛ حيث يمثل قطب الهيدروجين المعياري نصف خلية التأكسد، أمّا قطب النحاس المعياري فيمثل نصف خلية الاختزال.



2- بمعرفة جهد الخلية المعياري وجهد قطب الهيدروجين المعياري؛ أحسبُ جهد الاختزال المعياري للنحاس باستخدام العلاقة:

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

$$0.34 \text{ V} = E^\circ_{\text{Cu}} - 0.00$$

$$E^\circ_{\text{Cu}} = 0.34 \text{ V}$$

ومنها جهد الاختزال المعياري لقطب النحاس
جهد الاختزال المعياري للنحاس أكبر منه للهيدروجين؛ ، ويعني ذلك أن أيونات النحاس أكثر ميلاً للاختزال من أيونات الهيدروجين؛ لذلك تأكسدت جزيئات الهيدروجين واختزلت أيونات النحاس في التفاعل الذي حدث في الخلية الجلفانية.

✓ أنحقّق:

لديّ خلية جلفانية مكوّنة من نصف خلية الهيدروجين $\text{Pt} | \text{H}_2 | 2\text{H}^+$ ونصف خلية الكادميوم $\text{Cd}^{2+} | \text{Cd}$ المعياريين؛ أحسبُ جهد الاختزال المعياري للكادميوم إذا علمتُ أنَّ جهد الخلية المعياري يساوي 0.4 V ونقصت كتلة قطب الكادميوم بعد تشغيل الخلية مدة من الزمن.

جدول جهود الاختزال المعيارية Standard Reduction Potentials

استُخدمَ قطبُ الهيدروجين المعياري في بناء خلايا جلفانية متعدّدة، وعن طريق قياس جهودها المعيارية؛ حُسِبَت جهودُ الاختزال المعيارية للأقطاب المختلفة التي استُخدمت فيها، واتفقَ الكيميائيون على كتابة أنصاف التفاعلات على شكل أنصاف تفاعل اختزال في الاتجاه الأمامي، وترتيبها وفقاً لتزايد جهود الاختزال المعيارية في جدول سُمِّيَ جدولُ جهود الاختزال المعيارية، أنظرُ الجدول (2).

نصف تفاعل الاختزال					E° (V)
Li ⁺ _(aq)	+	e ⁻	⇌	Li _(s)	-3.05
K ⁺ _(aq)	+	e ⁻	⇌	K _(s)	-2.92
Ca ²⁺ _(aq)	+	2e ⁻	⇌	Ca _(s)	-2.76
Na ⁺ _(aq)	+	e ⁻	⇌	Na _(s)	-2.71
Mg ²⁺ _(aq)	+	2e ⁻	⇌	Mg _(s)	-2.37
Al ³⁺ _(aq)	+	3e ⁻	⇌	Al _(s)	-1.66
Mn ²⁺ _(aq)	+	2e ⁻	⇌	Mn _(s)	-1.18
2H ₂ O _(l)	+	2e ⁻	⇌	2OH ⁻ + H _{2(g)}	-0.83
Zn ²⁺ _(aq)	+	2e ⁻	⇌	Zn _(s)	-0.76
Cr ³⁺ _(aq)	+	3e ⁻	⇌	Cr _(s)	-0.73
Fe ²⁺ _(aq)	+	2e ⁻	⇌	Fe _(s)	-0.44
Cd ²⁺ _(aq)	+	2e ⁻	⇌	Cd _(s)	-0.40
Co ²⁺ _(aq)	+	2e ⁻	⇌	Co _(s)	-0.28
Ni ²⁺ _(aq)	+	2e ⁻	⇌	Ni _(s)	-0.23
Sn ²⁺ _(aq)	+	2e ⁻	⇌	Sn _(s)	-0.14
Pb ²⁺ _(aq)	+	2e ⁻	⇌	Pb _(s)	-0.13
Fe ³⁺ _(aq)	+	3e ⁻	⇌	Fe _(s)	-0.04
2H⁺_(aq)	+	2e⁻	⇌	H_{2(g)}	0.00
Cu ²⁺ _(aq)	+	2e ⁻	⇌	Cu _(s)	0.34
I _{2(s)}	+	2e ⁻	⇌	2I ⁻ _(aq)	0.54
Fe ³⁺ _(aq)	+	e ⁻	⇌	Fe ²⁺ _(aq)	0.77
Ag ⁺ _(aq)	+	e ⁻	⇌	Ag _(s)	0.80
Hg ²⁺ _(aq)	+	2e ⁻	⇌	Hg _(l)	0.85
Br _{2(l)}	+	2e ⁻	⇌	2Br ⁻ _(aq)	1.07
O _{2(g)} + 4H ⁺	+	4e ⁻	⇌	2H ₂ O _(l)	1.23
Cr ₂ O ₇ ²⁻ _(aq) + 14H ⁺	+	6e ⁻	⇌	7H ₂ O _(l) + 2Cr ³⁺ _(aq)	1.33
Cl _{2(g)}	+	2e ⁻	⇌	2Cl ⁻ _(aq)	1.36
Au ³⁺ _(aq)	+	3e ⁻	⇌	Au _(s)	1.50
MnO ₄ ⁻ _(aq) + 8H ⁺	+	5e ⁻	⇌	4H ₂ O _(l) + Mn ²⁺ _(aq)	1.51
F _{2(g)}	+	2e ⁻	⇌	2F ⁻ _(aq)	2.87

تزداد قوة العوامل المؤكسدة

تزداد قوة العوامل المختزلة

* الجدول للاطلاع؛ ليس للحفظ.

ألاحظُ أنَّ أنصافَ تفاعلات الاختزال في الجدول منعكسة، وأنَّ الموادَّ على يسار المعادلة تمثلُ عواملَ مؤكسدةٍ تحدثُ لها عمليةُ اختزال، بينما تمثلُ الموادُّ على يمين المعادلة عواملَ مُختزلةٍ تحدثُ لها عمليةُ تأكسد، كما أنَّ جهود الاختزال تزداد من أعلى إلى أسفل في الجدول. يُستفاد من جدول جهود الاختزال المعيارية في حساب جهد الخلية المعيارية، والتنبؤ بتلقائية تفاعلات التأكسد والاختزال، إضافة إلى مقارنة قوَّة العوامل المؤكسدة والمُختزلة.

حساب جهد الخلية المعياري

بمعرفة جهود الاختزال المعيارية للأقطاب المكوّنة للخلية الجلفانية؛ يمكن حساب

$$E^{\circ}_{\text{cell}} = E^{\circ}_{(\text{cathode})} - E^{\circ}_{(\text{anode})} \quad \text{جهد الخلية المعياري حسب المعادلة الآتية:}$$

والأمثلة الآتية توضّح ذلك.

المثال 15

أحسب جهد الخلية المعياري للخلية الجلفانية التي يحدث فيها التفاعل الآتي:



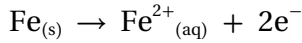
تحليل السؤال:

المعطيات: المعادلة الكلية للتفاعل.

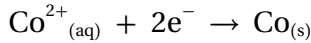
المطلوب: حساب جهد الخلية المعياري E°_{cell} .

خطوات الحل:

1- أحدد نصف تفاعل التأكسد ونصف تفاعل الاختزال اعتماداً على معادلة التفاعل الكلية:

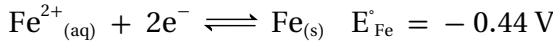


نصف تفاعل التأكسد:



نصف تفاعل الاختزال:

2- أنقل من الجدول (2) نصفي تفاعل الاختزال، وجهود الاختزال المعيارية لنصفي التفاعل السابقين:



3- أحسب جهد الخلية المعياري E°_{cell} .

$$E^{\circ}_{\text{cell}} = E^{\circ}_{(\text{cathode})} - E^{\circ}_{(\text{anode})}$$

$$E^{\circ}_{\text{cell}} = -0.28 - (-0.44) = +0.16 \text{ V}$$

المثال 16

خلية جلفانية مكوّنة من نصف خلية الفضة $\text{Ag}^{+}|\text{Ag}$ ونصف خلية المغنيسيوم $\text{Mg}^{2+}|\text{Mg}$ في الظروف المعيارية. بالرجوع إلى

جهود الاختزال المعيارية لكل منهما في الجدول (2)؛ أكتب المعادلة الكلية الموزونة للتفاعل، وأحسب جهد الخلية المعياري.

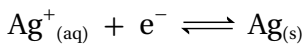
تحليل السؤال:

المعطيات: تتكوّن الخلية الجلفانية من نصف خلية الفضة ونصف خلية المغنيسيوم في الظروف المعيارية.

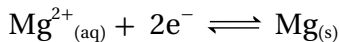
المطلوب: حساب جهد الخلية المعياري E°_{cell} .

خطوات الحل:

1- أكتب نصفي تفاعل الاختزال لكل من قطبي الفضة والمغنيسيوم:



$$E^{\circ}_{\text{Ag}} = 0.80 \text{ V}$$

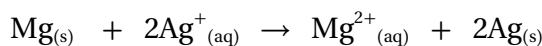


$$E^{\circ}_{\text{Mg}} = -2.37 \text{ V}$$

2- أكتبُ نصفي تفاعل التأكسد والاختزال الحادّين في الخليّة الجلفانيّة
ألاحظ أنّ جهدَ الاختزال المعياري للفضّة أعلىّ للمغنيسيوم؛ أي أنّ أيونات الفضّة Ag^+ أكثر ميلًا للاختزال من أيونات Mg^{2+} ؛ لذلك فإنّ قطب الفضّة Ag يمثل المِهبط في الخليّة الجلفانيّة، حيث تُختزلُ أيوناته؛ بينما يمثلُ قطبُ المغنيسيوم Mg المِصعد فيها، حيث تتأكسدُ ذرّاته، كما في المعادلات الآتية:



للحصول على المعادلة الكليّة أضربُ معادلة نصف تفاعل الاختزال في (2) كي يتساوى عددُ الإلكترونات المفقودة والمكتسبة، ثمّ أجمعُ نصفي تفاعل التأكسد والاختزال.



3- حساب جهد الخليّة المعياري E°_{cell} .

$$E^{\circ}_{cell} = E^{\circ}_{(cathode)} - E^{\circ}_{(anode)}$$

$$E^{\circ}_{cell} = 0.80 - (-2.37) = +3.17 \text{ V}$$

ألاحظُ أنّ جهدَ الاختزال المعياري للفضّة لم يتأثر بضرب نصف تفاعل الاختزال بالمعامل (2)؛ لأنّ جهد الاختزال يعتمد على نوع المادّة وليس على كمّيّتها (عدد مولاتها).

✓ **أنتحقّق:** خليّة جلفانيّة مكوّنة من نصف خليّة الكروم $Cr^{3+}|Cr$ ، ونصف خليّة النحاس $Cu^{2+}|Cu$ المعياريين. بالرجوع إلى جهود الاختزال المعياريّة لكلّ منهما في الجدول (2)؛ أحسبُ جهدَ الخليّة المعياري.

التجربة 1

مقارنة جهود بعض الخلايا الجلفانيّة

الموادّ والأدوات:

محاليلُ حجمُ كلٍّ منها (100 mL) بتركيز (1 M) من كلّ من المركّبات الآتية: كبريتات الخارصين $ZnSO_4$ ، نترات الرصاص $Pb(NO_3)_2$ ، نترات الألمنيوم $Al(NO_3)_3$. و (200 mL) من محلول كبريتات النحاس $CuSO_4$ ؛ تركيزه (1 M)، صفيحة من كلّ من الخارصين، النحاس، الرصاص، الألمنيوم، ورق صنفرة، فولتميتر، أسلاك توصيل، أنبوب على شكل حرف U، محلول مشبع من كلوريد البوتاسيوم KCl ، قطن، كؤوس زجاجيّة سعة 100 mL عدد (4)، ماء مُقَطَّر.

إرشادات السلامة:

- اتّبعُ إرشادات السلامة العامة في المختبر.
- ارتدي معطف المختبر والنظارات الواقية والقفازات.

خطوات العمل:

1- **أقيس:** أحضِرْ كأسين زجاجيّتين، وأضعُ 50 mL من محلول كبريتات النحاس في الكأس الأول و 50 mL من محلول كبريتات الخارصين في الثاني.



2- **أَجْرَبْ:** أنظف صفيحتي النحاس والخارصين جيّدًا باستخدام ورق الصنفرة، وأغسلهما بالماء المُقَطَّر، وأنزكهما تجفّان.

3- **أَجْرَبْ:** أضع صفيحة النحاس في الكأس الزجاجيّة الأولى وصفيحة الخارصين في الكأس الثانية، ثمّ أوصل أسلاك التوصيل من طرف بالصفيحة ومن الطرف الآخر بالفولتميتر لكلا الصفيحتين، وألاحظ: هل تحرّك مؤشر الفولتميتر؟

4- **أَجْرَبْ:** أملأ الأنبوب الذي على شكل حرف U تمامًا بمحلول كلوريد البوتاسيوم المشبع، وتأكد من عدم وجود فقاعات هواء فيه، ثمّ أغلق طرفيه بقليل من القطن.

5- **ألاحظ:** أقلب الأنبوب بحيث يصل بين الكأسين (نصف خلية النحاس ونصف خلية الخارصين)، وألاحظ تحرّك مؤشر الفولتميتر (إذا تحرّك المؤشر بالاتجاه السالب أعكس الأسلاك الموصولة به)، وأسجل قراءته في الجدول.

6- **أَجْرَبْ:** أكرّر الخطوات السابقة باستخدام أنصاف الخلايا (نحاس - رصاص)، (نحاس - ألنيوم)، (رصاص - ألنيوم)، وأحرص على غمس كل صفيحة في محلول مركّبتها، وأحضّر القنطرة الملحيّة من جديد بعد غسل الأنبوب وتجفيفه.

7- **أنظّم البيانات.** أسجل قيم جهود الخلايا في الجدول الآتي:

جدول البيانات

الخلية	جهود الخلية المقاس	جهود الخلية المعياري V
نحاس - خارصين		1.1
نحاس - ألنيوم		2.0

التحليل والاستنتاج:

1- **أحدّد** المصعد والمهبط في كلّ خلية جلفانيّة.

2- أكتب التفاعل الكليّ في كلّ خلية جلفانيّة.

3- **أقارن** بين جهود الخلايا الجلفانيّة التي جرى قياسها، وأفسّر الاختلاف بينها.

4- **أنوقع** ترتيب الفلزّات وفق تزايد جهود اختزالها اعتمادًا على قيم جهود الخلايا المقاسة.

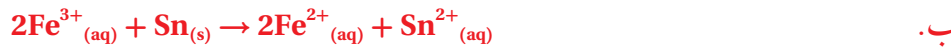
التنبؤ بتلقائية حدوث تفاعلات التأكسد والاختزال

تتفاعل بعض الفلزّات مع محلول حمض الهيدروكلوريك المُخفّف فينتقل غاز الهيدروجين؛ بينما لا يتفاعل بعضها الآخر، ومثال ذلك تفاعل النيكل مع حمض الهيدروكلوريك وإطلاق غاز الهيدروجين، أمّا النحاس فلا يتفاعل، ويحلّ النحاس محلّ الفضة في محلول نترات الفضة؛ بينما لا تحلّ الفضة محلّ في محلول نترات النحاس. هل يمكن استخدام جهود الاختزال المعيارية في التنبؤ بتلقائية حدوث تفاعلات التأكسد والاختزال؟

نستخدم جهود الاختزال المعيارية للتنبؤ بتلقائية حدوث تفاعل التأكسد والاختزال؛ **فتلقائية التفاعل Spontaneity of Reaction** هي حدوث التفاعل دون الحاجة إلى طاقة كهربائية لإجراء التفاعل، وعند حساب جهد الخلية المعيارية للتفاعل؛ فإذا كان موجباً يكون التفاعل تلقائياً؛ أمّا إذا كان سالباً فيكون التفاعل غير تلقائي.

