

12

الكيمياء

الصف الثاني عشر - المسار الأكاديمي

الفصل الدراسي الأول

كتاب الطالب



الكيمياء

الصف الثاني عشر - المسار الأكاديمي

الفصل الدراسي الأول

كتاب الطالب

12

فريق التأليف

د. 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

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

قرّرت وزارة التربية والتعليم تدريس هذا الكتاب في مدارس المملكة الأردنية الهاشمية جميعها، بناءً على قرار المجلس الأعلى للمركز الوطني لتطوير المناهج في جلسته رقم (2025/2)، تاريخ 2025/2/25 م، وقرار مجلس التربية والتعليم رقم (2025/42)، تاريخ 2025/4/30 م، بدءاً من العام الدراسي 2025 / 2026 م.

© HarperCollins Publishers Limited 2025.

- 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 - 792 - 8

المملكة الأردنية الهاشمية
رقم الإيداع لدى دائرة المكتبة الوطنية
(2025/1/376)

بيانات الفهرسة الأولية للكتاب:

عنوان الكتاب	الكيمياء، كتاب الطالب: الصف الثاني عشر، المسار لأكاديمي، الفصل الدراسي الأول
إعداد / هيئة	الأردن. المركز الوطني لتطوير المناهج
بيانات النشر	عمان: المركز الوطني لتطوير المناهج، 2025
رقم التصنيف	373,19
الوصفات	/ الكيمياء // أساليب التدريس // المناهج // التعليم الثانوي /
الطبعة	الطبعة الأولى
يتحمل المؤلف كامل المسؤولية القانونية عن محتوى مصنفه، ولا يعبر هذا المصنف عن رأي دائرة المكتبة الوطنية.	

المراجعة والتعديل

بلال فارس محمود جميلة محمود عطية د. فداء فايز العضيلة

التحكيم الأكاديمي

د. عماد محمد خير حمادة

التصميم والإخراج

نايف محمد أمين مرashedة

التحرير اللغوي

سامر مازن الخطيب

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.

قائمة المحتويات

الموضوع	الصفحة
المقدمة	5
الوحدة الأولى: حالات المادة	7
التجربة الاستهلالية: العلاقة بين حجم الغاز ودرجة حرارته عند ثبات الضغط	9
الدرس الأول: الحالة الغازية	10
الدرس الثاني: الحالة السائلة	29
الدرس الثالث: الحالة الصلبة	39
الإثراء والتوسع: الحالة الرابعة للمادة	47
مراجعة الوحدة	48
الوحدة الثانية: المحاليل	51
التجربة الاستهلالية: خصائص المحاليل	53
الدرس الأول: تصنيف المحاليل	54
الدرس الثاني: خصائص المحاليل	66
الإثراء والتوسع: أغشية الأنابيب النانوية	77
مراجعة الوحدة	78

81..... الوَحْدَةُ الثالثة: الاتزانُ الكيميائيُّ

83..... التجربةُ الاستهلاكيَّة: تساميُّ اليود

84..... الدرسُ الأول: الاتزانُ الكيميائيُّ والعواملُ المؤثرة فيه

100..... الدرسُ الثاني: تعبيرات ثابت الاتزان والحسابات المتعلقة به

114..... الإثراء والتوسُّع: حماية الأسنان من التآكل

115..... مراجعةُ الوَحْدَةِ

121..... الوَحْدَةُ الرابعة: الحُمُوضُ والقواعدُ وتطبيقاتُها

123..... التجربةُ الاستهلاكيَّة: خصائصُ الحمض والقاعدة

124..... الدرسُ الأول: الحُمُوضُ والقواعد

137..... الدرسُ الثاني: الرِّفْمُ الهيدروجيني ومحاليل الحُمُوض والقواعد القويَّة

157..... الدرسُ الثالث: محاليل الحموض والقواعد الضعيفة

169..... الدرسُ الرابع: الأملاحُ والمحاليل المنظَّمة

187..... الإثراء والتوسُّع: المحلولُ المنظَّم في الدم

188..... مراجعةُ الوَحْدَةِ

192..... مسرّدُ المصطلحات

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 الطلبة والمعلمين والمعلمات.

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، ومُعزّز - في الوقت نفسه - بانتمائه الوطني. وتأسيساً على ذلك، فقد اعتُمِدَت دورة التعلّم الخماسية المنبثقة من النظرية البنائية التي تمنح الطلبة الدور الأكبر في العملية التعلّمية التعليمية، وتوفّر لهم فرصاً عديدة للاستقصاء، وحلّ المشكلات، والبحث، واستخدام التكنولوجيا وعمليات العلم؛ واشتمل الكتاب على صور ورسومات وجداول توضيحية تساعد الطلبة على فهم وربط المعلومات معاً، علماً بأن الطلبة ليسوا مطالبين بحفظ القيم في الجداول كافة. بالإضافة إلى 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 أربع وحدات دراسية، هي: حالات المادة، المحاليل، الاتزان، والحموض والقواعد. ألحق بكتاب الكيمياء كتابٌ للأنشطة والتجارب العملية، يحتوي على جميع التجارب والأنشطة الواردة في كتاب الطالب؛ للمساعدة 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. وتضمّن الكتاب أيضاً أسئلة تفكير متنوعة؛ بُغْيَة تعزيز فهم الطلبة لموضوعات المادة، وتنمية التفكير الناقد لديهم.

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 والمعلّلات.

والله ولي التوفيق

المركز الوطني لتطوير المناهج

حالات المادة

States of Matter

الوحدة

1

أتأملُ الصورة

يرافق البراكينَ مقذوفاتٌ بركانيةٌ في حالات المادة الثلاث؛ صلبةٌ تترسَّبُ قريباً من فوهة البركان، وسائلةٌ تجري لمسافات بعيدة ثم تبردُ وتتصلَّبُ، وغازيةٌ تنتشرُ وتختلطُ معَ الهواءِ الجوي. ما الخصائصُ الفيزيائيةُ المميزة للمادة في كلِّ حالة؟ وكيف تُفسَّرُ؟

الفكرة العامة:

توجد المادّة في حالات فيزيائيّة ثلاث؛ صلبة وسائلة وغازيّة، لكلّ حالة منها خصائص فيزيائيّة مميّزة لها.

الدرس الأول: الحالة الغازيّة

الفكرة الرئيسيّة: تفسّر نظريّة الحركة الجزيئيّة خصائص الغازات، وتستخدم قوانين الغازات في وصف العلاقة بين العوامل التي تؤثر في سلوك الغاز.

الدرس الثاني: الحالة السائلة

الفكرة الرئيسيّة: تمتاز السوائل بخصائص محدّدة تعتمد على قوى التجاذب بين جزيئاتها.

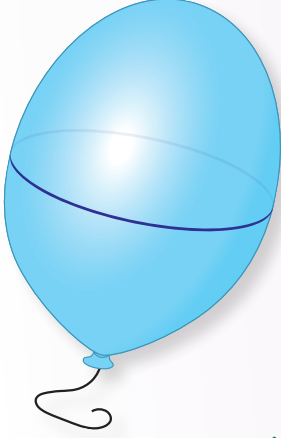
الدرس الثالث: الحالة الصلبة

الفكرة الرئيسيّة: تُقسّم الموادّ الصلبة إلى نوعين رئيسيين؛ موادّ صلبة بلوريّة وموادّ صلبة غير بلوريّة، وتُصنّف الموادّ الصلبة البلوريّة إلى أربعة أنواع بحسب خصائصها الفيزيائيّة.



تجربة استعلاية

العلاقة بين حجم الغاز ودرجة حرارته عند ثبات الضغط



التحليل والاستنتاج:

- 1- أصف التغير في حجم البالون الذي وُضع في الحمّام الثلجيّ.
- 2- أصف التغير في حجم البالون الذي وُضع في الحمّام المائيّ الساخن.
- 3- **أستنتج** العلاقة بين درجة حرارة الهواء داخل البالون وحجمه عند ثبوت الضغط.

المواد والأدوات: بالون عدد (2)، قلم تخطيط، متر مصنوع من القماش أو الورق، حمّام ثلجيّ، حمّام مائيّ ساخن.

إرشادات السلامة:

- اتّبع إرشادات السلامة العامّة في المختبر.
- ارتدي معطف المختبر والنظارات الواقية والقفازات.

خطوات العمل:

- 1 أحضر بالونين وأنفخهما وأربط فوهة كل منهما جيّداً، ثمّ أرسّم باستخدام القلم دائرة على كلّ منهما، كما في الشكل.
- 2 **أقيس** محيط الدائرة المرسومة على كلّ منهما باستخدام المتر، وأسجّله.
- 3 أضع أحد البالونين في حمّام ثلجيّ والآخر في حمّام مائيّ ساخن مدّة 10 min.
- 4 أخرج البالونين وأقيس محيط الدائرة المرسومة على كلّ منهما مباشرةً، وأسجل ملاحظاتي.



الخصائص الفيزيائية للغازات

Physical Properties of Gases

تمتلك المادة في الحالة الغازية خصائص فيزيائية معينة؛ فمثلاً؛ يتمدد الغاز تلقائياً وينتشر ليملأ الوعاء الذي يوضع فيه؛ لذلك فإن حجمه يساوي حجم الوعاء. كما أن الغازات قابلة للانضغاط **Compressible**، فعند زيادة الضغط المؤثر فيها يقل حجمها. هذه الخصائص المميزة للغازات سببها أن جسيمات الغاز متباعدة جداً وقوى التجاذب بينها شبه معدومة؛ لذلك تتشابه الغازات في سلوكها الفيزيائي رغم أنها تتكون من جسيمات مختلفة. وقد درس عدد من العلماء الخصائص الفيزيائية للغازات وتوصلوا بالتجريب إلى مجموعة من القوانين سُميت قوانين الغازات؛ إذ وضحت العلاقة بين متغيرات عدة تصف سلوك الغاز المحصور، مثل العلاقة بين ضغط الغاز P وحجمه V ودرجة حرارته المطلقة T وعدد مولاته n ، كما استطاع العلماء تفسير خصائص الغازات وسلوكها الفيزيائي عن طريق نظرية الحركة الجزيئية.

نظرية الحركة الجزيئية The Kinetic Molecular Theory

طَوَّر العلماء نظرية سُميت **نظرية الحركة الجزيئية** **The Kinetic Molecular Theory**، حيث تصف سلوك الجسيمات المكونة للمادة، وتفترض هذه النظرية أن جسيمات المادة في حركة دائمة ومستمرة.

فسرت هذه النظرية سلوك المواد الصلبة والسائلة والغازية اعتماداً على الطاقة الحركية للجسيمات وقوى التجاذب بينها.

لفهم سلوك الغازات وخصائصها الفيزيائية افترضت هذه النظرية وجود غاز سُمي **الغاز المثالي** **Ideal Gas**، وهو غاز افتراضي حجم جسيماته يساوي صفراً وقوى التجاذب بينها معدومة، وتنطبق عليه بنود نظرية الحركة الجزيئية وقوانين الغاز.

الفكرة الرئيسة:

تفسر نظرية الحركة الجزيئية خصائص الغازات، وتستخدم قوانين الغازات في وصف العلاقة بين العوامل التي تؤثر في سلوك الغاز.

نتائج التعلم:

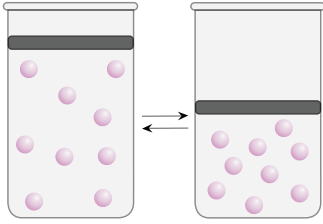
- أفسر الخصائص الفيزيائية للغازات اعتماداً على نظرية الحركة الجزيئية.
- أتوصل إلى قوانين الغازات وقانون الغاز المثالي؛ لفهم سلوك الغازات وتطبيقاتها العملية.
- أجري حسابات مستخدماً قوانين الغازات المختلفة وقانون الغاز المثالي.

المفاهيم والمصطلحات:

القابلية للانضغاط	Compressibility
نظرية الحركة الجزيئية	Kinetic Molecular Theory
الغاز المثالي	Ideal Gas
تصادمات مرنة	Elastic Collisions
قانون بويل	Boyle's Law
قانون شارل	Charles's Law
قانون جاي-لوساك	Gay-Lussac's Law
القانون الجامع للغازات	Combined Gas Law
قانون أفوجادرو	Avogadro's Law
الحجم المولي	Molar Volume
قانون الغاز المثالي	Ideal Gas Law
قانون دالتون للضغوط الجزئية	Dalton's Law Of Partial Pressures
الانتشار	Diffusion
التدفق	Effusion
قانون جراهام	Graham's Law

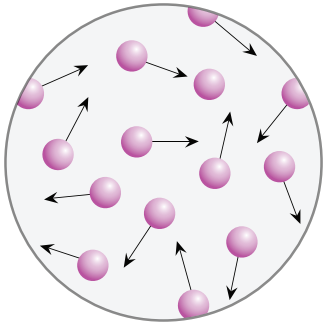
بنود نظرية الحركة الجزيئية:

■ تتكوّن الغازات من جسيمات (جزيئات أو ذرات) متناهية في الصغر (مهملة الحجم) ومتباعدة جدًا؛ أي أنّ بينها فراغات كبيرة؛ ممّا يعني أنّ معظم الحجم الذي يشغله الغاز فراغ. وهو ما يفسّر الكثافة المنخفضة للغازات مقارنةً بالسوائل والموادّ الصلبة، كما يفسّر قابليّة الغازات للانضغاط بسهولة، كما في الشكل (1).



الشكل (1): قابليّة الغازات للانضغاط.

■ تتحرّك جسيمات الغاز حركةً مستمرةً وعشوائيةً وسريعة في جميع الاتجاهات وبخطوط مستقيمة. وهذا ما يكسبها طاقةً حركيّة تتغلّب على قوى التجاذب بينها، وهو ما يفسّر انتشار الغازات وتدفّقها. كما في الشكل (2).



الشكل (2): الحركة العشوائية لجسيمات الغاز.

■ تتصادم جسيمات الغاز في ما بينها، كما تتصادم مع جدار الإناء الموجودة فيه **تصادمًا مرِنًا Elastic Collision**؛ ويكون التصادم مرِنًا عندما يبقى مجموع الطاقة الحركية للجسيمات ثابت، فالطاقة التي يفقدها أحد الجسيمات يكسبها جسيم آخر عند درجة الحرارة نفسها. كما في الشكل (3) حيث يلاحظ أنّ مجموع الطاقة الحركية يبقى محفوظًا في التصادمات المختلفة.

■ قوى التجاذب بين جسيمات الغاز المثالي معدومة؛ لذلك لا يمكن إسالتها مهما زاد الضغط المؤثّر فيه أو انخفضت درجة حرارته.

■ يعتمد متوسطُ الطاقة الحركيّة Kinetic Energy لجسيمات الغاز على سرعتها التي تزداد بزيادة درجة الحرارة وتقلّ بنقصانها.

الشكل (3): التصادمات المرنة لجسيمات الغاز، ويشير السهم إلى مقدار الطاقة واتجاه الحركة لكل منها.

	قبل التصادم	التصادم	بعد التصادم
a.			
b.			
c.			

الغازات الحقيقية Real Gases

المسافات بين جسيمات الغاز الحقيقي في الظروف العادية كبيرة جدًا وقوى التجاذب بينها شبه معدومة، فيكون سلوكها مشابهًا لسلوك الغاز المثالي. وعند زيادة الضغط المؤثر في الغاز الحقيقي؛ فإن المسافات بين جسيماته تقل وتنشأ بينها قوى تجاذب؛ مما يقلل حركتها العشوائية وسرعتها، فتنحرف عن سلوك الغاز المثالي، وكلما زادت قوى التجاذب بين جسيمات الغازات زاد انحرافها عن سلوك الغاز المثالي، وذلك عند الظروف نفسها من الضغط ودرجة الحرارة؛ لذا؛ تختلف الغازات الحقيقية في سلوكها عن الغاز المثالي، ويزداد اختلافها بزيادة الضغط المؤثر فيها وخفض درجة حرارتها.

فمثلاً؛ يتكوّن غاز الهيليوم من ذرات صغيرة جدًا تتجاذب بقوى لندن الضعيفة؛ لذا يشبه في سلوكه الغاز المثالي، وعند زيادة الضغط وخفض درجة الحرارة على نحو كبير؛ فإن ذرات الغاز تتقارب وتقل طاقتها الحركية ويزداد التجاذب في ما بينها، فيتحوّل الغاز إلى الحالة السائلة.

يوضح الشكل (4) أثر قوى التجاذب بين جسيمات الغاز الحقيقي في حركة هذه الجسيمات مقارنةً بجسيمات الغاز المثالي عند لحظتين متتاليتين.

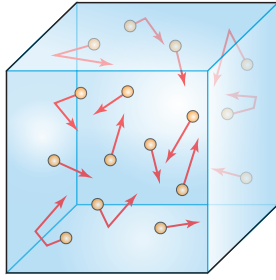
✓ **أتحقّق:** ما الظروف التي يكون سلوك الغاز الحقيقي عندها أقرب إلى سلوك الغاز المثالي؟

أفكر: أيّ الغازين Ne أم NH_3 تتوقع أن يكون أقرب في سلوكه إلى الغاز المثالي عند الظروف نفسها؟

غاز مثالي		غاز حقيقي	
في لحظة ما	في اللحظة التالية	في لحظة ما	في اللحظة التالية
تصادم مرّن		تصادم غير مرّن	
قوى التجاذب بين جسيمات الغاز المثالي معدومة.		قوى التجاذب بين جسيمات الغاز الحقيقي تقلل من سرعتها وتحرفها عن مسارها.	

الشكل (4): حركة جسيمات الغاز المثالي والحقيقي.

قوانين الغاز The Gas Laws



الشكل (5): ينشأ ضغط الغاز عن التصادمات المستمرة لجسيمات الغاز مع جدار الإناء.

عرفت أنّ جسيمات الغاز في حركة دائمة ومستمرة وعشوائية، ومن ثمّ فإنّها تتصادم مع بعضها بعضاً من ناحية وتصطدم بجدار الإناء المحصورة فيه من ناحية أخرى، كما في الشكل (5). يولّد التصادم المستمر بجدار الإناء الداخليّ قوّة تؤثر فيه تسمّى ضغط الغاز، وهي القوّة المؤثرة في وحدة المساحة. ويعتمد ضغط كميّة محدّدة من الغاز على عاملين، هما: حجم الغاز، ودرجة حرارته.

وحدات قياس الضغط ورموزها والعلاقات بينها:

ضغط جوي (atm)

مليمتر زئبق (mmHg) ، $1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg}$

كيلوباسكال (kPa) ، $1 \text{ atm} = 101.3 \text{ kPa}$

توضّح قوانين الغاز العلاقات الرياضيّة بين كلّ من؛ كميّة الغاز وحجمه ووضعه ودرجة حرارته.

المثال 1

قيس ضغط الغاز في أسطوانة غاز؛ فوجد يساوي 798 mmHg ، أحسب ضغط الغاز بوحدة atm وبوحدة kPa .

المعطيات: ضغط الغاز بوحدة mmHg : $P = 798 \text{ mmHg}$

المطلوب: حساب الضغط بوحدة ضغط جوي atm ، وبوحدة كيلو باسكال kPa .

الحل:

للتحويل من وحدة mmHg إلى وحدة atm ؛ أستخدم العلاقة:

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg}$$

$$P(\text{atm}) = 798 \text{ mmHg} \times \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} = 1.05 \text{ atm}$$

للتحويل من وحدة mmHg إلى وحدة kPa ؛ أستخدم العلاقة:

$$760 \text{ mmHg} = 101.3 \text{ kPa}$$

$$P(\text{kPa}) = 798 \text{ mmHg} \times \frac{101.3 \text{ kPa}}{760 \text{ mmHg}} = 106.4 \text{ kPa}$$

قانون بويل Boyle's Law

درس العالم بويل العلاقة بين ضغط الغاز المحصور وحجمه عند ثبات درجة حرارته، وتوصل إلى أن مضاعفة ضغط كمية محددة من الغاز المحصور يؤدي إلى نقصان حجمه إلى النصف، وأن إنقاص ضغطه إلى النصف يؤدي إلى زيادة حجمه إلى الضعف، كما يبين الشكل (6)، وينص قانون بويل Boyle's Law على أن: «حجم كمية محددة من الغاز المحصور يتناسب عكسياً مع الضغط الواقع عليه عند ثبات درجة حرارته».

يُعبر عن قانون بويل رياضياً على النحو الآتي:

$$V \propto \frac{1}{P}$$

عند ثبات درجة الحرارة، فإن:

$$V = \frac{k}{P}$$

$$P \times V = k$$

حيث k مقدار يسمى ثابت التناسب، ومنها:

$$P_1 \times V_1 = P_2 \times V_2$$

حيث V : حجم الغاز، ويمكن قياسه بوحدة اللتر (L) أو المليلتر (mL)،
 P : ضغط الغاز.

ويمكن تفسير قانون بويل باستخدام نظرية الحركة الجزيئية؛ إذ إن زيادة الضغط المؤثر في الغاز المحصور يؤدي إلى تقارب جسيماته فيقل حجمه، كما في الشكل (7)، ويزداد عدد تصادمات جسيمات الغاز مع جدار الإناء فيزداد ضغطه عند ثبات درجة حرارته.

المثال 2

عينة من غاز النيتروجين حجمها 150 mL وضغطها 0.950 atm، أحسب حجمها بوحدة (mL) حين يصبح ضغطها مساوياً 0.990 atm؛ عند درجة الحرارة نفسها.

المعطيات: $V_1 = 150 \text{ mL}$, $P_1 = 0.950 \text{ atm}$, $P_2 = 0.990 \text{ atm}$

المطلوب: حساب V_2 عند درجة الحرارة نفسها

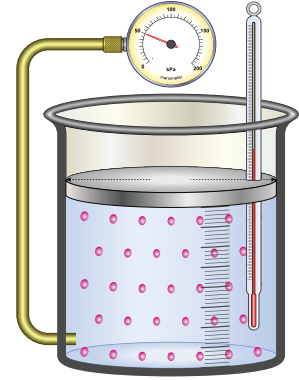
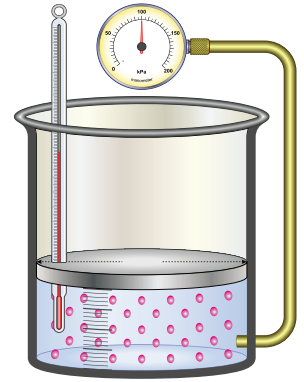
الحل:

$$P_1 \times V_1 = P_2 \times V_2$$

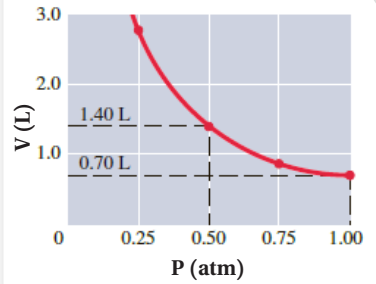
اكتب القانون

أعيد ترتيب القانون لحساب V_2 :

$$V_2 = P_1 \times \frac{V_1}{P_2} = \frac{0.950 \text{ atm} \times 150 \text{ mL}}{0.990 \text{ atm}} = 143.94 \text{ mL}$$



الشكل (6): أثر ضغط الغاز في حجمه.

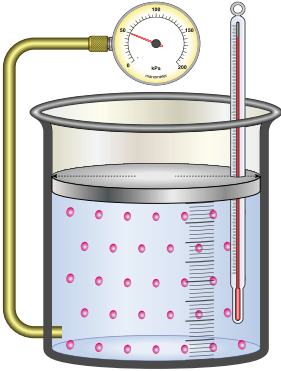
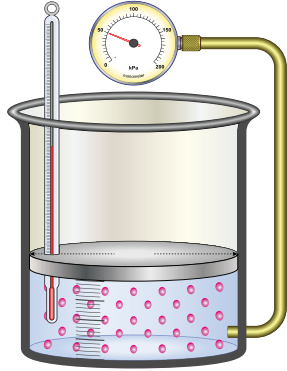


الشكل (7): العلاقة بين ضغط عينة من غاز محصور وحجمه عند ثبات درجة حرارته.

✓ **أنحقق:** عينة من غاز محصور حجمها 4 L عند ضغط 2 atm، سُمح لها بالتمدد حتى أصبح حجمها 12 L. أحسب ضغطها عند درجة الحرارة نفسها.

قانون شارل Charles's Law

درس العالم شارل أثر تغيير درجة حرارة الغاز المحصور في حجمه عند ثبات ضغطه، وتوصل إلى أن زيادة درجة حرارة الغاز المطلقة تزيد من حجمه عند ثبات ضغطه؛ فعند زيادتها إلى الضعف -مثلاً- يتضاعف حجمه عند ثبات الضغط، كما يبين الشكل (8). سُميت هذه العلاقة **قانون شارل Charles's Law**، وينصُّ أن: «حجم كمية محدّدة من الغاز المحصور يتناسبُ تناسباً طردياً مع درجة حرارته المطلقة عند ثبات ضغطه».



الشكل (8): أثر زيادة درجة حرارة الغاز في حجمه عند ثبات ضغطه.

يُعبر عن قانون شارل رياضياً على النحو الآتي:

عند ثبات الضغط (P) فإن

$$V \propto T \Rightarrow V = k \times T \Rightarrow k = \frac{V}{T}$$

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

حيثُ V: حجم الغاز، T: درجة الحرارة بالكلفن، k: ثابت التناسب.

ويمكن تفسير قانون شارل باستخدام نظرية الحركة الجزيئية؛ حيث إن زيادة درجة حرارة الغاز تزيد من متوسط الطاقة الحركية لجسيماته، فتزداد سرعتها ويزداد عدد تصادماتها، مع جدار الإناء، ولكي يبقى ضغط الغاز المحصور ثابتاً؛ فلا بُدَّ من زيادة حجمه.

المثال 3

عينة من غاز الأكسجين حجمها 6.82 L عند 327 °C. أحسب حجمها بوحدة (L) عند 27 °C بفرض ثبات الضغط.

المعطيات $V_1 = 6.82 \text{ L}$, $T_1 = 327 \text{ }^\circ\text{C}$, $T_2 = 27 \text{ }^\circ\text{C}$

المطلوب: حساب V_2 بفرض ثبات الضغط (P).

الحل:

تحويل درجات الحرارة من °C إلى K

$$T_1 = 327 \text{ }^\circ\text{C} + 273 = 600 \text{ K}$$

$$T_2 = 27 \text{ }^\circ\text{C} + 273 = 300 \text{ K}$$

كتابة القانون

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

درجة الحرارة المطلقة بالكلفن
تُحسب بالمعادلة الآتية:

$$T(\text{K}) = T(^{\circ}\text{C}) + 273$$

إعادة ترتيب القانون لحساب V_2 ، ثم التعويض:

$$V_2 = V_1 \times \frac{T_2}{T_1}$$

$$V_2 = \frac{6.82 \text{ L} \times 300 \text{ K}}{600 \text{ K}}$$

$$V_2 = 3.41 \text{ L}$$

ألاحظ أن خفض درجة الحرارة المطلقة إلى النصف (600 K → 300 K) يلزم تقليل حجم الغاز إلى النصف (6.82 L → 3.41 L) للحفاظ على ثبات الضغط.

✓ **أنحَقُّ:** عينة من غاز النيتروجين

حجمها 430 mL عند 24 °C،

عند أي درجة حرارة يصبح

حجمها 0.75 L بفرض ثبات

الضغط؟

التجربة 1

قانون بويل

المواد والأدوات اللازمة:

مِحقن طبي 50 mL، ساعة لقياس الضغط، أنبوب مطاطي.

إرشادات السلامة:

- أتبع إرشادات السلامة العامة في المختبر.
- ارتدي معطف المختبر والنظارات الواقية والقفازات.

خطوات العمل:



1. اركب الجهاز، كما هو موضح في الشكل.
2. أحكم إغلاق الأنبوب المطاطي في المِحقن وساعة قياس الضغط.
3. **أفيس:** أسحب مكبس المِحقن الطبي إلى أعلى وأسجل قيمة الضغط. أكرر ذلك عند بقية الحجوم في الجدول، ثم أسجل ملاحظاتي.

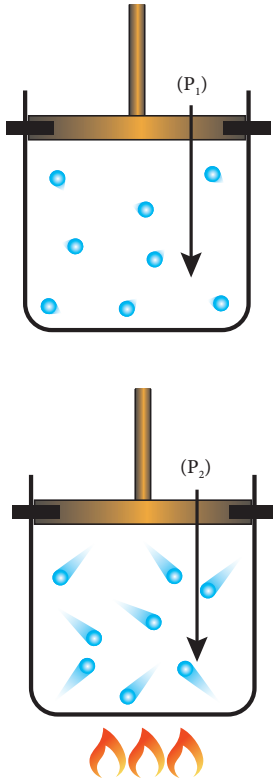
40	35	30	25	20	15	10	الحجم (mL)
							الضغط (atm)
							$\frac{1}{P}$

التحليل والاستنتاج:

1. **أرسم بيانيًا** العلاقة بين حجم الغاز وضغطه.
2. **أرسم بيانيًا** العلاقة بين حجم الغاز V و $\frac{1}{P}$.
3. أصف العلاقة بين ضغط الغاز وحجمه. وأفسرها.

قانون جاي - لوساك Gay-Lussac's Law

درس العالم جاي- لوساك العلاقة بين ضغط الغاز ودرجة حرارته عند ثبات حجمه، وتوصل إلى أن زيادة درجة حرارة كمية محددة من الغاز المحصور تزيد من ضغطه عند ثبات حجمه. يُطلق على هذه العلاقة **قانون جاي- لوساك Gay-Lussac's Law**، وينص أن «ضغط كمية محددة من الغاز المحصور يتناسب طردياً مع درجة حرارته المطلقة عند ثبات حجمه». تفسر نظرية الحركة الجزيئية قانون جاي- لوساك؛ إذ تؤدي زيادة درجة حرارة الغاز إلى زيادة متوسط الطاقة الحركية لجسيماته، ومن ثمّ تزداد سرعتها ويزداد عدد تصادماتها فيزداد ضغطه عند ثبات حجمه، كما يبين الشكل (9).



الشكل (9): أثر درجة الحرارة في الطاقة الحركية لجسيمات الغاز.

يُعبر عن قانون جاي- لوساك رياضياً على النحو الآتي:

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

حيث P: ضغط الغاز. T: درجة الحرارة بالكلفن.

المثال 4

تحمل عبوات الرذاذ، مثل ملطّفات الجوّ ومبثّات الشعر، إشارات تحذّر من تسخين العلبة أو تخزينها على درجات حرارة عالية. إذا علمت أن ضغط الغاز داخل إحدى هذه العبوات 775 mmHg عند درجة حرارة 25 °C، وارتفعت درجة حرارة الجو إلى 40 °C، فأحسب ضغط الغاز داخلها بوحدة mmHg وبوحدة kPa.

المعطيات: $P_1 = 775 \text{ mm Hg}$, $T_1 = 25 \text{ }^\circ\text{C}$, $T_2 = 40 \text{ }^\circ\text{C}$

ألاحظ أن حجم العلبة الفلزية يبقى ثابتاً.

المطلوب: حساب P_2 .

الحل:

أحوّل درجات الحرارة من °C إلى K

$$T_1 = 25 \text{ }^\circ\text{C} + 273 = 298 \text{ K}, T_2 = 40 \text{ }^\circ\text{C} + 273 = 313 \text{ K}$$

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \quad \text{أكتب القانون}$$

أعيد ترتيب القانون لحساب P_2 بوحدة mmHg ثم أعوّض:

$$P_2 = P_1 \times \frac{T_2}{T_1} = \frac{775 \text{ mmHg} \times 313 \text{ K}}{298 \text{ K}} = 814.0 \text{ mmHg}$$

$$760 \text{ mmHg} = 101.3 \text{ kPa} \quad \text{أحسب } P_2 \text{ بوحدة kPa}$$

$$P_2 (\text{kPa}) = 814.0 \text{ mmHg} \times \frac{101.3 \text{ kPa}}{760 \text{ mmHg}} = 108.497 \text{ kPa}$$

✓ **أتحقّق:** إذا كان ضغط الهواء

داخل إطار سيارة 1.85 atm

عند 27 °C، وبعد قيادتها لمسافة

معينة أصبح 2.2 atm، فأحسب

درجة حرارته، بفرض ثبات

حجمه.