المثال 17

أتوقع، بالاستعانة بالجدول (2)، أيّ تفاعلات التأكسد والاختزال الممثلة بالمعادلات الآتية يحدث بشكل تلقائي، وأفسّر ذلك.



خطوات الحل:



1- أكتب نصف تفاعل التأكسد ونصف تفاعل الاختزال:



2- بالرجوع إلى جدول جهود الاختزال المعيارية؛ أجد أن:

$$E^{\circ}_{\text{Pb}} = -0.13 \text{ V}$$

جهد الاختزال المعيارية للرصاص

$$E^{\circ}_{\text{Cl}_2} = 1.36 \text{ V}$$

جهد الاختزال المعيارية للكلور

3- أحسب جهد الخلية المعيارية E°_{cell} للتفاعل، كما ورد في المعادلة:

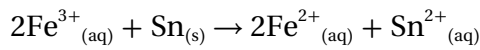
$$E^{\circ}_{\text{cell}} = E^{\circ}_{\text{cathode}} - E^{\circ}_{\text{anode}}$$

$$E^{\circ}_{\text{cell}} = -0.13 - 1.36 = -1.49 \text{ V}$$

ألاحظ أن قيمة جهد الخلية المعيارية للتفاعل سالبة؛ ويعني ذلك أن التفاعل غير تلقائي الحدوث.

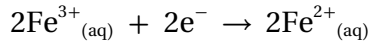
ويمكن التوصل إلى النتيجة السابقة نفسها عند مقارنة جهود الاختزال المعيارية لكل من الرصاص والكلور؛

ألاحظ أنَّ جهد الاختزال للكلور أكبر من جهد اختزال الرصاص، ومن ثمَّ لا تتأكسد أيونات الكلوريد Cl^- ولا تُختزل أيونات الرصاص Pb^{2+} .

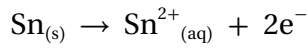


ب.

1- بالاستعانة بالمعادلة الكيميائية؛ أكتب نصف تفاعل التأكسد ونصف تفاعل الاختزال:

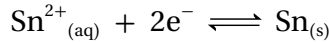


نصف تفاعل الاختزال:

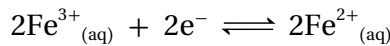


نصف تفاعل التأكسد:

2- بالرُّجوع إلى جدول جهود الاختزال المعيارية؛ أختار أنصاف تفاعل الاختزال للقصدير وأيونات الحديد Fe^{3+} :



$$E^\circ_{\text{Sn}} = -0.14 \text{ V}$$



$$E^\circ_{\text{Fe}^{3+}|\text{Fe}^{2+}} = 0.77 \text{ V}$$

3- أحسب جهد الخلية المعياري E°_{cell} للتفاعل:

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

$$E^\circ_{\text{cell}} = 0.77 - (-0.14) = +0.91 \text{ V}$$

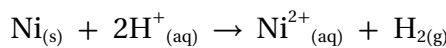
ألاحظ أنَّ جهد الخلية المعياري للتفاعل موجب؛ ويعني ذلك أنَّ التفاعل تلقائي الحدوث.

المثال 18

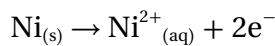
أفسر: يتفاعل فلز النيكل Ni مع محلول حمض الهيدروكلوريك HCl ، وينطلق غاز الهيدروجين.

خطوات الحل:

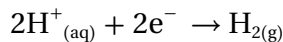
1- أكتب معادلة أيونية تمثل تفاعل فلز النيكل مع حمض الهيدروكلوريك، حسب المعادلة الآتية:



2- بالاستعانة بمعادلة التفاعل السابقة؛ أكتب نصف تفاعل التأكسد ونصف تفاعل الاختزال.



نصف تفاعل التأكسد:



نصف تفاعل الاختزال:

3- بالرُّجوع إلى جدول جهود الاختزال المعيارية؛ أجد أنَّ:

$$E^\circ_{\text{Ni}} = -0.23 \text{ V}$$

جهد الاختزال المعياري للنikel

$$E^\circ_{\text{H}_2} = 0.00 \text{ V}$$

وجهد الاختزال المعياري للهيدروجين

ألاحظ أنَّ جهد الاختزال المعياري للهيدروجين أكبر من جهد الاختزال المعياري للنikel؛ أي أنَّ أيونات الهيدروجين أكثر ميلاً لكسب الإلكترونات من أيونات النikel؛ لذلك تُختزل أيونات الهيدروجين وتتأكسد.

ذرات النيكل، ويكون التفاعل تلقائياً وجهد الخلية موجباً، كما يتضح عند حساب جهد الخلية المعياري للتفاعل:

$$E^{\circ}_{\text{cell}} = E^{\circ}_{\text{cathode}(\text{H}_2)} - E^{\circ}_{\text{anode}(\text{Ni})}$$

$$E^{\circ}_{\text{cell}} = 0.00 - (-0.23) = +0.23 \text{ V}$$

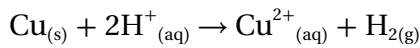
لذلك يتفاعل النيكل مع حمض الهيدروكلوريك ويتصاعد غاز الهيدروجين.

المثال ١٩

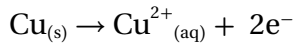
أفسر: لا يتفاعل فلز النحاس Cu مع محلول حمض الهيدروكلوريك HCl المخفف، ولا ينطلق غاز الهيدروجين.

خطوات الحل:

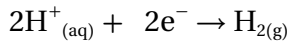
1- افترض حدوث التفاعل، وأكتب معادلته:



2- بالاستعانة بمعادلة التفاعل المفترض؛ أكتب نصف تفاعل التأكسد ونصف تفاعل الاختزال.



نصف تفاعل التأكسد:



نصف تفاعل الاختزال:

3- بالرجوع إلى جدول جهود الاختزال المعيارية؛ أجد أن:

$$E^{\circ}_{\text{Cu}} = 0.34 \text{ V}$$

جهد الاختزال المعياري للنحاس

$$E^{\circ}_{\text{H}_2} = 0.00 \text{ V}$$

وجهد الاختزال المعياري للهيدروجين

ألاحظ أن جهد الاختزال المعياري للنحاس أكبر منه للهيدروجين؛ أي أن أيونات النحاس أكثر ميلاً للاختزال من أيونات الهيدروجين؛ لذلك لا يتأكسد النحاس ولا تختزل أيونات الهيدروجين.

ويمكن حساب جهد الخلية المعياري للتفاعل المفترض، والتنبؤ بتلقائية حدوث التفاعل:

$$E^{\circ}_{\text{cell}} = E^{\circ}_{\text{cathode}(\text{H}_2)} - E^{\circ}_{\text{anode}(\text{Cu})}$$

$$E^{\circ}_{\text{cell}} = 0.00 - 0.34 = -0.34 \text{ V}$$

ألاحظ أن جهد الخلية المعياري للتفاعل المفترض سالب؛ أي أن التفاعل غير تلقائي الحدوث.

ويمكن أيضاً استخدام جهود الاختزال المعيارية للتنبؤ بإمكانية تفاعل الفلزات أو اللافلزات مع محاليل الأملاح، كما في الأمثلة الآتية:

المثال 20

هل يمكن تحريك محلول نترات الفضة AgNO_3 بملعقة من الكروم Cr ؟

المعطيات:

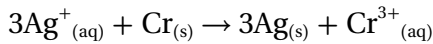
المحلول المستخدم AgNO_3 ، الملعقة مصنوعة من الكروم Cr .

المطلوب:

هل يحدث تفاعل بين نترات الفضة AgNO_3 والكروم Cr ؟

الحل:

لتحريك محلول ما بملعقة معينة؛ يجب ألا يحدث تفاعل بينها وبين أيونات المحلول عند تحريكه بها. ولمعرفة ذلك؛ يُفترض حدوث تفاعل وكتابة معادلته كالآتي:



ألاحظ أن التفاعل المتوقع هو تأكسد ذرات الكروم واختزال أيونات الفضة؛ وللحكم على إمكانية حدوث التفاعل يُرجع إلى جهود الاختزال المعيارية للفضة والكروم، وهي ($E^\circ_{\text{Cr}} = -0.73 \text{ V}$ ، $E^\circ_{\text{Ag}} = 0.8 \text{ V}$)؛ إذ ألاحظ أن جهد اختزال الفضة المعيارية أعلى من جهد اختزال الكروم المعيارية؛ أي أن أيونات الفضة أكثر ميلاً للاختزال من أيونات الكروم؛ لذلك يتأكسد الكروم ويختزل أيونات الفضة؛ أي أن التفاعل بينهما تلقائي. ويمكن أيضاً حساب جهد الخلية المعيارية للتفاعل كالآتي:

$$E^\circ_{\text{cell}} = E^\circ_{\text{cathode}(\text{Ag})} - E^\circ_{\text{anode}(\text{Cr})}$$

$$E^\circ_{\text{cell}} = 0.8 - (-0.73) = +1.53 \text{ V}$$

ألاحظ أن جهد الخلية المعيارية للتفاعل موجب؛ أي أن التفاعل تلقائي الحدوث، ومن ثم لا يمكن تحريك محلول نترات الفضة بملعقة من الكروم.

المثال 21

هل يمكن تحضير البروم Br_2 من محلول بروميد البوتاسيوم KBr باستخدام اليود I_2 ؟

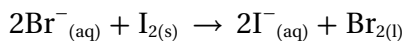
تحليل السؤال:

المعطيات: المحلول المستخدم بروميد البوتاسيوم KBr ، المادة المستخدمة اليود I_2 .

المطلوب: هل يحدث تفاعل بين محلول بروميد البوتاسيوم KBr واليود I_2 ويتكون البروم Br_2 ؟

الحل

كتابة معادلة التفاعل المتوقع:



ألاحظ أن التفاعل المتوقع هو تأكسد أيونات البروميد Br^- واختزال اليود I_2 . وللحكم على إمكانية حدوث التفاعل؛ يُرجع 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 يُلاحظ أن جهد الاختزال المعيارية للبروم أعلى من جهد الاختزال المعيارية لليود، ثم إن البروم Br_2 أكثر ميلاً للاختزال من

اليود I_2 ؛ لذلك لا تتأكسد أيونات البروميد Br^- ولا تختزل اليود I_2 ؛ أي أن التفاعل بينهما غير تلقائي. ويمكن أيضًا حساب جهد الخلية المعياري للتفاعل كالتالي:

$$E^\circ_{\text{cell}} = E^\circ_{\text{cathode}(I_2)} - E^\circ_{\text{anode}(Br_2)}$$

$$E^\circ_{\text{cell}} = 0.54 - 1.07 = -0.53 \text{ V}$$

ألاحظ أن جهد الخلية المعياري للتفاعل سالب؛ أي أن 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 الأغذية الحامضية مع الفلز المكون للعلبة المحفوظة فيها، وينتج عن ذلك غاز الهيدروجين؛ فيتسبب في انتفاخ العلبة، وغالباً ما تكون هذه التفاعلات جزءاً من العوامل التي تحدّد مدّة صلاحية هذه المنتجات.



✓ **أنحقّق:**

باستخدام جدول جهود الاختزال المعيارية أجب عن الأسئلة الآتية:

- 1- أتوقع: هل يمكن حفظ محلول كبريتات الحديد $FeSO_4$ II في وعاء من الألمنيوم Al ؟ أبرّر إجابتي.
- 2- أتوقع: هل يمكن حفظ محلول نترات المغنيسيوم $Mg(NO_3)_2$ في وعاء من القصدير Sn ؟ أبرّر إجابتي.

مقارنة قوة العوامل المؤكسدة والمختزلة

بالرجوع إلى جدول جهود الاختزال المعيارية؛ يتضح أن جهود الاختزال المعيارية تزداد من أعلى إلى أسفل في الجدول؛ أي يزداد ميل نصف تفاعل الاختزال للحدوث؛ ويعني ذلك أن قوة العوامل المؤكسدة تزداد أيضًا، فيكون الفلور F_2 أقوى عامل مؤكسد، بينما يكون أيون الليثيوم Li^+ أضعف عامل مؤكسد، أمّا العوامل المختزلة فإن قوتها تقل بزيادة جهد الاختزال المعياري؛ أي أن الليثيوم Li يمثل أقوى عامل مختزل، بينما يمثل أيون الفلوريد F^- أضعف عامل مختزل. والأمثلة الآتية توضّح كيفية توظيف جهود الاختزال لمقارنة قوة العوامل المؤكسدة والمختزلة.

المثال 22

أستعين بجدول جهود الاختزال المعيارية، وأرتّب المواد الآتية تصاعدياً وفق قوتها كعوامل مؤكسدة في الظروف المعيارية:



الحل:

نصف تفاعل الاختزال	E° (V)
$Al^{3+} + 3e^- \rightleftharpoons Al$	-1.66
$Cd^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Cd$	-0.40
$Cl_2 + 2e^- \rightleftharpoons 2Cl^-$	1.36
$MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- \rightleftharpoons Mn^{2+} + 4H_2O$	1.51

بالعودة إلى جدول جهود الاختزال المعيارية؛ أختار أنصاف التفاعلات للمواد السابقة، وأرتّبها وفق تزايد

جهود الاختزال المعيارية؛ فيكون أعلى يسار الجدول أضعف عامل مؤكسد يمتلك أقل جهد اختزال معياري؛ أي أن أيونات الألمنيوم Al^{3+} أضعف عامل مؤكسد، وأن MnO_4^- أعلى جهد اختزال معياري؛ أي أنه أقوى عامل مؤكسد. أما ترتيب المواد حسب قوتها كعوامل مؤكسدة فهو:

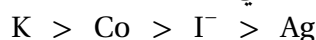
$$MnO_4^- > Cl_2 > Cd^{2+} > Al^{3+}$$

المثال 23

- أستعين بجدول جهود الاختزال المعيارية، ثم أجيب عن الأسئلة الآتية:
- 1- أرتب المواد الآتية تصاعدياً وفق قوتها كعوامل مختزلة في الظروف المعيارية:
- Ag, K, I^-, Co
- 2- هل يمكن لأيونات الكوبلت Co^{2+} أكسدة أيونات اليوديد I^- ؟ أفسر إجابتي.
- الحل:

نصف تفاعل الاختزال	$E^0 (V)$
$K^+ + e^- \rightleftharpoons K$	-2.92
$Co^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Co$	-0.28
$I_2 + 2e^- \rightleftharpoons 2I^-$	0.54
$Ag^+ + e^- \rightleftharpoons Ag$	0.80

1- بالعودة إلى جدول جهود الاختزال المعيارية؛ اختار أنصاف التفاعلات للمواد السابقة، وأرتبها وفق تزايد جهود الاختزال المعيارية؛ فيكون أسفل يمين الجدول وهو Ag ، أضعف عامل مختزل؛ أي أقلها ميلاً إلى التأكسد، ويكون أعلى يمين الجدول، وهو K ، أقوى عامل مختزل؛ أي أكثرها ميلاً إلى التأكسد، ويكون ترتيب بقيّة العوامل المختزلة تصاعدياً كالآتي:



2- أقران جهود الاختزال المعيارية للكوبلت واليود؛ فلاحظ أن جهد الاختزال المعياري لليود أعلى منه للكوبلت؛ أي أن اليود أكثر ميلاً للاختزال من أيونات الكوبلت؛ لذلك لا تؤكسد أيونات الكوبلت Co^{2+} أيونات اليوديد I^- .

المثال 24

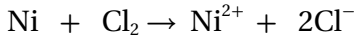
نصف تفاعل الاختزال	$E^0 (V)$
$Cr^{3+} + 3e^- \rightleftharpoons Cr$	-0.73
$Cl_2 + 2e^- \rightleftharpoons 2Cl^-$	+1.36
$Ni^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Ni$	-0.23
$Pb^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Pb$	-0.13

- أدرس جهود الاختزال المعيارية في الجدول، ثم أجيب عن الأسئلة الآتية:
- 1- أحدد أقوى عامل مؤكسد.
- 2- أحدد أقوى عامل مختزل.
- 3- هل يستطيع النيكل Ni اختزال جزيئات الكلور Cl_2 ؟ أفسر إجابتي.
- 4- هل تستطيع أيونات الكروم Cr^{3+} أكسدة الرصاص Pb ؟ أفسر إجابتي.

الحل:

1- أحدد أقوى عامل مؤكسد: تحدث للعامل المؤكسد عملية اختزال، وأقوى عامل مؤكسد هو المادة التي لها

أعلى جهد اختزال معياري، وَيَتَّضِحُ مِنَ الجدول أنه الكلور Cl_2 ، وجهد اختزاله المعياري $E^\circ = 1.36 \text{ V}$
 2- أُحَدِّدُ أقوى عامل مختزل: تحدثُ للعامل المختزل عمليةُ تأكسد، وأقوى عامل مختزل هو المادةُ التي لها أقلُّ جهد اختزال معياري، وَيَتَّضِحُ مِنَ الجدول أنه الكروم Cr ، وجهد اختزاله المعياري $E^\circ = -0.73 \text{ V}$
 3- أُقَارِنُ جهدَ اختزال النيكل (-0.23 V) وجهدَ اختزال الكلور (1.36 V)، فَأُلاحِظُ أَنَّ جهدَ اختزال النيكل المعياري أقلُّ من جهدِ اختزال الكلور المعياري؛ لذلك يتأكسدُ النيكل ويختزلُ جُزيئات الكلور. ويمكنُ كتابةُ معادلة التفاعل المتوقع وحسابُ جهد الخلية المعياري للتفاعل كالآتي:

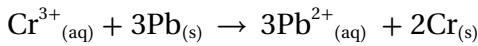


$$E^\circ_{\text{cell}} = E^\circ_{\text{cathode}(\text{Cl}_2)} - E^\circ_{\text{anode}(\text{Ni})}$$

$$E^\circ_{\text{cell}} = 1.36 - (-0.23) = 1.59 \text{ V}$$

بما أنَّ جهد الخلية المعياري موجبٌ؛ فالتفاعل تلقائي.

4- أُقَارِنُ جهدَ اختزال الرصاص (-0.13 V) وجهدَ اختزال الكروم (-0.73 V)؛ فَأُلاحِظُ أَنَّ جهدَ اختزال الرصاص المعياري أعلى من جهدِ اختزال الكروم المعياري؛ لذلك لا تستطيعُ أيوناتُ الكروم Cr^{3+} أكسدة الرصاص. ويمكنُ كتابةُ معادلة التفاعل المتوقع وحسابُ جهد الخلية المعياري للتفاعل كالآتي:



$$E^\circ_{\text{cell}} = -0.73 - (-0.13) = -0.60 \text{ V}$$

بما أنَّ جهد الخلية المعياري سالبٌ؛ فالتفاعل غير تلقائي.

✓ **أنُحَقِّقُ:**

أدرسُ الجدولَ الآتي، حيث يتضمَّنُ جهودَ الاختزال المعياريَّةَ لبعض المواد، ثمَّ أُجيبُ 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

1- أُحَدِّدُ أقوى عامل مؤكسد وأقوى عامل مختزل.

2- أستنتج: أيُّ الفلزَّاتِ تختزلُ أيونات $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ ولا تختزلُ أيونات Sn^{2+} ؟

أفكر: أرتب الفلزَّات ذوات الرموز الإفتراضية X، Y، Z وفق قوتها كعوامل مختزلة إذا علمت أن: الفلز X يختزل أيونات Z^{2+} ولا يختزل أيونات Y^{2+} .

التجربة 2

مقارنة قوة بعض العوامل المختزلة

المواد والأدوات:

شريط مغنيسيوم، حبيبات نيكل، حبيبات رصاص، مسمار حديد عدد 4، 100 mL من محاليل كل من نترات المغنيسيوم $Mg(NO_3)_2$ ، نترات النيكل $Ni(NO_3)_2$ ، نترات الرصاص $Pb(NO_3)_2$ ، نترات الحديد II $Fe(NO_3)_2$ ، كل منه بتركيز 0.1 M، أنابيب اختبار عدد (9)، مخبر مُدرَّج عدد 4، ورق صنفرة، قلم تخطيط، ورق لاصق.

إرشادات السلامة:

- اتبع إرشادات السلامة العامة في المختبر.
- ارتدي معطف المختبر والنظارات الواقية والقفازات.
- تعامل مع المواد الكيميائية بحذر.

خطوات العمل:

- 1- **أجرب:** أقيس 12 cm من شريط المغنيسيوم، وأنظفه جيّدًا باستخدام ورق الصنفرة، ثمّ أقسّمه إلى 3 أجزاء متساوية، وأحضر 3 حبيبات نيكل و 3 حبيبات رصاص و 3 مسامير.
- 2- **أجرب:** أحضر 3 أنابيب اختبار نظيفة، وأضعها في حامل الأنابيب، وأرقمها من 1-3.
- 3- **أقيس:** استخدم المخبر المُدرَّج، وأضع 10 mL من محلول نترات المغنيسيوم في كلّ أنبوب اختبار.
- 4- **ألاحظ:** أضع في كلّ أنبوب قطعة واحدة من أحد الفلزّات الأربعة، وأستثني الفلزّ الذي يوجد محلوله في الأنابيب الثلاثة، ثمّ أرفع كلّ أنبوب بلطف وأراقب الأنابيب كلّها. هل حدث تفاعل؟ أسجّل ملاحظاتي في جدول البيانات.
- 5- **أجرب:** أكرّر الخطوات 2، 3، 4 السابقة باستخدام محلول نترات النيكل، ثمّ محلول نترات الرصاص، ثمّ محلول نترات الحديد II، وأسجّل ملاحظاتي في جدول البيانات.
- 6- **أنظّم البيانات:** أسجّل البيانات في الجدول الآتي:

النشاط مع المحلول المنصر		محلول $Mg(NO_3)_2$		محلول $Ni(NO_3)_2$		محلول $Pb(NO_3)_2$		محلول $Fe(NO_3)_2$	
الملاحظات		حدوث تفاعل	الدليل	حدوث تفاعل	الدليل	حدوث تفاعل	الدليل	حدوث تفاعل	الدليل
Mg									

التحليل والاستنتاج:

- 1- أكتب معادلة كيميائية موزونة تمثل التفاعل الحادث في كلّ أنبوب.
- 2- **أرتّب** الفلزّات حسب قوتها كعوامل مختزلة.
- 3- **أفسّر** ترسّب النيكل عند تفاعل المغنيسيوم مع محلول نترات النيكل $Ni(NO_3)_2$.
- 4- **أفسّر:** لا يتفاعل الرصاص مع محلول نترات الحديد II $Fe(NO_3)_2$.

تطبيقات عملية للخلية الجلفانية

Applications of the Galvanic Cell

البطاريات Batteries

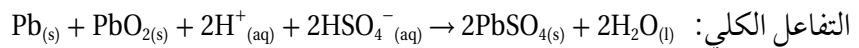
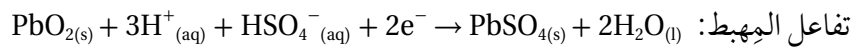
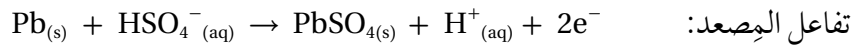
تُعدُّ البطاريات من التطبيقات العملية المهمة للخلايا الجلفانية؛ إذ تحدث فيها تفاعلات تأكسد واختزال تلقائية تتحوَّل فيها الطاقة الكيميائية إلى طاقة كهربائية، وتختلف البطاريات في ما بينها في مكوناتها، ومن ثم تختلف تفاعلات التأكسد والاختزال التي تولِّد الطاقة الكهربائية فيها.

الشكل (8): أنواع مختلفة من البطاريات.

هناك أنواع مختلفة من البطاريات؛ منها البطاريات الأولية التي تُستخدم مرة واحدة ولا يمكن إعادة شحنها، مثل: البطاريات الجافة، والبطاريات الجافة القلوية. ومن أنواعها أيضًا البطاريات الثانوية؛ وهي قابلة لإعادة الشحن، مثل: بطاريات التخزين، مثل المرمك الرصاصي (بطارية الرصاص الحمضية)، وبطارية أيون الليثيوم، أنظر الشكل (8).

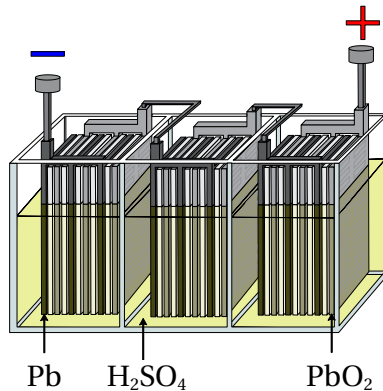
بطارية الرصاص للتخزين Lead Storage Battery

تُعدُّ بطارية الرصاص الحمضية مثالًا على البطاريات الثانوية؛ أي يمكن إعادة شحنها، وتتكوَّن من ست خلايا جلفانية تتكوَّن كلُّ منها من ألواح من الرصاص تمثل فيها المصعد، وألواح من الرصاص المغلف بأكسيد الرصاص PbO_2 تمثل المهبط. ترتَّب هذه الأقطاب (الخلايا) داخل وعاء بلاستيكي مقوى بطريقة متبادلة تفصل بينها صفائح عازلة، وتغمَّر في محلول حمض الكبريتيك الذي كثافته 1.28g/cm^3 ، وتوصل الخلايا على التوالي، كما يوضَّح الشكل (9)، أمَّا أنصاف التفاعلات التي تحدث فيها فهي:



جهد الخلية الواحدة يساوي 2 V تقريبًا؛ أي أنَّ البطارية تعطي فرق جهد يساوي 12 V.

الشكل (9): بطارية الرصاص الحمضية.



يُلاحظُ منَ المعادلات الكيميائية أنَّ حمض الكبريتيك يُستهلكُ نتيجة استخدام البطارية؛ فيؤدي ذلك إلى نقصان كثافته؛ لذلك يمكنُ مراقبة كفاءة البطارية عن طريق قياس كثافة حمضها.

عند شحن البطارية بواسطة تيار كهربائي؛ يُعكسُ تفاعل التأكسد والاختزال، ثمَّ التفاعل الكلي في البطارية، وفي السيارات تجري عملية الشحن بشكل تلقائي ومستمرَّ بواسطة مولد التيار (الدينامو) المتصل بمحرك السيارة. ويتراوح عمر البطارية من 3-5 سنوات تقريباً؛ إذ إنها تفقد صلاحيتها نتيجة فقدان جزء من مكوناتها، مثل $PbSO_4(s)$ الذي يتكوّن على الأقطاب نتيجة عمليتي التأكسد والاختزال اللتين تحدثان فيها، ونتيجة الحركة المستمرة للمركبات على الطرق التي تؤدي إلى تساقطه عن ألواح الرصاص، وعدم دخوله في التفاعل العكسي الذي يؤدي إلى إعادة شحن البطارية.

بطارية أيون الليثيوم Lithium - Ion Battery

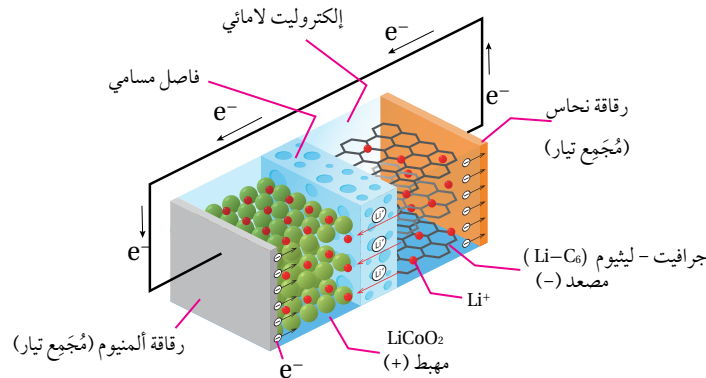
تُعدُّ بطارية أيون الليثيوم من أكثر أنواع البطاريات استخداماً في الوقت الحاضر، وقد استخدمت للمرة الأولى عام 1991؛ أما اليوم فإنها تُعدُّ مصدر الطاقة الرئيس لكثير من وسائل التكنولوجيا وأدواتها في المجالات المختلفة، حيث تُستخدم في السيارات الكهربائية والحواسيب والهواتف المحمولة وعدد من الأجهزة الكهربائية الاستهلاكية الأخرى، أنظر الشكل (10)؛ ممَّ تتكوّن بطارية أيون الليثيوم؟ وما التفاعلات الكيميائية التي تحدث فيها؟ وما ميزاتُها؟

تتكوّن بطارية أيون الليثيوم من خلايا عدة متصلة ببعضها البعض، تتكوّن كلُّ منها من ثلاثة مكونات رئيسة، هي:

- المصعد (القطب السالب): يتكوّن عادةً من الجرافيت الذي يميّز بقدرته على تخزين ذرات الليثيوم وأيوناته دون التأثير فيها.
- المهبط (القطب الموجب): يتكوّن من بلّورات لأكسيد عنصر انتقالي، مثل أكسيد الكوبلت $(CoO_2)IV$ الذي يمكنه أيضاً تخزين أيونات الليثيوم، مثل الجرافيت، أنظر الشكل (11).



الشكل (10): بطارية أيون الليثيوم.



الشكل (11): مكونات بطارية أيون الليثيوم.

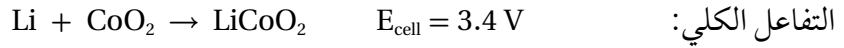


خلايا الوقود

هي خلايا جلفانية تنتج الطاقة الكهربائية من تفاعل غازي الأكسجين والهيدروجين وفق المعادلة الآتية: $2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$ ، وتتميز عن البطاريات بأنها لا تنضب ولا تحتاج إلى شحن، وقد استخدمت هذه الخلايا في تزويد المركبات الفضائية بالطاقة، وتستخدمها المستشفيات في توليد الطاقة حال انقطاع التيار الكهربائي، وتستخدم في دول عدة في تشغيل بعض الحافلات والسيارات.