القانون الجامع للغازات The Combined Gas Law

يصاحبُ تغيُّرَ درجة حرارة الغاز تغيُّرٌ في حجمه وضغطه معاً؛ لذلك جمعَ العلماءُ قوانينَ الغاز الثلاثة؛ بويل وشارل وجاي - لوساك، في قانون واحد سُمِّيَ القانونُ الجامع للغازات The Combined Gas Law؛ إذ يصفُ العلاقة بين ضغط كمية محدَّدة من الغاز المحصور وحجمها ودرجة حرارتها.

يُعَبَّرُ عن القانون الجامع رياضياً على النحو الآتي:

$$\frac{P_1 \times V_1}{T_1} = \frac{P_2 \times V_2}{T_2}$$

حيثُ P: ضغط الغاز، T: درجة الحرارة بالكلفن، V: حجم الغاز.

المثال 5

عينةٌ من الهواء حجمها 5 L، وضغطها 803 mmHg عند درجة حرارة 20 °C - .
أحسبُ ضغطها إذا سُخِّتَتْ حتى أصبح حجمها 7 L ودرجة حرارتها 97 °C .

المعطيات:

$$P_1 = 803 \text{ mmHg}, T_1 = -20^\circ\text{C}, V_1 = 5 \text{ L}, V_2 = 7 \text{ L}, T_2 = 97^\circ\text{C}$$

المطلوب: حساب P₂.

الحل:

أحوِّل درجات الحرارة من °C إلى K

$$T_1 = -20^\circ\text{C} + 273 = 253 \text{ K}, T_2 = 97^\circ\text{C} + 273 = 370 \text{ K}$$

$$\frac{P_1 \times V_1}{T_1} = \frac{P_2 \times V_2}{T_2}$$

أكتبُ القانون:

أعيدُ ترتيب القانون لحساب P₂، ثم أعوِّضُ:

$$\begin{aligned} P_2 &= \frac{P_1 \times V_1 \times T_2}{T_1 \times V_2} \\ &= \frac{803 \text{ mmHg} \times 5 \text{ L} \times 370 \text{ K}}{253 \text{ K} \times 7 \text{ L}} \\ &= 838.82 \text{ mmHg} \end{aligned}$$



الربط بالأرصاد الجوية

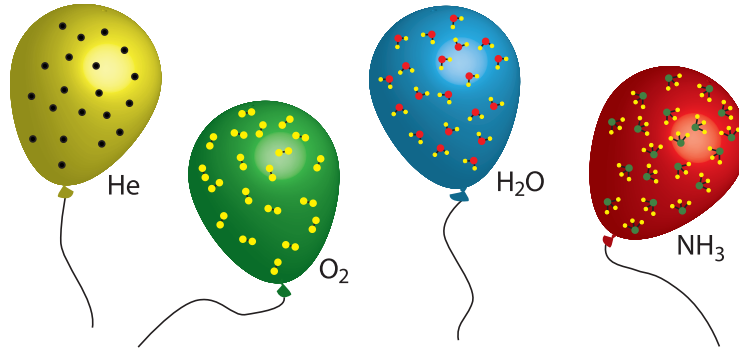
بالونات الطقس

تحمّل بالونات الطقس أجهزةً خاصّة لقياس عناصر الطقس (درجات الحرارة، الرطوبة، الضغط الجوي) في طبقات الجوِّ العليا، وما إن تُسجِّل هذه البيانات حتى تُرسل إلى المحطّات الأرضيّة؛ ما يُسهِّم في دقّة التنبّؤات الجويّة. وعندما يصلُ بالونُ الطقس إلى ارتفاع يزيدُ على 27 km انفجرُ بسبب زيادة حجم الغاز فيه الناجم عن انخفاض الضغط الخارجيِّ المؤثّر في البالون. وتُعدُّ دائرة الأرصاد الجوية الأردنيّة مسؤولةً عن إطلاق هذه البالونات؛ حيث أنشئت محطةً خاصّةً لهذه الغاية في محافظة المفرق.

✓ **أنحقّق:** إذا علمتُ أنّ بالوناً

يحتوي على 50 L من غاز الهيليوم عند درجة حرارة 25 °C وضغط 1.08 atm؛ فأحسبُ حجمه عند ضغط 0.80 atm ودرجة حرارة 10 °C.

الشكل (10): العلاقة بين عدد جسيمات الغاز وحجمه.



قانون أفوجادرو Avogadro's Law

تتأثر الخصائص الفيزيائية لكمية محددة من الغاز المحصور بثلاثة عوامل: الحجم، والضغط، ودرجة الحرارة. ولكن، ماذا لو تغيرت كمية الغاز؟

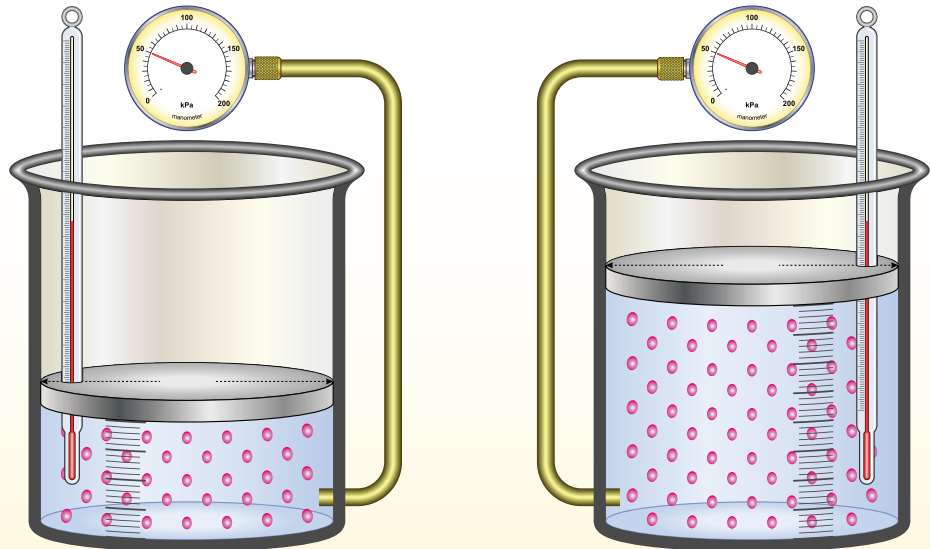
درس العالم أفوجادرو العلاقة بين حجم الغاز وكميته، وتوصل إلى أن: «الحجوم المتساوية من الغازات المختلفة تحتوي العدد نفسه من الجسيمات عند الظروف نفسها من الضغط ودرجة الحرارة»، وهو ما يُعرف **بقانون أفوجادرو** Avogadro's Law كما في الشكل (10).

الظروف المعيارية للغازات
Standard Temperature and
Pressure (STP):

درجة حرارة (0 °C).
وضغط يساوي (1 atm).

وقد توصل العالم أفوجادرو أيضًا إلى أن حجم المول الواحد من أي الغاز يساوي (22.4 L) ويحتوي 6.02×10^{23} من جسيمات هذا الغاز في الظروف المعيارية، وسمي حجم المول الواحد من أي غاز في الظروف المعيارية **الحجم المولي Molar Volume** للغاز.

بناءً على ما سبق، فإنه عند مضاعفة عدد مولات الغاز يزداد حجمه إلى الضعف عند ثبات ضغطه ودرجة حرارته؛ أي أن حجم الغاز المحصور يتناسب طرديًا مع عدد مولاته عند ثبات ضغطه ودرجة حرارته، كما يتضح من الشكل (11).



الشكل (11): العلاقة بين عدد مولات الغاز وحجمه.

يُعَبَّرُ رياضياً عن العلاقة بين حجم الغاز وعدد مولاته عند ثبات الضغط ودرجة الحرارة على النحو الآتي:

$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}$$

حيث V : حجم الغاز، n : عدد المولات.

تفسّر نظريّة الحركة الجزيئيّة العلاقة بين حجم الغاز وعدد مولاته؛ إذ إنّ زيادة عدد مولات الغاز تزيد من عدد جسيماته، ومن ثمّ يزداد عدد تصادماتها مع جدار الإناء، ولكي يبقى ضغط الغاز ودرجة حرارته ثابتين؛ فلا بُدّ من زيادة حجمه.

أفكر: كيف يتغيّر ضغط الغاز عند زيادة عدد مولاته مع بقاء حجمه ودرجة حرارته ثابتين؟

المثال 6

إذا علمت أنّ بالوناً حجمه 2.2 L يحتوي على 0.1 mol من غاز الهيليوم، ضُخَّتْ داخله كمية إضافية من الغاز فأصبح حجمه 2.8 L ، فأحسب عدد مولات الغاز بعد الإضافة، بفرض ثبات ضغطه ودرجة حرارته.

المُعْطيات:

الضغط ودرجة الحرارة ثابتان.

$$V_1 = 2.2 \text{ L}, \quad n_1 = 0.1 \text{ mol}, \quad V_2 = 2.8 \text{ L}$$

المطلوب: حساب n_2 .

الحل:

أكتب القانون:

$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}$$

أعيد ترتيب القانون لحساب n_2 ، ثمّ أعوّض:

$$n_2 = \frac{n_1 \times V_2}{V_1} = \frac{0.1 \text{ mol} \times 2.8 \text{ L}}{2.2 \text{ L}}$$

$$n_2 = 0.127 \text{ mol}$$

✓ **أنحقّق:** ما الحجم الذي يشغله

3.5 mol من غاز الكلور Cl_2

في الظروف المعيارية؟

قانون الغاز المثالي Ideal Gas Law

ربط العلماء بين ضغط الغاز وحجمه ودرجة حرارته وعدد مولاته بعلاقة رياضية؛ تُعرف بقانون الغاز المثالي Ideal Gas Law، حيث ينطبق القانون على الغاز المثالي وهو غاز افتراضي، ويمكن تطبيقه على الغازات الحقيقية بافتراض أنها تسلك سلوك الغاز المثالي على النحو الآتي:

$$PV = n RT$$

حيث P: ضغط الغاز، V: حجم الغاز، n: عدد المولات، R: ثابت الغاز العام، T: درجة الحرارة بالكلفن.

R: ثابت الغاز العام، ويساوي (0.082 L.atm/mol.K).

المثال 7

أحسب الضغط الناتج من 0.45 mol من غاز ما في وعاء حجمه 1.5 L ودرجة حرارته 20 °C.

المعطيات:

$$V = 1.5 \text{ L}, n = 0.45 \text{ mol}, T = 20 \text{ }^{\circ}\text{C}, R = 0.082 \text{ L.atm/mol.K}$$

المطلوب: حساب P.

الحل:

أحسب درجة الحرارة المطلقة:

$$T = 20 \text{ }^{\circ}\text{C} + 273 = 293 \text{ K}$$

أكتب القانون:

$$PV = n RT$$

أعيد ترتيب القانون لحساب P، ثم أعوض:

$$P = \frac{n \times R \times T}{V} = \frac{0.45 \text{ mol} \times 0.082 \frac{\text{L.atm}}{\text{mol.K}} \times 293 \text{ K}}{1.5 \text{ L}} \\ = 7.2 \text{ atm}$$

✓ **أتحقق:** تُعبأ كرات التنس بغاز النيتروجين. أحسب عدد مولات الغاز في كرة حجمها 0.15 L وضغط الغاز داخلها 2 atm عند درجة حرارة 25 °C.

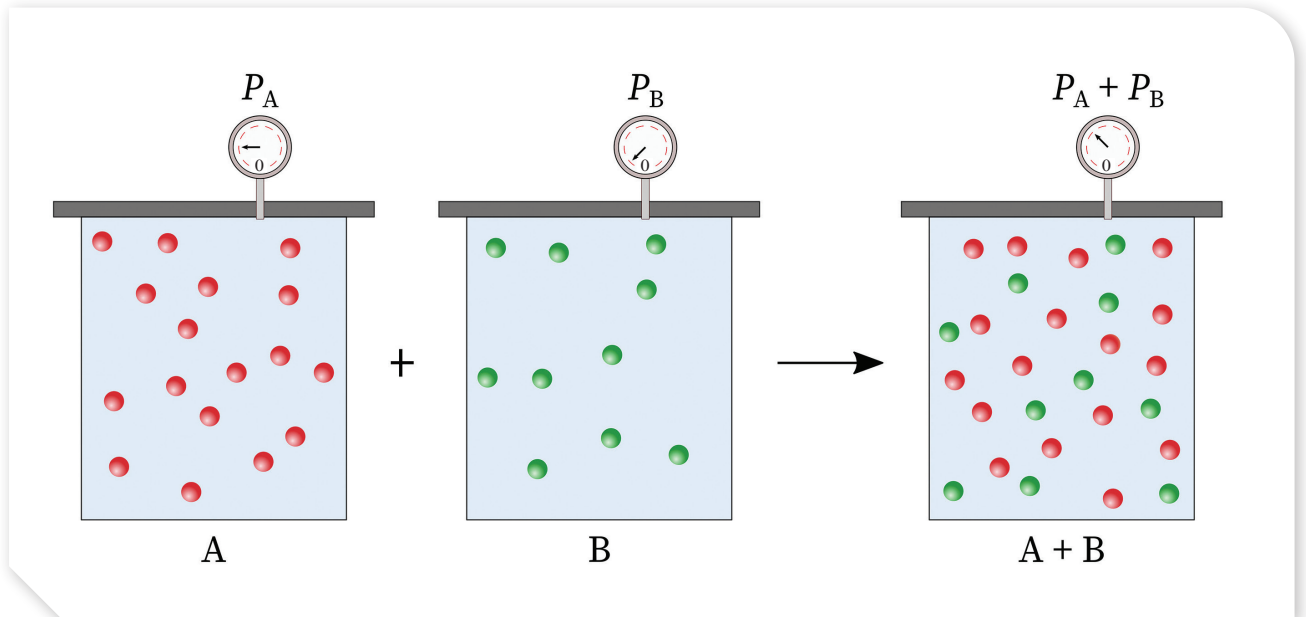
قانون دالتون للضغوط الجزئية

Dalton's Law of Partial Pressures

تختلط الغازات بسهولة، وما الرائحة التي نشمُّها للطعام عند نُضجه إلا دليلاً على اختلاط أبخرته بالهواء داخل المنزل، يُفسَّر اختلاط الغازات وفق نظرية الحركة الجزيئية؛ بأنَّ جسيمات الغاز متباعدة جداً وفي حركة مستمرة وسريعة وعشوائية؛ ممَّا يجعلها تتحرك وتنتشر في الفراغات بين جسيمات بعضها بعضاً مكونةً خليطاً من الغازات.

درس العالم دالتون الضغط الناتج عن خليط مكون من غازات عدّة لا تتفاعل مع بعضها بعضاً داخل إناء واحد، ويوضّح الشكل (12) أنَّ الغازين A و B في وعائين منفصلين لهما الحجم نفسه عند درجة الحرارة نفسها، ولكلّ غاز ضغط خاص به ناجم عن حركة جسيماته المستمرة والعشوائية وتصادمها مع جدار الإناء الموجودة فيه، وعدد جسيمات الغاز A أكبر منها للغاز B، ومن ثمَّ فإنَّ ضغطه أكبر، وعند جمع الغازين في وعاء واحد له الحجم نفسه وعند درجة الحرارة نفسها تستمرُّ حركة جسيمات كلّ غاز ويستمرُّ تصادمها مع جدار الإناء كما لو كانت وحدها فيه. وعليه؛ فإنَّ لكلّ غاز ضغطاً مساوياً لضغطه وهو منفرد، أمّا الضغط الجديد داخل الإناء فناجم عن الغازين معاً، ويساوي مجموع ضغطيهما. يُسمَّى الضغط الذي يؤثر به الغاز في خليط من الغازات غير المتفاعلة الضغط الجزئي للغاز.

الشكل (12): الضغط الكلي للغازين A و B يساوي مجموع ضغط كلٍّ منهما.



توصّل العالم دالتون إلى العلاقة بين الضغط الكلي لخليط من الغازات التي لا تتفاعل مع بعضها بعضًا والضغط الجزئي للغازات المكوّنة للخليط، أطلق عليها قانون دالتون للضغوط الجزئية **Daltons Law Of Partial Pressures** وينصّ أن: «الضغط الكلي لخليط من الغازات التي لا تتفاعل مع بعضها يساوي مجموع الضغوط الجزئية لجميع مكوّنات الخليط».

يُعبّر عن قانون دالتون رياضياً على النحو الآتي:

$$P_T = P_A + P_B + P_C + \dots$$

حيث P_T : الضغط الكلي لخليط الغازات، P_A : الضغط الجزئي للغاز A، P_B : الضغط الجزئي للغاز B، P_C : الضغط الجزئي للغاز C.

المثال 8

أحسب الضغط الكلي لخليط من الغازات مكوّن من غاز النيتروجين الذي ضغطه الجزئي 0.247 atm ، وغاز الأكسجين الذي ضغطه الجزئي 0.346 atm ، وغاز ثاني أكسيد الكربون الذي ضغطه الجزئي 0.444 atm

المعطيات: $P_{N_2} = 0.247 \text{ atm}$, $P_{O_2} = 0.346 \text{ atm}$

$P_{CO_2} = 0.444 \text{ atm}$

المطلوب: حساب الضغط الكلي للخليط P_T .

الحل:

$$P_T = P_{N_2} + P_{O_2} + P_{CO_2}$$

أكتب قانون دالتون:

$$P_T = 0.247 \text{ atm} + 0.346 \text{ atm} + 0.444 \text{ atm}$$

أعوّض:

$$P_T = 1.037 \text{ atm}$$

أحسب الضغط الكلي لخليط من الغازات مكوّن من 0.02 mol من غاز الهيليوم He، و 0.01 mol من غاز الهيدروجين H₂، في وعاء حجمه 5 L ودرجة حرارته 10 °C.

المعطيات: n_{He} = 0.02 mol, n_{H₂} = 0.01 mol, V = 5 L, T = 10 °C

المطلوب: حساب الضغط الكلي للخليط P_T.

الحل:

أحوّل درجات الحرارة من °C إلى K

$$T = 10\text{ }^{\circ}\text{C} + 273 = 283\text{ K}$$

ألاحظ أنّ الضغوط الجزئية للغازين غير معطاة؛ لذلك سأحسبها اعتماداً على المعطيات.

أحسب ضغط الغاز باستخدام قانون الغاز المثالي

$$PV = nRT \rightarrow P = \frac{nRT}{V}$$

$$P_{\text{He}} = \frac{0.02\text{ mol} \times 0.082\text{ atm}\cdot\text{L/mol}\cdot\text{K} \times 283\text{ K}}{5\text{ L}}$$

$$P_{\text{He}} = 0.093\text{ atm}$$

$$P_{\text{H}_2} = \frac{0.01\text{ mol} \times 0.082\text{ atm}\cdot\text{L/mol}\cdot\text{K} \times 283\text{ K}}{5\text{ L}}$$

$$P_{\text{H}_2} = 0.046\text{ atm}$$

$$P_T = P_{\text{H}_2} + P_{\text{He}} = 0.093\text{ atm} + 0.046\text{ atm} = 0.139\text{ atm}$$

طريقة أخرى للحل:

أحسب المجموع الكلي لعدد مولات الغازين:

$$n_T = n_{\text{He}} + n_{\text{H}_2}$$

$$n_T = 0.02 + 0.01 = 0.03\text{ mol}$$

أحسب الضغط الكلي للغاز باستخدام عدد المولات الكلية وتطبيق قانون الغاز المثالي:

$$P_T V = n_T RT$$

$$P_T = \frac{0.03\text{ mol} \times 0.082\text{ atm}\cdot\text{L/mol}\cdot\text{K} \times 283\text{ K}}{(5\text{ L})} = 0.139\text{ atm}$$

ويمكن حساب الضغط الجزئي للغاز بمعرفة الضغط الكلي لخليط الغازات وعدد مولات كل غاز.

المثال 10

خليط من الغازات يحتوي 0.75 mol N_2 ، و 0.3 mol O_2 ، و CO_2 ، في وعاء حجمه 3.5 L ودرجة حرارته المطلقة 110 K ، إذا كان الضغط الكلي للخليط يساوي 3.56 atm أحسب الضغط الجزئي لغاز CO_2 .

المعطيات: $n_{\text{N}_2} = 0.75 \text{ mol}$, $n_{\text{O}_2} = 0.3 \text{ mol}$, $V = 3.5 \text{ L}$, $T = 110 \text{ K}$, $P_T = 3.56 \text{ atm}$

المطلوب: حساب الضغط الجزئي لغاز CO_2 .

الحل:

أحسب الضغط الجزئي باستخدام قانون الغاز المثالي

$$PV = nRT$$

$$P = \frac{nRT}{V}$$

$$P_{\text{N}_2} = \frac{0.75 \text{ mol} \times 0.082 \text{ atm.L/mol.K} \times 110 \text{ K}}{3.5 \text{ L}} = 1.932 \text{ atm}$$

$$P_{\text{O}_2} = \frac{0.3 \text{ mol} \times 0.082 \text{ atm.L/mol.K} \times 110 \text{ K}}{3.5 \text{ L}} = 0.773 \text{ atm}$$

$$P_T = P_{\text{N}_2} + P_{\text{O}_2} + P_{\text{CO}_2}$$

$$3.56 = 1.932 + 0.773 + P_{\text{CO}_2}$$

$$3.56 = 2.705 + P_{\text{CO}_2}$$

$$P_{\text{CO}_2} = 0.855 \text{ atm}$$

✓ أنصح:

1. خلط 2 L من غاز النيتروجين N_2 ضغطه 0.395 atm مع 3 L من غاز الهيدروجين H_2 ضغطه 0.11 atm في وعاء واحد حجمه 1 L ، أحسب الضغط الكلي للخليط عند درجة الحرارة نفسها.

2. خليط من الغازات يتكون من 5.04 g N_2 ، و 0.28 g H_2 ، وغاز NH_3 في دورق حجمه 5 L ، ودرجة حرارته المطلقة 300 K ، إذا كان الضغط الكلي للخليط يساوي 2.35 atm ؛ أحسب الضغط الجزئي لكل غاز.

علمًا أن:

$$Mr_{\text{H}_2} = 2 \text{ g/mol}, Mr_{\text{N}_2} = 28 \text{ g/mol}.$$

الانتشار والتدفُّق Diffusion and Effusion

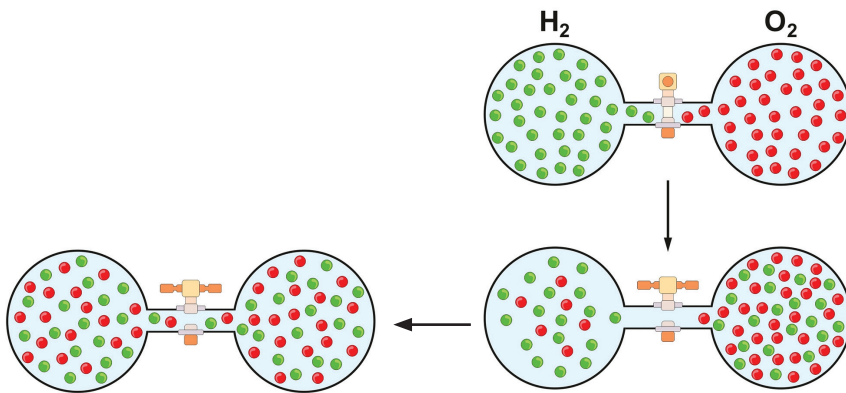
تنتشر رائحةُ العطور في أرجاء المنزل عند رشِّها، فما تفسِّر ذلك؟
تتميِّز الغازاتُ بخصائص فيزيائية عدَّة؛ منها الانتشارُ والتدفُّق، ويُعرَفُ
الانتشارُ Diffusion بأنَّه عمليةُ الاختلاط التدريجي للغازات في ما بينها نتيجةَ
انتقالها من المنطقة الأعلى تركيزًا إلى المنطقة الأقلَّ تركيزًا، وينسجم ذلك معَ
نظرية الحركة الجزيئية؛ إذ تحدثُ عمليةُ الانتشار لأنَّ جُزيئات الغاز متباعدة وفي
حركة مستمرة وسريعة وعشوائية؛ فيسمح ذلك لها بالاختلاط بغيرها من الغازات.
ويوضِّح الشكل (13) عمليةَ انتشار بخار البروم واختلاطه معَ الهواء داخلَ الدُّورق.
ويُعرَفُ **التدفُّق Effusion** بأنَّه تسرُّبُ الغاز المضغوط من فتحة صغيرة في
جدار الإناء الموجود فيه، كتسرُّبه من محبسه في المدفأة، وتسرُّبِ الهواء من
عجل السيارة نتيجةَ اختراقه بواسطة مسمار مثلاً.



الشكل (13): انتشار بخار
البروم ليملاً الدُّورق.

درس العالمُ جراهام انتشار الغازات وتدفُّقها، ولاحظ أنَّ الغازات ذات الكتلة
المولية الأقلَّ أسرعُ انتشارًا وتدفُّقًا من الغازات ذات الكتلة المولية الأكبر. وتوصَّلَ
إلى أنَّ «سرعة تدفُّق الغاز يتناسبُ عكسيًا معَ الجذر التربيعي لكتلته المولية عند
درجة حرارة وضغط ثابتين»، وهو ما يُعرَفُ **بقانون جراهام Graham's Law**
ولن يتم التطرق للحسابات الخاصة بتطبيق هذا القانون.

ويوضح الشكل (14)، تدفُّق غازي الهيدروجين والأكسجين عند فتح الصِّمام
بين الغازين، إذ إن تدفُّق جُزيئات غاز الهيدروجين أسرعَ من جُزيئات غاز الأكسجين؛
حيث ينتقل عددٌ أكبر من جُزيئات غاز الهيدروجين عبر الصِّمام مقارنةً بعدد جُزيئات
غاز الأكسجين التي تنتقل بالاتجاه الآخر، ومعَ الوقت يختلطُ الغازان تمامًا.



الشكل (14): سرعة تدفُّق غاز
الهيدروجين أكبرُ منها لغاز
الأكسجين.

مراجعة الدرس

- 1 . الفكرة الرئيسة: أفسّر: تشابه الغازات في خصائصها الفيزيائية.
- 2 . أوضح المقصود بكل من:
 - الغاز المثالي.
 - الضغط الجزئي للغاز.
 - التدفق.
- 3 . أحدد الغاز الأسرع انتشاراً: النيتروجين N_2 أم الأرجون Ar. ($Mr_{N_2} = 28 \text{ g/mol}$, $Mr_{Ar} = 39.9 \text{ g/mol}$)
- 4 . عينة من غاز الهيدروجين H_2 في الظروف المعيارية، نُقلت إلى وعاء أصغر حجماً عند درجة الحرارة نفسها، أصف التغير الذي يحدث لكل من:
 - متوسط الطاقة الحركية لجزيئات H_2 .
 - عدد التصادمات الكلية لجزيئات غاز H_2 خلال وحدة الزمن.
 - ضغط غاز H_2 .
- 5 . **أستخدم الأرقام.** إذا علمت أن بالوناً مملوئاً بغاز الهيليوم حجمه 300 mL عند ضغط 1 atm، ارتفع إلى أعلى بحيث أصبح الضغط 0.63 atm؛ أحسب حجمه الجديد بفرض بقاء درجة الحرارة ثابتة.
- 6 . **أستخدم الأرقام.** عينة من غاز حجمها 3.5 L عند درجة حرارة 20°C وضغط 0.86 atm. أحسب درجة حرارتها المطلقة إذا سُمح لها بالتمدد حتى أصبح حجمها 8 L عند ضغط 0.56 atm.
- 7 . **أستخدم الأرقام.** أنتج تفاعل ما 5.67 g من غاز CO_2 . أحسب حجم الغاز عند درجة حرارة 23°C وضغط يساوي 0.985 atm ($Mr_{CO_2} = 44 \text{ g/mol}$).
- 8 . **أستخدم الأرقام.** أحسب الضغط الكلي لخليط مكوّن من 6 g من غاز الأكسجين O_2 و 9 g من غاز الميثان CH_4 في وعاء حجمه 15 L وعند درجة حرارة 0°C ($Mr_{O_2} = 32 \text{ g/mol}$, $Mr_{CH_4} = 16 \text{ g/mol}$).
- 9 . أختار الإجابة الصحيحة لكل فقرة من الفقرات الآتية:
 - 1 . لا ينطبق قانون الغاز المثالي على الغازات الحقيقية عند:
 - أ . الضغط المنخفض ودرجة الحرارة المرتفعة.
 - ب . الضغط المرتفع ودرجة الحرارة المنخفضة.
 - ج . درجة الحرارة و الضغط المرتفعان.
 - د . درجة الحرارة و الضغط المنخفضان.

2. يتناسب ضغط كمية محددة من غاز طرديًا مع درجة حرارته المطلقة عند ثبات حجمه. تتفق هذه العبارة مع قانون:

- أ. بويل. ب. جاي لوساك.
ج. شارل. د. أفوجادرو.

3. زجاجة محكمة الإغلاق تحتوي غاز الهيليوم، ودرجة حرارتها 20°C ، غمرت الزجاجة في حمام مائي مثلج. إحدى العبارات الآتية غير صحيحة:

- أ. يقلّ ضغط الغاز.
ب. يزداد حجم الغاز.
ج. يقلّ متوسط الطاقة الحركية لجزيئات الغاز.
د. يقلّ عدد التصادمات مع جدار الزجاجة.

4. كتلة معينة من الهواء حجمها 6 L وضغطها 1 atm؛ إذا انخفض الضغط إلى 0.25 atm وأصبحت

- درجة حرارتها المطلقة مثلي درجة حرارتها الأصلية؛ فإن حجمها يصبح:
أ. مثلي الحجم الأصلي. ب. نصف الحجم الأصلي.
ج. 4 أمثال الحجم الأصلي. د. 8 أمثال الحجم الأصلي.

الخصائص الفيزيائية للسوائل

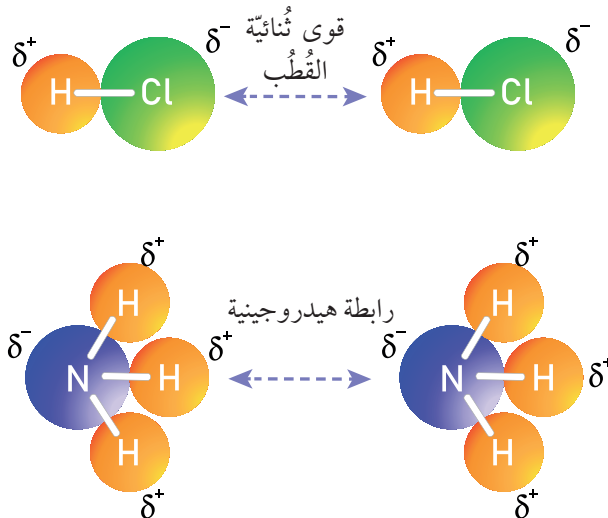
Physical Properties of Liquids

ترتبط جزيئات المواد المختلفة في الحالة السائلة والصلبة، وكذلك ذرات الغازات النبيلة بقوى تجاذب معينة، وتؤثر قوى التجاذب بين الجزيئات في الخصائص الفيزيائية لها. وقد درست ثلاثة أنواع من هذه القوى؛ وهي الرابطة الهيدروجينية التي تنشأ بين الجزيئات القطبية التي تحتوي على ذرة هيدروجين مرتبطة برابطة تساهمية مع إحدى الذرات ذات السالبية الكهربائية العالية وهي (F, O, N)، حيث ترتبط ذرة الهيدروجين هذه بذرة (F, O, N) من جزيء آخر. وتعد أقوى أنواع قوى التجاذب بين الجزيئات، أنظر الشكل (15).