- المحلول الإلكتروليتي: يتكوّن من محلول لامائي لأحد أملاح الليثيوم ومذيب عضوي يذوب فيه الملح، وعادةً يُستخدم $LiPF_6$ مذاباً في كربونات الإيثيلين $CH_2CH_2CO_3$ ، وتولّد خلايا أيون الليثيوم الكهرباء من خلال تفاعل التأكسد والاختزال الآتي:



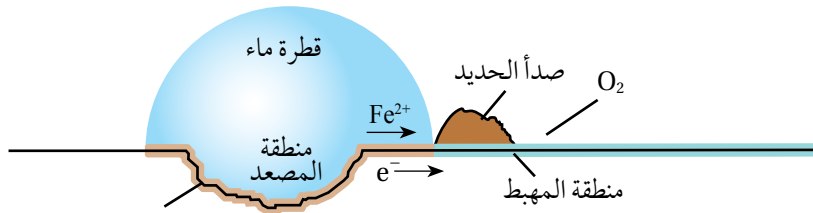
حيث تتأكسد ذرات الليثيوم عند المصعد متحوّلة إلى أيونات Li^+ ، تنتقل عبر المحلول الإلكتروليتي باتجاه المِهبط؛ بينما تتحرّك الإلكترونات عبر الدارة الخارجية من المصعد إلى المِهبط، حيث تختزل أيونات الكوبلت من Co^{4+} في أكسيد الكوبلت CoO_2 إلى Co^{3+} في $LiCoO_2$ ؛ وهي عملية يعكس مسارها خلال شحن البطارية، فيتأكسد $LiCoO_2$ وتتحرّك أيونات الليثيوم Li^+ عبر المحلول الإلكتروليتي باتجاه نصف خلية الجرافيت حيث تُختزل.

تستمد بطارية أيون الليثيوم ميزاتها من أنّ لليثيوم أقل جهد اختزال معياري؛ أي أنه أقوى عامل مختزل، وكذلك فإنه أخفّ عنصر فلزي؛ حيث إنّ 6.941 g منه (كتلته المولية) كافية لإنتاج 1 مول من الإلكترونات؛ أي أنّ البطارية خفيفة الوزن، وكثافة طاقتها عالية، ويمكن إعادة شحنها مئات المرات.

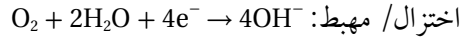
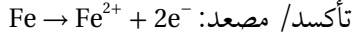
تآكل الفلزّات Corrosion of Metals

يُعرّف **تآكل الفلزّات** **Corrosion of Metals** أنه تفاعلها مع الهواء الجوي والمواد في البيئة المحيطة، فتفقد العديد من خصائصها وتحوّل إلى موادّ جديدة أكثر ثباتاً كيميائياً، مثل أكاسيد الفلزّات وهيدروكسيدات وكبريتيدات وكربوناتها. ولهذه العملية أضراراً اقتصادية كبيرة، فمثلاً؛ يتآكل الحديد بفعل الهواء الجوي الرطب، وينتج صدأ الحديد الصلب الهش، ويُستخدم خمس كمية الحديد المُستخرج سنوياً لتعويض الخسائر الناتجة من الصدأ.

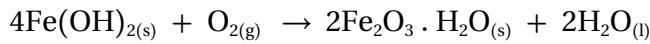
تُصنع الهياكل الرئيسة للجسور والمباني والسيارات من الحديد؛ لذلك فإنّ منع تآكله يُعدّ غاية في الأهمية، يتآكل الحديد بفعل تفاعل كهروكيميائي، يحدث بوجود الأكسجين والماء معاً؛ إذ يتأكسد الحديد عند كشط سطحه إلى أيونات الحديد Fe^{2+} ؛ فيصبح هذا الجزء مصعداً للخلية، وتتحرّك الإلكترونات الناتجة



الشكل (12): خلية تآكل الحديد الخلفانية.



عن التأكسد من منطقة الحديد المغطاة بقطرة الماء إلى حافتها، حيث يوجد الهواء والقليل من الماء، وهناك يُختزل أكسجين الهواء مكوناً أيونات الهيدروكسيد OH^- ، وتمثل هذه المنطقة مهبط الخلية، كما يوضح الشكل (12). تتحرك أيونات الحديد Fe^{2+} من مركز القطرة باتجاه حافتها، وتتحرك أيونات الهيدروكسيد OH^- بالاتجاه المعاكس، وتتفاعل عند التقائها، وينتج هيدروكسيد الحديد Fe(OH)_2 ، وسرعان ما يتأكسد مكوناً الصدأ، حسب المعادلة الكيميائية الآتية:

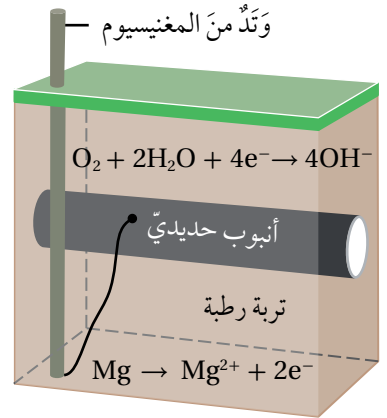


وصدأ الحديد مادة صلبة هشة بنية اللون تتكون على الأشياء الحديدية وتتقشر بسهولة مُعرّضة سطح الحديد أسفل منها لمزيد من التآكل. وتُستعمل طرائق عدة لحماية الحديد من التآكل؛ منها طريقة **الحماية المهبطة Cathodic Protection**، حيث تُستخدم لحماية خطوط الأنابيب الحديدية المدفونة في الأرض (الغاز أو النفط) وأجسام السفن، وتعتمد هذه الطريقة على تشكيل خلية جلفانية يكون فيها الحديد المهبط، وأحد الفلزات النشطة (مغنيسيوم، خارصين) المصعد، أما التربة الرطبة أو مياه البحر فتمثل المحلول الإلكتروليتي.

فمثلاً؛ إذا وُصلت الأنابيب الحديدية بأوتاد من المغنيسيوم؛ فسألاحظُ تأكسد المغنيسيوم (المصعد) وانتقال الإلكترونات عبر السلك المعزول إلى الأنبوب الفولاذي (المهبط)، فتختزل جزيئات الأكسجين، وبذلك يتأكسد المغنيسيوم ويحمي الحديد من التآكل أنظر الشكل (13). أما في السفن - فتوصل أقطاب من المغنيسيوم بهيكل السفينة لتجري حمايتها بالطريقة السابقة نفسها، وتُستبدل أقطاب المغنيسيوم المتآكلة بأخرى بشكل دوري.

✓ **أنتحقق:**

أفسر: يُعدُّ تآكل الحديد خلية جلفانية.



الشكل (13): الحماية المهبطة للحديد.

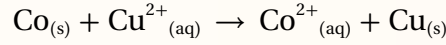
أفكر: أفسر استخدام المغنيسيوم أو الخارصين في الحماية المهبطة للحديد.

مراجعة الدرس

1- الفكرة الرئيسة: كيف تنتج الخلية الجلفانية الطاقة الكهربائية؟

2- أَوْضَحِ المقصودَ بكلِّ من: • القنطرة الملحية. • جهد الاختزال المعياري.

3- خلية جلفانية يحدث فيها التفاعل الآتي:



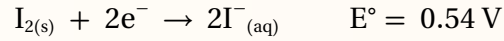
أ. أ حَدِّدْ فيها المصعدَ والمهبط.

ب. اكتبُ نصفي تفاعل التأكسد والاختزال.

ج. أحسبُ جهد الخلية المعياري، وأكتبُ تعبيراً رمزياً للخلية الجلفانية.

د. ما التغيُّر الذي يحدثُ لكتلة كلا القطبين.

4- نصف التفاعل الآتيان يشكِّلان خلية جلفانية في الظروف المعيارية:



أُجِيبُ عن الأسئلة الآتية المتعلقة بهما:

أ. اكتبُ معادلة التفاعل الكلي في الخلية.

ب. أحسبُ جهد الخلية المعياري.

ج. ما التغيُّر الذي يحدثُ لتركيز أيونات كلٍّ من I^- و Fe^{2+} ؟

5- أدرُسُ الجدولَ الآتي حيث يُوضَّحُ جهد الخلية المعياري

لعدد من الخلايا الجلفانية المكوَّنة من الفلزَّات ذوات الرموز

الافتراضية (A, B, C, D, E)، وجميعها تُكوِّن أيونات ثنائية موجبة،

ثمَّ أُجِيبُ عن الأسئلة الآتية:

أ. أ حَدِّدُ الفِلْزَ الذي له أعلى جهد اختزال معياري: D أم C.

ب. أ حَدِّدُ أقوى عامل مؤكسد.

ج. أُنَبِّأُ. هل يمكنُ تحريكُ محلول نترات E بملعقة من A؟ أفسرُ إجابتي.

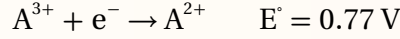
د. أ حَدِّدُ اتِّجَاهَ حركة الإلكترونات عبرَ الأسلاك في الخلية الجلفانية المكوَّنة من نصف خلية $\text{E}^{2+}|\text{E}$ ونصف

خلية $\text{D}^{2+}|\text{D}$.

هـ. أحسبُ جهدَ الخلية المعياري للخلية الجلفانية المكوَّنة من نصف خلية $\text{C}^{2+}|\text{C}$ ونصف خلية $\text{B}^{2+}|\text{B}$.

قطب الخلية	المصعد	$E^\circ_{\text{Cell}} (\text{V})$
D-B	D	1.3
E-B	E	1.5
C-E	C	0.4
A-B	B	0.3

6- فلزان أعطيا الرموز الافتراضية A و B، حيث أيوناتهما، A^{3+} ، B^+ ، قيست جهود الاختزال المعيارية لنصفي تفاعل الاختزال المعياريين المكوّنين لخلية جلفانية كالآتي:



أ . أكتب معادلة كيميائية للتفاعل الكلي في الخلية الجلفانية.

ب . أحسب E° للتفاعل الكلي.

جـ . أحدد العامل المؤكسد والعامل المختزل في التفاعل.

7- أدرس الجدول المجاور الذي يمثل جهود الاختزال المعيارية لبعض المواد، ثم أجب عن الأسئلة الآتية:

أ . أحدد أقوى عامل مؤكسد وأقوى عامل مختزل.

المادة	$E^\circ \text{ (V)}$
Co^{2+}	-0.28
Br_2	1.07
Pb^{2+}	-0.13
Ag^+	0.80
Mn^{2+}	-1.18
Cd^{2+}	-0.40

ب . أستنتج: هل يمكن حفظ البروم Br_2 في وعاء من الفضة؟ أفسر إجابتي.

جـ . أقرن: ما الفلزّان اللذان يكونان خلية جلفانية لها أكبر جهد خلية معياري؟

د . أستنتج المادة التي تستطيع أكسدة Cd ولا تؤكسد Pb.

هـ . أحدد القطب الذي تزداد كتلته في الخلية الجلفانية (Cd-Pb).

و . أحدد الفلزّ الذي لا يحرر غاز الهيدروجين من محلول حمض HCl المخفف.

ز . في الخلية الجلفانية التي أعطيت الرمز الآتي:



إذا علمت أن جهد الخلية المعياري $E^\circ_{\text{cell}} = 1.8 \text{ V}$ ، فأجب عن الأسئلة الآتية:

أ . أحدد اتجاه حركة الإلكترونات عبر الأسلاك في الخلية.

ب . أحسب جهد الاختزال المعياري لقطب السكندريوم Sc.

جـ . أكتب معادلة التفاعل الكلي في الخلية.

التحليل الكهربائي Electrolysis

تُنتج الخلايا الجلفانيّة تياراً كهربائياً بسبب حدوث تفاعل تأكسد واختزال تلقائي فيها، ويُستفاد منها مصدراً للطاقة في تشغيل العديد من الأجهزة الكهربائيّة؛ بينما هناك تفاعلات تأكسد واختزال لا تحدث بشكل تلقائي، ويتطلّب حدوثها تزويدها بطاقة كهربائيّة من مصدر خارجي، عندها تُسمّى الخليّة المستخدمة **خليّة تحليل كهربائي Electrolytic Cell**، وتُسمّى عمليّة تمرير تيار كهربائي في مصهور أو محلول مادّة كهربيّة؛ ممّا يؤدي إلى حدوث تفاعل تأكسد واختزال، عمليّة **التحليل الكهربائي Electrolysis**، ويكون جهد هذه الخليّة سالباً. ولعمليّة التحليل الكهربائي أهميّة كبيرة؛ فعن طريقها تُشحن البطاريات، وتُستعمل في استخلاص بعض الفلزّات النشطة من مصاهيرها، مثل الصوديوم والألمنيوم، وتُستخدم في تنقية الفلزّات والطلاء الكهربائي لبعضها، سواء لحمايتها من التآكل أو لإكسابها مظهرًا جميلاً، كما في الشكل (14) إذا؛ ممّ تتكوّن خليّة التحليل الكهربائي؟ وما آليّة عملها؟ وهل تختلف نواتج التحليل الكهربائي لمصهور المادّة عن محلولها؟ هذا ما سيجري تعرّفه في هذا الدرس.

التحليل الكهربائي لمصهور مادّة كهربيّة

Electrolysis of Molten Electrolyte

تتكوّن خليّة التحليل الكهربائي من وعاء يحتوي على مصهور مادّة أيونيّة، وأقطاب خاملة من الجرافيت أو البلاتين، وبطاريّة وأسلاك توصيل، حيث يوصل أحد الأقطاب بقطب البطاريّة السالب، ويُسمّى المهبط، بينما

الشكل (14): مظهر جميل لكؤوس وأواني ناتج عن طلاؤها كهربائياً.

الفكرة الرئيسيّة:

تُستخدم الطاقة الكهربائيّة لإحداث تفاعل تأكسد واختزال غير تلقائي في خلايا التحليل الكهربائي.

نتائج التعلّم:

- أحددُ مكونات خليّة التحليل الكهربائي ومبدأ عملها.
- أتبّنُ نواتج التحليل الكهربائي لمصاهير المركّبات الأيونيّة ومحاليلها.
- أجري تجارباً للتحليل الكهربائي لمحاليل بعض المركّبات الأيونيّة.
- أتوصّل إلى تطبيقات خلايا التحليل الكهربائي في الصناعة.

المفاهيم والمصطلحات:

خلايا التحليل الكهربائي

Electrolytic Cells

التحليل الكهربائي Electrolysis



يَتَّصِلُ الْقُطْبُ الْآخَرُ بِقُطْبِهَا الْمَوْجِبِ، وَيُسَمَّى الْمِصْعَدُ، كَمَا فِي الشَّكْلِ (15).
يحتوي مصهورُ المادَّةِ الأيونيَّةِ على أيونات موجبة وسالبة، وعند تمرير تيار كهربائي فيه تتحرَّكُ الأيوناتُ باتجاه الأقطاب المخالفة لها في الشحنة؛ حيث تتحرَّكُ الأيوناتُ الموجبة باتجاه القطب السالب (المهبط) وتُختزل، أمَّا الأيوناتُ السالبة فتتحرَّكُ باتجاه القطب الموجب (المصعد) وتتأكسد، ومن ثَمَّ فَإِنَّ التفاعل الذي يحدث في الخليَّة غير تلقائي؛ لذا يجب أن يكون جهدُ البطَّاريَّة المُستخدَمة لإحداثه أكبر من جهد الخليَّة.

التحليل الكهربائي لمصهور NaCl

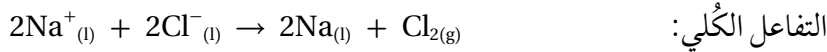
يحتوي مصهورُ NaCl على أيونات Na^+ و Cl^- ، كما هو موضح في المعادلة الآتية:
 $NaCl_{(l)} \rightarrow Na^+_{(l)} + Cl^-_{(l)}$ ، ويبيِّن الشَّكْلُ (16) خلية التحليل الكهربائي لمصهور NaCl؛ حيث يُلاحظُ أنه عند إغلاق الدارة الكهربائيَّة ومرور تيار كهربائي عبر الأسلاك تتحرَّكُ أيونات الصوديوم Na^+ باتجاه المهبط، وتحدث لها عملية اختزال، وتتكوَّن ذرَّات الصوديوم، كما في المعادلة الآتية:



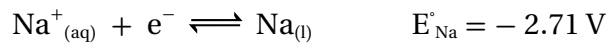
أمَّا أيونات الكلوريد Cl^- فتتحرَّكُ باتجاه المصعد، حيث تتأكسد مكوَّنة غاز الكلور، كما في المعادلة الآتية:



ولإيجاد التفاعل الكُلِّي في الخليَّة يُجمَعُ نصفُ تفاعل التأكسد ونصفُ تفاعل الاختزال بعد مساواة عدد الإلكترونات المفقودة والمكتسبة.



ويمكنُ حسابُ جهد الخليَّة المعياري بالرجوع إلى الجدول (2)، ومعرفة قيم جهود الاختزال المعياريَّة، كالآتي:

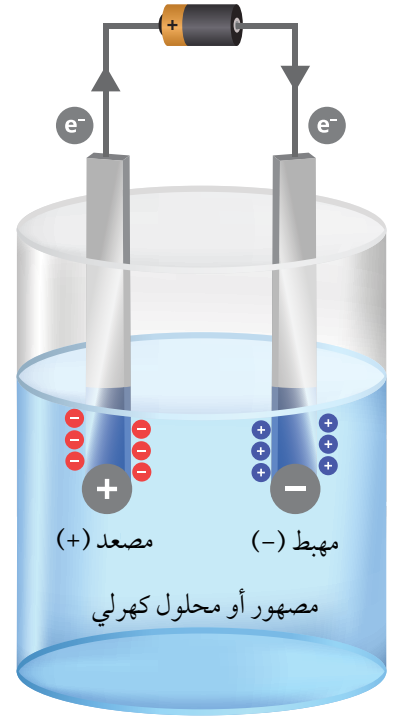


ثمَّ أحسبُ جهدَ الخليَّة المعياري:

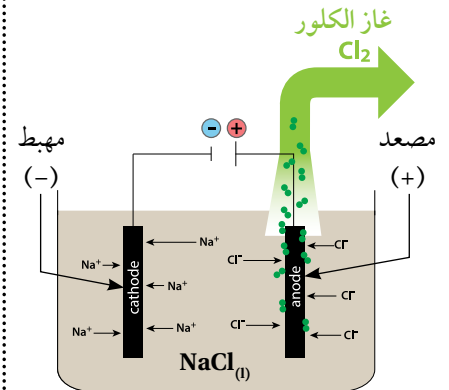
$$E^\circ_{\text{cell}} = E^\circ_{Na(\text{cathode})} - E^\circ_{Cl_2(\text{anode})}$$

$$E^\circ_{\text{cell}} = -2.71 - 1.36 = -4.07 \text{ V}$$

يُلاحظُ أنَّ جهدَ الخليَّة المعياري للتفاعل سالب؛ ويعني ذلك أنَّ التفاعل غير تلقائي، وأنه يحدث بسبب تزويد الخليَّة بفرق جهد كهربائي من البطَّاريَّة يزيد على جهد الخليَّة المعياري؛ أي أكبر من (4.07 V). وتُستخدَمُ عملية تحليل مصهور NaCl كهربائيًّا لاستخلاص الصوديوم صناعيًّا، كما تُستخلصُ معظمُ الفلزَّات النشطة، مثل الليثيوم والبوتاسيوم غالبًا من مصاهير كلوريداتها بتحليلها كهربائيًّا.



الشَّكْلُ (15): مكوَّنة خلية التحليل الكهربائي.



الشَّكْلُ (16): التحليل الكهربائي لمصهور NaCl.

✓ أنْحَقِّقْ:

أُجِيبُ عن الأسئلة الآتية المتعلقة بالتحليل الكهربائي لمصهور CaBr_2 .
1- أكتبُ نصفَ تفاعل التأكسد ونصفَ تفاعل الاختزال في خلية التحليل الكهربائي.

2- أستنتجُ نواتج التحليل الكهربائي للمصهور.

3- أتوقعُ جهدَ البطارية اللازم لإحداث تفاعل التحليل الكهربائي للمصهور.

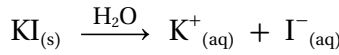
التحليل الكهربائي لمحلول مادة كهربية

Electrolysis of an Electrolyte Solution

يحتوي المحلول المائي للمادة الأيونية على الأيونات الموجبة والسالبة الناتجة عن تفككها، وعلى جزيئات الماء؛ لذلك عند التحليل الكهربائي لمحلول مائي لمركب أيوني يحتمل حدوث تأكسد للأيونات السالبة في المحلول أو لجزيئات الماء، وكذلك يحتمل أن يحدث اختزال للأيونات الموجبة أو لجزيئات الماء في المحلول؛ لذلك قد تختلف نواتج عملية التحليل الكهربائي لمصهور مركب أيوني عنها لمحلوله، فكيف نتنبأ بنواتج التحليل الكهربائي لمحاليل المركبات الأيونية؟

التحليل الكهربائي لمحلول يوديد البوتاسيوم KI

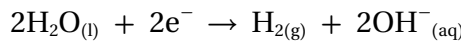
يتفكك يوديد البوتاسيوم في الماء، حسب المعادلة:



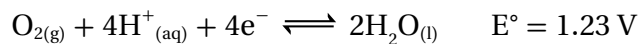
وعند تحليل محلول KI كهربائياً يُحتمل اختزال أيونات K^+ أو جزيئات الماء عند المهبط. وبالرجوع إلى جهود الاختزال المعيارية لكل من البوتاسيوم والماء:



يُلاحظ أن جهد اختزال الماء أعلى من جهد اختزال البوتاسيوم؛ أي أن الماء أسهل اختزالاً من أيونات البوتاسيوم K^+ ؛ لذلك يُختزل الماء، حسب المعادلة:



أما عند المصعد فيحتمل تأكسد أيونات اليوديد I^- أو جزيئات الماء. وبالرجوع إلى الجدول (2) وكتابة أنصاف تفاعلات الاختزال المطلوبة وجهود الاختزال المعيارية لكل منها:



ألاحظ أن التفاعل العكسي في المعادلة الأولى يمثل تأكسد الماء، ويمثل في المعادلة الثانية تأكسد أيون اليوديد I^- ، وبمعرفة أن جهد التأكسد المعياري $(-E^\circ_{\text{reduction}})$ لنصف التفاعل، ومقارنة جهود التأكسد لكل منها؛ وجد أن جهد تأكسد الماء يساوي (-1.23 V) ، أما جهد تأكسد اليود فيساوي (-0.54 V) ؛ أي أن جهد تأكسد اليود أعلى من جهد تأكسد الماء؛ وبالتالي فإنه أسهل تأكسداً من الماء؛ لذا تتأكسد أيونات اليوديد I^- ويتج اليود I_2 عند المصعد.

نصف تفاعل التأكسد: $2I^-_{(aq)} \rightarrow I_{2(s)} + 2e^-$
 أمّا التفاعل الكلي؛ فهو مجموع نصفي تفاعل التأكسد والاختزال:
 نصف تفاعل الاختزال: $2H_2O_{(l)} + 2e^- \rightarrow H_{2(g)} + 2OH^-_{(aq)}$
 التفاعل الكيميائي الكلي: $2H_2O_{(l)} + 2I^-_{(aq)} \rightarrow H_{2(g)} + 2OH^-_{(aq)} + I_{2(aq)}$
 ويتفق ذلك مع النتائج العملية لتحليل محلول KI كهربائياً؛ إذ يُلاحظ تكوّن اليود عند المصعد وتصادد غاز الهيدروجين عند المهبط، وتكوّن محلول هيدروكسيد البوتاسيوم KOH، أنظر الشكل (17).
 ويمكن حساب جهد الخلية المعياري كالآتي:

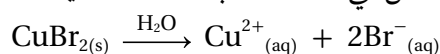
$$E^{\circ}_{cell} = E^{\circ}_{H_2O(cathode)} - E^{\circ}_{I_2(anode)}$$

$$E^{\circ}_{cell} = -0.83 - 0.54 = -1.37 V$$

أمّا جهد البطارية اللازم لإحداث التفاعل؛ فيزيد عن (1.37 V).

التحليل الكهربائي لمحلول بروميد النحاس $CuBr_2$

يتفكك بروميد النحاس في الماء، حسب المعادلة الآتية:

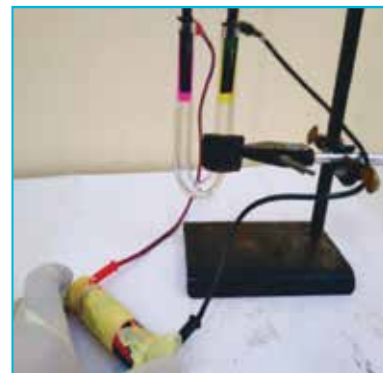


وعند تحليل محلول $CuBr_2$ كهربائياً يُحتمل اختزال أيونات Cu^{2+} أو جزيئات الماء عند المهبط.

وبالرجوع إلى جهود الاختزال المعيارية لكل من النحاس والماء:

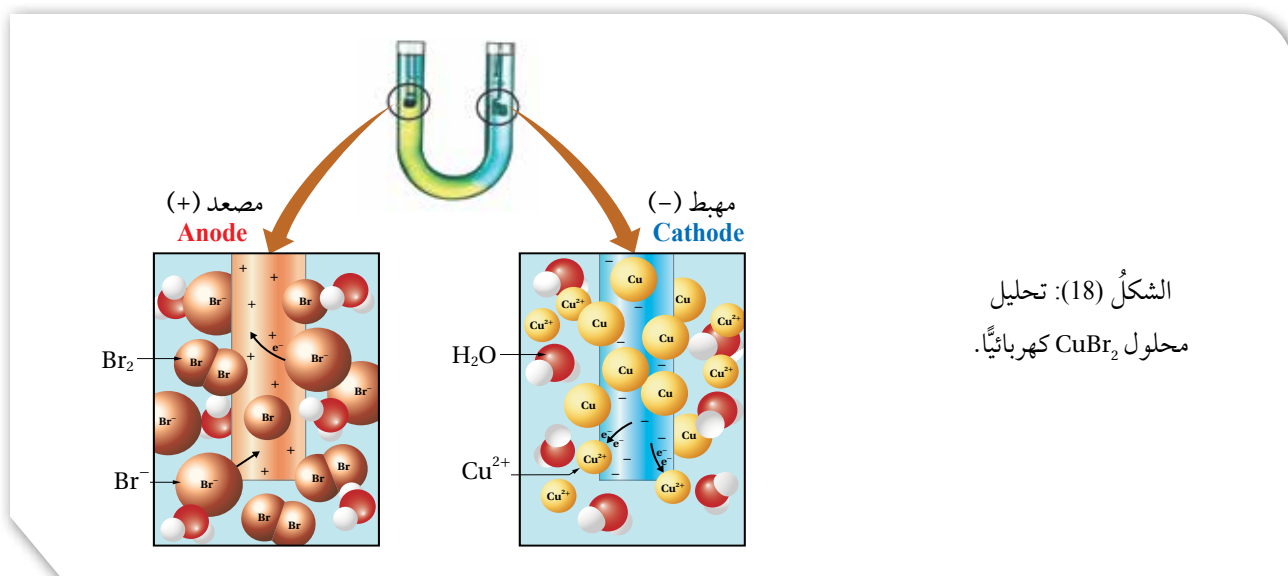


يُلاحظ أنّ جهد اختزال النحاس أعلى منه للماء؛ لذلك تكون أيونات النحاس Cu^{2+} أسهل اختزالاً عند المهبط، حيث يُلاحظ تكوّن النحاس، أنظر الشكل (18).



الشكل (17): التحليل

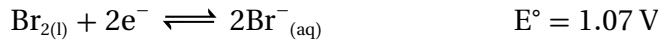
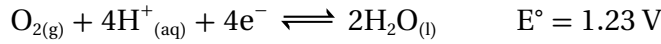
الكهربائي لمحلول KI.



الشكل (18): تحليل

محلول $CuBr_2$ كهربائياً.

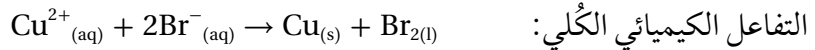
أما عند المِصعد فيُحتمَلُ تأكسدُ أيونات البروميد Br^- أو جُزيئات الماء. وبالرجوع إلى جدول (2) وكتابة أنصاف تفاعلات الاختزال المطلوبة وجهود الاختزال المعيارية لكل منها:



ألاحظ أن التفاعل العكسي في المعادلة الأولى يمثل تأكسد الماء، ويمثل في الثانية تأكسد أيون البروميد Br^- ، وعند مقارنة جهود التأكسد لكل من الماء والبروم أجد أن جهد تأكسد الماء يساوي (-1.23 V) ، أما جهد تأكسد البروم فيساوي (-1.07 V) ، ألاحظ أن جهد تأكسد البروم أعلى منه للماء، أي أن أيونات البروميد Br^- أسهل تأكسداً، حيث يُلاحظُ تَكُونُ البروم عند المِصعد حسب المعادلة:



أما التفاعل الكلي؛ فهو مجموعُ نصفي تفاعل التأكسد والاختزال:



ويتفق ذلك مع النواتج العملية لتحليل محلول CuBr_2 كهربائياً؛ إذ يُلاحظُ تَكُونُ البروم عند المِصعد وتكون النحاس عند المِهبط.

ويمكنُ حسابُ جهد الخلية المعيارية للتفاعل الكلي كالآتي:

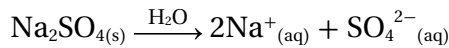
$$E^\circ_{\text{cell}} = E^\circ_{\text{Cu(cathode)}} - E^\circ_{\text{Br}_2(\text{anode})}$$

$$E^\circ_{\text{cell}} = 0.34 - 1.07 = -0.73 \text{ V}$$

أي أن جهد البطارية اللازم لإحداث التفاعل يزيدُ على (0.73 V) .

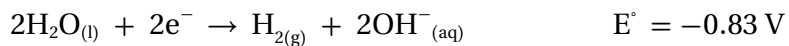
التحليل الكهربائي لمحلول كبريتات الصوديوم Na_2SO_4

تتفكك كبريتات الصوديوم في الماء، حسب المعادلة:



وعند تحليل محلوله كهربائياً يُحتمَلُ اختزال أيونات الصوديوم Na^+ أو جُزيئات الماء عند المِهبط.