أما الجزيئات القطبية الأخرى فتتربط بقوى ثنائية القطب تنشأ عندما ترتبط ذرة تحمل شحنة جزئية موجبة في جزيء بذرة تحمل شحنة جزئية سالبة من جزيء آخر، وهي أقل قوة من الرابطة الهيدروجينية.

ودرست أيضاً أن الجزيئات غير القطبية ترتبط بقوى لندن الناشئة عن الاستقطاب اللحظي للذرات أو الجزيئات، وهي أضعف أنواع قوى الترابط بين الجزيئات وتزداد قوتها بزيادة الكتلة المولية.

الشكل (15): قوى التجاذب بين الجزيئات



الفكرة الرئيسة:

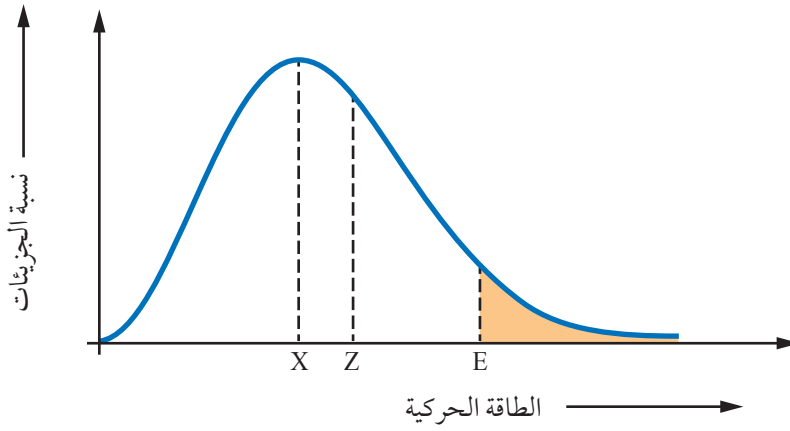
تمتاز السوائل بخصائص محددة تعتمد على قوى التجاذب بين جزيئاتها.

نتائج التعلم:

- أوضح المقصود بالمفاهيم: تبخر، تكاثف، ضغط بخاري، درجة الغليان.
- أستنتج العوامل التي تؤثر في خصائص المادة في الحالة السائلة.

المفاهيم والمصطلحات:

المائع	Fluid
التبخر	Evaporation
التكاثف	Condensation
الضغط البخاري	Vapor Pressure
درجة الغليان	Boiling Point
درجة الغليان المعيارية	Normal Boiling Point



الشكل (16): توزيع الطاقة الحركية لجزيئات السائل عند درجة حرارة معينة.

يوصفُ السائل بأنه مادة ذات حجم ثابت وتأخذ شكل الإناء الذي توضع فيه، ويمكن فهم خصائص السوائل اعتماداً على حركة جزيئاتها وقوى التجاذب بينها، فـجزيئاتها في حركة مستمرة وعشوائية كالغازات، وهذا سبب تسمية السوائل والغازات بالموائع؛ فالـ **المائع** Fluid هو المادة التي لها القدرة على الجريان أو الانسياب، وتأخذ شكل الإناء الموجودة فيه. وتترابط جزيئات السائل بقوى تجاذب ضعيفة نسبياً، تجعلها أكثر تقارباً، وطاقتها الحركية أقل من جسيمات الغاز، وهذا التقارب يجعلها غير قابلة للانضغاط، كما تكون كثافتها أكبر من كثافة الغازات. وفي ما يأتي أهم خصائص السوائل.

التبخر Evaporation

تُعرف عملية التبخر Evaporation بأنها؛ تحول المادة من الحالة السائلة إلى الحالة الغازية، وحتى تحدث هذه العملية يجب أن تكون الطاقة الحركية لبعض الجزيئات كافية للتغلب على قوى التجاذب بينها وبين الجزيئات المحيطة بها، فتفلت من سطح السائل إلى الحالة الغازية.

يوضح الشكل (16) توزيع الطاقة الحركية لجزيئات السائل عند درجة حرارة معينة؛ حيث تمثل الرموز (E ، Z ، X) ما يأتي:

X : الطاقة الحركية التي يمتلكها أكبر عدد من جزيئات السائل.

Z : متوسط الطاقة الحركية للجزيئات.

E : الحد الأدنى من الطاقة الحركية اللازمة للتغلب على قوى التجاذب بين جزيئات السائل.

أما المنطقة المظللة فتمثل نسبة الجزيئات التي تمتلك طاقة كافية للتبخر.

ألاحظُ من المنحنى وجود جُزيئات تمتلك طاقة كافية للتبخُّر ناتجة عن الحركة الدائمة والتصادمات المستمرة بين جُزيئات السائل فتفقد بعض الجزيئات المتصادمة طاقة تكتسبها الجزيئات الأخرى وتزيد الطاقة الحركية لبعض الجزيئات، فتصبح كافية للتغلب على قوى التجاذب التي تربطها مع الجُزيئات المحيطة بها، فتفلت من سطح السائل؛ أي تتبخَّر.

وهو ما يفسِّر حدوث عملية التبخر من سطح السائل عند أي درجة حرارة؛ نظراً لوجود جُزيئات تمتلك حداً أدنى من الطاقة اللازمة للتبخُّر في أي لحظة.

العوامل المؤثرة في سرعة التبخر Factors Affecting Evaporation Rate

تختلف السوائل في سرعة تبخرها اعتماداً على قوى التجاذب بين جُزيئاتها عند ثبات درجة الحرارة، ويبيِّن الجدول (1) نوع قوى التجاذب بين جُزيئات سائلين؛ كحول الإيثانول والأسيتون، ومقارنة بين سرعة تبخرهما.

ألاحظُ أنَّ جُزيئات كحول الإيثانول ترتبط بروابط هيدروجينية، وهي قوية نسبياً مقارنة بقوى التجاذب ثنائية القطب بين جُزيئات الأسيتون، ومن ثمَّ فإنَّ الحدَّ الأدنى من الطاقة اللازمة لتبخُّر الأسيتون أقلُّ؛ لذلك يتبخَّر أسرع، أمَّا الإيثانول فإنَّ الحدَّ الأدنى من الطاقة اللازمة لتبخُّره أكبر؛ لذلك تكون سرعة تبخره أقلَّ. هذا يعني أنه كلما كانت قوى التجاذب بين جُزيئات السائل أقوى كان الحدُّ الأدنى من الطاقة اللازمة لتبخُّره أكبر وسرعة تبخره أقلَّ.

✓ **أنتحقق:** أرَتَّبُ السوائل الآتية تصاعدياً تبعاً لزيادة سرعة تبخرها:



الجدول (1): أثر قوى التجاذب بين جُزيئات السائل في سرعة تبخره.

المادة	نوع قوى الترابط بين جُزيئاتها في الحالة السائلة	الحدُّ الأدنى من الطاقة اللازمة للتبخُّر	سرعة التبخر
كحول الإيثانول $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$	الروابط الهيدروجينية	أكبر	أقل سرعة
الأسيتون CH_3COCH_3	ثنائية القطب	أقل	أسرع

أفكر: يمثل الشكل الآتي توزيع

الطاقة الحركية لجُزيئات السائلين

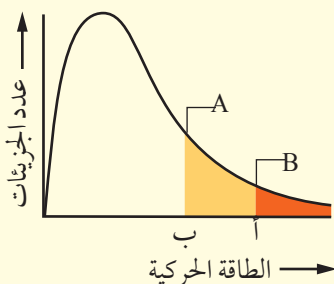
A و B عند درجة حرارة معينة.

– ماذا تمثل كلٌّ من النقطتين

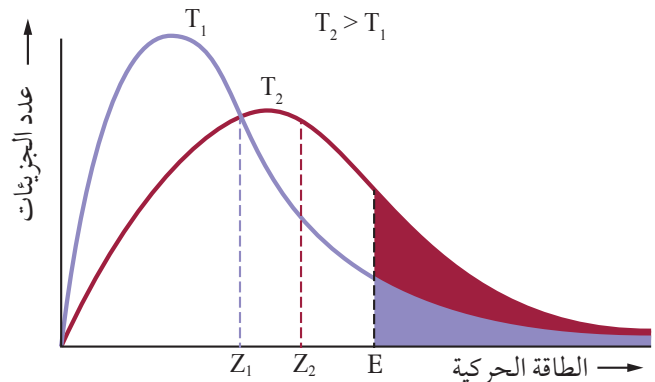
أ و ب؟

– أيُّ السائلين أسرع تبخرًا عند

درجة الحرارة نفسها؟



هناك عاملٌ آخرٌ يؤثرُ في سرعة التبخر، هو درجة الحرارة. ولتفسير ذلك، يُستخدمُ منحنى توزيع الطاقة الحركية لجزيئات السائل عند درجتي حرارة T_1 و T_2 حيث $T_2 > T_1$ ، ويمثل الرمز (E) الحد الأدنى من الطاقة اللازمة للتبخر ولا يعتمد على درجة الحرارة، وعند مقارنة المساحة المظللة تحت المنحنيين، نجد أن عدد الجزيئات التي تمتلك الطاقة اللازمة للتبخر عند درجة حرارة T_2 أكبر منها عند T_1 . كما في الشكل (17).

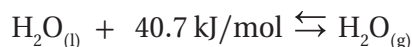


الشكل (17): منحنى توزيع الطاقة الحركية للجزيئات عند درجتي حرارة T_1 و T_2 .

تفسير ذلك؛ إن زيادة درجة الحرارة تزيد من متوسط الطاقة الحركية للجزيئات (Z) وتزيد من عدد التصادمات بينها، فيزداد عدد الجزيئات التي تمتلك الحد الأدنى من الطاقة اللازمة للتبخر وتزداد سرعة التبخر.

تُسمى كمية الطاقة اللازمة لتحويل مول واحد من المادة من الحالة السائلة إلى الحالة الغازية عند درجة حرارة معينة **طاقة التبخر المولية**.

ويمكن تمثيل عملية تبخر مول من الماء بالمعادلة:



تمثل الطاقة في المعادلة طاقة التبخر المولية للماء، ويوضح الجدول (2) طاقة التبخر المولية لعدد من السوائل.

ألاحظ تزايد طاقة التبخر المولية للسوائل بزيادة قوى التجاذب بين جزيئاته.

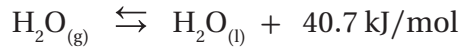
الجدول (2): طاقة التبخر المولية لعدد من السوائل عند درجة الغليان.

اسم السائل وصيغته	قوى التجاذب بين الجزيئات	طاقة التبخر المولية عند درجة الغليان ΔH_{vap} (kJ/mol)	درجة الغليان °C
بنتان $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_3\text{CH}_3$	لندن	25.79	36
1-بيوتانول $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_2\text{CH}_2\text{OH}$	روابط هيدروجينية	43.29	117.7
بيوتانون $\text{CH}_3\text{COCH}_2\text{CH}_3$	ثنائية القطب	31.3	79.59

التكاثف Condensation

تُسمَّى عملية تحويل المادة من الحالة الغازية إلى الحالة السائلة **التكاثف** **Condensation**، وتحدث عندما تنخفض درجة حرارة البخار فتقل الطاقة الحركية لجزيئاته وتقل سرعتها، وعندما تتقارب للحد الكافي تتجاذب متحوّلة إلى الحالة السائلة. وينجم عن عملية التكاثف تحرُّر كمية من الطاقة مساوية لكمية الطاقة المُمتصة عند التبخر، وتُسمَّى كمية الطاقة الناتجة من تكاثف مول واحد من بخار المادة من الحالة الغازية إلى الحالة السائلة عند درجة حرارة معينة طاقة التكاثف المولية.

ويمكن التعبير عن عملية تكاثف مول من بخار الماء بالمعادلة:



ألاحظ أنّ طاقة التبخر المولية للماء تساوي طاقة تكاثفه المولية، وأنّ عملية التبخر ماصة للطاقة وعملية التكاثف طاردة لها.

الضغط البخاري Vapor Pressure

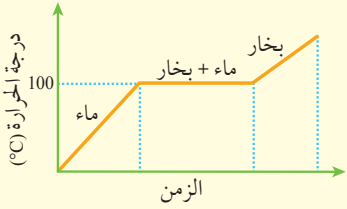
عند وضع سائل في وعاء مكشوف فإنه يستمر بالتبخر، ولكن ماذا لو كان الوعاء مغلقاً؟

عند وضع السائل في وعاء مغلق؛ فإنه يبدأ بالتبخر بحيث تفلت من سطحه الجزيئات ذات الطاقة الحركية العالية. وبمرور الوقت يزداد عدد جزيئات بخار السائل داخل الوعاء، ويزداد تصادمها مع بعضها ومع جدار الوعاء وسطح السائل، وتفقد نتيجة ذلك بعض الجزيئات جزءاً من طاقتها الحركية خلال تلك التصادمات فتتكاثر، وبمرور الوقت يزداد عدد الجزيئات المتكاثفة حتى يصبح مساوياً لعدد الجزيئات المتبخرة خلال وحدة الزمن؛ أي أنّ سرعة التبخر تساوي سرعة التكاثف، كما يوضح الشكل (18)، ويوصف هذا الوضع بأنه حالة اتزان ديناميكي (سوف تتم دراسته لاحقاً) يثبت عندها ضغط بخار السائل مع استمرار عمليتي التبخر والتكاثف بنفس السرعة، ويسمى الضغط الناتج عن جزيئات بخار السائل والمؤثر في سطحه عند الاتزان عند درجة حرارة معينة **الضغط البخاري** **Vapor Pressure** للسائل.

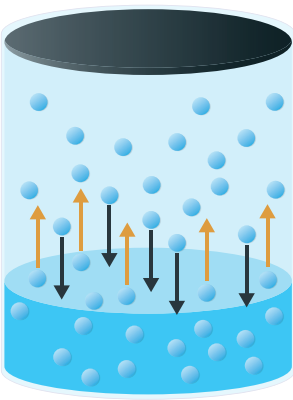
أفكر: أفسر، بالاستعانة بالشكل

الآتي الذي يمثل منحني تسخين الماء:

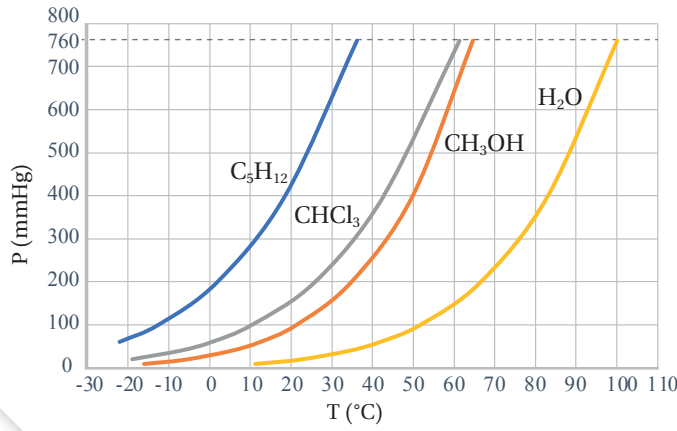
الحروق الناجمة عن بخار الماء أشد من تلك الناجمة عن الماء الساخن عند 100 °C.



✓ **أنتحق:** أفسر حدوث عملية التكاثف؟



الشكل (18): الاتزان الديناميكي بين السائل وبخاره.



الشكل (19): التغير في الضغط البخاري مع درجة الحرارة لعدد من السوائل.

أُحْدِدُ الضغطَ البخاريَّ لكلِّ من ثلاثي كلوروميثان والميثانول والماء عند درجة حرارة 50°C ، وأقارنُها بقيمة ضغطه البخاريَّ الواردة في الجدول (3). ماذا أستنتج؟

يتأثر الضغط البخاري للسائل بدرجة الحرارة وقوى التجاذب بين جزيئاته، ويبيِّن الشكل (19) تغيُّر الضغط البخاري لأربعة سوائل: البنتان C_5H_{12} وثلاثي كلوروميثان CHCl_3 ، والميثانول CH_3OH والماء H_2O ، مع زيادة درجة الحرارة. ألاحظُ أنه كلما ازدادت درجة الحرارة ازدادَ الضغطُ البخاريُّ للسائل. ولمعرفة أثر قوى التجاذب بين جزيئات السائل في ضغطه البخاري؛ ألاحظُ قيمَ الضغط البخاريَّ للسوائل الأربعة عند درجة الحرارة نفسها ونوعَ قوى التجاذب بين جزيئات كلِّ سائل. أنظرُ الجدول (3). ألاحظُ أنه كلما كانت قوى التجاذب بين جزيئات السائل أقوى قلَّ ضغطه البخاري، فالماء الذي تتربط جزيئاته بروابط هيدروجينية قوية له أقلُّ ضغط بخاري؛ لأن الحد الأدنى من الطاقة اللازمة للتغلب على قوى الترابط بين جزيئاته أكبر عند درجة حرارة معينة، وعند مقارنته بالميثانول؛ فبالرغم من أن الكتلة المولية للميثانول أعلى منها للماء؛ إلا أن عدد الروابط الهيدروجينية التي يصنعها الميثانول أقل منها للماء، لذلك؛ فضغطه البخاري أعلى، يليه ثلاثي كلوروميثان التي تتربط جزيئاته بقوى ثنائية القطب وضغطه البخاري أعلى من الميثانول، ثم البنتان الذي تتربط جزيئاته بقوى لندن الضعيفة وله أعلى ضغط بخاري.

أفكر: أرَّتبُ السوائل الآتية حسبَ تزايد ضغطها البخاري عند درجة الحرارة نفسها: CH_3CH_3 , CH_3OH , CH_3F

✓ **أنحقّق:** أفسّر تزايدَ الضغط البخاريَّ للسائل بزيادة درجة حرارته.

الجدول (3): أثر قوى التجاذب بين جزيئات السائل في ضغطه البخاري.

نوع قوى التجاذب بين جزيئات السائل	الضغط البخاري (mmHg) عند 20°C	المادة
روابط هيدروجينية	17.5	H_2O الماء
روابط هيدروجينية	98	CH_3OH الميثانول
ثنائية القطب	150	CHCl_3 ثلاثي كلوروميثان
قوى لندن	410	C_5H_{12} بنتان

درجة الغليان Boiling Point

الجدول (4): الضغط البخاري للماء
عند درجات حرارة مختلفة.

درجة الحرارة (°C)	الضغط البخاري (mmHg)
20	17.5
40	55.3
60	149.4
80	355
100	760.0

تزداد الطاقة الحركية لجزيئات السائل عند تسخينه، ويزداد عدد الجزيئات التي تمتلك طاقة كافية للتغلب على قوى التجاذب بين الجزيئات، وعندما تصبح الطاقة التي تمتلكها الجزيئات في أجزاء السائل جميعها كافية لتبخّره يبدأ السائل بالغليان، وتتكوّن فقاعات كثيرة في جميع أجزائه وترتفع إلى سطحه وتغادره؛ أي تنتقل إلى الحالة الغازية، عند ذلك؛ يكون ضغطه البخاري مساوياً للضغط الخارجي المؤثر على سطحه، وتُسمى درجة الحرارة عند ذلك **درجة غليان السائل Boiling Point**. ويمكن جعل السائل يغلي عند أي درجة حرارة، وذلك من خلال التحكم في الضغط المؤثر في سطحه. يوضّح الجدول (4) الضغط البخاري للماء عند درجات حرارة مختلفة. فمثلاً؛ عندما يكون الضغط الخارجي المؤثر على سطح السائل 17.5 mmHg؛ فإن الماء يغلي على درجة حرارة 20°C.

أما درجة الحرارة التي يصبح عندها الضغط البخاري للسائل مساوياً للضغط الجوي (1atm, 760 mmHg)، فتُسمى **درجة الغليان المعيارية Normal Boiling Point**، وتعتمد درجة الغليان على قوى التجاذب بين جزيئات السائل وتزداد بزيادتها.



أنحقّق:

- اعتماداً على الجدول (4)؛ أستنتج درجة غليان الماء عندما يبلغ الضغط المؤثر على سطحه 355 mmHg
- اعتماداً على الشكل (19)، أحدد درجة الغليان المعيارية لكل من: ثلاثي كلورو ميثان والبتان والميثانول.

أفكر: أحدد أي السائلين NH_3 أم HF له أعلى درجة غليان.

الربط بالحياة أواني الضغط

تُستخدم أواني الضغط للعمل على إنضاج الطعام بسرعة؛ وذلك لأن ارتفاع ضغط البخار داخلها يؤدي إلى رفع درجة غليان الماء عن 100 °C؛ فينضج الطعام خلال زمن أقل. وحتى لا يحدث انفجاراً بسبب زيادة الضغط، يوجد صمام يسمح بخروج بعض البخار؛ ممّا يقلّل الضغط داخلها.



التجربة 2

العوامل المؤثرة في سرعة التبخر

المواد والأدوات:

كحول الإيثانول، ثنائي إيثيل إيثر، مخبر مدرّج (10 mL) عدد (2)، أنبوب اختبار عدد (4) وأرْقَمُها، كأس زجاجية تحوي (100 mL) ماء درجة حرارته 40°C ، كأس زجاجية تحوي (100 mL) ماء درجة حرارته 15°C ، حامل أنابيب اختبار، وماسك أنابيب اختبار.

إرشادات السلامة:

- أتبع إرشادات السلامة العامة في المختبر.
- ارتدي معطف المختبر والنظارات الواقية والقفازات والكمامة.
- أحذر من استنشاق المواد العضوية على نحو مباشر.

خطوات العمل:

1. **أفيس** (10 mL) من الإيثانول باستخدام المخبر المدرّج وأضعها في أنبوب الاختبار رقم (1)، وكذلك الحال في أنبوب الاختبار رقم (2)، وأكرّر ذلك بالنسبة إلى ثنائي إيثيل إيثر (أنبوبي الاختبار 3، 4).
2. أضع أنابيب الاختبار 1، 3 في الكأس الزجاجية المحتوية على الماء بدرجة 15°C ، وأتركها لمدة (5 min).
3. **أفيس** كمية السائل المتبقية في كلّ أنبوب اختبار باستخدام المخبر المدرّج، ثمّ أسجلها.
4. أكرّر الخطوات 1، 2، 3 باستخدام الأنبوبين 2، 4 في الكأس الزجاجية المحتوية على الماء بدرجة حرارة 40°C .
5. **أنظّم البيانات**: أسجل الكميات المتبقية من كلّ سائل.

التحليل والاستنتاج:

1. **أقارن** الكمية المتبقية من السائل نفسه في الحالتين.
2. **أقارن**: أيّ السائلين أسرع تبخرًا؟
3. أحدّد نوع قوى التجاذب بين جزيئات كلّ سائل.
4. **أفسّر** اختلاف السائلين في سرعة تبخرها اعتمادًا على قوى التجاذب بين جزيئاتها عند نفس درجة الحرارة.
5. **أستنتج** العلاقة بين درجة الحرارة وسرعة تبخر السائل.

مراجعة الدرس

1. الفكرة الرئيسة: أفسر: يأخذ السائل شكل الإناء الذي يوضع فيه، ولكن حجمه يظل ثابتاً.

2. أوضح المقصود بكل مما يأتي:

• الضغط البخاري. • درجة الغليان المعيارية.

3. أفسر: يغلي الماء في الأغوار على درجة حرارة أكثر قليلاً من 100°C .

4. أصف: سائل في وعاء مغلق ضغطه البخاري ثابت، ما العلاقة بين سرعة تبخره وسرعة تكاثف بخاره؟

5. استنتج: يتبخر المركب A بسرعة أكبر من سرعة تبخر المركب B عند 25°C :

أ. أي المركبين قوى التجاذب بين جزيئاته أكبر؟

ب. أي المركبين له ضغط بخاري أعلى عند 25°C ؟

ج. أي المركبين درجة غليانه المعيارية أكبر؟

6. يمثل المنحنى المجاور تغير الضغط البخاري (mmHg) لثلاثة سوائل هي الهكسان C_6H_{14} ، رابع كلوريد

الكربون CCl_4 ، وحمض الإيثانويك CH_3COOH مع درجة الحرارة $^{\circ}\text{C}$. أجب عما يأتي:

أ. أحدد الضغط البخاري لرابع كلوريد

الكربون عند 60°C .

ب. أحدد درجة الغليان المعيارية للهكسان.

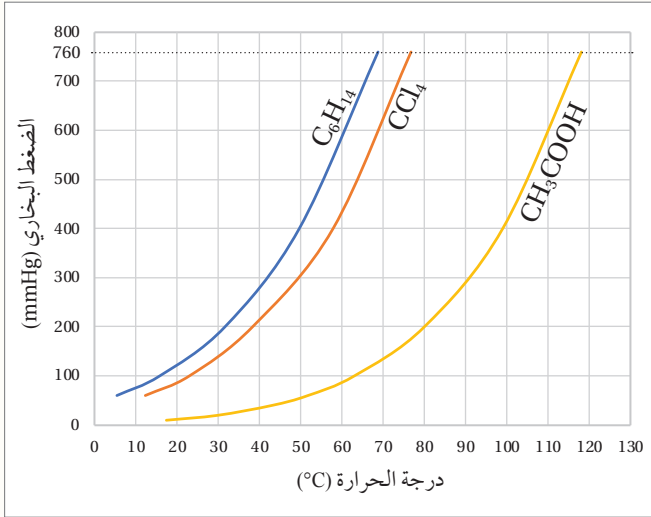
ج. أرّتب السوائل الثلاثة حسب سرعة تبخرها.

د. بفرض أن الضغط الجوي على قمة أحد

الجبال يساوي 500 mmHg، أحدد درجة

غليان CCl_4 عند هذا الارتفاع.

هـ. استنتج السائل الذي له أعلى طاقة تكاثف مولية.



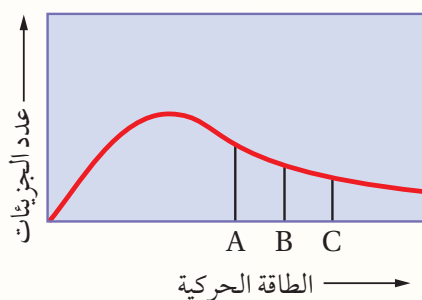
7. أختار الإجابة الصحيحة لكل فقرة من الفقرات الآتية:

1. المادة الأسرع تبخرا من المواد الآتية في الحالة السائلة عند الظروف نفسها:

- أ. NH_3 ب. H_2O
ج. C_2H_6 د. CH_4

2. المركبات الآتية متقاربة في الكتلة المولية، أي منها له أعلى درجة غليان معيارية:

- أ. $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ ب. CH_3CHO
ج. $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{F}$ د. $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_3$



3. يمثل المنحنى توزيع الطاقة الحركية على الجزيئات لثلاث

سوائل مختلفة أعطيت الرموز الافتراضية A, B, C عند درجة حرارة معينة T، وتمثل الخطوط في الشكل الحد الأدنى من الطاقة اللازمة للتغلب على قوى التجاذب بين جزيئات كل سائل. فإن العبارة الصحيحة من العبارات الآتية هي:

- أ. درجة غليان السائل A أكبر من درجة غليان السائل B.
ب. قوى التجاذب بين جزيئات A هي الأضعف..
ج. السائل C له أقل طاقة تبخر مولية.
د. الضغط البخاري للسائل C أعلى منه للسائل B.

السائل	طاقة التبخر المولية kJ/mol
L	29.06
M	43.29
T	50.5
V	34.14

4. يتضمن الجدول الآتي قيم طاقة التبخر المولية لأربعة سوائل

مختلفة أعطيت الرموز الافتراضية L, M, T, V؛ أيُّ منها يتوقع أن تكون قوى الترابط بين جزيئاته الأقوى؟

- أ. L ب. M
ج. T د. V

خصائص عامة للمواد الصلبة

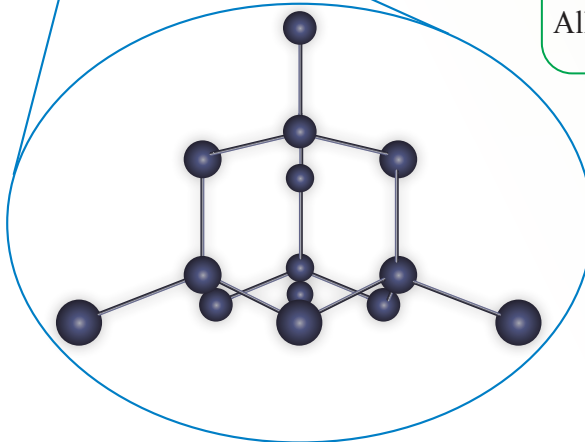
General Properties of Solids

تتسم جسيمات المادة في الحالة الصلبة (ذرات، جزيئات، أيونات) بأنها متقاربة جدًا وأن قوى التجاذب بينها كبيرة؛ لذلك تترتب في أماكن محددة لا تغادرها وتحرك في أماكنها حركة اهتزازية. والمادة الصلبة كثافتها عالية، وغير قابلة للانضغاط أو الجريان؛ مما يعني أنها ذات شكل وحجم ثابتين. وعند تسخين المادة الصلبة تهتز جسيماتها على نحو أسرع، ومع زيادة طاقتها الحركية يضعف التجاذب بينها فتتحول المادة إلى الحالة السائلة، وتسمى درجة الحرارة التي تتحول عندها المادة من الحالة الصلبة إلى الحالة السائلة درجة الانصهار Melting Point.

تترتب جسيمات المواد الصلبة بطريقتين؛ فتكون في الأولى أشكالاً هندسية منتظمة، وتسمى في هذه الحالة مادة صلبة بلورية Crystalline Solid، أنظر الشكل (20)، ومثال عليها الذهب، والماس، وكلوريد الصوديوم.



بلورة الماس



الفكرة الرئيسة:

تقسم المواد الصلبة إلى نوعين رئيسين؛ مواد صلبة بلورية ومواد صلبة غير بلورية، وتُصنف المواد الصلبة البلورية إلى أربعة أنواع رئيسة بحسب خصائصها الفيزيائية.

نتائج التعلم:

- أتعرف خصائص المادة في الحالة الصلبة.
- أصنف المواد الصلبة البلورية إلى أنواعها الرئيسة، وأميز بين صفاتها.

المفاهيم والمصطلحات:

Crystalline Solid	صلبة بلورية
Amorphous Solid	صلبة غير بلورية
Molecular Solid	صلبة جزيئية
	صلبة شبكية تساهمية
Covalent Network Solid	
Allotropy	ظاهرة التأصل

الشكل (20): مادة

صلبة بلورية.

وتترتب في الثانية عشوائياً (ليس لها شكل هندسي منتظم)، وتسمى مادة صلبة غير بلورية **Amorphous Solid**، كما في الشكل (21)، ومثال عليها البلاستيك، والزجاج، والأسفلت.

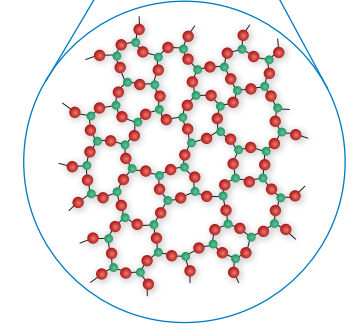
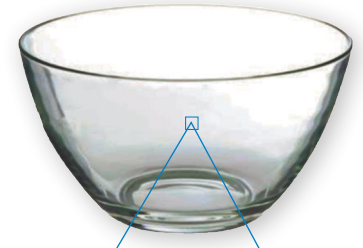
سأتعرف في هذا الدرس نوع الجسيمات المكونة للمواد الصلبة البلورية ونوع الروابط أو قوى الترابط بينها وخصائصها الفيزيائية.

المواد الصلبة البلورية Crystalline Solids

تتكون المواد الصلبة البلورية من جسيمات، إما أن تكون ذرات أو جزيئات أو أيونات، وقد صُنفت المواد الصلبة البلورية بناءً على نوع الروابط أو قوى الترابط بين جسيماتها إلى أربعة أنواع؛ إما صلبة جزيئية تشمل ذرات الغازات النبيلة في الحالة الصلبة والجزيئات التي تترايط في ما بينها بروابط هيدروجينية أو ثنائية القطب أو قوى لندن، أو قد تكون صلبة شبكية تساهمية تتكون من ذرات تترايط في ما بينها بروابط تساهمية، أو صلبة فلزية تتكون من ذرات الفلز وتترايط في ما بينها برابطة فلزية، أو صلبة أيونية تتكون من أيونات موجبة وسالبة تترايط في ما بينها بروابط أيونية.

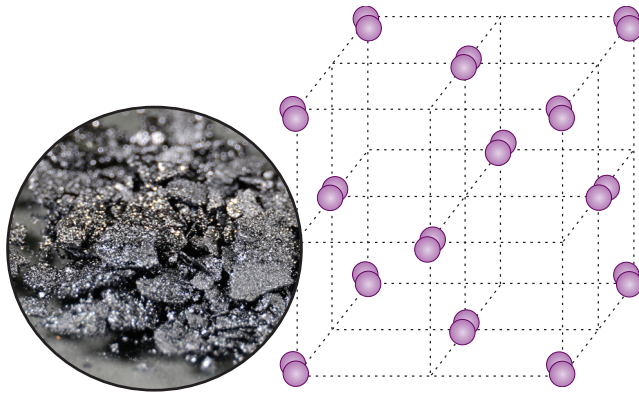
المواد الصلبة الجزيئية Molecular Solids

الجسيمات المكونة للمواد الصلبة الجزيئية **Molecular Solids** هي ذرات أو جزيئات تترايط مع بعضها بقوى تجاذب ضعيفة نسبياً؛ لذلك فإنها تشترك في صفات عدة، منها أنها مواد هشة ذات درجات انصهار منخفضة، كما أنها غير موصلة للتيار الكهربائي؛ ويرجع ذلك إلى أن الجسيمات المكونة لها متعادلة الشحنة ترتبط مع بعضها بقوى تجاذب ضعيفة؛ فمثلاً؛ بلورة اليود تتكون من جزيئات اليود I_2 المتعادلة التي تترايط بقوى لندن الضعيفة؛ لذلك؛ فإن درجة انصهاره منخفضة، كما أن بلوراته هشة غير موصلة للتيار الكهربائي. أنظر الشكل (22).



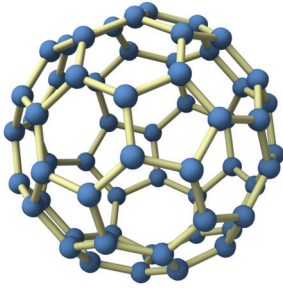
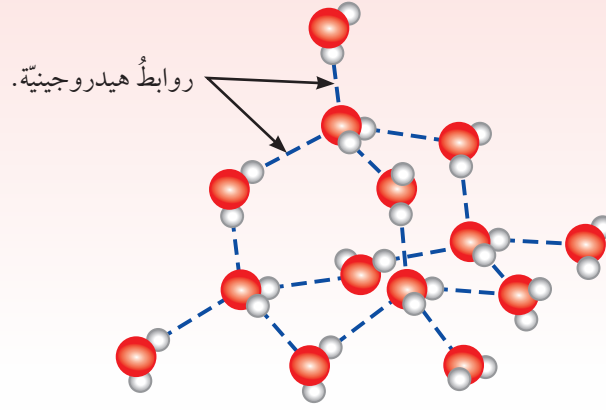
الشكل (21): مادة صلبة غير بلورية.

✓ **أنحقق:** ما الفرق بين المواد الصلبة البلورية وغير البلورية؟



الشكل (22): بلورة اليود.

الشكل (23): ترتيب جزيئات H_2O في الجليد.



الشكل (24): جزيء واحد من كرات باكي C_{60} .

وينطبق ذلك على الجليد أيضًا، الذي تترابط جزيئاته بروابط هيدروجينية؛ حيث يرتبط كل جزيء من H_2O بأربعة جزيئات أخرى، ويكون كل جزيء في البلورة مركزاً لرباعي الأوجه منتظم، كما في الشكل (23).

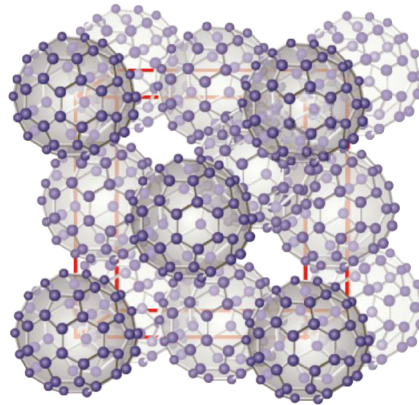
ويكون الكربون مادة صلبة جزيئية تُسمى بكمنستر فولرين Buckminsterfullerene أو كرات باكي، اكتشفت عام 1985، تتكون من جزيئات كروية الشكل مجوفة صيغتها الجزيئية C_{60} ؛ إذ تترابط ذرات الكربون داخل الجزيء الواحد (الكرة الواحدة) بروابط تساهمية، بحيث ترتبط كل ذرة كربون بثلاث ذرات أخرى مكونة حلقات خماسية وسداسية مرتبطة مع بعضها بعضاً لتشبه كرة القدم. أنظر الشكل (24).

✓ **أنحقق:** ما نوع الروابط بين

ذرات الكربون داخل الجزيء الواحد من بكمنستر فولرين؟ وما نوع قوى التجاذب بين جزيئاته؟

وتترابط الجزيئات (الكرات) مع بعضها بقوى لندن الضعيفة - أنظر الشكل (25) - مكونة بلورات إبرية الشكل سوداء اللون تُسمى بكمنستر فولرين. وتتميز بلورات بكمنستر فولرين بأنها غير موصلة للتيار الكهربائي؛ لأنها تتكون من جزيئات متعادلة.

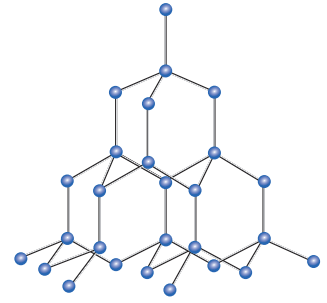
الشكل (25): بلورة بكمنستر فولرين.



المواد الصلبة الشبكية التساهمية Covalent Network Solids

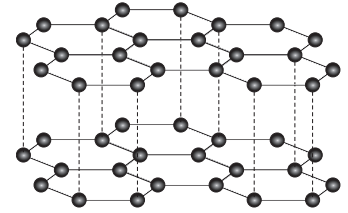
جسيمات المواد الصلبة الشبكية التساهمية Covalent Network Solids

ذرات تترابط في ما بينها بروابط تساهمية في بناء شبكي صلب، مثل الماس، الذي يتكوّن من ذرات الكربون؛ حيث ترتبط كل ذرة كربون بأربع روابط تساهمية مع أربع ذرات كربون أخرى، وتكون كل ذرة مركزاً لرباعي الأوجه منتظم، كما يظهر في الشكل (26). والماس عالي القساوة ودرجة انصهاره مرتفعة، كما أنه غير موصل للتيار الكهربائي؛ نظراً إلى أن إلكتروناته مقيّدة غير حرة الحركة، وهو يُعدّ أكثر المواد الطبيعية قساوة؛ لذا يُستخدم في صناعة أدوات القطع والقص.



الشكل (26): رسم تخطيطي للماس.

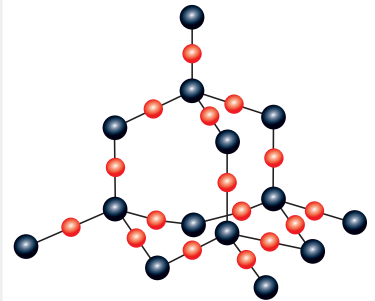
وهناك شكل آخر من البلورات يكوّنه الكربون، هو الغرافيت؛ حيث ترتبط كل ذرة كربون بثلاث ذرات كربون أخرى بحيث تشكّل حلقات سداسية الشكل، وتشكّل هذه الحلقات مع بعضها طبقات رقيقة، كما يظهر في الشكل (27)، يشغل الإلكترون الرابع لكل ذرة كربون فلك p ، وتتداخل هذه الأفلاك جانبياً وتشكّل سحابة إلكترونية أعلى مستوى حلقات الكربون وأسفلها لكل طبقة، تترابط الطبقات مع بعضها بقوى لندن الضعيفة، وهذا الترابط الضعيف يجعل الغرافيت مادة هشة، ويسهل انزلاق الطبقات المكوّنة له فوق بعضها بعضاً؛ لذا يُستخدم في صناعة أقلام الرصاص. وجود ما يشبه السحابة الإلكترونية بين الطبقات؛ يجعل الغرافيت موصلًا للتيار الكهربائي، وهو بذلك يشدّ في خصائصه عن خصائص المركبات الشبكية التساهمية على نحوٍ عام.



الشكل (27): رسم تخطيطي للغرافيت.

تُسمّى ظاهرة وجود أكثر من شكل بلوري للعنصر الواحد في الحالة الفيزيائية نفسها **ظاهرة التآصل Allotropy**، ويُسمّى كل من الماس والغرافيت وبكمنستر فولرين متآصلات.

ويُعدّ الكوارتز SiO_2 -أيضاً- مثالاً آخر على المواد الصلبة الشبكية التساهمية، وتشبه بلورته بلورة الماس، كما يظهر في الشكل (28)؛ حيث ترتبط كل ذرة سليكون بأربع ذرات أكسجين. والكوارتز أيضاً شديد القساوة، ولكنه أقل قساوة من الماس. وتتميّز المواد الصلبة الشبكية التساهمية بالقساوة وبدرجات انصهار مرتفعة؛ نظراً إلى قوة الروابط التساهمية التي تربط بين ذراتها، وهي غير موصلة للتيار الكهربائي في حالتها الصلبة والسيولة على نحوٍ عام.

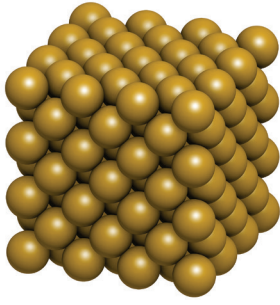


● ذرات الأكسجين
● ذرات السليكون

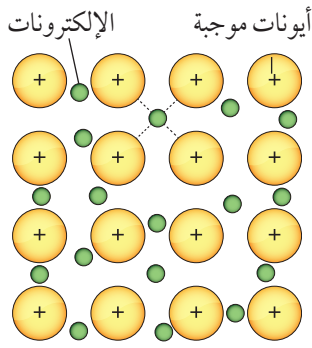
الشكل (28): رسم تخطيطي للكوارتز.

✓ **أتحقّق:** أفسّر: الغرافيت موصل جيّد للكهرباء.

المواد الصلبة الفلزية Metallic Solids



الشكل (29): بلورة الذهب.

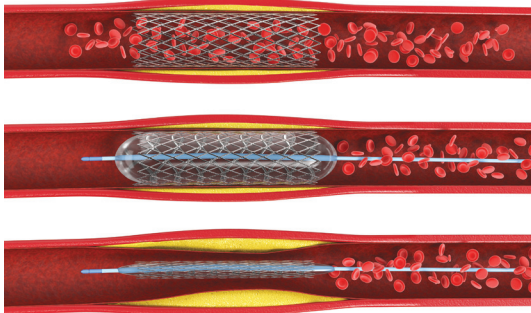


الشكل (30): الرابطة الفلزية، وتظهر صفوف الأيونات الموجبة في بحر الإلكترونات السالبة.

ذرات الفلزات تكون المواد الصلبة الفلزية Metallic Solids، أنظر الشكل (29)، وتتشرك بمجموعة من الصفات، منها: أنها متفاوتة في درجات انصهارها ومرتفعة بوجه عام، وموصلة للتيار الكهربائي، وقابلة للطرق والسحب، ويرجع السبب في هذه الصفات إلى الرابطة الفلزية بين ذراتها. ويمكن تخيل بلورة الفلز كأنها صفوف من الأيونات الموجبة مغمورة في بحر من الإلكترونات السالبة حرة الحركة، كما يوضح الشكل (30)، وهي قابلة للطرق والسحب؛ لأن الطرق على صفوف الأيونات الموجبة يجعلها تنزلق مبتعدة عن بعضها، ولكنها تبقى مترابطة بفعل تجاذبها مع الإلكترونات الحرة، ومن ثم يمكن تشكيلها صفائح أو أسلاكاً أو قضباناً، أما قدرتها على إيصال التيار الكهربائي؛ فترجع لبحر الإلكترونات السالبة حرة الحركة في البلورة، وسبب صلابتها ودرجات انصهارها المرتفعة عائد إلى قوة الرابطة الفلزية. وعند مقارنة درجة انصهار كل من عنصري الصوديوم والمغنيسيوم؛ نجد أن درجة انصهار الصوديوم Na تساوي 98°C ودرجة انصهار المغنيسيوم Mg تساوي 650°C ، وهو ما يدل على أن الرابطة الفلزية في المغنيسيوم أقوى منها في الصوديوم.

✓ **أتحقق:** أفسر قابلية المواد الصلبة الفلزية للطرق والسحب.

الربط بالطب



الدعامات القلبية المستخدمة لفتح الشرايين.

تمكن فريق من الباحثين من تطوير جيل جديد من السبائك الفلزية للأغراض الطبية مخصصة لعمل الدعامات القلبية. والسبيكة المبتكرة مصنوعة من التيتانيوم Ti، مضاف إليه فلز التنتاليوم Ta بنسبة 6% والنيوبيوم Nb بنسبة 17%، وتمتاز بمرونة فائقة وقوة كبيرة، كما أنها خالية من العناصر السامة أو تلك التي تسبب التهابات عصبية أو حساسية.

المواد الصلبة الأيونية Ionic Solids

تتكوّن جسيمات المواد الأيونية من أيونات موجبة وسالبة تتجاذب وتترابط برابطة أيونية، من الأمثلة عليها كلوريد البوتاسيوم KCl وأكسيد الكالسيوم CaO، ويوضّح الشكل (31) بلّورة أكسيد الكالسيوم.

تُعَدُّ الرابطة الأيونية رابطةً قويّة؛ لذلك فإنّ المواد الصلبة الأيونية Ionic Solids شديدة الصلابة ودرجات انصهارها مرتفعة؛ فمثلاً؛ درجة انصهار كلوريد البوتاسيوم 770°C ، ودرجة انصهار أكسيد الكالسيوم 2572°C .

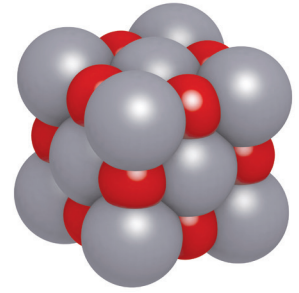
ورغم شدة صلابة المواد الأيونية فإنّها هشّة، وإذا تعرّضت البلّورات للطّرق؛ فإنّ أيّوناتها تتحرّك (تنزلق) بالنسبة إلى بعضها بعضاً، بحيث تتقارب الأيونات المتشابهة في الشحنة فتتنافر، وهو ما يؤدّي إلى تحطّم البلّورة، كما يبيّن الشكل (32).

لا توصل المواد الصلبة الأيونية التيار الكهربائي؛ لأنّ أيّوناتها غير حرة الحركة، أمّا عند صهرها أو إذابتها في الماء فإنّ أيّوناتها تصبح حرة الحركة؛ لذلك توصل محاليلها ومصاهيرها التيار الكهربائي.

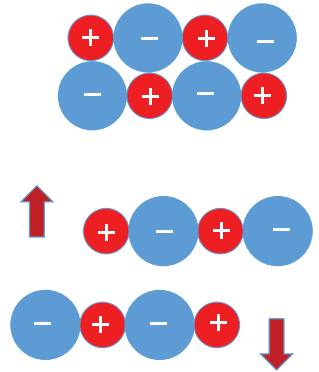
✓ **أنحقّق:** أفسّر: رغم صلابة المركبات الأيونية إلا أنها هشّة.

تحديد أنواع المواد الصلبة Identifying Types of Solids

تستخدم الخصائص الفيزيائية للبلورة الصلبة في تحديد نوع المادة ما إذا كانت جزيئية أو شبكية تساهمية أو فلزية أو أيونية، كما أنه يمكن معرفة نوع المادة من خلال معرفة نوع الجسيمات المكونة لها والروابط بينها، ويوضح الجدول (5) أنواع المواد الصلبة والخصائص العامة لكل نوع.



الشكل (31): بلّورة أكسيد الكالسيوم.



الشكل (32): تحطّم بلّورة المادّة الأيونية نتيجة تعرّضها للطّرق.

الجدول (5): أنواع المواد الصلبة.

نوع المادة الصلبة	نوع الجسيمات	الروابط أو قوى الترابط	خصائص عامة للمادة الصلبة	أمثلة
جزيئية	جزيئات وذرات الغازات النبيلة	روابط هيدروجينية، ثنائية القطب، لندن	هشّة، درجة انصهار منخفضة، غير موصلة للكهرباء.	$\text{Ne}_{(s)}$, $\text{CH}_{4(s)}$, S_8 , P_4 , $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$
شبكية تساهمية	ذرات	تساهمية	صلبة جداً، درجة انصهارها مرتفعة، غير موصلة للكهرباء بوجه عام.	SiO_2 , Si , SiC , C ماس
فلزية	ذرات	فلزية	صلبة، متفاوتة في درجة الانصهار وبوجه عام مرتفعة، قابلة للطرق والسحب، موصلة للكهرباء ومصاهيرها أيضاً موصلة للكهرباء.	K , Al , Cu , Ag , Ni , Ba
أيونية	أيونات	أيونية	صلبة، هشّة، درجة انصهار مرتفعة، غير موصلة للكهرباء. بينما محاليلها ومصاهيرها موصلة للكهرباء.	LiF , CaF_2 , ZnS , NaCl

المثال 11

أحدد نوع المادة الصلبة البلورية لكل مما يأتي:

- أ. مادة (A) بيضاء اللون تنصهر على درجة حرارة 730°C غير موصلة للكهرباء، بينما محلولها موصل للكهرباء.
ب. مادة (B) شديدة الصلابة وشفافة وتنصهر عند درجة حرارة 3000°C .

المعطيات:

- أ. درجة انصهار المادة A: 730°C ، التوصيل للكهرباء: غير موصلة في الحالة الصلبة ومحلولها موصل.
ب. المادة B شديدة الصلابة، درجة انصهار المادة B: 3000°C

الحل:

- أ. درجة انصهار المادة A مرتفعة نسبياً، وتشارك المواد الفلزية والأيونية في هذه الصفة، وكذلك فإن المادة A غير موصلة للكهرباء في حالة الصلابة، بينما محلولها موصل للكهرباء وهذه الصفة مميزة للمركبات الأيونية، فالمادة A أيونية.
ب. بما أن المادة B شديدة الصلابة ودرجة أنصهارها مرتفعة وهي صفات المواد الشبكية التساهمية؛ فالمادة B شبكية تساهمية.

المثال 12

أحدد نوع كل من المواد الصلبة البلورية الآتية: $\text{HF}_{(s)}$, Fe , Na_2O , Si .

الحل:

- HF : جزيئية؛ لأنها تتكون من جزيئات تتربط بروابط هيدروجينية.
 Fe : فلزية؛ الحديد فلز تتربط ذراته بروابط فلزية.
 Na_2O : أيونية؛ لأن الرابطة بين أيونات Na^+ وأيونات O^{2-} رابطة أيونية.
 Si : شبكية تساهمية؛ لأن ذرات Si تتربط بروابط تساهمية في بناء شبكي صلب.

مراجعة الدرس

1. الفكرة الرئيسة: أوضّح الأنواع الرئيسة للمواد الصلبة البلورية.
2. أوضّح المقصود بكلّ ممّا يأتي:
 - المادة الصلبة البلورية.
 - المادة الصلبة غير البلورية.
 - ظاهرة التآصل.
3. **أفسّر:** المواد الصلبة غير قابلة للانضغاط أو الجريان.
4. أحدد الروابط أو قوى الترابط الموجودة في كلّ نوع من المواد الصلبة البلورية الآتية:
 - المادة الصلبة الأيونية
 - المادة الصلبة الفلزية
 - المادة الصلبة الجزيئية
 - المادة الصلبة الشبكية التساهمية
5. أحدّد نوع كلّ من المواد الصلبة البلورية الآتية: KI ، Ni ، SiC ، NH_3
6. **أصنّف** المواد الصلبة الآتية حسب نوعها: مادة صلبة جزيئية، مادة صلبة أيونية، مادة صلبة فلزية، مادة صلبة شبكية تساهمية.
 - أ. مادة صلبة غير موصلة للكهرباء، تنصهر عند درجة حرارة $650^\circ C$ ، ويوصل مصهورها الكهرباء.
 - ب. مادة صلبة لامعة موصلة للكهرباء.
 - ج. مادة شديدة الصلابة، درجة انصهارها $2730^\circ C$ ، ولا يوصل مصهورها الكهرباء.
 - د. مادة صلبة هشة، تنصهر على درجة حرارة $119^\circ C$ ، وغير موصلة للكهرباء.
7. أختار الإجابة الصحيحة لكلّ فقرة من الفقرات الآتية:
 1. إحدى المواد الآتية صلبة وهشة ودرجة انصهارها مرتفعة:

أ. SiF_4	ب. C ماس	ج. KCl	د. Cu
------------	----------	----------	-------
 2. إحدى العبارات التالية ليست من صفات مادة بكمنسترفولرين:

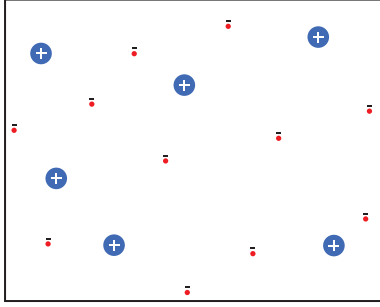
أ. تكون بلورات إبرية الشكل	ب. تتربط ذراتها مكونة حلقات سداسية مرتبطة ببعضها.
ج. غير موصلة للتيار الكهربائي	د. تعد من متآصلات الكربون.
 3. المادة الصلبة التي لها أعلى درجة انصهار:

أ. MgO	ب. NO_2	ج. Cl_2O	د. SO_3
----------	-----------	------------	-----------
 4. إحدى المواد الآتية صلبة جزيئية:

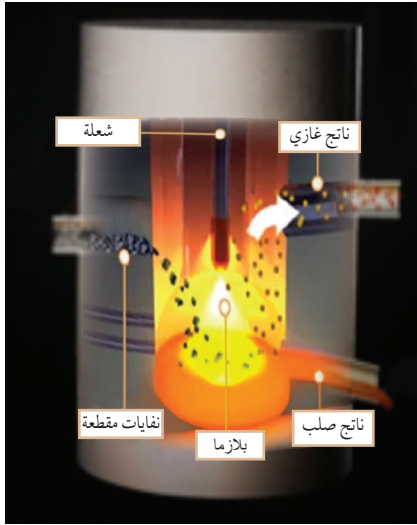
أ. Al	ب. $BaCl_2$	ج. Si	د. P_4
-------	-------------	-------	----------

الحالة الرابعة للمادة Plasma

البلازما Plasma أو الغازات المتأينة خليطٌ غازيٌّ مكوّنٌ من الإلكترونات حُرّة الحركة والأيونات الموجبة الناتجة بعد انفصال الإلكترونات عن الذرّة. وتتكوّن البلازما نتيجة درجات الحرارة التي تزيد عن آلاف عدّة من درجات سلسيوس، وتوجد طبيعيّاً في الشمس والنجوم والمجرات والسّدم، كما تتكوّن بفعل الضّوء عند حدوث البرق؛ حيث تتأينُ جُزيئاتُ الهواء، وكذلك يمكنُ تحضيرُها صناعيّاً. تشبهُ البلازما في خصائصها الغازات؛ إذ ليس لها حجمٌ أو شكلٌ ثابتان، ولكنّ قوى التجاذب الكبيرة بين مكوّناتها تكسبها خصائص غير متوقّعة مثل توصيل التيار الكهربائيّ، وهذا المزيج من الخصائص هو ما جعلها تُصنّف حالةً رابعة للمادة.



مكوّنات البلازما



محوّل النّفايات البلازما.

وللبلازما مجموعة من الاستخدامات التكنولوجية الحديثة، منها محوّل النّفايات البلازما Plasma Waste Converter الذي يتعامل مع معظم مخلفات المواد بما فيها الموادّ الخطرة، حيث تعمل الطاقة المختزنة في البلازما على كسر الروابط بين جُزيئات موادّ النّفايات فتتفكّك إلى العناصر المكوّنة لها، وتقسم النواتج النهائية في هذا المحوّل إلى نوعين؛ ناتج غازي غنيّ بغاز الهيدروجين، وناتج صلب يطلق عليه الخبث، ويعتمد نوع الناتج النهائي على نوع النّفايات المدخلة، فالنّفايات العضويّة تخرج على شكل ناتج غازي، أمّا النّفايات غير العضويّة فتخرج على شكل ناتج صلب، ويستفاد من غاز الهيدروجين الناتج كوقود. أمّا الناتج الصّلب فيُستخدم في صناعة الكونكريت (الإسمنت) والأسفلت.

ولمحوّل النّفايات البلازما فوائد متعدّدة مقارنةً بالطرائق التقليدية لمعالجة النّفايات؛ فهو لا يحتاج إلى أراضٍ لطمر النّفايات، كما أنّ كمّيّة غازات الدفيئة وملوثات الهواء الناتجة منه أقلّ منها في المكبّات الخاصّة بحرق النّفايات، ورغم هذه الفوائد؛ فإنّ محطّات معالجة النّفايات باستخدام البلازما محدودة العدد؛ وذلك نظرًا إلى كلفة إنشائها الماديّة الكبيرة.

مراجعة الوحدة

1. أَوْضِّحْ المقصودَ بكلٍّ من:

- قانون أفوجادرو.
- المائع.
- المادة الصلبة الجزيئية.

2. **أفسّر** ما يأتي:

- يتناسب ضغط الغاز طردياً مع درجة حرارته المطلقة عند ثبات حجمه.
- انتشار غاز NH_3 أسرع من انتشار غاز CO_2 .
- درجة انصهار CH_3COOH أكبر من درجة انصهار $\text{C}_2\text{H}_5\text{Cl}$.

3. **أستخدم الأرقام.** أحسب كتلة غاز O_2 الموجودة

في وعاء حجمه 5 L عند درجة حرارة 20°C وضغط 1.5 atm.

4. **أستخدم الأرقام.** يحتوي وعاء حجمه 1.64 L على

(1.1 g CO_2) و (1.6 g O_2) وكتلة مجهولة من N_2 . إذا علمت أن الضغط الكلي للغازات الثلاثة يساوي 1.5 atm عند درجة حرارة 27°C ، فأحسب:

- الضغط الجزئي لكلٍّ من الغازات CO_2 ، O_2 ، N_2 .
- كتلة غاز N_2 في الوعاء.

(Mr (g/mol): $\text{CO}_2 = 44$, $\text{O}_2 = 32$, $\text{N}_2 = 28$)

5. **أستنتج** أدرس الجدول الآتي، الذي يبين الضغط

البخاري لثلاثة سوائل ذات رموز افتراضية A , B , C عند درجة حرارة معينة، ثم أجب عن الأسئلة الآتية:

المادة	A	B	C
الضغط البخاري mmHg	225	580	50

• ما المادة الأسرع تبخراً؟

• ما المادة التي لها أعلى درجة غليان؟

• أرّتب السوائل الثلاثة حسب تزايد قوى التجاذب بين جزيئاتها.

6. إذا كانت طاقة التبخر المولية للسوائل الآتية، كما يأتي:

O_2 (6.8 kJ/mol) , Ne (1.8 kJ/mol) , CH_3OH (34.5 kJ/mol)

أ. أحدد نوع قوى التجاذب بين جسيمات كل سائل.

ب. أي هذه السوائل له أعلى درجة غليان؟

7. أحدد المادة التي لها أعلى درجة انصهار بين الأزواج الآتية:

SO_2 , Li_2O

SiO_2 , CO_2

Ar , Al

8. **أفسر** إذا علمت أن كثافة الماس 3.5 g/mL، وأن كثافة

الغرافيت 2.3 g/mL. اعتمداً على التركيب البلوري

لكمنستر فولرين؛ هل من المتوقع أن تكون كثافة

لكمنستر فولرين أكبر أم أقل منهما؟ أفسر ذلك.

9. أختار الإجابة الصحيحة لكل فقرة من الفقرات الآتية:

1. إحدى العبارات الآتية لا تتفق مع نظرية الحركة

الجزيئية:

أ. حركة جزيئات الغاز مستمرة وعشوائية.

ب. متوسط الطاقة الحركية للغازات ثابت عند

درجة الحرارة نفسها.

ج. تتصادم جزيئات الغاز تصادمات مرنة.

د. تتحرك جزيئات الغاز جميعها بالسرعة نفسها

عند درجة الحرارة نفسها.

2. إذا علمت أن الكتلة المولية للغازات الآتية

$$(H_2 = 2g/mol, N_2 = 28g/mol, O_2 = 32g/mol, Ne = 20g/mol)$$

فإن أقل هذه الغازات انحرافاً عن سلوك الغاز المثالي عند الظروف نفسها، هو:

أ. H_2 ب. N_2

ج. O_2 د. Ne

3. عيّنة من الغاز المحصور حجمها (V) عند درجة

حرارة $(35^\circ C)$ ، فإن درجة الحرارة التي يصبح عندها حجم الغاز مثلي حجمه الأصلي عند ثبات الضغط، هي:

أ. $35^\circ C$ ب. $70^\circ C$

ج. $308^\circ C$ د. $343^\circ C$

4. عندما تصبح درجة الحرارة (بالكلفن) لعيّنة من غاز

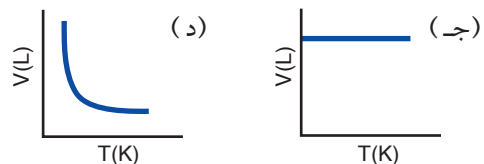
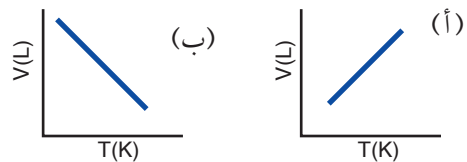
محصور 3 أمثال درجة حرارته الأصلية وحجمه مثلي حجمه الأصلي، يصبح ضغطه الجديد (P_2) مقارنة بالضغط الأصلي (P_1):

أ. $6 P_1$ ب. $\frac{3}{2} P_1$

ج. $\frac{2}{3} P_1$ د. $3 P_1$

5. إحدى الرسوم البيانية الآتية توضح العلاقة بين حجم

الغاز ودرجة حرارته المطلقة عند ثبات ضغطه:



6. كمية من غاز حجمها 1L، إذا أصبحت قيمة كل

من درجة حرارتها المطلقة و ضغطها 3 أمثال قيمتها

الأصلية؛ فإن حجمها بوحدة (L) يصبح:

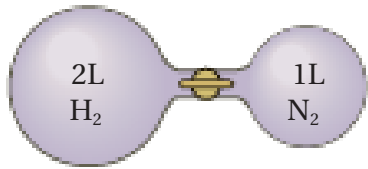
أ. 1 ب. $\frac{1}{3}$

ج. 3 د. 9

7. اعتماداً على الشكل المجاور؛ الضغط الكلي لمزيج

الغازين بعد فتح السدادة بين القارورتين بوحدة atm

عند درجة الحرارة نفسها يساوي (أهمل حجم السدادة):



$$P_{H_2} = 456 \text{ mmHg} \quad P_{N_2} = 0.21 \text{ atm}$$

أ. 0.07 ب. 0.71

ج. 0.47 د. 0.4

* أربع أوعية محكمة الإغلاق حجم كل منها 3 L، ويحتوي كل

منها على أحد الغازات الآتية: ($H_2, Mr = 2 g/mol$),

($He, Mr = 4 g/mol$), ($Ar, Mr = 40 g/mol$),

($Xe, Mr = 131 g/mol$), علماً أن ضغط الغاز في

كل منها 870 mmHg وعلى درجة حرارة الغرفة

$25^\circ C$ ، أجب عن الفقرتين 8، 9.