وبالرجوع إلى جهود الاختزال المعيارية لكل منها:



يُلاحظُ أن جهد اختزال الماء أعلى منه لأيونات الصوديوم؛ لذلك يكون أسهل اختزالاً عند المِهبط، حيث يتكوّن غاز الهيدروجين وأيونات الهيدروكسيد OH^- . أما عند المِصعد، فيُحتمَلُ تأكسد أيونات الكبريتات SO_4^{2-} أو جُزيئات الماء، وقد لوحظُ عملياً تصاعدُ غاز الأكسجين عند المِصعد؛ الذي يدل على تأكسد جُزيئات الماء، حسب المعادلة:



أصمّم - باستخدام

برنامج صانع الأفلام (Movie Maker) - فيلماً قصيراً يوضح مفهوم عملية التحليل الكهربائي، وتحوّلات الطاقة فيها، وعلاقة تفاعلات التأكسد والاختزال الحادثة فيها بجهود الاختزال، ثم أشاركه زملائي/ زميلاتي في الصف.

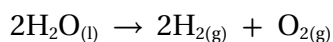


أفسر: دور كبريتات

الصوديوم في عملية التحليل الكهربائي للماء.

نصف تفاعل التأكسد: $2\text{H}_2\text{O(l)} \rightarrow \text{O}_{2(\text{g})} + 4\text{H}^+_{(\text{aq})} + 4\text{e}^-$

أما التفاعل الكيميائي الكلي؛ فمجموع نصف تفاعل التأكسد ونصف تفاعل الاختزال، وهو:



أي أن ما حدث عند تحليل محلول كبريتات الصوديوم كهربائياً هو تحليل الماء كهربائياً، حيث تأكسدت جزيئات الماء واختزلت مكونة غازي الأكسجين والهيدروجين. يُلاحظ من دراسة الأمثلة السابقة لتحليل محاليل المركبات الأيونية كهربائياً؛ أن الأيونات الموجبة وجزيئات الماء يُحتمل أن تُختزل عند المهبط، وأن الأيونات السالبة أو جزيئات الماء يُحتمل أن تتأكسد عند المصعد، وأن التفاعل الذي يحدث يعتمد بشكل عام على جهود الاختزال المعيارية لكل منهما، كما أن سلوك أيون معين هو نفسه خلال عملية التحليل الكهربائي دون النظر إلى مصدره، وأن هناك بعض الأيونات متعددة الذرات، مثل $(\text{NO}_3^-, \text{SO}_4^{2-})$ لا تتأثر عند تحليل محاليلها كهربائياً.

التطبيقات العملية للتحليل الكهربائي Application of Electrolysis

تعمل خلايا التحليل الكهربائي على تحويل الطاقة الكهربائية إلى طاقة كيميائية عن طريق استخدام تيار كهربائي يُجبر تفاعلي تأكسد واختزال غير تلقائيين على الحدوث. ولهذه الخلايا تطبيقات مهمة في الصناعة، مثل استخلاص الفلزات النشطة من مصاهير خاماتها، وتنقية الفلزات لاستخدامها في المجالات التي تحتاج إلى فلزات نقية بدرجة كبيرة، وستناقش أمثلة على كل منها.

استخلاص الألمنيوم Aluminum Extraction

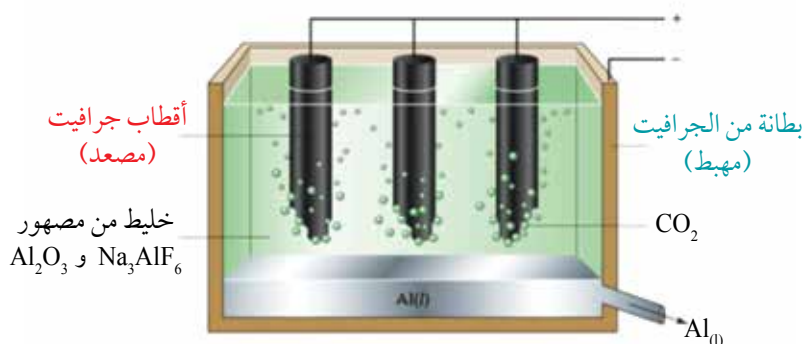
يُعد الألمنيوم من أكثر الفلزات انتشاراً في القشرة الأرضية، وهو من الفلزات النشطة، ويستخلص من خام البوكسيت $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ بطريقة هول-هيروليت، حيث يُعالج الخام لتخليصه من الشوائب، ثم يُسخن لتحويله إلى أكسيد الألمنيوم Al_2O_3 ، ويُذاب في مصهور الكريوليت Na_3AlF_6 ؛ فتتخفّف درجة انصهاره نحو 1000°C . وتُسمى خلية التحليل الكهربائي لمصهور Al_2O_3 خلية هول-هيروليت، وتتكوّن من الداخل من طبقة من الجرافيت تمثل المهبط، وسلسلة من أقطاب الجرافيت تُغمس في المصهور تمثل المصعد، أنظر الشكل (19)، وعند إجراء عملية التحليل

✓ أنحقّق:

أكتب تفاعلي المصعد والمهبط اللذين يحدثان عند تحليل محلول NiBr_2 كهربائياً باستخدام أقطاب من الجرافيت.

أفكر: أفسّر، مستعيناً بالمعادلات.

عند تحليل محلول CuSO_4 كهربائياً يتحوّل تدريجياً إلى محلول H_2SO_4 .



الشكل (19): تحليل مصهور Al_2O_3 كهربائياً.

الكهربائي يحدث اختزال لأيونات الألمنيوم عند المهبط، ويتكوّن الألمنيوم الذي يتجمّع أسفل الخلية، حيث يُسحب من مخرج خاص.



أمّا عند المصعد فتتأكسد أيونات الأكسجين O^{2-} مُكوّنة غاز الأكسجين، حسب المعادلة:

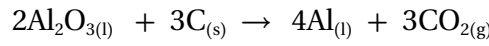


ويتفاعل الأكسجين الناتج مع أقطاب الجرافيت مُكوّنة ثاني أكسيد الكربون،



مما يؤدي إلى تاكلها، فيجري تغييرها بشكل دوري.

ويمكن تلخيص التفاعل الكلي الذي يحدث في الخلية، بالمعادلة الآتية:



ونظرًا إلى أنّ عملية استخلاص الألمنيوم تستهلك كميات هائلة من الطاقة؛ تُقام مصانع إنتاجه قريبًا من محطات 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 الفلزّات Purification of Metals

تحتاج بعض استخدامات الفلزّات إلى أن تكون نقيّة تمامًا. فمثلاً؛ يجب أن يكون النحاس المُستخدم في التمديدات الكهربائية نقيّاً؛ لذا تُستخدم عملية التحليل الكهربائي في تنقية الفلزّات مثل النحاس بعد عمليات استخلاصه من خاماته؛ إذ يحتوي على شوائب، مثل الخارصين، والحديد، والذهب، والفضّة، والبلاتين. ولتنقيته؛ يُشكّل النحاس غير النقي على شكل قوالب تمثل المصعد في خلية التحليل الكهربائي، ويوصل المهبط بشريحة رقيقة من النحاس النقي، ثم يُغمّران في محلول كبريتات النحاس CuSO_4 .

وعند تمرير تيار كهربائي في الخلية تحدث التفاعلات الآتية:



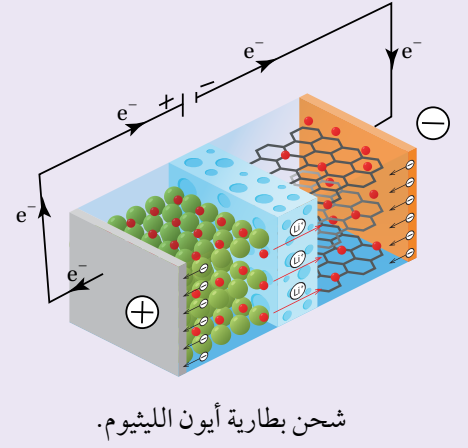
تتأكسد ذرات النحاس إلى أيونات Cu^{2+} وتنتقل لتختزل وترسب على المهبط، أنظر الشكل (20)، وتتأكسد ذرات الفلزّات (الشوائب) التي تمتلك جهد اختزال أقل من النحاس، مثل الخارصين والحديد مُكوّنة أيونات Zn^{2+} و Fe^{2+} على الترتيب، وتبقى هذه الأيونات ذائبة في المحلول، أمّا الذهب والفضّة والبلاتين فإنّ جهدها اختزالها أعلى من جهد الخلية المستخدم؛ لذلك لا تتأكسد ذراتها، وتتجمّع في قاع الخلية، وتكون درجة نقاوة النحاس الناتج نحو 99.9%



الشكل (20): تنقية النحاس بالتحليل الكهربائي.

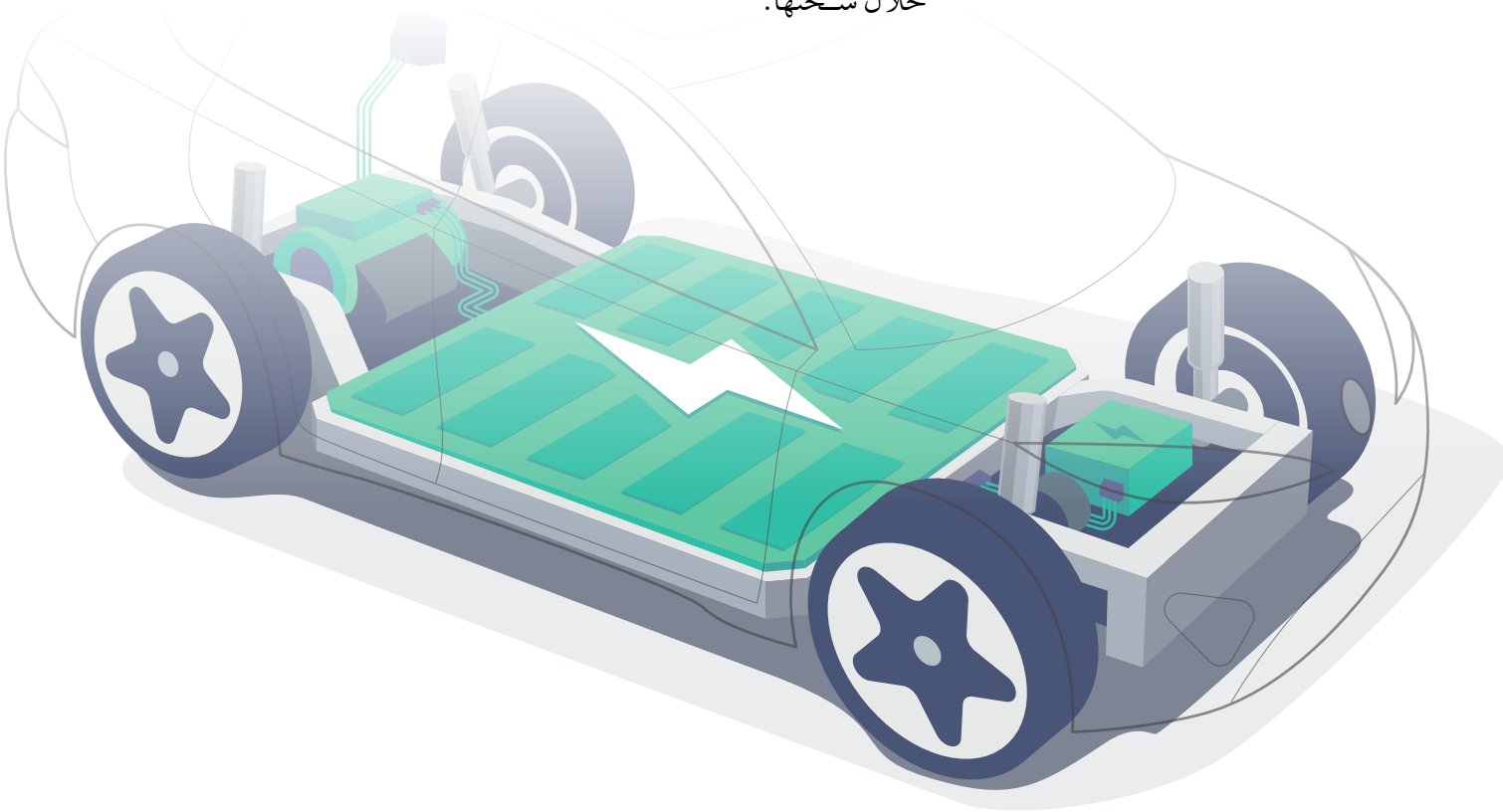
الربط مع الحياة شحن البطارية

تُجمَعُ البطاريات القابلة لإعادة الشحن بين كيمياء كلٍّ من الخلايا الجلفانيّة وخلايا التحليل الكهربائي. فعند استخدام الأجهزة المحتوية عليها، مثل الهاتف الخليوي أو السيارة الكهربائيّة، تُحوّل الطاقة الكيميائيّة إلى كهربائيّة؛ أي تعملُ كخلية جلفانيّة، أما عند شحن البطارية فإنها تعملُ كخلية تحليل كهربائي تُحوّل الطاقة الكهربائيّة التي تزوّد بها إلى كيميائيّة؛ حيث ينعكس اتجاه حركة الإلكترونات فيها، ويحدثُ التفاعل العكسيُّ للتفاعل المنتج للتيار الكهربائي في البطارية.



✓ أنحقّق:

- 1- أفسّر: لا تُخزّن أيونات Zn^{2+} و Fe^{2+} ، التي توجد ذراتها على شكل شوائب مع النحاس خلال عملية تنقيته بالتحليل الكهربائي.
- 2- أفسّر -مستعينًا بمعادلات كيميائية- استبدال أقطاب الجرافيت المُستخدمة في خلية هول - هيروليت بشكل دوري.
- 3- أكتب معادلة التفاعل الكلي الذي يحدث في بطارية الرصاص الحمضية خلال شحنها.

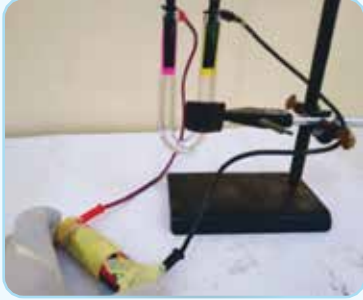


التجربة 3

التحليل الكهربائي لمحاليل بعض المركبات الأيونية

المواد والأدوات:

أنبوبان زجاجيان على شكل حرف U، أقطاب جرافيت عدد (4)، كاشف الفينولفثالين، أسلاك توصيل، بطارية (3 V) عدد (2)، حامل وماسك فلزي، 100 mL من محلول يوديد البوتاسيوم KI؛ بتركيز 0.5 M، 100 mL من محلول كبريتات النحاس CuSO_4 بتركيز 0.5 M.



إرشادات السلامة:

- اتبع إرشادات السلامة العامة في المختبر.
- ارتدي معطف المختبر والنظارات الواقية والقفازات.
- تعامل مع المواد الكيميائية بحذر.

خطوات العمل:

- 1- **أَجْرَبْ:** أثبت أنبوباً زجاجياً على شكل حرف U على الحامل الفلزي باستخدام الماسك، كما في الشكل.
- 2- أملأ الأنبوب الزجاجي بمحلول يوديد البوتاسيوم، بحيث يبقى ما يقارب 1 cm فارغاً من كل طرف، ثم أضيف إليه 3 نقاط من كاشف الفينولفثالين.
- 3- **أُطَبِّقْ:** أصِل قطبي الجرافيت بأسلاك توصيل، ثم أضعها في الأنبوب الزجاجي، بحيث يكون كل منهما في أحد طرفي الأنبوب، كما في الشكل.
- 4- **الاحظ:** أصِل أسلاك التوصيل بقطبي البطارية وأتركها لمدة 15 min، ولاحظ التغيرات التي تحدث في المحلول، ثم أفصل التيار الكهربائي، وأسجل ملاحظاتي في جدول البيانات.
- 5- **أَجْرَبْ:** أكرِّر الخطوات من 1-4 باستخدام محلول كبريتات النحاس، وأسجل ملاحظاتي في جدول البيانات.
- 6- **أنظّم البيانات:** أسجل بياناتي في الجدول الآتي:

المهبط		المصعد		التغير ومكان حدوثه
تصاعد غاز	تغير اللون	تصاعد غاز	تغير اللون	المحلول
				يوديد البوتاسيوم $\text{KI}_{(aq)}$

التحليل والاستنتاج:

- 1- **أصِفْ** التغيرات التي حدثت عند تحليل محلول كل من يوديد البوتاسيوم وكبريتات النحاس كهربائياً عند كل من المصعد والمهبط.
- 2- ما نواتج تحليل كل من محلول يوديد البوتاسيوم وكبريتات النحاس كهربائياً؟
- 4- أكتب معادلة كيميائية تمثل التفاعل الذي حدث عند المصعد لكل محلول.
- 5- أكتب معادلة كيميائية تمثل التفاعل الذي حدث عند المهبط لكل محلول.
- 6- **استنتج** نواتج التحليل الكهربائي لمحلول CuI_2 .

مراجعة الدرس

1- الفكرة الرئيسة:

أَوْضَحْ مبدأ عمل خلية التحليل الكهربائي.

2- أفسّر:

أ . لا يمكن تحضير غاز الفلور بالتحليل الكهربائي لمحلول NaF.

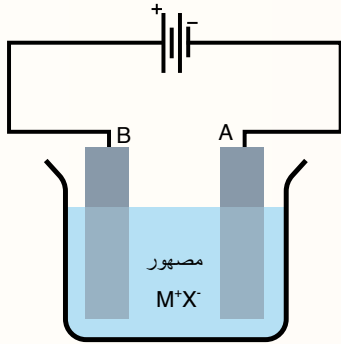
ب . تكون الكلفة الاقتصادية لإعادة تدوير الألمنيوم أقل من كلفة استخراجها من خام البوكسيت.

3- أُنَوِّعْ: بالرجوع إلى جدول جهود الاختزال المعيارية؛ أُنَوِّعْ نواتج التحليل الكهربائي لمحاليل الأملاح الآتية:

أ . يوديد المغنيسيوم MgI_2 .

ب . نترات الرصاص $Pb(NO_3)_2$.

ج . كبريتات الكوبلت $CoSO_4$.



4- أدرُس الشكل المجاور، حيث يمثلُ خلية تحليل كهربائي لمصهور المركب

الأيوني MX باستخدام أقطاب من الجرافيت أُعْطِيَت الرموز A و B ، ثم أُجِيبُ عن الأسئلة الآتية:

أ . أَحَدِّدُ المصعد والمهبط في الخلية.

ب . أَحَدِّدُ اتجاه حركة الإلكترونات عبر الأسلاك، واتجاه حركة الأيونات

الموجبة والسالبة داخل المحلول باستخدام الأسهم.

جـ . أَحَدِّدُ القطب الذي تحدثُ عنده عملية التأكسد.

د . أَحَدِّدُ القطب الذي تتكوّنُ عنده ذراتُ العنصر M.

5- عند تنقية قوالب من النيكل باستخدام عملية التحليل الكهربائي:

أ . ما القطب الذي يجب أن تمثله القوالب غير النقية؟

ب . ما المادة المُستخدَمة في القطب الآخر؟

جـ . اقترح محلولاً يمكن استخدامه في هذه الخلية.

إعادة تدوير البطاريات Recycling Batteries

تُستخدم البطاريات لتزويد أجهزة مختلفة بالطاقة؛ تشمل السيارات والهواتف وأجهزة الحاسوب وغيرها، وعندما تنفذ البطارية أو تلتف تُرمى (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 تسبب 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

تعد 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 المُستخدم عالمياً.

وتشمل عملية إعادة تدوير بطاريات الرصاص الحمضية المُستخدمة مراحل عدة، هي:



التجميع: يُقصد به تجميع بطاريات الرصاص المُستخدمة، وغالباً ما يكون ذلك لدى باعة البطاريات، حيث تجمعها الشركات التي تُعيد تدويرها. التفسير: تُفكك 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، يتبع ذلك سير كل مادة في رحلة تدوير خاصة بها؛ إذ تُغسل القطع البلاستيكية وتُجفف ثم تُرسل إلى وحدة تدوير البلاستيك، حيث تُصهر وتُشكّل آلياً على شكل كرات من مادة البولي بروبيلين، وتُستخدم مرة أخرى لإنتاج صناديق بطاريات الرصاص الحمضية، ويمكن استخدامها في صناعة منتجات أخرى. أما ألواح الرصاص وأكسيده ومركباته الأخرى فتُصهر معاً في أفران الصهر، ثم تُصب في قوالب وتُزال الشوائب المعروفة باسم الخبث من فوق سطح مصهور الرصاص، وتترك السبائك لتبرد وتتصلب، ثم تُرسل إلى الشركات المُصنعة للبطاريات، حيث تُستخدم في إنتاج ألواح جديدة من الرصاص وأكسيده.

أما حمض الكبريتيك، وهو المكوّن السائل في البطارية؛ فيجري التعامل معه بطريقتين، أولاًهما: مفاعلة الحمض مع مركب كيميائي قاعدي؛ فينتج الملح والماء، ثم يجري تجميع المياه الناتجة ومعالجتها ضمن مواصفات محددة والتخلص من الماء في شبكة الصرف الصحي، أما الطريقة الثانية؛ فيجري فيها تحويل الحمض إلى كبريتات الصوديوم Na_2SO_4 ، ثم استخدامه في صناعة منظّفات الغسيل والزجاج والمنسوجات.

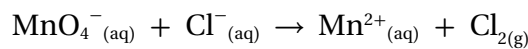
1. أفرق بين الخلية الجلفانية و خلية التحليل الكهربائي من حيث:

- أ - تحويلات الطاقة في كل منهما.
- ب - شحنة كل من المصعد والمهبط.
- ج- تلقائية تفاعل التأكسد والاختزال.
- د - إشارة جهد الخلية المعياري E°_{cell} .

2. أفسر:

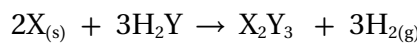
- أ - يخلط أكسيد الألمنيوم Al_2O_3 بالكربوليت خلال عملية استخلاص الألمنيوم بطريق هول - هيروليت.
- ب - تفقد بطارية السيارة صلاحيتها بعد بضع سنوات من استخدامها، رغم إمكانية إعادة شحنها نظرياً عدداً لا نهائياً من المرات.

3. تمثل المعادلة الكيميائية الآتية تفاعل تأكسد واختزال؛ أدرسه جيداً، ثم أجب عن الأسئلة التي تليه:



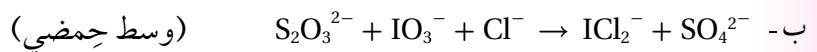
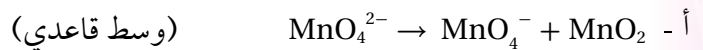
- أ - أكتب نصفي تفاعل التأكسد والاختزال.
- ب - أكتب معادلة التفاعل الكلي الموزونة. (في وسط حمضي).
- ج- هل يحدث هذا التفاعل تلقائياً؟ (أستعين بجدول جهود الاختزال المعيارية).

4. أدرس معادلة التفاعل الكيميائي، التي تتضمن رموزاً افتراضية للفلز X واللافلز Y وعنصر الهيدروجين، ثم أجب عن الأسئلة التي تليها:



- أ - أحدد التغير في عدد تأكسد X.
- ب - أحدد التغير في عدد تأكسد H.
- ج- أحدد العامل المؤكسد.

5. أوازن معادلات التأكسد والاختزال الآتية بطريقة نصف التفاعل، وأحدد العامل المؤكسد والعامل المختزل:



6. خلية جلفانية مكونة من نصف خلية الرصاص $\text{Pb}^{2+}|\text{Pb}$ ونصف خلية الكروم $\text{Cr}^{3+}|\text{Cr}$. إذا علمت أن تركيز أيونات Cr^{3+} يزداد عند تشغيل الخلية؛ أجب عما يأتي:

- أ - أحدد المصعد والمهبط في الخلية الجلفانية.
- ب - أوقع التغير على كتلة قطب الرصاص مع استمرار تشغيل الخلية.
- ج- أكتب معادلة موزونة تمثل التفاعل الكلي الذي يحدث في الخلية.
- د - أستخدم بجدول جهود الاختزال المعيارية في حساب جهد الخلية المعياري (E°_{cell}).

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 القيم المطلقة لجهود الاختزال المعيارية E° للعناصر (A, B, C, D, M). إذا عَلِمْتُ أَنَّ ترتيبَ العناصر حَسَبَ قُوَّتِهَا بوصفها عوامل مختزلة، هو: $D > B > M > A > C$ ، وأنه عند وصل القطب M بقطب الهيدروجين المعياري تتحرّك الإلكترونات من M إلى قطب الهيدروجين؛ أُجيب -مُسْتَعِينًا بالمعلومات السابقة- عن الأسئلة الآتية:

أ - اكتب إشارة قيم جهود الاختزال المعيارية E° للعناصر A, B, C, D, M.

ب - أَسْتَسْتَعِج: ما العنصر الذي يمكن استخدامه وعاء مصنوع منه لحفظ محلول يحتوي على أيونات A^+ ؟

ج - أَسْتَسْتَعِج: 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، ثم أُجيب

عن الأسئلة التي تليها:

أ - اُحْدُدْ أقوى عامل مؤكسد.

ب - ارْتَبِ العوالم المُخْتَزَلَةَ تصاعديًا حَسَبَ قُوَّتِهَا.

ج - أَسْتَسْتَعِج: هل تؤكسد أيونات الكاديوم Cd^{2+} أيونات البروم Br^- ؟

د - أَقَارِنْ: ما العنصران اللذان يكونان خلية جلفانية لها أعلى جهد خلية معياري؟

9. خلية تحليل كهربائي تحتوي على محلول بروميد الليثيوم LiBr. بالرجوع إلى جدول جهود الاختزال المعيارية؛ أُجيب عن الأسئلة الآتية:

أ - اكتب معادلة التفاعل الذي يحدث عند المصعد.

ب - أَسْتَسْتَعِج: ما ناتج التحليل الكهربائي عند المهبط؟

ج - أَحْسِب: ما مقدار جهد البطارية اللازم لإحداث عملية التحليل الكهربائي؟

10. عند استخدام آلة تصوير ذات بطارية قابلة لإعادة الشحن؛ أُجيب عن الأسئلة الآتية:

أ. أَقَارِنْ تحولات الطاقة خلال عمليتي الاستخدام والشحن.

ب. أَفْسِّر: تعمل هذه البطارية كخلية جلفانية وخلية تحليل كهربائي.

11. أدرس المعلومات الآتية المتعلقة بالفليزات ذات الرموز الافتراضية الآتية: A, Y, X, B, Z, C، ثم أُجيب عن الأسئلة التي تليها:

أ - الفليز A يختزل أيونات X^{2+} ولا يختزل أيونات Y^{2+} .

ب - عند مفاعلة الفليزين X, B مع محلول حمض الهيدروكلوريك المخفف؛ يتفاعل X وينطلق غاز الهيدروجين، أمّا B فلا يتفاعل.

ج - عند تكوين خلية جلفانية من الفليزين C و Y، تتحرّك الأيونات السالبة من القنطرة الملحية باتجاه نصف خلية C.

مراجعة الوحدة

- د - يمكن استخلاص الفلز Z من محاليل أملاحه باستخدام الفلز B.
- 1) أستنح اتجاه حركة الإلكترونات في الخلية المكوّنة من القطبين X , C.
 - 2) أستنح القطب الذي تزداد كتلته في الخلية المكوّنة من القطبين A , B.
 - 3) أقرن: ما القطبان اللذين يُشكّلان خلية جلفانية لها أعلى جهد خلية معياري؟
 - 4) أُنَبِّأ: هل يمكن تحضير الفلز Z بالتحليل الكهربائي لمحلول ZNO_3 ؟ أفسر إجابتي.
 - 5) أستنح: هل يتفاعل الفلز A مع محلول حمض الهيدروكلوريك وينطلق غاز الهيدروجين؟ أفسر إجابتي.
 - 6) أُنَبِّأ: هل يمكن تحريك محلول نترات الفلز $Y(NO_3)_2$ بملعقة من الفلز B؟

12. استُخدمت أنصاف الخلايا المعيارية للفلزات ذات الرموز الافتراضية الآتية:

المصعد	E°_{cell} 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

- L , M , D , R , T، مع نصف خلية الفلز E المعيارية لتكوين خلايا جلفانية، وكانت النتائج كما في الجدول الآتي. أدّرسه جيّدًا، ثمّ أجب عن الأسئلة الآتية:
- أ - أرّتب الفلزّات متضمّنة الفلزّ E حسب قوّتها كعوامل مختزلة.
 - ب - أحسب جهد الخلية المعيارية E°_{cell} للخلية المكوّنة من الفلزيّن T, R.
 - ج- أقرن. ما الفلزان اللذان يُشكّلان خلية جلفانية لها أعلى جهد خلية معياري؟
 - د - أستنح. هل يمكن حفظ محلول أحد أملاح الفلزّ D في وعاء من الفلزّ R؟ أفسر إجابتي.

13. أختار الإجابة الصحيحة لكلّ فقرة من الفقرات الآتية:

1. المادّة التي اختزلت 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 المركّب $NaBH_4$ يساوي:

- أ . +3 ب . +5 ج . -5 د . -3

3. إحدى العبارات الآتية صحيحة:

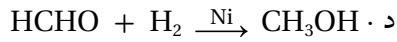
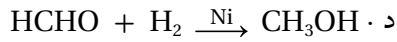
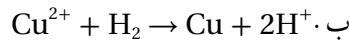
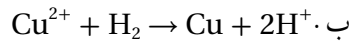
- أ . العامل المختزل يكتسب إلكترونات في التفاعل الكيميائي.
- ب . العامل المؤكسد يفقد إلكترونات في التفاعل الكيميائي.
- ج . تحتوي تفاعلات التأكسد والاختزال جميعها على عامل مؤكسد وعامل مختزل.
- د . يحتوي تفاعل التأكسد والاختزال على عامل مؤكسد أو عامل مختزل.

4. العبارة الصحيحة في معادلة التفاعل الموزونة الآتية: $IO_3^- (aq) + 5I^- (aq) + 6H^+ (aq) \rightarrow 3I_2 (aq) + 3H_2O (l)$ هي:

- أ . عدد تأكسد اليود في IO_3^- يساوي +7.
- ب . العامل المؤكسد في التفاعل هو I^- .
- ج . يُعدّ التفاعل تأكسدًا واختزالًا ذاتيًا.
- د . تأكسدت ذرّات اليود (أو أيوناته) واختزلت في التفاعل.