8. الوعاء الذي تكون كتلة الغاز فيه أكبر هو وعاء الغاز:

أ. H_2 ب. He

ج. Ar د. Xe

14 . إذا علمتُ أنَّ عنصرَ البورون شديد الصلابة، ودرجة انصهاره 2300°C ، ورديءُ التوصيل للكهرباء على درجة الحرارة العادية، فإنه يصنف مادة صلبة بلورية:

- أ. جزيئية. ب. شبكية تساهمية.
ج. فلزية. د. أيونية.

15 . المادة الصلبة البلورية الموصلة للتيار الكهربائي في

حالتها الصلبة والسيولة، هي:

- أ. KF. ب. SiO_2 .
ج. Cu. د. S_8 .

9 . إذا سخن الوعاء الذي يحتوي غاز H_2 في حين برد الوعاء الذي يحتوي غاز Ar؛ فإن الوعاء الذي يكون ضغط الغاز فيه أكبر من الأوعية الأربعة هو وعاء الغاز:

- أ. H_2 . ب. He.
ج. Ar. د. Xe.

10 . المادة التي لها أعلى درجة غليان معيارية، هي:

- أ. CH_3CH_3 . ب. $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_3$.
ج. $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$. د. CH_3OCH_3 .

11 . ترتيبُ السوائل الآتية: CH_4 , CH_3Br , CH_3Cl حسب تناقص طاقة تبخرها المولية:

(M_r (g/mol): $\text{CH}_4 = 16$, $\text{CH}_3\text{Br} = 95$, $\text{CH}_3\text{Cl} = 50.5$)

- أ. $\text{CH}_3\text{Br} < \text{CH}_4 < \text{CH}_3\text{Cl}$.
ب. $\text{CH}_3\text{Br} < \text{CH}_3\text{Cl} < \text{CH}_4$.
ج. $\text{CH}_3\text{Cl} < \text{CH}_3\text{Br} < \text{CH}_4$.
د. $\text{CH}_4 < \text{CH}_3\text{Cl} < \text{CH}_3\text{Br}$.

12 . أحدُ العوامل الآتية يؤثرُ في الضغط البخاري للسائل:

- أ. حجمُ السائل. ب. شكلُ الإناء.
ج. درجة الحرارة. د. كمية السائل.

13 . الجدول الآتي يتضمن طاقة التكاثف المولية لأربعة

سوائل مختلفة أعطيت الرموز الافتراضية A, B, C, D، المادة الأسرع تبخرًا هي:

المادة	A	B	C	D
طاقة التكاثف المولية kJ/mol	31	26	21	44

- أ. A. ب. B.
ج. C. د. D.



أتأمل الصورة

تُستخدم المحاليل الكيميائية على نطاق واسع في حياتنا، سواءً في المنزل أو في الصناعات المتنوعة. فما المحلول؟ وما خصائصه؟

الفكرة العامة:

تُصنّف المواد إلى قسمين: مواد نقية، ومخاليط. والمحاليل إحدى أنواع المخاليط، لها خصائص معينة.

الدرس الأول: تصنيف المحاليل

الفكرة الرئيسة: المحاليل مخاليط متجانسة، وتُقسّم إلى أنواع مختلفة وفقاً لحالة المذيب الفيزيائية وحالة الإشباع والتوصيل الكهربائي وحجم جسيمات المذاب.

الدرس الثاني: خصائص المحاليل

الفكرة الرئيسة: للمحاليل خصائص عدة تميزها عن المذيب النقي، مثل الضغط البخاري ودرجة الغليان ودرجة التجمّد والضغط الأسموزي.

تجربة استهلاكية

خصائص المحاليل

المواد والادوات: بيرمنغنات البوتاسيوم KMnO_4 ، مسحوق كربونات الكالسيوم، حليب سائل، ماء مقطر، دورق مخروطي سعة 200 mL عدد 3، كأس زجاجي سعة 200 mL عدد 3، ورق ترشيح، قمع، ملعقة، ميزان، ضوء.

ارشادات السلامة: أحرص عند التعامل مع المواد الكيميائية، ارتدي القفازات ومعطف المختبر.

خطوات العمل :

- 1 **أقيس** 5 g من بيرمنغنات البوتاسيوم KMnO_4 وأضعها في الكأس الزجاجي وأضيف 150 mL من الماء المقطر واحرك جيداً حتى يذوب تماماً.
- 2 **أقيس** 5 g من مسحوق كربونات الكالسيوم CaCO_3 ، وأضعها في الكأس الزجاجي وأضيف 150 mL من الماء المقطر واحرك جيداً.
- 3 أضع 150 mL من الحليب السائل في الكأس الزجاجي.
- 4 **أجرب:** أسلط الضوء على الكؤوس الثلاثة، وألاحظ الفرق بين مرور الضوء فيها، وأسجل ملاحظاتي.
- 5 **أجرب:** أرشح المخلوط الناتج في الكأس الأولى وذلك بوضع ورقة الترشيح داخل القمع ووضع القمع في دورق مخروطي. ثم أصب محتويات الكأس فوق ورقة الترشيح.
- 6 أكرر ذلك للكأسين الثانية والثالثة.
- 7 **ألاحظ** الفرق في لون الراشح الناتج بعد عملية الترشيح، وأسجل ملاحظاتي.

التحليل والاستنتاج:

1. **أقارن** أي المحاليل في الكؤوس تبدو متجانسة؟
2. **أقارن** أي المحاليل في الكؤوس بقيت المادة على ورق الترشيح بعد عملية الترشيح؟
3. **أقارن** أي المحاليل في الكؤوس مرر الضوء وإيها لا؟

المخاليط Mixtures

توجد المواد من حولنا على شكل مخاليط؛ فالماء الذي نشربه والعصائر الصناعية والعقاقير الطبية وغيرها ما هي إلا أمثلة على المخاليط. فما المخلوط؟ وما أنواع المخاليط؟ وكيف تُصنّف؟
تُصنّف المواد تبعاً لتركيبها إلى مواد نقية ومخاليط، فالمواد النقية تتكوّن من نوع واحد من الجسيمات، ويكون لها تركيب ثابت ومنتظم، مثل العناصر والمركّبات.

غالباً يصعب بقاء المواد في الطبيعة بصورة نقيّة؛ فتختلط مع المواد المحيطة بها، وينشأ نتيجةً لذلك ما يُعرف بالمخاليط Mixtures، التي تتكوّن من مزيج من مادّتين نقيّتين أو أكثر، تبقى كلّ منها محتفظةً بخصائصها الكيميائية، ويبين الشكل (1) عدداً من المواد النقيّة والمخاليط.
يختلف تركيب المخلوط تبعاً لاختلاف نسب المواد المكوّنة له، وكيفية توزيع مكوّناته؛ فبعضها يمكن تمييز مكوّناتها، مثل مخلوط الماء والتراب أو مخلوط الخل والزيت، وبعضها الآخر يصعب تمييز مكوّناته، مثل محلول ملح الطعام أو كبريتات النحاس.

الفكرة الرئيسة:

المحاليل مخاليط متجانسة، وتقسّم إلى أنواع مختلفة وفق حالة المذيب الفيزيائية وحالة الإشباع والتوصيل الكهربائي وحجم جسيمات المذاب.

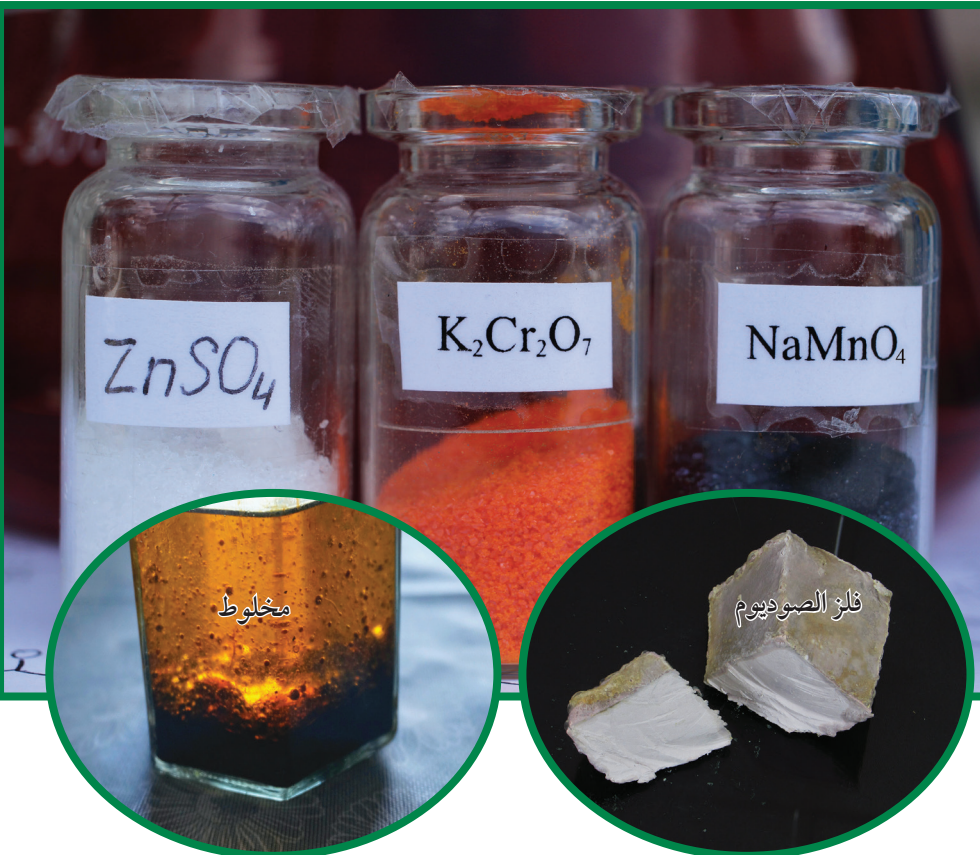
نتائج التعلم:

- أُصنّف المواد إلى نقيّة ومخاليط متجانسة وغير متجانسة.
- أُصنّف المحاليل وفق خصائص محدّدة.
- أُستنتج العوامل المؤثرة في ذائبية المواد الصلبة والسائلة والغازية في الماء.

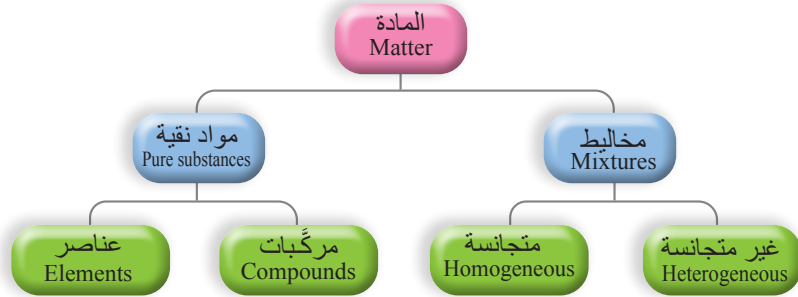
المفاهيم والمصطلحات:

Suspension Mixture	مخلوط معلّق
Colloidal Mixture	مخلوط غروي
Solvation	الإذابة
Solubility	الذائبية
Henry's Law	قانون هنري

الشكل (1): مواد نقية ومخاليط.



الشكل (2): تصنيفُ المادة.



أنواع المخاليط Types Of Mixtures

عرفت في ما سبق أن المخلوط يتكوّن من مزيج من مادّتين أو أكثر من الموادّ النقيّة، تحتفظُ كلّ منها بخصائصها الكيميائيّة. وتُقسّمُ المخاليطُ إلى قسمين؛ المخاليطُ المتجانسة، والمخاليطُ غير المتجانسة، أنظر الشكل (2).

المخاليطُ غير المتجانسة Heterogenous Mixtures

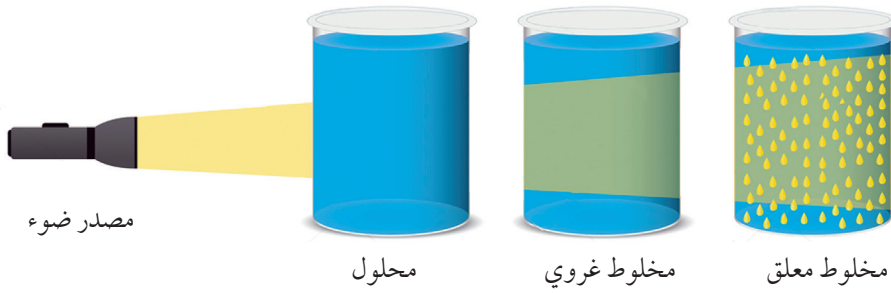
تتكوّنُ المخاليطُ غير المتجانسة Heterogenous Mixtures من مادّتين أو أكثر من الموادّ النقيّة لا تمتزجُ مُكوّناتها امتزاجاً تامّاً؛ إذ تحتفظُ كلّ منها بخصائصها الكيميائيّة وتبقى في المخلوط متمايضة عن غيرها من المُكوّنات، ويمكنُ تعرّفُ نوعين أساسيين من المخاليط، هما: المخاليطُ المُعلّقة، والمخاليطُ الغروية.

المخلوط المُعلّق Suspension Mixture لا تمتزجُ مُكوّناته مع بعضها بعضاً، وتوزّعُ على نحوٍ غير منتظم في أجزائه، ويمكنُ فصلُ مُكوّناته بعملية الترشيع؛ بسبب كبر حجم جسيماته التي يزيدُ قطرها على (1000 nm)، وترسب جسيماته في أسفل الوعاء بفعل الجاذبيّة إذا تُركت من غير تحريكٍ مدّة من الزمن، كما يمكنُ أن تنفصل مُكوّنات المخلوط المُعلّق إلى طبقتين واضحتين أو أكثر يمكن رؤيتها بالعين المُجرّدة ومثال ذلك مخلوطُ التراب والماء والزيت، أنظر الشكل (3).

الجدول (1): أمثلة على المخاليط الغروية.

مثال	حالة وسط الانتشار	حالة الجسيمات المنتشرة
الضباب	غاز	سائل
الغبار في الهواء	غاز	صلب
حجر الخفاف	صلب	غاز
الحليب	سائل	سائل

المخلوط الغروي Colloidal Mixture يتكوّن من جسيمات تنتشر أو تشتت خلال مادّة أخرى تسمّى وسط الانتشار، يتراوح قطرها بين (1 nm – 1000 nm)؛ لذلك لا يمكنُ فصلها بالترشيح، ولا تترسبُ كما في المخاليط المُعلّقة. ومثال ذلك الضباب؛ حيث يتكوّن من قطرات ماء صغيرة جداً منتشرة في الهواء. ويمكنُ تصنيفُ المخاليط الغروية، تبعاً لحالة الجسيمات المنتشرة ووسط الانتشار، إلى صلب، وسائل، وغاز، كما هو موضّح في الجدول (1) الذي يبيّن أمثلة على المخاليط الغروية.



الشكل (4): ظاهرة تndال.

تمتاز جسيمات المخاليط الغروية بالحركة البراونية؛ حيث تتحرك في السائل حركة عشوائية في الاتجاهات كافة، وتتصادم مع جسيماته مما يمنع ترسبها. وتظهر المخاليط الغروية المركزة عكراً، أما المخففة منها فتظهر شفافة وتشتت الضوء عند مرور حزمة ضوئية خلالها في ما يُعرف بظاهرة تndال، أنظر الشكل (4)؛ حيث يُلاحظ بوضوح تشتت حزمة الضوء عند مرورها في المخلوط الغروي وبعض المخاليط المعلقة، في حين لا يُلاحظ ذلك الأثر عند مرور حزمة من الضوء عبر محلول كلوريد الصوديوم.

المخاليط المتجانسة (Homogeneous Mixture (Solution

يتكون المخلوط المتجانس Homogeneous Mixture من مادتين أو أكثر لا يحدث بينهما تفاعل كيميائي، ويسمى المخلوط المتجانس محلول Solution، تنتشر فيه جسيمات المذاب على نحو منتظم ومتماثل في جميع أنحاء المذيب؛ لذلك يكون المحلول متجانساً في التركيب والخواص. ويتراوح قطر جسيمات المذاب في المحلول (0.1-1 nm)؛ لذلك لا ترى بالعين المجردة، ولا يمكن فصل مكونات المحلول بالترشيح؛ وذلك لصغر حجم جسيماته. ومن أمثلة المحاليل المحلول الناتج من إذابة السكر في الماء، وكذلك الكثير من المحاليل التي تُستخدم في المختبرات الكيميائية.

تصنيف المحاليل:

تختلف المحاليل في خصائصها وأنواعها، وتُصنّف وفق حالة الإشباع إلى محاليل غير مشبعة ومحاليل مشبعة ومحاليل فوق الإشباع؛ وذلك تبعاً لنسبة المذاب في المذيب؛ فالمحلول غير المشبع Unsaturated Solution، هو المحلول الذي يستوعب زيادة من المذاب عند درجة الحرارة نفسها، وإذا كان لا يستوعب زيادة من المذاب عند درجة الحرارة نفسها فيسمى المحلول المشبع Saturated Solution، في حين إذا كان يحتوي على كمية من المذاب أكثر مما يمكن إذابته عند درجة حرارة معينة في ظروف معينة فيسمى المحلول فوق الإشباع Super Saturated Solution.

الربط بالحياة

ظاهرة تndال في الطبيعة

يُعد الضباب مخلوطاً غروباً، تشتت الأشعة الضوئية عند مرور الضوء خلال جسيماته، ويمكن ملاحظة هذه الظاهرة بوضوح في بعض الغابات، كما يظهر في الصورة.



الجدول (2): تصنيف المحاليل تبعاً لحالة المذيب وأمثلة عليها.

حالة المحلول	المُذاب	المُذيب	مثال
صُلْب	صُلْب	صُلْب	النُّحاس في الذَّهَب
	سائل	صُلْب	الزُّبُق في الفِصَّة
	غاز	صُلْب	الهيدروجين في البلاتين
سائل	صُلْب	سائل	الملح في الماء
	سائل	سائل	الخَلَّ في الماء
	غاز	سائل	ثاني أكسيد الكربون في الماء
غاز	غاز	غاز	الأكسجين في النيتروجين



أعدُّ فيلمًا قصيرًا

باستخدام برنامج صانع الأفلام (movie maker)، يوضَّح تصنيف المادة إلى موادَّ نقيَّة (عناصر ومركَّبات) وموادَّ غير نقيَّة (مخاليط متجانسة وغير متجانسة)، ويشتمل على مُحطَّط مفاهيمي ومفهوم كلِّ منها وصورٍ لأمثلة، بإشراف معلِّمي / معلمتي، ثم أشاركه مع زملائي / زميلاتي في الصفِّ.

تُصنَّفُ المحاليلُ أيضًا وَفَقَ قابليَّتها للتوصيل الكهربائيِّ إلى نوعين، هما: المحاليلُ الكهربائيَّة Electrolyte Solutions، وهي التي توصلُ التيارَ الكهربائيَّ، سواء كان التوصيل بدرجة قويَّة أو بدرجة ضعيفة، والمحاليلُ اللاكهربائيَّة Non – Electrolyte Solutions، وهي التي لا توصلُ التيارَ الكهربائيَّ.

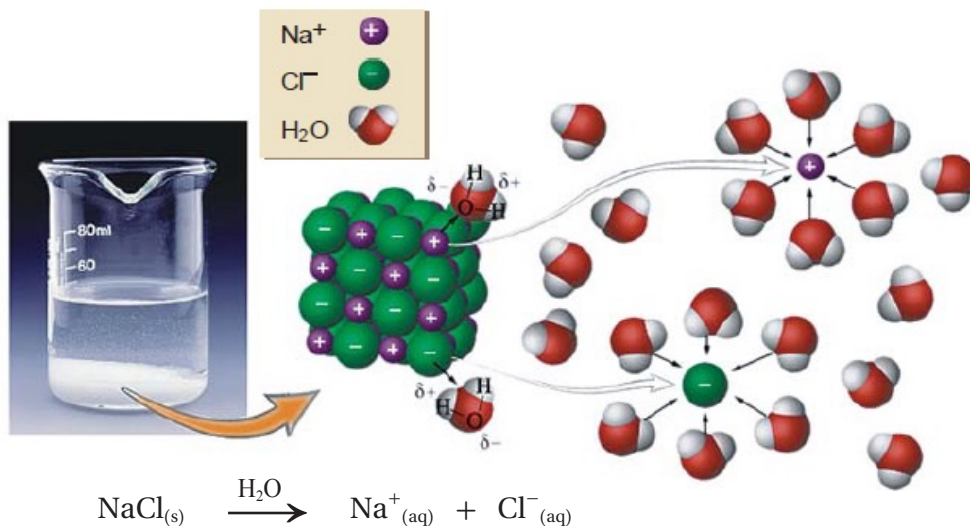
يمكنُ كذلك تصنيفُ المحاليل تبعاً لحالة المذيب الفيزيائيَّة إلى محاليل صُلْبَة أو سائلة أو غازيَّة؛ فسيكَّة الفولاذ -مثلاً- محلولٌ صُلْبٌ يتكوَّن من الحديد والكربون وبعض العناصر الأخرى، يكون فيه الحديد هو المذيب؛ فهو يشكِّلُ النسبة الأكبرَ بين المُكوِّنات، وكذلك الهواء محلولٌ غازيٌّ يكونُ المذيب فيه غازَ النيتروجين؛ فهو الوسطُ التي تنتشرُ فيه مُكوِّناتُ الهواء المختلفة. ويوضَّح الجدول (2) تصنيفَ المحاليل تبعاً لحالة المذيب وأمثلة عليها.

وَتُعَدُّ المحاليلُ السائلة التي يكون فيها المذيب ماءً من أكثر أنواع المحاليل

استخداماً، وتسمَّى المحاليلُ المائيَّة Aqueous Solutions

تكون المحلول Solution Formation

يتكون المحلول عندما تنتشر جسيمات المذاب (جزيئات أو أيونات) بشكل منتظم بين جسيمات المذيب، وتذيب المذيبات القطبية المركبات الأيونية والجزيئات القطبية، أما المذيبات غير القطبية فتذيب المركبات غير القطبية ويمكن تلخيص ذلك بالعبارة الآتية: (الشبيه يذيب شبيهه). وتحدث عملية الذوبان عندما تكون قوى التجاذب بين جزيئات المذيب وجسيمات المذاب كافية للتغلب على



الشكل (5): عملية الإذابة.

قوى التجاذب بين جسيمات المذاب فتُحاط هذه الجسيمات بجزيئات المذيب وتسمى هذه العملية **الإذابة** **Solvation**.

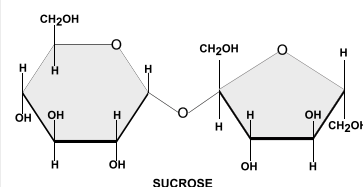
فمثلاً؛ في المركب كلوريد الصوديوم NaCl تتربط أيونات Na^+ و Cl^- برابطة أيونية وعند وضع بلورات NaCl في الماء، وهو مذيب قطبي تصطدم جزيئات الماء بالبلورة، بحيث تتجه جزيئات الماء من طرف ذرة الأكسجين التي تحمل شحنة جزئية سالبة نحو أيونات Na^+ وتحيط بها، بينما تتجه جزيئات الماء من طرف ذرات الهيدروجين التي تحمل شحنة جزئية موجبة باتجاه أيونات Cl^- وتحيط بها، وينتج من ذلك قوة تجاذب بين جزيئات الماء القطبية والأيونات وتتغلب على قوى التجاذب بين الأيونات في البلورة؛ فتتحرر الأيونات الموجبة والسالبة من البلورة، وتحاط بجزيئات الماء كما في الشكل (5) وتكون محلولاً. والمعادلة الآتية توضح تفكك ملح نترات الرصاص في الماء:



عندما تكون قوى التجاذب بين الأيونات في البلورة أقوى من قوى التجاذب بين الأيونات وجزيئات الماء لا تحدث عملية الإذابة.

أما سكر المائدة (السكروز) $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ فيذوب في الماء رغم أنه مركب جزيئي؛ وذلك لاحتوائه على مجموعات هيدروكسيل في تركيبه -أنظر الشكل (6)- حيث يؤدي ذلك إلى تكون روابط هيدروجينية بين جزيئات السكر وجزيئات الماء؛ مما يعمل على تفكيك بلورة السكر وتداخلها بين جزيئات الماء وتكون المحلول.

وكذلك يذوب الزيت في البنزين؛ فكلالهما جزيئات غير قطبية تتربط بقوى لندن، لذلك يختلطان بسهولة ويكونان محلولاً.



الشكل (6): جزيء سكر السكروز.



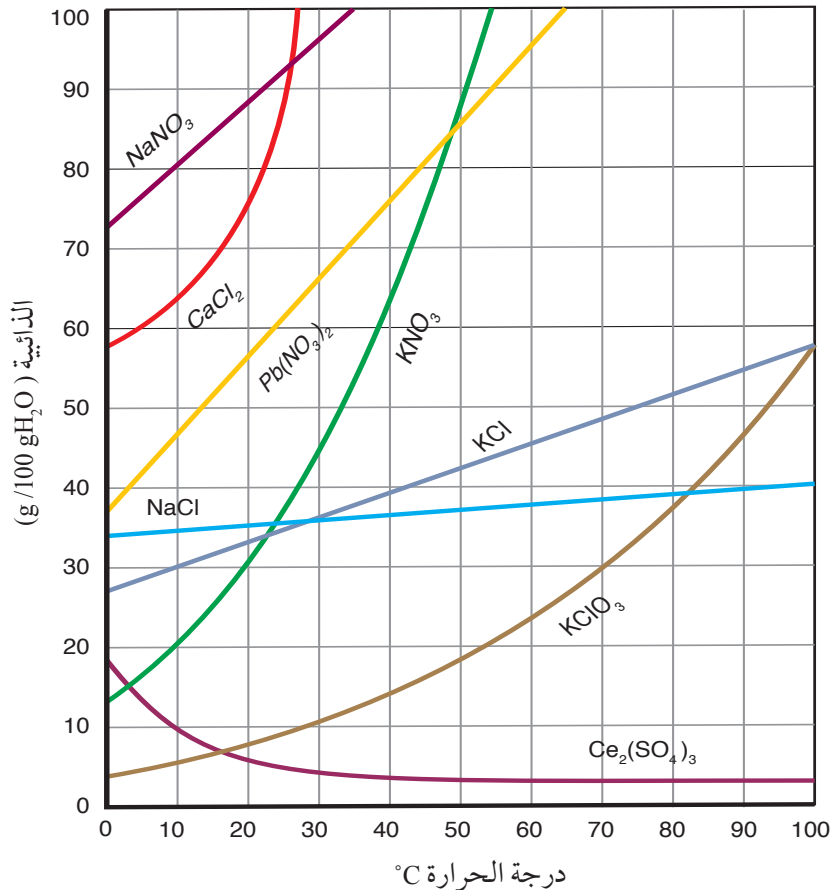
محلول كلوريد الصوديوم NaCl

يُستخدم محلول كلوريد الصوديوم NaCl بتركيز معين في تعقيم الجروح الموضعية والحروق، ويدخل في تركيب بعض العقاقير الطبية، كقطرات العيون ومعقمات مجرى التنفس، كما يستخدم باسم (Normal Saline) وبتركيز 0.9 % بالكتلة في تعويض نقص السوائل في الجسم الناجم عن بعض المشكلات الصحية.

المحاليل السائلة:

محلول صلب في سائل:

يُذيب الماء كثيراً من المواد الصلبة، ويعتمد ذوبانها على عاملين أساسيين، هما: طبيعة المادة، ودرجة الحرارة. وتعتمد طبيعة المادة على نوع قوى الترابط بين جسيماتها؛ ما يؤثر في ذائبيتها في الماء. وتعرف **الذائبة Solubility** بأنها أكبر كتلة من المذاب التي يمكن أن تذوب في 100 g من المذيب عند درجة حرارة معينة، أو كمية المذاب اللازمة لعمل محلول مشبع في 100 g من المذيب عند درجة حرارة معينة. وتختلف ذائبة المواد الصلبة الأيونية في الماء باختلاف درجة حرارة المحلول. ويوضح الشكل (7) أثر درجة الحرارة على ذائبة بعض الأملاح في 100 g من الماء. ألاحظ من الشكل أن ذائبة غالبية الأملاح في الماء تزداد بزيادة درجة حرارة المحلول، وتتفاوت هذه الزيادة من ملح لآخر، كما هو مبين في الشكل، فمنها ما تلاحظ زيادة ذائبه على نحو كبير، مثل KNO_3 ، ومنها ما تزداد ذائبه على نحو طفيف، مثل كلوريد الصوديوم في حين يلاحظ أن ذائبة بعض الأملاح مثل ملح كبريتات السيريوم $Ce_2(SO_4)_3$ تقل بزيادة درجة الحرارة.



الشكل (7): أثر التغير في درجة الحرارة على ذائبة بعض الأملاح.

أحدد الملح الأكثر ذائبة والملح الأقل ذائبة على درجة حرارة 10 °C

المثال 1

ما ذائبية كلوريد الكالسيوم CaCl_2 عند درجة حرارة 20°C ؟

الحل:

أحدد درجة الحرارة 20°C ؛ ثم أتحرك رأسياً إلى الأعلى حتى أصل نقطة التقاطع مع المنحنى، ثم أقرأ التدرج المقابل لها على محور الذائبية فتكون القراءة $75\text{ g}/100\text{ g H}_2\text{O}$.

المثال 2

عند أي درجة حرارة تتساوى ذائبية نترات البوتاسيوم KNO_3 ونترات الرصاص $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ ؟

الحل:

أحدد نقطة تقاطع المنحنيين الممثلين، للمادتين وأرسم منها خطاً على المحور الممثل لدرجة الحرارة؛ فأجد أنه يتقاطع مع المحور عند درجة حرارة 48°C التي تمثل درجة الحرارة التي تتساوى عندها ذائبية الملحيتين.

المثال 3

ما درجة الحرارة اللازمة لتحضير محلول ذائبيته 25 g من كلورات البوتاسيوم KClO_3 في 100 g من الماء؟

الحل:

أحدد النقطة التي تمثل 25 g على محور الذائبية، ثم أتجه أفقياً حتى نقطة التقاطع مع منحنى KClO_3 ، ثم أقرأ التدرج المقابل لها على محور درجة الحرارة، فتكون القيمة 65°C .

✓ **أنتحقق:** ما مقدار ذائبية ملح كلوريد الصوديوم NaCl في الماء عند درجة 50°C ؟

أفكر: ما أكبر كمية من كلوريد البوتاسيوم KCl يمكن أن تذوب في 250 g ماء عند درجة حرارة 80°C ؟

قواعد ذائبية المركبات الأيونية في الماء

تختلف المركبات الأيونية في درجة ذوبانها في الماء، فمنها ما يذوب تمامًا في الماء، وبعضها قليل أو شحيح الذوبان أو لا يذوب، كما يوضح الجدول (3).

الجدول (3): قواعد ذائبية بعض المركبات الأيونية في الماء.

الرقم	المركبات	الذوبان	الاستثناءات
1	مركبات فلزات عناصر المجموعة 1A ومركبات الأمونيوم NH_4^+ .	ذائبة	-
2	الأملاح المحتوية على الأيونات: التترات NO_3^- ، الإيثانوات CH_3COO^- .	ذائبة	-
3	الأملاح المحتوية على الأيونات: الكلوريد Cl^- ، البروميد Br^- ، اليوديد I^- .	معظمها ذائبة	ما عدا إذا ارتبطت بأحد الأيونات الآتية: Hg^{2+} ، Ag^+ ، Pb^{2+} .
4	الأملاح المحتوية على أيون الكبريتات SO_4^{2-} .	معظمها ذائبة	ما عدا إذا ارتبطت بأحد الأيونات الآتية: Ba^{2+} ، Ca^{2+} ، Ag^+ ، Pb^{2+} ، Sr^{2+} .
5	الأملاح المحتوية على أيون الكربونات CO_3^{2-} .	معظمها غير ذائبة	ما عدا مركبات فلزات عناصر المجموعة 1A ومركبات الأمونيوم.
6	المركبات المحتوية على أيون الهيدروكسيد OH^- .	معظمها غير ذائبة	ما عدا هيدروكسيدات فلزات عناصر المجموعة 1A و $\text{Ba}(\text{OH})_2$ و $\text{Sr}(\text{OH})_2$ تذوب، أما $\text{Ca}(\text{OH})_2$ فهو أقل ذائبية منها.

✓ **أتحقق:** أصنف المركبات الآتية إلى ذائبة وغير ذائبة:

AgCl ، BaSO_4 ، CH_3COONa ، AgNO_3

محلول سائل في سائل:

تذوبُ بعضُ السوائل في الماء، في حين لا تذوبُ فيه سوائِل أُخرى؛ فمثلاً؛ يذوبُ فيه الإيثانول $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ ؛ لأنَّ جُزيئاتِه تمتلكُ خصائصَ قطبيَّةً فتكوِّن روابطَ هيدروجينية قويَّةً معَ جُزيئات الماء القطبيَّة؛ ممَّا يؤدي إلى امتزاجهما وتكوينهما محلولاً مُتجانساً. وفي المقابل لا يذوب البنزين C_6H_6 في الماء؛ لأنَّ جُزيئاتِه لا تمتلكُ خصائصَ قطبيَّةً، فلا يحدثُ تجاذبٌ بينها وبين جُزيئات الماء؛ لذا يكوِّنان طبقتين منفصلتين ولا يمتزجان.

محلول غاز في سائل:

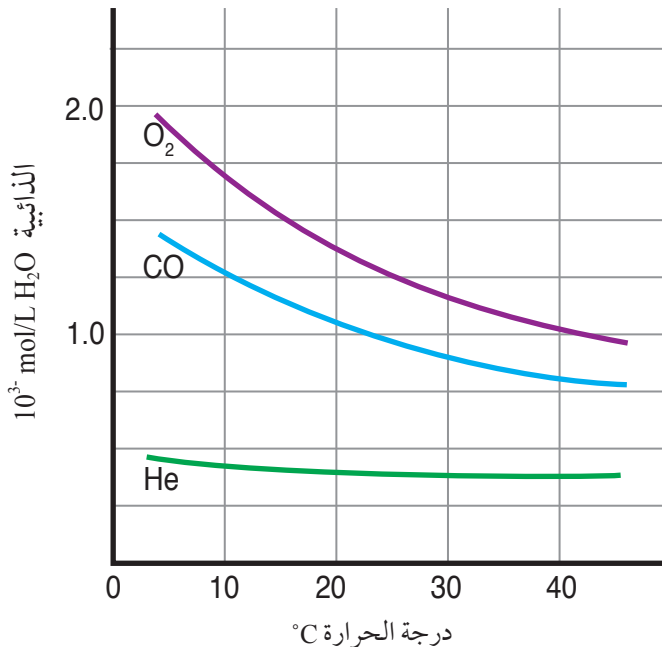
تتفاوتُ الغازاتُ في ذائبيَّتِها في الماء، ويعتمدُ ذلك على طبيعة الغاز المُذاب ودرجة الحرارة وضغط الغاز. ويوضِّح الجدول (4) الكتلة الموليَّة لبعض الغازات وذائبيَّتِها في الماء.

بوجهٍ عام؛ ذائبيَّةُ الغازات منخفضةٌ في الماء، وتزدادُ بزيادة الكتلة الموليَّة للغاز؛ ويعودُ ذلك إلى زيادة قوى التجاذب بين جُسيمات الغاز وجُزيئات الماء. ويوضِّح الشكل (8) أثرَ درجة الحرارة في ذائبيَّة بعض الغازات، حيث تقلُّ ذائبيَّة الغازات في الماء بزيادة درجة الحرارة؛ إذ تزدادُ الطاقة الحركيَّة لجُسيمات الغاز وتتغلَّبُ على قوى التجاذب بينها وبين جُزيئات الماء؛ فيؤدي ذلك إلى انفلاتها ومغادرتها المحلول.

الجدول (4): الكتلة المولية لبعض الغازات وذائبيَّتِها في الماء عند درجة حرارة وضغط ثابتين.

الغاز	الكتلة الموليَّة $Mr (\text{g/mol})$	الذائبيَّة g Gas \ 100 g H_2O
N_2	28	0.018
O_2	32	0.040
CO_2	44	0.140

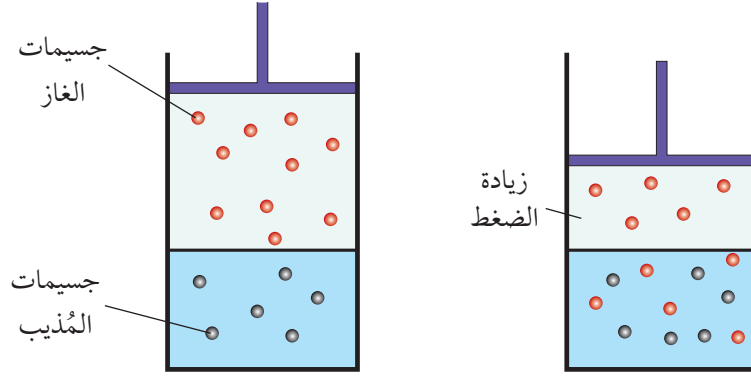
أفكر: لماذا يختلف طعم ماء الشرب عند تسخينه؟



الشكل (8): أثرُ درجة الحرارة في ذائبيَّة بعض الغازات.

أُرْتُبُ الغازات في الشكل وَفَقَ ذائبيَّتِها في الماء عند درجة حرارة 20°C .

الشكل (9): العلاقة بين
ذائبة الغاز وضغطه.



كما تزداد ذائبة الغازات في الماء بزيادة الضغط الجزئي للغاز. وقد تمكن العالم هنري من إيجاد علاقة بين ذائبة الغاز وضغطه المؤثر في سطح السائل في ما يُعرف بقانون هنري **Henry's Law**؛ إذ ينص أن «ذائبة الغاز في سائل ما تتناسب طردياً مع الضغط الجزئي المؤثر في سطح السائل عند ثبات درجة الحرارة». أنظر الشكل (9)، حيث يوضح العلاقة بين ذائبة الغاز وضغطه.

وتعتمد قيمة ثابت هنري على نوع الغاز ودرجة الحرارة؛ فمثلاً، تحتوي عبوة المشروب الغازي على كمية من غاز ثاني أكسيد الكربون CO_2 المذاب في الماء تحت ضغط أعلى من الضغط الجوي، وعندما تكون مغلقة؛ فإن ضغط جسيمات الغاز فوق المحلول يعمل على إبقاء الغاز ذائباً فيه، وفي المقابل عند فتحها يقل ضغط غاز CO_2 المذاب، وتقل ذائبيته، وتتصاعد فقاعاته من المحلول إلى السطح وتطير، وتستمر العملية حتى يفقد المحلول غاز CO_2 ؛ فيتغير طعمه. ويُعبّر عن قانون هنري كما يأتي:

ذائبة الغاز = ثابت هنري $\times$ الضغط الجزئي للغاز

$$S = K_H \times P$$

(S) ذائبة الغاز، وتُقاس بوحدة g/L

(P) الضغط الجزئي للغاز، ويُقاس بوحدة atm

K_H ثابت هنري

ويمكن التعبير عن القانون عند درجة حرارة ثابتة بالصيغة:

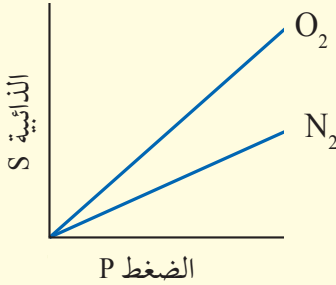
$$\frac{S_1}{P_1} = \frac{S_2}{P_2}$$

(S_1) ذائبة الغاز عند ضغط (P_1)

(S_2) ذائبة الغاز عند ضغط (P_2)

أفكر:

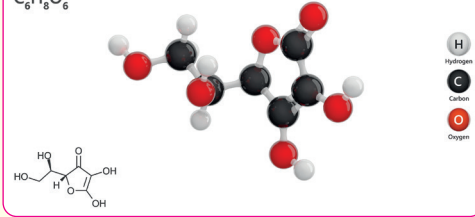
أفسر: ذائبة غاز الأكسجين O_2
أعلى من ذائبة غاز النيتروجين N_2
عند الضغط نفسه.



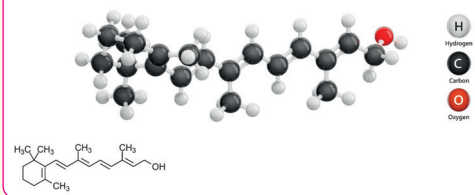
ذائبيّة الفيتامينات في الماء

يحتاج جسم الإنسان إلى الفيتامينات للمحافظة على صحته وحمايته من الأمراض، وتُصنّف الفيتامينات بحسب قابليّتها للذوبان في الماء أو الدهن؛ فالذائبة في الماء، مثل فيتامينات (C، B)، لا يستطيع الجسم تخزينها والاحتفاظ بها لوقت طويل؛ لذلك من الضروري تناول الوجبات اليومية المحتوية عليها، في حين أنّ الفيتامينات الذائبة في الدهون، مثل (A، D، K، E)، تمتصّها الأمعاء بمساعدة الدهون، وهي تُخزن في الجسم فترة طويلة؛ ولذلك يُفضّل تناول فيتامين D -مثلاً- خلال وجبة تحتوي على الدهنيّات.

Vitamin C
Ascorbic acid
 $C_6H_8O_6$



Vitamin A
Retinol
 $C_{20}H_{30}O$



المثال 4

إذا كانت ذائبيّة غاز ما في الماء عند درجة حرارة 25°C وضغط جزئي للغاز 1.5 atm هي 0.65 g/L ، فما ذائبيّته عندما يُصبح ضغطه الجزئي 0.5 atm عند درجة الحرارة نفسها؟

المُعطيات: $P_1 = 1.5\text{ atm}$, $S_1 = 0.65\text{ g/L}$, $P_2 = 0.5\text{ atm}$

المطلوب: حساب ذائبيّة الغاز S_2

الحلّ: بالتعويض في القانون

$$\frac{S_1}{P_1} = \frac{S_2}{P_2}$$

$$\frac{0.65}{1.5} = \frac{S_2}{0.5}$$

$$S_2 = 0.217\text{ g/L}$$

✓ **أتحقّق:** إذا كانت ذائبيّة غاز ما 0.15 g/L عندما يكون ضغطه الجزئي 1.02 atm ، فكم تصبح ذائبيّته عند ضغط جزئي 2.10 atm ؟
علمًا أنّ درجة الحرارة ثابتة.

مراجعة الدرس

1 . الفكرة الرئيسة: أوضِّح الفرق بين المخاليط المتجانسة وغير المتجانسة.

2 . أوضِّح المقصود بكلٍّ من الآتي: المخلوط الغروي، المخلوط المعلق، الذائبة.

N ₂	He	Cl ₂	Ar	الغاز	3 . يبيِّن الجدول الآتي أربعة غازات وكُتلتها المولية عند الظروف نفسها من الضغط ودرجة الحرارة. أحدِّد الغاز الذي له أعلى ذائبة في الماء. أبرر إجابتني.
28	4	71	40	الكتلة المولية g/mol	

4 . **أستخدم الأرقام.** بالرجوع إلى الشكل (7) أحسب كتلة Pb(NO₃)₂ اللازمة لتحضير محلول مشبع منه في 250 g H₂O عند درجة حرارة 20 °C.

5 . **أستخدم الأرقام.** ذائبة غاز ما في الماء عند 0 °C وضغط جزئي 1 atm تساوي 3.6 g/L، أحسب الضغط اللازم للحصول على محلول يحتوي 9.5 g/L من الغاز نفسه عند درجة الحرارة نفسها.

6 . أختار الإجابة الصحيحة لكلِّ فقرة من الفقرات الآتية:

1 . إحدى العبارات الآتية يعبر عن عملية إذابة ملح كلوريد البوتاسيوم KCl في الماء:

أ. انفصال الأيونات عن بلورة الملح وإحاطتها بجزيئات الماء.

ب. تفاعل أيونات الملح مع الماء.

ج. تجاذب جزيئات الماء مع الأيونات في بلورة الملح دون أن تتسبب في انفصالها.

د. انصهار أيونات الملح في المحلول.

2 . المادة التي تعدّ مثلاً على المخلوط الغروي:

أ. الهواء. ب. الدهان. ج. السبائك. د. الكحول الطبي.

3 . أحد المواد الآتية أكثر ذائبة في البنزين C₆H₆:

أ. CH₃OH. ب. HCOOH. ج. C₆H₁₄. د. CH₂OHCH₂OH.

4 . أحد المحاليل المائية متساوية التركيز الآتية أكثر توصيلاً للتيار الكهربائي:

أ. CH₃COONa. ب. Al(NO₃)₃. ج. AgCl. د. CH₃CH₂OH.

5 . أضيف 50 g من ملح كلوريد الصوديوم NaCl إلى 100 g H₂O عند درجة حرارة 50 °C، وبعد تحريك المحلول جيداً ترسبت كمية من الملح في قاع الوعاء، تم ترشيح المحلول وتجفيف الملح المترسب وكانت كتلته 13 g، فإن ذائبة NaCl عند 50 °C في 100g H₂O تساوي (g):

أ. 13. ب. 37. ج. 50. د. 63.

الخصائص الجامعة للمحاليل

Colligative Properties of Solutions

عرفتُ في ما سبق أنَّ المحاليل تتكوَّن من المذاب والمُذيب، وقد وُجد أنَّ بعضَ خصائص المذيب الفيزيائية تتأثَّر بعدد الجسيمات المذابة فيه، ولا تعتمدُ على طبيعة المذاب، ويطلقُ على هذه الخصائص التي تتأثَّر بعدد جسيمات المذاب

اسمُ **الخصائص الجامعة للمحاليل** Colligative Properties of Solutions

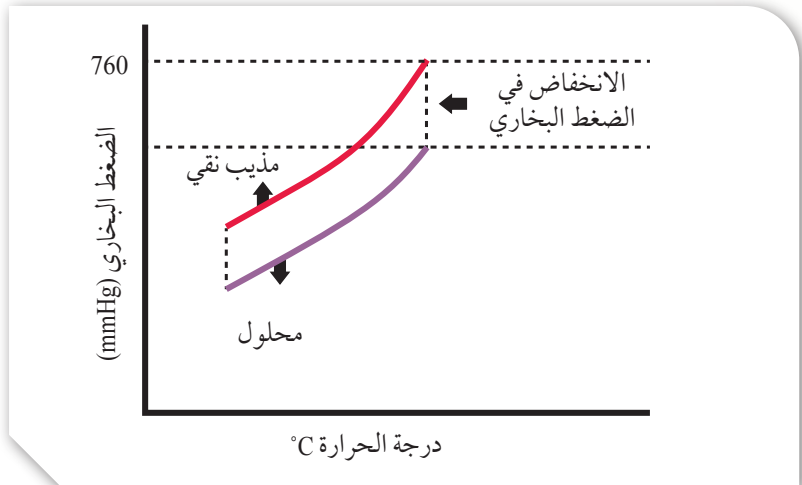
فما الخصائص الجامعة للمحاليل؟

الانخفاض في الضغط البخاري Vapor Pressure Lowering

عرفتُ في ما سبق أنَّ السائل يتبخَّر عند أيِّ درجة حرارة، وأنَّ البخار الناتج يولِّد ضغطاً على سطح السائل يسمى الضغط البخاري للسائل. وقد بينتُ التجاربُ أنه عند إضافة مذاب إلى مذيب ينخفض الضغط البخاري للمحلول مقارنة بالمذيب النقي، وهذا ما يسمى **الانخفاض في الضغط**

البخاري Vapor Pressure Lowering، ويقاس مقدار هذا الانخفاض بحساب الفرق بين الضغط البخاري للمذيب النقي والضغط البخاري للمحلول عند درجة حرارة معيَّنة. يوضَّح الشكل (10) مقارنةً بين الضغط البخاري لمحلول ومُذيب نقي.

يعتمد الضغط البخاري للمحلول على عدد جسيمات المذاب فيه؛ فانخفاض الضغط البخاري للمحلول يزدادُ بزيادة تركيز المحلول، ويمكنُ تفسير ذلك بأنَّه عند إذابة مادة غير مُتطايرة وهي المواد التي لها درجة انصهار وجليان مرتفعة؛ فإنَّ جُزيئات المذاب سوف تحتلُّ جزءاً من سطح الماء



الفكرة الرئيسة:

للمحاليل خصائصٌ عدَّة، تميزها عن المذيب النقي، مثل الضغط البخاري ودرجة الغليان ودرجة التجمُّد والضغط الأسموزي.

نتائج التعلم:

- أستنتج الخصائص الجامعة للمحاليل (الضغط البخاري، درجة الغليان، درجة التجمُّد، الضغط الأسموزي).
- أجري حساباتٍ لمعرفة درجة تجمُّد المحلول ودرجة غليانه.
- أقارنُ بين أثر المُرَكَّبات الأيونية والجزيئية في تغيير خصائص المذيب.
- أستقصي بعضَ التطبيقات العملية المرتبطة بخصائص المحاليل.

المفاهيم والمصطلحات:

الخصائص الجامعة للمحاليل

Colligative Properties of Solutions

الانخفاض في الضغط البخاري

Vapor Pressure Lowering

الارتفاع في درجة الغليان

Boiling Point Elevation

الانخفاض في درجة التجمُّد

Freezing Point Depression

الأسموزية Osmosis

الضغط الأسموزي Osmotic Pressure

الشكل (10): الضغط البخاري

لمحلول ومُذيب نقي.

(المُذيب)، فيقلُّ عددُ جُزيئات الماء عند السطح ويقلُّ تبخُّرها، إضافةً إلى نُشوء تجاذبٍ بين بعض جُسيمات المُذيب وجُسيمات المُذاب، وهذا أيضًا يُقلِّل عددَ جُسيمات المُذيب، التي يمكنُها أن تفلتَ من السطح لتتحوَّل إلى الحالة الغازية، مقارنةً بعدد جُسيمات المُذيب النقي المتبخرة، ونتيجةً لذلك يقلُّ الضغط البخاريُّ للمحلول عنه للمُذيب النقي. وكلَّما ازداد عددُ جُسيمات المُذاب في حجمٍ معيَّن من المحلول يزدادُ تركيزُهُ ويقلُّ ضغطُهُ البخاريُّ؛ لذلك فالمحلول المُركَّزُ أقلُّ ضغطًا بخاريًا من المحلول المُخفَّف، في حين أنَّ الضغط البخاريُّ للمُذيب النقيُّ أعلى منه لكليهما.

الارتفاع في درجة الغليان Boiling Point Elevation

يتميزُ المُذيبُ النقيُّ بدرجة غليانٍ محددة عند ضغط جويٍّ محدد، ويغلي السائلُ عندما يصبح ضغطُهُ البخاريُّ مساويًا للضغط الجوي، فالماء النقيُّ يبدأ بالغليان عند درجة حرارة 100°C ، ثم تثبتُ درجة غليانه عند هذه الدرجة، وعند إذابة مادةٍ غير متآينةٍ وغير مُتطيرةٍ في الماء؛ فإنَّ المحلول يبدأ بالغليان على درجة أعلى من 100°C ؛ وبذلك فإنَّ درجة غليان المحلول أعلى من درجة غليان المُذيب النقي.

عند وصول المحلول إلى درجة غليان المُذيب يكونُ الضغطُ البخاريُّ أقلَّ من الضغط الجوي؛ ممَّا يتطلَّبُ زيادةَ درجة الحرارة؛ للتغلُّب على قوى التجاذب الناشئة بين جُسيمات المُذيب والمُذاب كي يصلَ الضغطُ البخاريُّ إلى الضغط الجوي، فتزدادُ درجة الغليان. ويسمَّى الفرقُ بين درجة غليان المُذيب النقيِّ والمحلول **الارتفاع في درجة الغليان (ΔT_b) Boiling Point Elevation**. أنظر الشكل (11)، ويتناسب مقدارُ الارتفاع في درجة غليان المحلول طرديًا مع التركيز المولالي للمحلول، ويُعبَّر عنه بالصيغة الرياضية كما يأتي:

الارتفاع في درجة الغليان = ثابت $\times$ المولالية

$$\Delta T_b = K_b \times m$$

ΔT_b الارتفاع في درجة الغليان.

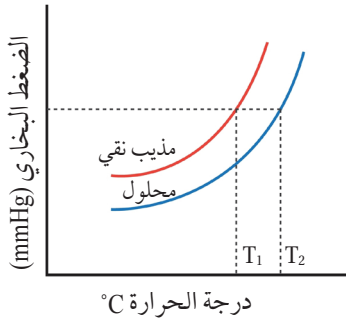
K_b ثابت الارتفاع في درجة غليان المُذيب.

m التركيز المولالي للمحلول.

$$\Delta T_b = T_2 - T_1$$

حيث T_2 درجة غليان المحلول و T_1 درجة غليان المُذيب

أفكر: ما أثر الضغط الجوي في درجة غليان المحلول؟



الشكل (11): الارتفاع في درجة غليان المحلول.

التركيز المولالي (m) =

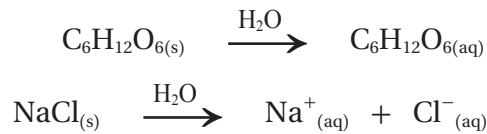
$$\frac{\text{عدد مولات المُذاب (mol)}}{\text{كتلة المُذيب (kg)}}$$

الجدول (5): قِيم ثابت الارتفاع في درجة الغليان لبعض المذيبات السائلة.

المذيب	درجة الغليان °C عند ضغط جوي 1 atm	ثابت الارتفاع في درجة غليان المذيب K_b °C.kg/mol
الماء	100	0.512
الإيثانول	78.3	1.07
البنزين	80.2	2.61

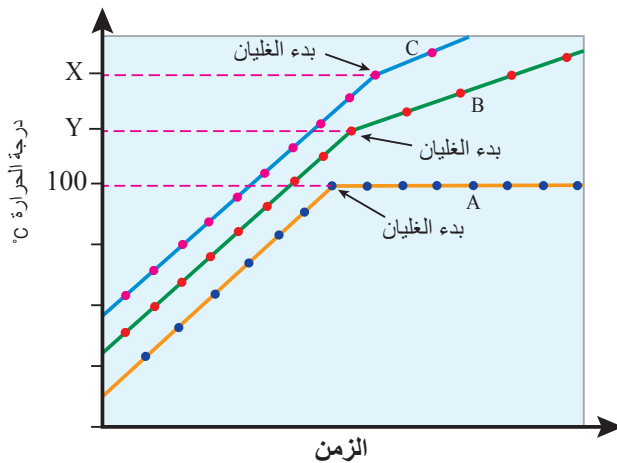
ويوضّح الجدول (5) قِيم ثابت الارتفاع في درجة الغليان لبعض المذيبات السائلة. ويسمى (K_b) ثابت الارتفاع في درجة غليان المذيب السائل، ويساوي مقدار الارتفاع في درجة غليان المذيب عند إذابة 1 mol من المذاب في 1 kg من المذيب النقي، وتعتمد قيمته على طبيعة المذيب.

أنّ درجة غليان المحلول لا تثبت في أثناء الغليان، بل تستمر في الارتفاع. وعند المقارنة بين درجتي غليان محلولي المادتين غير المتطايرتين المتأينة وغير المتأينة -عند التركيز نفسه- كما في الشكل (12)، نجد أنّ درجة غليان محلول المادة المتأينة (X) أعلى من درجة الغليان لمحلول المادة غير المتأينة (Y). ويمكن تفسير ذلك من خلال المعادلتين الآتيتين لمادة غير متأينة ($C_6H_{12}O_6$) ومادة متأينة ($NaCl$):



إذ يتضح من المعادلتين أنّ عدد الجسيمات في محلول $NaCl$ أكثر منه في محلول $C_6H_{12}O_6$. وبما أنّ خواص المحلول تعتمد على عدد الجسيمات؛ فإنّ الارتفاع في درجة غليان محلول المادة المتأينة أعلى منه لمحلول المادة غير المتأينة.

أفكر: أيهما له أعلى درجة غليان
محلول KBr أم محلول $MgBr_2$
لهما التركيز نفسه؟



الشكل (12): غليان كلّ من الماء النقي (A) ومحلول مادة غير متأينة (B) ومحلول مادة متأينة (C) عند الظروف نفسها.

إذا علمتُ أنَّ 18 g مِنَ السُّكَّرِ $C_6H_{12}O_6$ أُذِيبَ فِي 500 g مِنَ الْمَاءِ النَّقِيِّ؛ فَأَحْسُبُ دَرَجَةَ غَلِيَانِ الْمَحْلُولِ الناتج. علماً أنَّ ثَابِتَ الارتفاع فِي دَرَجَةِ غَلِيَانِ الْمَاءِ $0.512^\circ C \cdot kg/mol$ وَالكِتْلَةُ المُولِيَّةُ لِلسُّكَّرِ لِلْمُذَابِ

$$Mr = 180 \text{ g/mol}$$

المُعْطَيَات:

$$m_{(C_6H_{12}O_6)} = 18 \text{ g}$$

$$m_{(H_2O)} = 500 \text{ g} = 0.5 \text{ kg}$$

$$K_b = 0.512^\circ C \cdot kg/mol$$

$$Mr = 180 \text{ g/mol}$$

المطلوب: حسابُ دَرَجَةِ غَلِيَانِ الْمَحْلُولِ.

الحل:

أَحْسُبُ عِدَدَ مَوَلَاتِ الْمُذَابِ:

$$n = \frac{18 \text{ g} \times 1 \text{ mol}}{180 \text{ g}} = 0.1 \text{ mol}$$

أَحْسُبُ التَّرْكِيزَ المُولَالِيَّ لِلْمَحْلُولِ:

$$m = \frac{0.1 \text{ mol}}{0.5 \text{ kg}} = 0.2 \text{ mol/kg}$$

أَحْسُبُ الارتفاع فِي دَرَجَةِ الغَلِيَانِ:

$$\Delta T_b = K_b \times m$$

$$\Delta T_b = 0.512 \times 0.2 = 0.102^\circ C$$

دَرَجَةُ غَلِيَانِ الْمَحْلُولِ T

$$T_2 = 100 + 0.102 = 100.102^\circ C$$

المثال 6

إذا علمت أن 5.85 g من NaCl أُذيب في 0.5 kg من الماء؛ فأحسب درجة غليان المحلول. علماً أن الكتلة المولية للمذاب ($Mr = 58.5 \text{ g/mol}$)، وثابت الارتفاع في درجة غليان الماء ($0.512^\circ\text{C.kg/mol}$).

المعطيات:

$$m_{(\text{NaCl})} = 5.85 \text{ g}$$

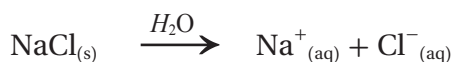
$$m_{(\text{H}_2\text{O})} = 0.5 \text{ kg}$$

$$Mr_{\text{NaCl}} = 58.5 \text{ g/mol}$$

$$K_b = 0.52^\circ\text{C.kg/mol}$$

المطلوب: حساب درجة غليان المحلول.

الحل:



عدد مولات الأيونات = 2 mol

عدد مولات المذاب:

$$n = \frac{5.85 \text{ g} \times 1 \text{ mol}}{58.5 \text{ g}} = 0.1 \text{ mol}$$

مولالية المحلول:

$$m = \frac{0.1 \text{ mol}}{0.5 \text{ kg}} = 0.2$$

بما أن عدد مولات الأيونات = 2

فإن التركيز المولالي الكلي للأيونات يساوي:

$$2 \times 0.2 = 0.4 \text{ mol/kg}$$

ومنها أحسب الارتفاع في درجة الغليان

$$\Delta T_b = K_b \times m$$

$$\Delta T_b = 0.512 \times 0.4 = 0.205^\circ\text{C}$$

ومنه؛ فإن درجة غليان المحلول تساوي:

$$T_2 = 100 + 0.205 = 100.205^\circ\text{C}$$

✓ **أتحقق:** أحسب مقدار الارتفاع في درجة غليان محلول تكون بإذابة 12 g من حمض الميثانويك

HCOOH ($Mr = 46 \text{ g/mol}$) في 2 kg من الإيثانول. علماً أن ثابت الارتفاع في درجة غليان الإيثانول

1.07 °C.kg/mol

الانخفاض في درجة التجمد Freezing Point Depression

تتشرُّ جُسيماتُ المُذاب بين جُسيمات المُذيب في المحلول وتحتلُّ حيزاً بينها؛ ممَّا يُعيقُ تقاربها وتجاذبها، إضافةً إلى أنَّ التجاذبَ الناشئَ بين جُسيمات المُذاب والمُذيب يعملُ على التقليل من فرص التجاذبِ بين جُسيمات المُذيب نفسها، ومن ثَمَّ فإنَّ جُسيمات المُذاب تُعيقُ تقاربَ الجُسيمات من بعضها وانجذابها نحو بعضها بعضاً؛ للوصول إلى الحالة الصُّلبة عند درجة التجمد؛ فيلزمُ حينئذٍ انخفاضُ أكثر في درجة الحرارة، فتصبح أقلُّ من درجة تجمد المُذيب النقيِّ حتى تتقاربَ جُسيمات المُذيب، وتتجاذبُ وتصلُّ إلى حالة التجمد، ويسمَّى الفرقُ بين درجة تجمد المحلول ودرجة تجمد المُذيب النقيِّ **الانخفاض في درجة التجمد** **Freezing Point Depression (ΔT_f)**. وبهذا نجد أنَّ درجة تجمد المحلول أقلُّ من درجة تجمد المُذيب النقيِّ، ويتناسبُ مقدارُ الانخفاض في درجة تجمد المحلول طردياً مع التركيز المولاليِّ للمحلول، ويُعبَّرُ عنه بالصيغة الرياضية الآتية:

الانخفاض في درجة التجمد = ثابت $\times$ المولالية

$$\Delta T_f = K_f \times m$$

ΔT_f الانخفاض في درجة التجمد.

$$\Delta T_f = T_1 - T_2$$

حيث T_2 درجة تجمد المحلول و T_1 درجة تجمد المُذيب

K_f ثابتُ الانخفاض في درجة تجمد المُذيب.

m التركيز المولاليِّ للمحلول.

ويُقاس ثابت الانخفاض في درجة تجمد المُذيب بإذابة 1 mol من المُذاب في 1 kg من المُذيب النقي، وتعتمد قيمة ثابت الانخفاض على طبيعة المُذيب. ويوضح الجدول (6) قيم ثابت الانخفاض في درجة تجمد بعض المذيبات السائلة.

الجدول (6): قِيَمُ ثابت الانخفاض في درجة تجمد بعض المذيبات السائلة.

المُذيب	درجةُ التجمد °C	ثابتُ الانخفاض في درجة تجمد المُذيب K_f °C.kg/mol
الماء	0.0	1.86
الإيثانول	-114.1	1.99
البنزين	5.5	5.07

أحسب درجة التجمد لمحلول كلوريد المغنيسيوم $MgCl_2$ يحتوي على 0.95 g من المادة المذابة في 0.1 kg من الماء المُقَطَّر. علماً أن $(K_f = 1.86 \text{ } ^\circ\text{C.kg/mol}, Mr = 95 \text{ g/mol})$.