مراجعة الوحدة

5 . التفاعل الذي يسلك فيه الهيدروجين كعامل مؤكسد هو:



6 . مقدار التغير في عدد تأكسد ذرة الكربون (C)، عند تحول الأيون $C_2O_4^{2-}$ إلى جزيء CO_2 هي:

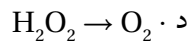
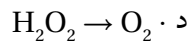
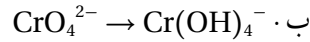
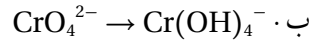
أ . 0

ب . 1

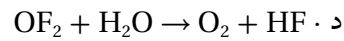
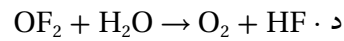
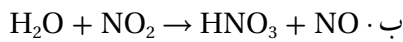
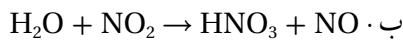
ج . 2

د . 4

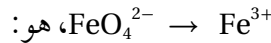
7 . أحد التغيرات الآتية يحتاج إلى عامل مؤكسد:



8 . أحد التفاعلات غير الموزونة الآتية يمثل تفاعل تأكسد واختزال ذاتي:



9 . عدد مولات الإلكترونات اللازمة لموازنة نصف التفاعل الآتي في وسط حمضي:

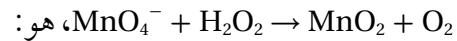


ب . 4

ج . 3

د . 1

10 . عدد مولات أيونات الهيدروكسيد OH^- اللازم إضافتها إلى طرفي المعادلة لموازنة التفاعل الآتي في وسط قاعدي:



11 . إذا كان التفاعل الآتي يحدث في إحدى الخلايا الجلفانية $A + B^{2+} \rightarrow A^{2+} + B$ ؛ فإن:

أ . القطب السالب هو B.

ب . كتلة القطب A تزداد.

ج . تركيز أيونات A^{2+} يزداد.

د . الإلكترونات تتحرك من القطب B إلى القطب A.

عُقد الخلية	القطب الذي يُشكّله الفلز X	$E^\circ_{\text{cell}} V$
M-X	مهبط	0.78
X-N	مصعد	0.15
X-L	مصعد	0.74

• يتضمن الجدول المجاور ثلاث خلايا جلفانية، يُشكّل

الفلز X أحد أقطابها مع أحد الفلزّات ذات الرّموز

الافتراضية M، N، L ومعلومات عنها. أدّرسه جيّدًا، ثمّ

أجب عن الأسئلة 12 و 13 و 14.

12 . أرّتب الفلزّات X، L، N، M حسب قوّتها كعوامل مختزلة:

أ . $X > L > N > M$

ب . $M > X > N > L$

ج . $M > N > L > X$

د . $L > N > X > M$

13. جهد الخلية M-N المعياري E_{cell}° بالفولت يساوي:

- أ . 0.63 ب . 0.93 ج . 0.04 د . 0.59

14. الفلز الذي يمكن حفظه محلول أحد أملاحه في وعاء مصنوع من أيٍّ من الفلزّات الثلاثة المتبقية هو:

- أ . X ب . L ج . N د . M

15. الفلز الذي يوفّر لجسر حديدي أفضل حماية مهبطية من التآكل:

- أ . Au ب . Sn ج . Mg د . Cu

نصف تفاعل الاختزال	$E^{\circ} \text{ V}$
$\text{Ag}^+ + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ag}$	0.80
$\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cu}$	0.34
$\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Zn}$	-0.76
$2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$	-0.83
$\text{Br}_2 + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{Br}^-$	1.07

• أدرس الجدول المجاور، حيث يتضمن بعض أنصاف تفاعلات الاختزال المعيارية وجهودها، وأستخدمة للإجابة عن الأسئلة 16 و 17.

16. عند التحليل الكهربائي لمحلول بروميد الخارصين، فإن الناتج عند المهبط هو:

- أ . Zn ب . H_2

- ج . Br_2 د . OH^-

17. عند التحليل الكهربائي لمحلول يحتوي على الأيونات Ag^+ ، Zn^{2+} ، Cu^{2+} ؛ فإن ذراتها تبدأ بالترسب عند المهبط حسب الترتيب الآتي:

- أ . Zn, Ag, Cu ب . Cu, Ag, Zn ج . Ag, Cu, Zn د . Ag, Zn, Cu

18. عندما يعاد شحن بطارية قابلة لإعادة الشحن تعمل الخلية بوصفها خلية:

- أ . حمضية ب . قلوية ج . جلفانية د . تحليل كهربائي

19. العبارات الآتية جميعها صحيحة بالنسبة إلى الخلية الجلفانية $\text{Ba}|\text{Ba}^{2+}||\text{Ni}^{2+}|\text{Ni}$ عدا:

- أ . Ni^{2+} أقوى عامل مؤكسد ب - Ba أقوى عامل مختزل
ج . تزداد كتلة القطب Ni د . $\text{Ba}|\text{Ba}^{2+}$ تمثل نصف خلية الاختزال

20. العبارة غير الصحيحة من العبارات الآتية التي تصف ما يحدث في بطارية أيون الليثيوم خلال عملية شحن البطارية هي:

- أ . تتأكسد أيونات الكوبلت Co^{3+} إلى Co^{4+} . ب . يمثل أكسيد الكوبلت CoO_2 قطب المهبط في أثناء الشحن.
ج . تختزل أيونات الليثيوم Li^+ . د . تتحرك أيونات الليثيوم Li^+ باتجاه نصف خلية الجرافيت.

مسرّد المصطلحات

- الاختزال **reduction**: كسبُ الإلكترونات أو نقصانُ عدد التأكسد.
- الأملاح **Salts**: مركّباتٌ أيونيّة تنتج من تفاعل محلول حمض مع محلول قاعدة.
- الأيون المشترك **Common Ion**: أيونٌ يدخل في تركيب مادّتين مختلفتين (حمض ضعيف وملحه، أو قاعدة ضعيفة وملحها).
- أيون الهيدرونيوم **Hydronium Ion**: أيونٌ ينتج من ارتباط أيون الهيدروجين بجزيء الماء برابطة تناسقيّة.
- التأكسد **Oxidation**: فقدُ الإلكترونات أو زيادة عدد التأكسد.
- التأكسد والاختزال الذاتي **Autoxidation–Reduction Reaction**: سلوكُ المادّة كعامل مؤكسد وعامل مختزل في التفاعل نفسه.
- تآكل الفلزّات **Corrosion of Metals**: تفاعلها مع الهواء الجوي والموادّ في البيئة المحيطة؛ فتفقدُ العديد من خصائصها، وتتحولُ إلى موادّ جديدة أكثر ثباتًا كيميائيًا، مثل أكاسيد الفلزّات، وهيدروكسيدات، وكبريتيدات، وكربوناتها.
- التأين الذاتي للماء **Autoionization of Water**: بعض جزيئات الماء تسلكُ كحمض، وبعضها الآخر يسلكُ كقاعدة في الماء النقي نفسه.
- التحليل الكهربائي **Electrolysis**: عمليّة تمرير تيار كهربائي في مصهور أو محلول مادّة كهربيّة؛ فيُسبّب حدوث تفاعل تأكسد واختزال غير تلقائي.
- تفاعل التأكسد والاختزال **Redox Reaction**: تفاعلٌ كيميائي يحدث فيه عمليّتا التأكسد والاختزال معًا.
- تلقائيّة التفاعل **Spontaneity of Reaction**: حدوثُ التفاعل، وتكون النواتج دون الحاجة إلى طاقة كهربائيّة لإحداثه.
- التميّه **Hydrolysis**: تفاعلُ أيونات الملح مع الماء، وإنتاج أيونات H_3O^+ أو OH^- .
- ثابت تأين الحمض **(Ka) Acid Dissociation Constant**: ثابتُ الاتزان لتأين الحمض الضعيف.
- ثابت تأين القاعدة **(Kb) Base Dissociation Constant**: ثابتُ الاتزان لتأين القاعدة الضعيف.
- ثابت تأين الماء **(Kw) Dissociation Constant for Water**: ثابتُ الاتزان لتأين الماء.
- جهد الاختزال المعياري **Standard Reduction potential**: مقياسٌ لميل نصف تفاعل الاختزال للحدوث في الظروف المعياريّة.
- جهد الخلية المعياري **Standard cell potential**: مقياسٌ لقدرة الخلية على إنتاج تيار كهربائي، وهو القوّة الدافعة الكهربائيّة المتولّدة بين قطبي الخلية بسبب فرق الجهد بينهما في الظروف المعياريّة، ويُقاس بالفولت.
- الحماية المهبطيّة **Cathodic Protection**: من طرائق حماية الحديد من التآكل، تُشكّل فيها خلية جلفانيّة يكون المهبط فيها هو الحديد، والمصعد هو أحد الفلزّات النشطة مثل الخارصين، أمّا التربة الرطبة أو مياه البحر فتمثّل المحلول الإلكتروليتي.

- حمض أرهينيوس **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**: مادة يمكنها منح بروتون واحد في أثناء التفاعل (مانح للبروتون).
- حمض لويس **Lewis Acid**: مادة يمكنها استقبال زوج إلكترونات أو أكثر في التفاعل.
- خلايا التحليل الكهربائي **Electrolysis Cells**: خلية كهروكيميائية يحدث فيها تفاعل تأكسد واختزال غير تلقائي بفعل الطاقة الكهربائية.
- الخلايا الجلفانية **Galvanic Cells**: أجهزة أو أدوات تجري فيها تفاعلات تأكسد واختزال تلقائية منتجة للطاقة الكهربائية.
- الخلايا الكهروكيميائية **Electrochemical Cells**: أجهزة أو أدوات تحدث فيها تفاعلات تأكسد واختزال منتجة للطاقة الكهربائية أو مستهلكة لها.
- الرقم الهيدروجيني **Hydrogen Power (pH)**: اللوغاريتم السالب لتركيز أيون الهيدرونيوم H_3O^+ في المحلول للأساس 10.
- الرقم الهيدروكسيلي **Hydroxyl Power (pOH)**: اللوغاريتم السالب لتركيز أيونات الهيدروكسيد OH^- في المحلول للأساس 10.
- العامل المختزل **Reducing agent**: المادة التي تختزل مادة أخرى في التفاعل الكيميائي؛ إذ يفقد إلكترونات تكسبها المادة التي تختزلها وتحدث له عملية تأكسد.
- العامل المؤكسد **Oxidising agent**: المادة التي تؤكسد مادة أخرى في التفاعل الكيميائي؛ إذ يكتسب إلكترونات من المادة التي يؤكسدها وتحدث له عملية اختزال.
- عدد التأكسد **Oxidation Number**: الشحنة الفعلية لأيون الذرة في المركبات الأيونية، أما في المركبات الجزيئية؛ فيعرف أنه الشحنة التي تكتسبها الذرة المكونة للرابطة في ما لو انتقلت إلكترونات الرابطة كلياً إلى الذرة التي لها أعلى سالبة كهربائية.
- قاعدة أرهينيوس **Arrhenius Base**: مادة تتأين في الماء، وتنتج أيون الهيدروكسيد OH^- .
- القاعدة المرافقة **Conjugate Base**: المادة الناتجة من منح الحمض للبروتون.
- قاعدة برونستد - لوري **Bronsted-Lowry**: مادة يمكنها استقبال بروتون واحد في أثناء التفاعل (مستقبل للبروتون).
- قاعدة لويس **Lewis Base**: مادة يمكنها منح زوج إلكترونات في التفاعل.
- قطب الهيدروجين المعياري **Standard Hydrogen electrode**: قطب مرجعي يستخدم لقياس جهود الاختزال المعيارية لأقطاب الخلايا الجلفانية في الظروف المعيارية، وهي: ضغط الغاز 1atm، ودرجة حرارة $25^\circ C$ ، وتركيز أيونات H^+ يساوي 1M.
- القنطرة الملحية **Salt bridge**: أنبوب زجاجي على شكل حرف U، يحتوي على محلول مشبع لأحد الأملاح يصل بين نصفي

الخليّة ويحافظُ على تعادل شحناتها الكهربائيّة.

- **الكواشف Indicators:** مُحوّضُ عضويّة ضعيفة أو قواعدُ عضويّة ضعيفة يتغيّر لونها في الحالة المتأينة عن الحالة غير المتأينة في مدى معيّن من الرّقم الهيدروجيني.
- **الكيمياء الكهربائيّة Electrochemistry:** أحدُ فروع الكيمياء، حيث يهتمُ بدراسة التحوّلات بين الطاقة الكيميائيّة والكهربائيّة الناتجة عن تفاعلات التأكسد والاختزال والتطبيقات العمليّة المرتبطة بها.
- **مادّة أمفوتيريّة أو متردّدة Amphoteric Substance:** مادّةٌ تسلكُ كحمض في تفاعل وتسلكُ كقاعدة في تفاعلات أخرى.
- **المحاليل المنظّمة Buffered Solutions:** محاليلُ تقاومُ التغيّر في الرّقم الهيدروجيني pH عند إضافة كمّيّة قليلة من حمض قوي أو قاعدة قويّة إليها.
- **المعايرة Titration:** الإضافةُ التدريجيّة لمحلول قاعدة معلومة التركيز إلى محلول حمض مجهول التركيز، أو محلول حمض معلوم التركيز إلى محلول قاعدة مجهول التركيز.
- **نصف الخليّة Half cell:** جزءٌ من الخليّة الجلفانيّة يحدثُ فيها نصفُ تفاعل تأكسد أو نصفُ تفاعل اختزال.
- **نقطة التعادل Neutralization point:** نقطةٌ تتعادلُ عندها تمامًا أيونات الهيدرونيوم وأيونات الهيدروكسيد كافّة خلال عمليّة المعايرة، وتكون pH للمحلول تساوي 7.
- **نقطة التكافؤ Equivalence Point:** نقطةٌ معيّنة يصبح عندها عددُ مولات أيونات الهيدروكسيد OH^- مكافئًا لعدد مولات أيونات الهيدرونيوم H_3O^+ في المحلول.
- **نقطة النهاية End Point:** النقطة التي تُضافُ من المحلول القياسي إلى المحلول مجهول التركيز، ويتغيّر عندها لونُ الكاشف، وتحدّد انتهاء عمليّة 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**، ج1، ترجمة سليمان سعسع ومأمون الحلبي، نيويورك، جون ويلي للنشر، 1992 م.
- خليل حسام، **موسوعة الكيمياء الشاملة**، دار أسامة للنشر، ج2، 2009 م.
- صالح محمد، صابر محمد، عثمان عثمان، **أسس ومبادئ الكيمياء**، ج2، الدار العربية للنشر، 2000 م.
- محمد إسماعيل الدرمللي، **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, Lemay, Bursten, **Chemistry**, 9th Ed, Pearson Education, Inc 2003.
- Ebbing, Gammon, **General Chemistry**, 11th Ed, Houghton Mifflin Company, 2011.
- Lawrie Ryan, **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 Zumdahl, **Chemistry**, 7th Ed, Boston, New York, 2007
- Sunley, Chris and Goodman, Sam, Collins International Cambridge IGCSE **Chemistry**, Collins, 2014.
- Wilbraham, Staley, Mtt, Waterman, 2nd Ed, Pearson Education **Chemistry**, Inc 2012
- Winter, Mark J, **Chemical Bonding**, Oxford 2017 .