المعطيات:

$$m_{(MgCl_2)} = 0.95 \text{ g}$$

$$m_{(H_2O)} = 0.1 \text{ kg}$$

$$Mr_{(MgCl_2)} = 95 \text{ g/mol}$$

$$K_f = 1.86 \text{ } ^\circ\text{C.kg/mol}$$

المطلوب: حساب درجة تجمد المحلول

الحل:



عدد مولات الأيونات = 3

أحسب عدد مولات المُذاب

$$n = \frac{0.95 \text{ g} \times 1 \text{ mol}}{95 \text{ g}} = 0.01 \text{ mol}$$

أحسب التركيز المولالي للمحلول

$$m = \frac{0.01 \text{ mol}}{0.1 \text{ kg}} = 0.1 \text{ mol/kg}$$

بما أن عدد مولات الأيونات = 3

فإن التركيز المولالي الكلي للأيونات:

$$3 \times 0.1 = 0.3 \text{ mol/kg}$$

أحسب الانخفاض في درجة التجمد:

$$\Delta T_f = K_f \times m$$

$$= 1.86 \times 0.3 = 0.558$$

درجة تجمد المحلول:

$$T_2 = 0.0 - 0.558 = -0.558 \text{ } ^\circ\text{C}$$

✓ **أنتحق:** أحسب مقدار الانخفاض في درجة التجمد لمحلول تكون بإذابة 0.1 mol من مادة غير متأيّنة في 400 g من

البنزين. علماً أن ثابت الانخفاض في درجة تجمد البنزين $5.07 \text{ } ^\circ\text{C.kg/mol}$



الانخفاض في درجة التجمد

في البلدان التي يهطل فيها الثلج في أثناء فصل الشتاء، تُرش بعض المواد الكيميائية -مثل ملح كلوريد الصوديوم- على الطرقات حتى تقل درجة تجمد الماء؛ فيؤدي ذلك إلى منع تراكم الثلوج على الطريق، فيقل خطر انزلاق المركبات التي تسير عليه.

أفكر:

أيهما أكثر فعالية في منع تراكم الثلوج كلوريد الصوديوم NaCl أم كلوريد الكالسيوم CaCl_2 ؟

التجربة 1

الانخفاض في درجة التجمد

المواد والأدوات:

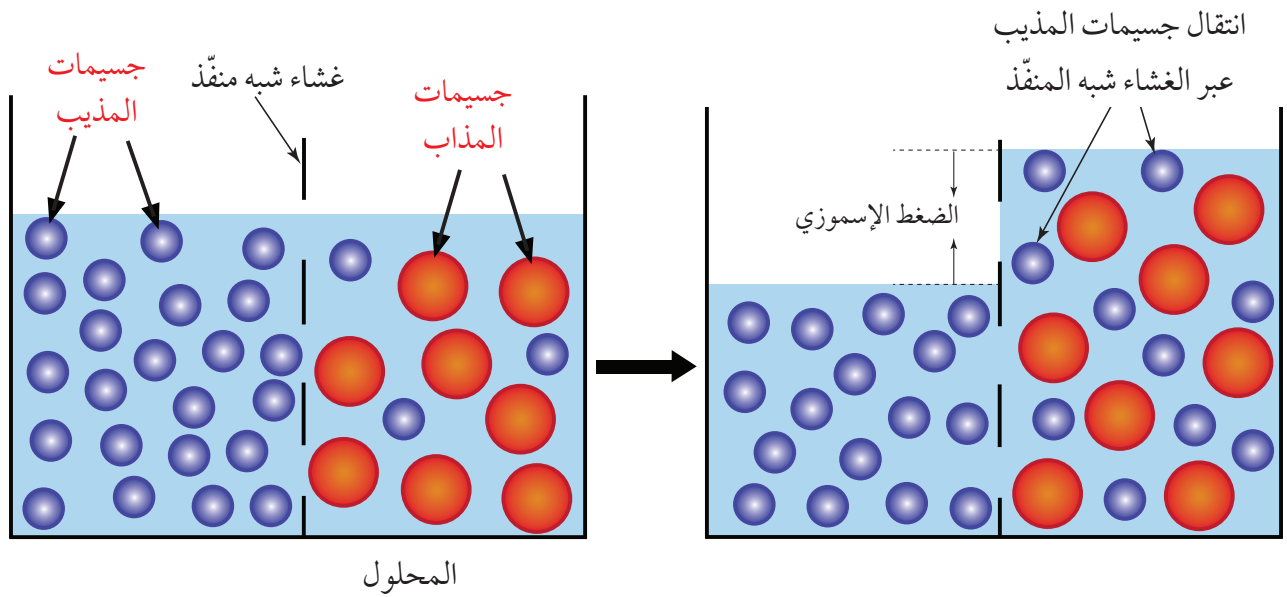
كأسان زجاجيتان سعة كل منهما 300 mL، جليد مجروش، ماء مُقَطَّر، ساق تحريك زجاجية، مقياس حرارة غير زئبقي، ملح الطعام NaCl الخشن، ميزان حساس. إرشادات السلامة: ارتدي معطف المختبر والقفازين والنظارات الواقية.

خطوات العمل:

1. **أقيس** 250 g من الجليد المجروش وأضعها في كل كأس زجاجية.
2. أضيف إلى كل كأس 50 mL من الماء المُقَطَّر.
3. **أقيس** درجة حرارة خليط الجليد والماء في كل من الكأسين باستخدام مقياس الحرارة، وأُسجِّل القراءة.
4. **أجرب**: أحرِّك بساق التحريك محتويات كل كأس مدة دقيقة ونصف حتى تصبح درجتا حرارة الكأسين متماثلتين، وأُسجِّلهما.
5. **ألاحظ**: أضيف 50 g من الملح إلى إحدى الكأسين، وأحرِّك محتويات كل منهما، ثم أُسجِّل درجة الحرارة عند ثباتها.

الاستنتاج والتحليل:

1. **أقارن** بين درجة حرارة الكأسين في الخطوة 5.
2. **أفسر** أثر أيونات الملح (Na^+ , Cl^-) الموجودة في المحلول في انخفاض درجة التجمد.



الضغط الأسموزي Osmotic Pressure

تسمى عملية انتشار المذيب من الوسط الأقل تركيزًا إلى الوسط الأعلى تركيزًا عبر أغشية شبه منفذة **الأسموزية Osmosis**، تسمح الأغشية شبه المنفذة بمرور جسيمات المذيب وتمنع مرور جسيمات المذاب كبيرة الحجم - كما يوضح الشكل (14) - فيرتفع سطح السائل فوق المحلول المركز، وعندما يصبح الضغط الناتج عن اختلاف ارتفاع مستوى سطح السائل بين المحلولين كافيًا لمنع الأسموزية يثبت ارتفاع مستوى سطح السائلين مع استمرار انتقال المذيب بين المحلولين، ولكن بشكل متساوٍ، وتسمى كمية الضغط اللازمة لمنع الأسموزية **الضغط الأسموزي Osmotic Pressure**، حيث يُعدُّ من الخصائص الجامعة للمحاليل التي تعتمد على عدد جسيمات المذاب في كمية محددة من المحلول. تؤدي الأسموزية دورًا حيويًا في كثير من العمليات الحيوية في النباتات، مثل عمليات امتصاص الماء والغذاء من التربة.

✓ **أنحقق:** ما المقصود بالضغط الأسموزي؟

الشكل (14): الضغط الأسموزي.

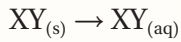
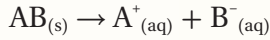


أصمِّم باستخدام

برنامج السكراتش (Scratch) عرضًا يوضح الخصائص الجامعة للمحاليل (مقارنة الضغط البخاري لمحلول مخفف ومحلول مركز ومذيب نقي، وكذلك الارتفاع في درجة الغليان، والانخفاض في درجة التجمد)؛ بإشراف معلّمي / معلّمتي ثم أشاركه مع زملائي / زميلاتي في الصف.

مراجعةُ الدرس

- 1 . الفكرةُ الرئيسة: أوضِّحْ العلاقة بين كل من الضغط البخاري للمحلول ودرجة غليانه مقارنة مع المذيب النقي.
- 2 . أوضِّحْ المقصودَ بكلٍّ من: الانخفاض في درجة التجمّد، الانخفاض في الضغط البخاري للمحلول.
- 3 . **أستخدم الأرقام.** أحسبْ درجةَ غليان المحلول الناتج من إذابة 3.33 g من CaCl_2 في 600 g من الماء النقيّ. علماً أنّ الكتلة الموليّة للمذاب ($M_r = 111 \text{ g/mol}$) وثابتَ الارتفاع في درجة غليان الماء ($0.512^\circ\text{C}\cdot\text{kg/mol}$).
- 4 . **أستخدم الأرقام.** أحسبْ مقدارَ الانخفاض في درجة التجمّد لمحلول حُضِّرَ بإذابة 2 mol من مادّة غير متأيّنة في 250 g من الإيثانول. علماً أنّ ثابتَ الانخفاض في درجة تجمّد الإيثانول $1.99^\circ\text{C}\cdot\text{kg/mol}$.
- 5 . **أميِّزْ** بين ثابتِ الارتفاع في درجة الغليان وثابتِ الانخفاض في درجة التجمّد.
- 6 . **أستنتج** مادّتان نقيتان أُعطيَتَا الرموزَ الافتراضية الآتية: $\text{AB}_{(s)}$ و $\text{XY}_{(s)}$ أضيف 1 mol من كل مادة من هاتين المادتين إلى دورق يحتوي 500 mL من الماء، وتبين المعادلتان الآتيتان إذابة كل منهما في الماء، أستعين بهما في الإجابة عن السؤالين الآتين:



أ . أيُّ المحلولين له درجة غليان أعلى؟ ولماذا؟

ب . أيُّ المحلولين له أعلى ضغط بخاري؟

- 7 . **أستخدم الأرقام:** مشع (روديتير) سيارة يحتوي على 5 kg ماء، أحسب كتلة جلايكول الإيثيلين $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}_2$ اللازم إضافتها لضمان عدم تجمد الماء في المشع حتى درجة حرارة (-5.022°C) علماً أنّ:

$$K_f = 1.86^\circ\text{C}\cdot\text{kg/mol} , M_r \text{C}_2\text{H}_6\text{O}_2 = 62 \text{ g/mol}$$

- 8 . **أستخدم الأرقام:** كحول يستخلص من زيت جوز الهند، ويدخل في صناعة منظفات الشعر والصابون، يتجمد محلول يحتوي على 5 g من الكحول في 0.1 kg من البنزين C_6H_6 عند درجة حرارة 4.1°C ، أحسب الكتلة المولية للكحول. علماً أنّ $K_f \text{C}_6\text{H}_6 = 5.07^\circ\text{C}\cdot\text{kg/mol}$ ، ودرجة تجمد البنزين 5.5°C .

- 9 . أختار الإجابة الصحيحة لكل فقرة من الفقرات الآتية

1 . تعتمد الخصائص الجامعة للمحاليل على:

- أ . الطبيعة الكيميائية للجسيمات.
- ب . حجم الجسيمات.
- ج . عدد الجسيمات.
- د . درجة حرارة المحلول.

2 . أذيت عينة كتلتها 5.1 g من كلوريد الكالسيوم CaCl_2 في كأس يحتوي ماءً. أيٌّ من العبارات الآتية صحيحة بالنسبة لهذا المحلول؟

- أ . يتجمد المحلول عند درجة حرارة أقل من درجة تجمد الماء النقي .
- ب . يكون ضغط البخار للمحلول أعلى من ضغط البخار للماء النقي .
- ج . يغلي المحلول عند درجة حرارة أقل من درجة غليان الماء النقي .
- د . يتجمد المحلول عند درجة حرارة أكبر من درجة تجمد الماء النقي .

3 . قيم ثابت الارتفاع في درجة الغليان وثابت الانخفاض في درجة التجمد للماء هما $0.512^\circ\text{C kg/mol}$ و $1.86^\circ\text{C kg/mol}$ على التوالي. إذا كان مقدار الارتفاع في درجة غليان محلول مادة مذابة هو 0.2°C ؛ فإن مقدار الانخفاض في درجة تجمد المحلول يساوي:

- أ . 0.72°C
- ب . 0.75°C
- ج . 1.2°C
- د . 0.8°C

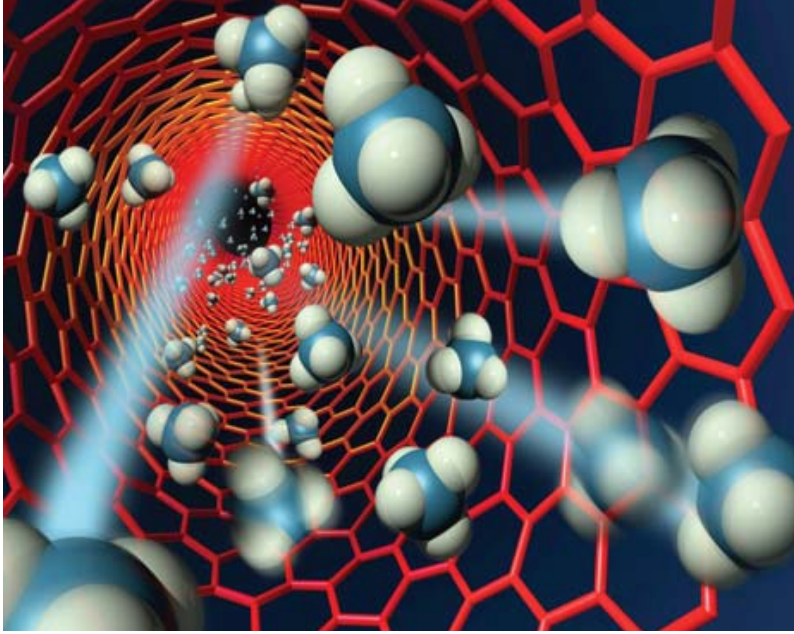
4 . درجة تجمد المحلول المائي لكلوريد الألمنيوم AlCl_3 الذي تركيزه 0.1 m تساوي: (بافتراض التآين التام للملح، $K_f \text{H}_2\text{O} = 1.86^\circ\text{C kg/mol}$)

- أ . -0.74°C
- ب . -0.71°C
- ج . -1.2°C
- د . -0.8°C

5 . أحد المحاليل الآتية له أعلى درجة غليان:

- أ . محلول كلوريد البوتاسيوم KCl تركيزه 0.02 mol/kg
- ب . محلول نترات المغنيسيوم $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ تركيزه 0.02 mol/kg
- ج . محلول السكر $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ تركيزه 0.02 mol/kg
- د . محلول كبريتات الصوديوم Na_2SO_4 تركيزه 0.01 mol/kg

أغشية الأنابيب النانوية Carbon nano tubes



دفعت ندرة المياه الباحثين إلى تطوير تقنيات فعالة ومستدامة لتحلية المياه. ويزداد الاهتمام بالطرائق القائمة على الأغشية بين الباحثين نظرًا لمزاياها الفائقة والتميزة، مثل جودة المياه العالية وانخفاض التكلفة. قام باحثون بإنشاء غشاء مصنوع من أنابيب الكربون النانوية وهي أنابيب مصنوعة من ذرات الكربون في ترتيب فريد، مجوفة من الداخل وتعمل مليارات من هذه

الأنابيب كمسام في الغشاء، وتسمح هذه الأنابيب فائقة الصغر للسوائل والغازات بالتدفق بسرعة، في حين يمنع حجم المسام الصغير الجزيئات الأكبر حجمًا من النفاذ، وبهذا يمكن استخدام الأنابيب النانوية كمسام في تحلية المياه وإزالة الملح منها؛ إذ كانت تُنفذ عادةً عن طريق الأسموزية المعاكسة حيث يتم فيها التأثير بضغط أكبر من الضغط الأسموزي فينعكس اتجاه حركة جسيمات المذيب (الماء) من المحلول إلى المذيب النقي عبر غشاء شبه منفذ إلا أن هذه الأغشية أقل نفاذية، وتتطلب كميات كبيرة من الضغط، وهي مكلفة للغاية. لذلك فإن الأغشية النانوية الأكثر نفاذية تقلل من تكاليف الطاقة اللازمة لتحلية المياه بنسبة عالية مقارنة بالأغشية التقليدية المستخدمة في الأسموزية المعاكسة. وسيفتح استخدام أغشية الأنابيب النانوية مجموعة واسعة من التطبيقات في المستقبل.

7. الأدرنالين هو الهرمون الذي يحفز الجسم للاستجابة في أوقات التوتر والطوارئ، عند إذابة 0.64 g من الأدرنالين في 36.0 g من CCl_4 ؛ وجد أن مقدار الارتفاع في درجة غليانه تساوي 0.49°C ، أحسب الكتلة المولية للأدرنالين، علماً أن $K_b \text{ CCl}_4 = 5.02^\circ\text{C} \cdot \text{kg/mol}$.

8. **أستخدم الأرقام.** أحسب الكتلة المولية لمادة غير متآينة وغير متطايرة كتلتها 0.64 g أذيت في 100 g من البنزين. علماً أن درجة غليان المحلول الناتج 80.33°C ودرجة غليان البنزين النقي 80.2°C .

9. أستنتج قيمة (X) في الصيغة الجزيئية للكبريت S_x من المعلومات في الجدول الآتي:

المعلومات	القيم
كتلة الكبريت S_x المُذاب	0.24 g
كتلة المُذيب CCl_4	100 g
الكتلة المولية للكبريت S	32.1 g/mol
الانخفاض في درجة تجمّد CCl_4	0.2°C
ثابت انخفاض درجة تجمّد CCl_4	$29.8^\circ\text{C} \cdot \text{kg/mol}$

10. **أستخدم الأرقام.** أحسب درجة الغليان لمحلول تركيزه 0.06 mol/kg من كبريتات البوتاسيوم K_2SO_4 .

11. **أستنتج** المحلول المائي الذي له أعلى درجة غليان من المحاليل الآتية:

0.1 mol/kg NaCl, 0.1 mol/kg $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$,
0.1 mol/kg Na_2SO_4

12. **أفسر:** درجة غليان محلول المادة المتآينة أعلى من درجة غليان محلول المادة غير المتآينة، علماً أنهما متساويتان في التركيز.

1. أوضّح المقصود بكلّ من الآتية: الارتفاع في درجة غليان المحلول، الأسموزية.

2. أحدد العوامل التي تؤثر في ذائبية كل من: مادة صلبة في سائل، غاز في سائل.

3. محلولان لكلوريد الصوديوم أحدهما مخفف A والآخر مُركّز B، أجب عن الأسئلة الآتية:

أ. أيّ منهما يغلي عند درجة حرارة أعلى؟

ب. أيّ منهما يتجمد عند درجة حرارة أقل؟

ج. إذا وُضع المحلولان في وعاءٍ واحدٍ يفصل بينهما غشاء شبه نافذ يسمح بمرور الماء فقط، أيّ محلول تتوقع أن يظهر زيادة في تركيز كلوريد الصوديوم؟

4. أحدد المادة الأكثر ذائبية في الماء من كل زوج من أزواج المركبات الآتية:

أ. $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$

ب. HCl , $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{Cl}$

ج. PbSO_4 , $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$

5. **أستخدم الأرقام.** ذائبية غاز النيتروجين N_2 في الماء 0.0152 g/L عند درجة حرارة 20°C ، وضغطه الجزئي 585 mmHg، ما مقدار ذائبيته في الماء عندما يكون ضغطه الجزئي 823 mmHg وعند درجة الحرارة نفسها.

6. **أستخدم الأرقام.** محلول كلوريد البوتاسيوم KCl درجة حرارته 50°C ، يتكون من 50 g KCl في 130 g من الماء، برّد المحلول إلى 20°C ، بالرجوع إلى الشكل (7)؛ أجب عن الأسئلة الآتية:

أ. هل المحلول مشبع أم غير مشبع عند درجة حرارة 50°C ؟

ب. أحسب كتلة المادة المترسّبة عند تبريد المحلول.

4. العبارة الصحيحة في ما يتعلق بأقطار الجسيمات المنتشرة في المخروط العروبي، هي:

أ. أقل من 1 nm

ب. أكبر من 1000 nm

ج. 1 nm – 1000 nm

د. 1 mm – 1000 mm

5. يصنف محلول الزئبق في الفضة أنه:

أ. صلب في سائل. ب. سائل في سائل.

ج. صلب في غاز. د. سائل في صلب.

6. العبارة الصحيحة من العبارات الآتية، هي:

أ. الإيثانول C_2H_5OH السائل والماء يكونان طبقتين منفصلتين.

ب. لا يذوب حمض الإيثانويك في الماء.

ج. يمتزج سائل رابع كلوريد الكربون CCl_4 مع الماء ويشكلان طبقة واحدة.

د. يكون سائلا البنزين والماء طبقتين منفصلتين.

7. يُرش الملح على الطرقات بعد تساقط الثلوج،

حيث يُخفّض درجة انصهار الثلج، أحد الأملاح الآتية أكثر فاعلية في منع تراكم الثلوج:

أ. $MgCO_3$ ب. KCl

ج. $AgBr$ د. $BaSO_4$

8. سائلان لا يمتزجان معاً إذا كان:

أ. كلاهما جزيئاته تمتلك خصائص قطبية.

ب. كلاهما جزيئاته لا تمتلك خصائص قطبية.

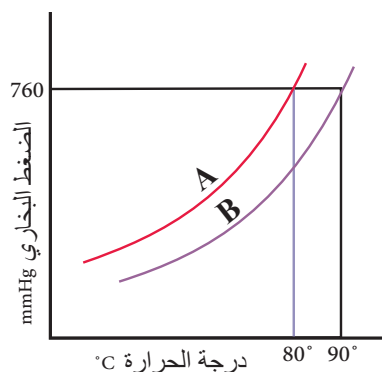
ج. جزيئات أحدهما قطبية والآخر غير قطبية.

د. أحدهما الماء والآخر ميثانول CH_3OH .

13. أرتب المواد ذات الرموز الافتراضية (A, B, C) وفق تزايد الارتفاع في درجة غليان محاليلها، علماً أنّ الانخفاض في درجة تجمدها ($^{\circ}C$) هي:

A: 2.4, B: 1.3, C: 3.55

14. أستنتج من الشكل الآتي:



أ. الرمز الذي يشير إلى المذيب النقي.

ب. الرمز الذي يشير إلى المحلول.

ج. درجة الغليان لكل من A و B.

15. أختار الإجابة الصحيحة لكل فقرة من الفقرات الآتية:

1. أحد الآتية يُعدّ محلولاً حقيقياً:

أ. الحليب. ب. السكر في الماء.

ج. الطباشير في الماء. د. التراب في الماء.

2. المحلول الأقل درجة تجمّد عند التركيز نفسه

0.1 mol/kg، هو:

أ. $NaCl$ ب. K_2SO_4

ج. $CaCl_2$ د. $Al(NO_3)_3$

3. أحد الآتي يُعدّ مثلاً على المخروط المُعلّق:

أ. الطباشير في الماء.

ب. الدّم.

ج. محلول كبريتات البوتاسيوم.

د. الماء المُقطّر.

- المادة B لم تذوب في الماء.
- المادة C ذائبة في الماء ومحلولها لم يوصل التيار الكهربائي.

فإن :

- أ . A : سكر ، B : KNO_3 ، C : BaSO_4
 ب . C : سكر ، A : KNO_3 ، B : BaSO_4
 ج . C : سكر ، B : KNO_3 ، A : BaSO_4
 د . B : سكر ، A : KNO_3 ، C : BaSO_4

14. باستخدام المعلومات الواردة في الجدول؛ فإن ترتيب الأملاح التي أعطيت الرموز الافتراضية A, B, C, D وفق ذائبيتها في الماء:

الملاح	كتلة المذاب عند 60°C
A	35 g/50 g H_2O
B	20 g/60 g H_2O
C	30 g/120 g H_2O
D	40 g/80 g H_2O

- أ . $D > A > C > B$
 ب . $A > B > D > C$
 ج . $A > D > B > C$
 د . $C > D > A > B$

15. محلول X مُتأين ومحللول Y غير مُتأين، لهما التركيز نفسه، إحدى العبارات الآتية صحيحة في ما يتعلق بهما:

- أ . درجة غليان محلول X أعلى من درجة غليان محلول Y.
 ب . درجة غليان محلول X تساوي درجة غليان محلول Y.
 ج . ضغط محلول X البخاري يساوي ضغط محلول Y البخاري.
 د . درجة تجمد محلول X أعلى من درجة تجمد محلول Y.

9. تكون حالة الجسيمات المنتشرة صلبة وحالة وسط الانتشار غازاً في:

- أ . الضباب. ب . الدخان.
 ج . حجر الخفاف. د . الحليب.

10. أحد المركبات الآتية يُكوّن محلولاً متجانساً في الماء:

- أ . CaCO_3 ب . I_2
 ج . C_4H_{10} د . $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$

11. تكون ذائبة غاز ثاني أكسيد الكربون CO_2 في الماء أكبر ما يمكن عند درجة حرارة وضغط:

- أ . 20°C ، 0.988 atm
 ب . 20°C ، 1.2 atm
 ج . 25°C ، 1 atm
 د . 25°C ، 1.2 atm

12. محلول مكوّن من 8.585 g نترات الصوديوم NaNO_3 مذابة في 100 g من الماء، يتجمد عند درجة حرارة -3.75°C أحسب الكتلة المولية لنترات الصوديوم، علماً أن $K_f \text{H}_2\text{O} = 1.86^\circ\text{C kg/mol}$:

- أ . 52 ب . 85
 ج . 100 د . 105

13. ثلاثة مواد صلبة بيضاء اللون، أعطيت الرموز الافتراضية A, B, C إحدى هذه المواد سكر، والثانية ملح نترات البوتاسيوم KNO_3 ، والثالثة كبريتات الباريوم BaSO_4 ، وضعت كميات متساوية منها في ثلاث كؤوس زجاجية، وأضيف إلى كل منها 100 mL من الماء، وسُجّلت الملاحظات الآتية:
- المادة A ذائبة في الماء ومحلولها موصل للكهرباء.

الأتزان الكيميائي

Chemical Equilibrium

الوحدة

3



أتأمل الصورة

تحدثُ الكثير من التفاعلات الكيميائية باتجاهين متعاكسين؛ إذ تتحول المواد المتفاعلة إلى مواد ناتجة في الاتجاه الأمامي؛ أما في الاتجاه العكسي فتتفاعل المواد الناتجة في ما بينها لتكوين المواد المتفاعلة، ويستمرُّ التفاعل بالاتجاهين حتى الوصول إلى حالة الأتزان. فما المقصود بحالة الأتزان؟ وكيف يمكن حساب تراكيز المواد الناتجة أو المواد المتفاعلة عند الأتزان؟

الفكرة العامة:

يستمر حدوث التفاعلات الكيميائية المنعكسة عند وصولها إلى حالة الاتزان بالاتجاهين بالسرعة نفسها، ويمكن التأثير في موضع الاتزان بتغيير ظروف التفاعل؛ وذلك لإنتاج كميات أكبر من مادة معينة أو التقليل منها، وتحسب هذه الكميات باستخدام ثابت الاتزان.

الدرس الأول: الاتزان الكيميائي والعوامل المؤثرة فيه.

الفكرة الرئيسة: يوصف الاتزان في التفاعلات المنعكسة بالديناميكي، ويمكن التأثير فيه بتغيير ظروف التفاعل من تركيز أو ضغط أو درجة حرارة.

الدرس الثاني: تعبيرات ثابت الاتزان والحسابات المتعلقة به.

الفكرة الرئيسة: يُعبر ثابت الاتزان عن نسب تراكيز المواد المتفاعلة والناجمة في التفاعل عند وصوله إلى حالة الاتزان، ويستفاد منه في حساب كميات المواد المختلفة عند الاتزان وتقدير المردود الاقتصادي للتفاعل.

تجربة استخلاص اليود

تسامي اليود



المواد والأدوات: بلّورات من اليود الصّلب، كأس زجاجية سعة 200 mL، حوض زجاجي، زجاجة ساعة، ملعقة، ميزان حساس، ماء ساخن، قطع من الجليد.

إرشادات السلامة:

5 ألاحظ: أنتظر 10 min وألاحظ التغيّر الذي يطرأ على لون بخار اليود في الدورق، أسجّل ملاحظاتي.

التحليل والاستنتاج:

1. ما التغير الذي يحدث على بلورات اليود الصلبة، وأسّمّي هذه العملية.
2. أحدّد لون بخار اليود المتصاعد.
3. ما التغير الذي يحدث على بخار اليود بمرور الوقت، وأسّمّي هذه العملية.
4. **أفسّر** ثبات لون بخار اليود في الكأس الزجاجية.
5. **استنتج** العلاقة بين ما يحدث لبلّورات اليود، وما يحدث لبخاره عند ثبات اللون في الكأس الزجاجية.

أطبّق إرشادات السلامة العامة في المختبر.
أرتدي معطف المختبر والنظارات الواقية والقفازات.
أجري التجربة في خزانة الأبخرة، وأنجّب استنشاق أبخرة اليود.

خطوات العمل:

- 1 **أقيس** 10 g من اليود الصّلب باستخدام الميزان الحساس وأضعها في الكأس الزجاجية.
- 2 أملأ الحوض الزجاجي بمقدار ثلثه ماءً ساخناً (حمام مائيّ ساخن).
- 3 أضع قطعاً من الجليد في زجاجة الساعة وأضعها على فوهة الكأس الزجاجية.
- 4 **ألاحظ:** أضع الكأس المحتوية على اليود في الحمام المائيّ الساخن، وألاحظ التغيّر الذي يطرأ على بلورات اليود بمرور الوقت، أسجّل ملاحظاتي.

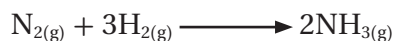
مفهوم الاتزان الكيميائي

Chemical Equilibrium Concept

تنتهي كثير من التفاعلات باستهلاك إحدى المواد المتفاعلة أو جميعها كلياً، فمثلاً؛ يحترق شريط من المغنيسيوم Mg بوجود الأكسجين O₂ وينتج أكسيد المغنيسيوم MgO وكمية من الحرارة، وينتهي التفاعل باحتراق شريط المغنيسيوم كلياً، ولا يمكن إعادة تكوين أي من المواد المتفاعلة مرة أخرى في أثناء التفاعل؛ ما يعني أن التفاعل يسير باتجاه واحد نحو تكوين المواد الناتجة ويُطلق على هذا النوع من التفاعلات اسم **التفاعلات غير المنعكسة** **Irreversible Reactions**. ويُعبّر عن التفاعل بمعادلة كيميائية على النحو الآتي:



وكثير من التفاعلات الكيميائية عندما تحدث في أوعية مغلقة لا تسمح بفقدان أي كمية من المواد المتفاعلة أو الناتجة من وعاء التفاعل، ممّا يتيح حدوث تفاعل بين المواد الناتجة، ويجعل التفاعل يحدث باتجاهين متعاكسين، ويطلق على هذا النوع من التفاعلات اسم **التفاعلات المنعكسة** **Reversible Reactions**؛ فعند بداية التفاعل تتفاعل المواد المتفاعلة في ما بينها وتتكوّن المواد الناتجة، ويُطلق على هذا التفاعل اسم **التفاعل الأمامي** **Forward Reaction**، وبمجرد أن تتكوّن المواد الناتجة فإنّها تبدأ بالتفاعل معاً وتعيد تكوين المواد المتفاعلة مرة أخرى، ويسمى **التفاعل العكسي** **Reverse Reaction**، فمثلاً؛ يُحضّر غاز الأمونيا NH₃ بطريقة هابر، بتفاعل غاز النيتروجين N₂ مع غاز الهيدروجين H₂ في وعاء مغلق عند ظروف مناسبة من الضغط ودرجة الحرارة، ويؤدّي ذلك إلى تكوين غاز الأمونيا NH₃، في ما يُعرّف بالتفاعل الأمامي، كما يظهر في المعادلة الآتية:



الفكرة الرئيسة:

يوصف الاتزان الكيميائي في التفاعلات المنعكسة بالديناميكي، ويمكن التأثير فيه بتغيير ظروف التفاعل من تركيز أو ضغط أو درجة حرارة.

نتائج التعلم:

- أتوصّل إلى مفهوم الاتزان الكيميائي.
- أوضح أثر العوامل المختلفة المؤثرة في حالة الاتزان.

المفاهيم والمصطلحات:

التفاعلات غير المنعكسة

Irreversible Reactions

التفاعلات المنعكسة

Reversible Reactions

التفاعل الأمامي Forward Reaction

التفاعل العكسي Reverse Reaction

سرعة التفاعل الأمامي

Forward reaction Rate

سرعة التفاعل العكسي

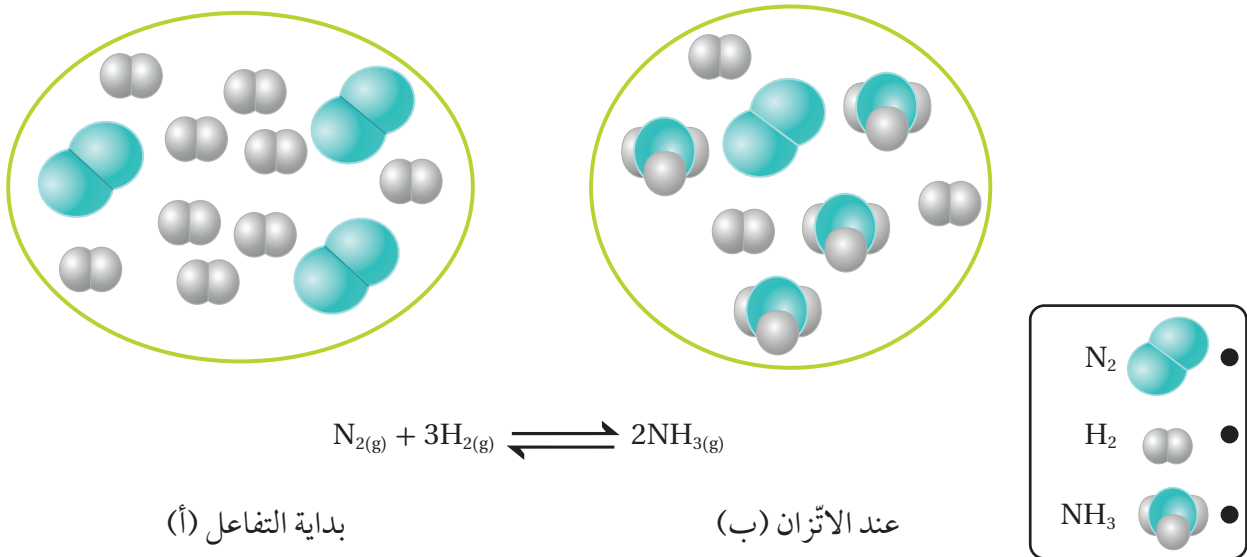
Reverse Reaction Rate

الاتزان الكيميائي

Chemical Equilibrium

موضع الاتزان Equilibrium Position

مبدأ لو تشاتيليه Le Chateliers Principle



الشكل (1): تكوين الأمونيا

وعندما يتكوّن غاز الأمونيا NH_3 في وعاء التفاعل؛ فإنّه يبدأ بالتفكك ويتكوّن كلّ من غاز النيتروجين N_2 وغاز الهيدروجين H_2 في ما يعرف بالتفاعل العكسي، كما يظهر في المعادلة الآتية:



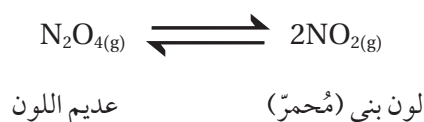
وبهذا نجد أن وعاء التفاعل يحتوي على كميات مختلفة من المواد المتفاعلة والنتيجة في الوقت نفسه عند الاتزان. أنظر الشكل (1) أ بداية التفاعل، 1/ ب عند الاتزان)، ويشار إلى التفاعل الأمامي في المعادلة بسهم باتجاه اليمين، والعكسي ويشار إليه في المعادلة بسهم باتجاه اليسار، ويُعبّر عنها بمعادلة كيميائية؛ حيث يُكتب فيها سهمان باتجاهين متعاكسين ($\rightleftharpoons$) كما في تفاعل تحضير الأمونيا:



تشير التجارب الكيميائية إلى أنّ تراكيز المواد المتفاعلة تكون في البداية أكبر ما يُمكن؛ وتكون سرعة تفاعلها وتحولها إلى مواد ناتجة أعلى ما يمكن، وتسمى **سرعة التفاعل الأمامي** **Forward Reaction Rate**، وبمرور الوقت تتناقص تراكيز المواد المتفاعلة، وتتناقص سرعة التفاعل الأمامي، أما المواد الناتجة فتكون تراكيزها عند بداية التفاعل صفراً،

وبمجرد تكونها تبدأ بالتفاعل والتحول إلى مواد متفاعلة، وبهذا يبدأ حدوث التفاعل العكسي، وبمرور الوقت تزداد تراكيز المواد الناتجة، وتزداد سرعة تفاعلها وتحولها إلى مواد متفاعلة، وتُسمى **سرعة التفاعل العكسي** **Reverse Reaction Rate**، وحين تصبح سرعة التفاعل الأمامي مُساويةً لسرعة التفاعل العكسي يوصفُ التفاعل بأنه في حالة **اتزان كيميائي** **Chemical Equilibrium**. ويعدّ اتزان ديناميكي أي أنه يستمر حدوث التفاعل بالاتجاهين بالسرعة نفسها، وتثبت تراكيز المواد المتفاعلة والناتجة والخصائص المرتبطة بها، مثل الضغط، واللون، والحجم، ودرجة الحرارة.

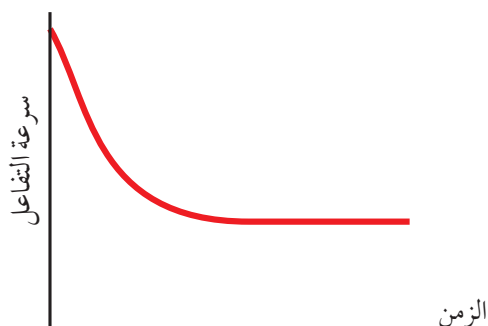
ولتعرف مفهوم الاتزان الكيميائي؛ يُمكن دراسة تفكُّك غاز رباعي أكسيد ثنائي النيتروجين N_2O_4 عديم اللون إلى غاز ثاني أكسيد النيتروجين NO_2 ذي اللون البني المُحمّر الذي يحدث كما في المعادلة الآتية:



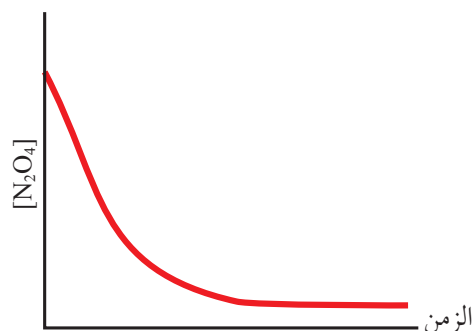
يبدأ التفاعل الأمامي بتحول غاز رباعي أكسيد ثنائي النيتروجين N_2O_4 إلى غاز ثاني أكسيد النيتروجين NO_2 بسرعة عالية نسبياً، ويُعبّر عن التفاعل بالمعادلة الآتية:



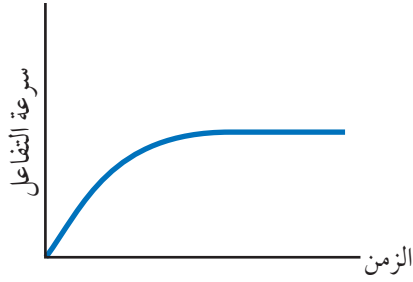
وبمرور الوقت، يتناقص تركيز غاز N_2O_4 وبذلك تتناقص سرعة التفاعل الأمامي، أنظر الشكل (2/أ، ب).



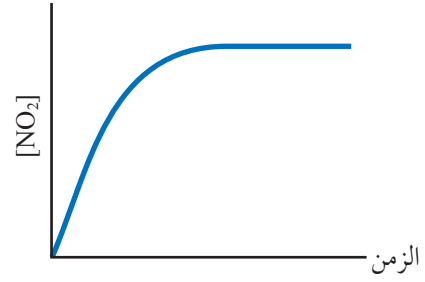
الشكل (2/ب): تغير سرعة التفاعل الأمامي مع الزمن.



الشكل (2/أ): تغير تركيز N_2O_4 مع الزمن.

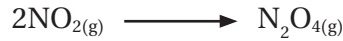


الشكل (3/ب): تغير سرعة التفاعل العكسي مع الزمن.



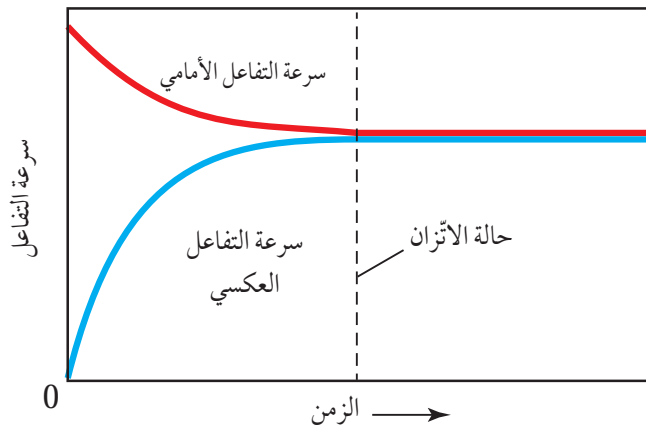
الشكل (3/أ): تغير تركيز NO₂ مع الزمن.

أما غاز NO₂؛ فيكون تركيزه عند بداية التفاعل صفراً، وتكون سرعة التفاعل العكسي صفراً أيضاً، وبسبب تفكك غاز N₂O₄ يبدأ تكون غاز NO₂ وظهور اللون البني في وعاء التفاعل، ويبدأ حدوث التفاعل العكسي وتحول غاز NO₂ إلى الغاز N₂O₄ بسرعة بطيئة نسبياً، ويُعبّر عن التفاعل كما في المعادلة الآتية:

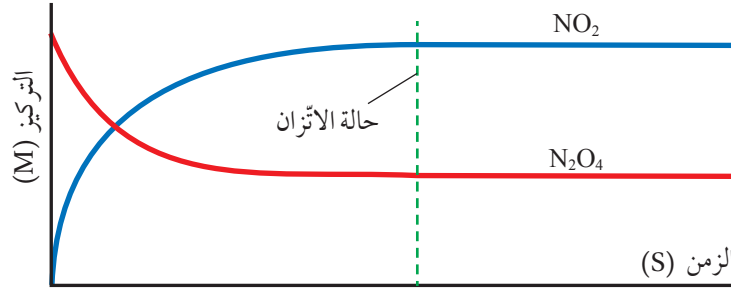


وبزيادة تركيز NO₂ في وعاء التفاعل، تزايد سرعة التفاعل العكسي تدريجياً، وبعد مدة من الزمن تثبت سرعة التفاعل وتثبت تراكيز المواد الناتجة، ويُبين الشكل (3/أ، ب) تزايد تركيز NO₂ وتزايد سرعة التفاعل العكسي بمرور الزمن.

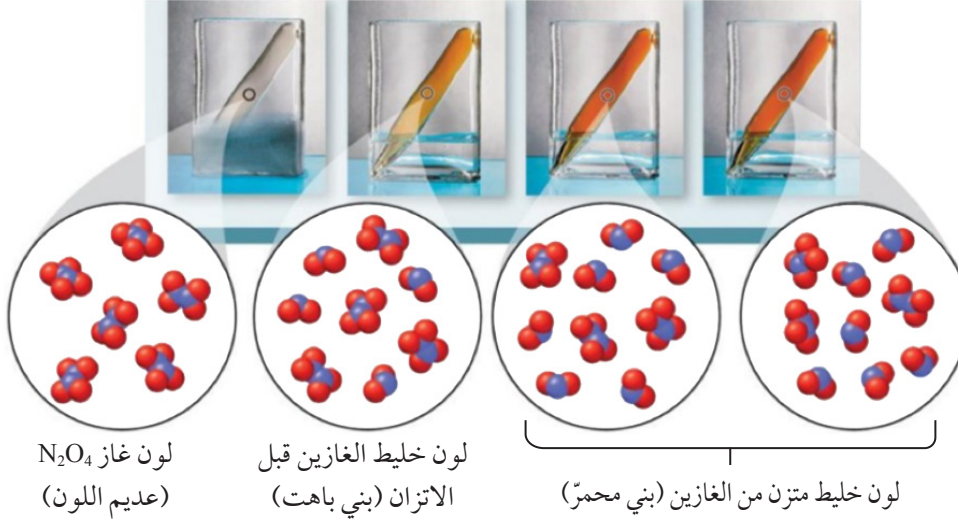
يتضح مما سبق؛ أن تراكيز المواد المتفاعلة وسرعة التفاعل الأمامي يتناقصان بمرور الزمن، وفي الوقت نفسه تزايد تراكيز المواد الناتجة وتزايد سرعة التفاعل العكسي، إلى أن يصل التفاعل إلى حالة الاتزان، حيث تصبح سرعة التفاعل الأمامي مساوية لسرعة التفاعل العكسي، أنظر الشكل (4).



الشكل (4): التغير في سرعة التفاعل
أقارن بين تراكيز الغازات في وعاء التفاعل عند حالة الاتزان.



الشكل (5): تغير لون مكونات التفاعل.



وعند الاتزان تثبت تراكيز المواد المتفاعلة والنتيجة ويحتوي وعاء التفاعل على خليط من الغازين بنسب ثابتة، ويصبح لون الخليط بُنيًا محمرًا، أنظر الشكل (5).

ويمكن التعبير عن التفاعل المتزن السابق كما في المعادلة الآتية:



✓ **أنحقق:** يتفاعل غاز ثاني أكسيد الكبريت SO_2 مع الأكسجين O_2 في وعاء مغلق لتكوين غاز ثالث أكسيد الكبريت SO_3 وفق المعادلة الآتية:



■ أصف التغيرات التي تحدث لكل مما يأتي قبل وصول التفاعل إلى حالة الاتزان وعند الاتزان:

أ. تراكيز الغازات SO_2 ، O_2 ، SO_3 في وعاء التفاعل.

ب. سرعتا التفاعلين الأمامي والعكسي.

العوامل المؤثرة في الاتزان Factors Affecting Equilibrium

توصلنا في ما سبق إلى أن التفاعلات المنعكسة تصل إلى حالة الاتزان، ويحتوي عندها وعاء التفاعل على تراكيز ثابتة من المواد المتفاعلة والناجمة. يمكن للتفاعل أن يكون المواد الناتجة بنسبة أكبر من المواد المتفاعلة، ويكون الاتزان مُزاحاً جهة المواد الناتجة، أو يكون المواد المتفاعلة بنسبة أكبر من المواد الناتجة، ويكون الاتزان مُزاحاً نحو المواد المتفاعلة، وهو ما يُسمى **موضع الاتزان Equilibrium Position**. يمكن التحكم بموضع الاتزان بإزاحته نحو اليمين لزيادة كمية المواد الناتجة، أو إزاحته نحو اليسار لتقليل كمية المواد الناتجة وزيادة كمية المواد المتفاعلة، وذلك عن طريق التحكم بمجموعة من العوامل. فما هذه العوامل؟ وكيف تؤثر في موضع الاتزان؟

مبدأ لوتشاتلييه Le Chatelier's Principle

درس العالم الفرنسي هنري لوتشاتلييه التغيرات التي يمكن أن تؤثر في حالة الاتزان للتفاعل، وتوصل إلى أنه يمكن التحكم بموضع الاتزان للتفاعل عبر التحكم بظروف التفاعل من: تركيز، أو ضغط، أو درجة حرارة، وقد عُرف ذلك **بمبدأ لوتشاتلييه Le Chatelier's Principle** الذي ينص أنه "إذا حدث تغيير في أحد العوامل المؤثرة في الاتزان لتفاعل كيميائي مُتزن؛ فإن التفاعل يعمل على تعديل موضع الاتزان للتقليل من أثر ذلك التغيير".

اعتماداً على مبدأ لوتشاتلييه فإنه يمكن زيادة كميات المواد الناتجة من التفاعل بالتحكم في العوامل المؤثرة في الاتزان، فكيف يتم التحكم بالعوامل المؤثرة في الاتزان؟ وما أثر تغيير موضع الاتزان في كميات المواد الناتجة والمتفاعلة؟

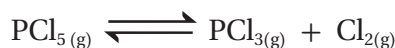
التركيز Concentration

يتأثر موضع الاتزان بتغيير كميات المواد أو تراكيزها في وعاء التفاعل عند درجة الحرارة نفسها؛ إذ يؤدي تغيير تركيز مادة مُتفاعلة أو ناتجة إلى اضطراب في حالة الاتزان، ما يدفع التفاعل إلى تعديل وضعه للوصول إلى حالة الاتزان من جديد، ويحصل ذلك بتغيير موضع الاتزان بإزاحته جهة اليمين (نحو تكوين المواد الناتجة)، أو جهة اليسار (نحو تكوين

✓ **أنحقق:** أحدد العوامل التي درس لوتشاتلييه تأثيرها على موضع الاتزان.

المواد المتفاعلة)؛ للتقليل من أثر ذلك التغيير، ثم يعود التفاعل إلى حالة الاتزان من جديد.

فمثلاً؛ يتفكك خماسي كلوريد الفسفور PCl_5 ، في وعاء مغلق، وينتج غاز ثلاثي كلوريد الفسفور PCl_3 وغاز الكلور Cl_2 ، ويصل التفاعل إلى حالة الاتزان كما في المعادلة الآتية:



وعند إضافة كمية من غاز PCl_5 ؛ فإن تركيزه يزداد في وعاء التفاعل ويختل الاتزان، ووفقاً لمبدأ لوتشاتلييه يعمل التفاعل على تعديل موضع الاتزان وإزاحته جهة اليمين التي تقلل من أثر هذه الزيادة، ومن ثم سوف تزداد سرعة التفاعل الأمامي. وبهذا تستهلك كمية من الغاز المضاف، وتتكون كميات جديدة من PCl_3 و Cl_2 وتزداد تراكيزها، وبمرور الوقت، ونتيجة لذلك تبدأ سرعة التفاعل العكسي بالتزايد، وسرعة التفاعل الأمامي بالتناقص إلى أن تتساوى السرعتان فيعود التفاعل إلى حالة الاتزان من جديد، وتحدث التغيرات ذاتها إن جرت إزالة كمية من Cl_2 أو PCl_3 من وعاء التفاعل.

أما عند إضافة كمية من غاز Cl_2 إلى وعاء التفاعل فيزداد تركيزه، ووفقاً لمبدأ لوتشاتلييه سوف تزداد سرعة التفاعل العكسي للتقليل من أثر هذه الزيادة، ويُزاح موضع الاتزان جهة اليسار.

ونتيجة لذلك؛ تنتج كمية جديدة من غاز PCl_5 ويزداد تركيزه، وبمرور الوقت؛ تبدأ سرعة التفاعل العكسي بالتناقص وسرعة التفاعل الأمامي بالتزايد، إلى أن تصبح السرعتان متساويتين، فيعود التفاعل إلى حالة الاتزان من جديد. ويكون تركيز كل من PCl_5 و PCl_3 و Cl_2 مختلفاً عنه قبل الإضافة ولكن النسبة بينهما تبقى ثابتة.

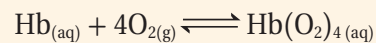
الربط بالصحة



اتزان (هيموجلوبين - أكسجين)

في الجسم

يرتبط الأكسجين الذي يدخل إلى الجسم في أثناء عملية التنفس بجزيئات الهيموجلوبين Hb في الدم، وينتج الهيموجلوبين المؤكسج $\text{Hb}(\text{O}_2)_4$ ، حيث يُشكل الهيموجلوبين والأكسجين نظاماً مُتزنًا كما في المعادلة:



يصل الهيموجلوبين المؤكسج إلى أنسجة الجسم، حيث يكون تركيز الأكسجين منخفضاً، فيُزاح الاتزان نحو اليسار ويتحرر الأكسجين المرتبط بالهيموجلوبين، وتحدث العمليات الحيوية اللازمة لإنتاج الطاقة في الجسم والمحافظة على حيويته ونشاطه.

في التفاعل المتزن الآتي:



ما أثر إضافة قطرات من محلول AgNO_3 إلى وعاء التفاعل على تركيز كل من NH_3 و $\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+$ ؟

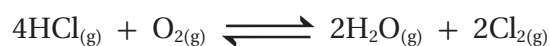
الحل:

إضافة قطرات من محلول AgNO_3 إلى وعاء التفاعل يزيد تركيز أيونات Ag^+ ؛ فيختل الاتزان ووفقاً لمبدأ لوتشاتلييه؛ فإن التفاعل يعمل على تعديل موضع الاتزان بزيادة سرعة التفاعل الذي يقلل من أثر هذا التغير في التركيز، فتزداد سرعة التفاعل الأمامي؛ أي تزداد سرعة تفاعل أيونات Ag^+ مع الأمونيا NH_3 وتكوين $\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+$ ، فيقل تركيز NH_3 ويزداد تركيز $\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+$. ثم تتناقص سرعة التفاعل الأمامي تدريجياً، وتزايد سرعة التفاعل العكسي حتى تصبح السرعتان متساويتين مرة أخرى، ويعود التفاعل إلى حالة الاتزان، ويكون تركيز أيونات Ag^+ والأمونيا NH_3 و $\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+$ مختلفاً عن تركيزها قبل الإضافة.

✓ أتُحقَّق:

1. أوضِّح التغيرات التي تحدث لتراكيز المواد في وعاء التفاعل الآتي،

عند إضافة كمية من غاز HCl .



2. يحترق غاز النيتروجين N_2 ، بوجود الأكسجين O_2 ، في وعاء مغلق؛

وينتج غاز أول أكسيد النيتروجين NO ، ويصل التفاعل إلى حالة

الاتزان وفق المعادلة الآتية:



أوضِّح التغيرات التي تحدث لتركيز كل من N_2 و NO عند سحب كمية

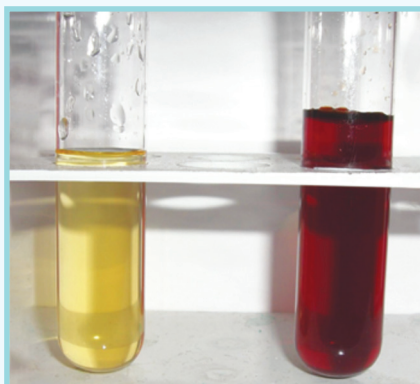
مُعَيَّنة من غاز الأكسجين من وعاء التفاعل.

التجربة ١

أثر التركيز في موضع الاتزان

المواد والأدوات:

محلول ثيوسينات الأمونيوم NH_4SCN ، محلول كلوريد الحديد FeCl_3 (III)، محلول كلوريد الأمونيوم NH_4Cl ، أنابيب اختبار عدد (3)، ماصة عدد (3)، حامل أنابيب.



إرشادات السلامة:

- اتَّبِعْ إرشادات السلامة العامة في المختبر.
- ارتدي معطف المختبر والنظارات الواقية والقفازات.

خطوات العمل:

1. أقيس 3 mL من محلول ثيوسينات الأمونيوم وأضعها في أنبوب اختبار.
2. **الاحظ:** أضيف ثلاث قطرات من محلول كلوريد الحديد إلى الأنبوب السابق، ثم أَرُجْ المحلول ولاحظ لون المحلول الناتج، وأسجل ملاحظاتي.
3. **أجرب:** أنقل نصف كمية المحلول السابق إلى أنبوب اختبار آخر وأضع الأنبوبين على حامل الأنابيب.
4. **الاحظ:** أضيف باستخدام الماصة بضع قطرات من محلول كلوريد الأمونيوم إلى أحد الأنبوبين وأَرُجْ المحلول، ولاحظ التغير الذي يطرأ على لون المحلول الناتج، وأسجل ملاحظاتي.
5. **الاحظ:** أضيف باستخدام الماصة قطرتين من محلول كلوريد الحديد إلى الأنبوب الآخر وأَرُجْ المحلول، ولاحظ التغير الذي يطرأ على لون المحلول الناتج، وأسجل ملاحظاتي.

التحليل والاستنتاج:

1. أحدد لون المحلول الناتج من إضافة محلول كلوريد الحديد إلى محلول ثيوسينات الأمونيوم.
2. أحدد المادة التي أدت إلى تغيير لون المحلول عند إضافة قطرات من محلول كلوريد الأمونيوم إلى الأنبوب الأول، وقطرات من محلول كلوريد الحديد إلى الأنبوب الثاني.
3. **أفسر** أثر تغيير تراكيز المواد في موضع الاتزان وفق مبدأ لوتشاتلييه.
4. **استنتج** العلاقة بين تغيير لون المحلول وتراكيز المواد في وعاء التفاعل.



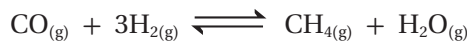
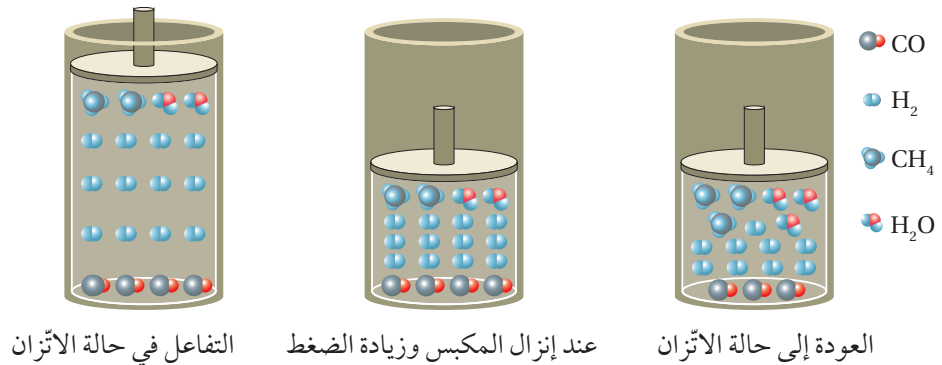
يتأثر ضغط الغاز المحصور في وعاءٍ مُغلقٍ بحجم ذلك الوعاء وعدد مولات الغاز فيه، حيثُ يتناسب ضغطُ الغاز عكسيًا مع حجم الوعاء عند ثبات درجة الحرارة، وطرديًا مع عدد مولات الغاز؛ فيزداد ضغط الغاز بزيادة عدد المولات عند ثبات درجة الحرارة. في حين لا تتأثر المواد الصلبة والمواد السائلة بتغيرات الضغط في وعاء التفاعل.

تُجرى التفاعلات التي تشتمل على الغازات في أوعية مغلقة لضمان عدم فقدانها أي كمية من الغازات المُتفاعلة أو الناتجة كي يصل التفاعل إلى حالة الاتزان. ويمكن تغيير ضغط الغاز في وعاء التفاعل بالتحكم في حجم الوعاء، فمثلاً؛ يُحضّر غاز الميثان CH_4 صناعياً بتفاعل غاز أول أكسيد الكربون CO مع غاز الهيدروجين H_2 كما في التفاعل المُتزن الآتي:



يمكن التحكم في موضع الاتزان عن طريق تغيير ضغط الغازات في وعاء التفاعل؛ إذ يُلاحظُ من معادلة التفاعل أن هناك أربعة مولاتٍ من الغازات المُتفاعلة $(CO_{(g)} + 3H_{2(g)})$ ، ومولينٍ من المواد الناتجة $(CH_{4(g)} + H_2O_{(g)})$ ، وعند إنزال المكبسِ للأسفل كما في الشكل (6) يقلُّ حجم الوعاء ويزداد الضغط في وعاء التفاعل، وللتقليل من أثر زيادة الضغط؛ يعمل التفاعل على إزاحة موضع الاتزان إلى الجهة التي تحتوي على عدد مولاتٍ أقل من المواد الغازية؛ أي جهة المواد الناتجة، فتزداد سرعة التفاعل الأمامي. ويقلُّ بذلك عدد المولات في وعاء التفاعل ويقلُّ الضغط. ومع زيادة تركيز غاز الميثان تزداد سرعة التفاعل العكسي في حين تتناقص سرعة التفاعل الأمامي إلى أن تتساوى السرعتان، ويعود التفاعل إلى حالة الاتزان من جديد، أنظر الشكل (6).

الشكل (6): شكل توضيحي
لأثر تغير الضغط في موضع
الاتزان.



أوضح أثر زيادة حجم وعاء التفاعل في موضع الاتزان في التفاعل المتزن الآتي:

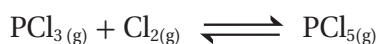


الحل:

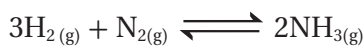
زيادة حجم وعاء التفاعل تؤدي إلى نقصان ضغط الغاز. ووفق مبدأ لوتشاتلييه؛ فإن التفاعل يعمل على تعديل موضع الاتزان بالانزياح إلى الجهة التي تقلل من أثر هذا النقص، وبمقارنة عدد مولات الغازات في المواد المتفاعلة والنتيجة؛ أجد أن المواد الناتجة تحتوي العدد الأكبر من المولات من المواد الغازية وهي (3 مول)، وبالتالي يزاح موضع الاتزان باتجاه تكوين النواتج؛ بزيادة سرعة التفاعل الأمامي، ويزداد عدد مولات الغاز في وعاء التفاعل؛ فيزداد الضغط.

✓ أتأكد:

1. أحدد الجهة التي يزاح موضع الاتزان نحوها في التفاعل الآتي؛ عند زيادة الضغط الكلي لخليط الغازات:

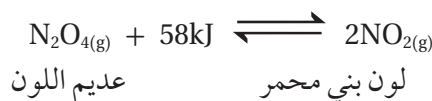


2. أوضح أثر زيادة حجم الوعاء في موضع الاتزان في التفاعل الآتي:



درجة الحرارة Temperature

يختلف تأثير درجة الحرارة في الاتزان الكيميائي تبعاً لنوع التفاعل؛ إذا كان ماصاً للحرارة (ΔH موجبة) أم طارداً لها (ΔH سالبة)، ولمعرفة ذلك؛ يمكن دراسة أثر تغيير درجة الحرارة لتفاعل متزن ماص للحرارة مثل تفاعل تحليل رباعي أكسيد ثنائي النيتروجين N_2O_4 ، كما في المعادلة الآتية:

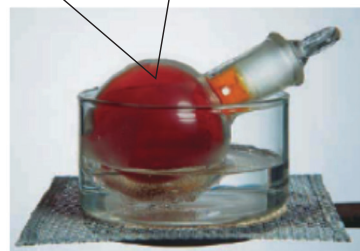
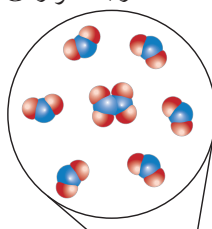
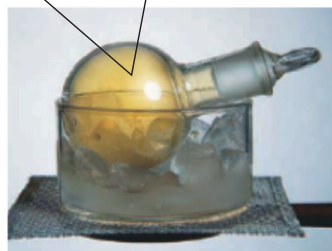
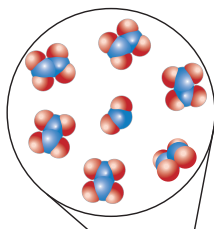
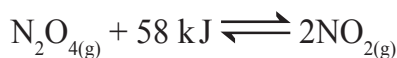


يكون التفاعل في حالة اتزان عند درجة حرارة الغرفة، ويكون لون خليط الغازات في وعاء التفاعل بُنيًا محمرًا، وعند تسخين خليط الغازات تزداد درجة حرارته، مما يدفع التفاعل إلى تعديل موضع الاتزان، ويتجه نحو الجهة التي تستهلك الحرارة الزائدة وفق مبدأ لوتشاتلييه؛ أي جهة إنتاج NO_2 ويزداد تركيزه في وعاء التفاعل ويقل تركيز N_2O_4 ؛ لذا يُلاحظ حدوث زيادة في شدة اللون البني المحمر، أنظر الشكل (7/أ). وتستقر شدته بعد مدة من الزمن، ويصل التفاعل إلى حالة اتزان جديدة ولا يعود إلى لونه السابق مرة أخرى، ما يعني أن حالة الاتزان الجديدة وموضعها يختلفان عما كانا عليه قبل التسخين.

(ب) عند درجة حرارة 0°C

(أ) عند درجة حرارة 100°C

الشكل (7): أثر تغيير درجة الحرارة في حالة الاتزان .



أما عند خفض درجة حرارة الخليط؛ فإنّ التفاعل يتّجه نحو الجهة التي تزيد من إنتاج الحرارة، ويندفع التفاعل بالاتجاه العكسي، أي جهة تكوين N_2O_4 ، فيزداد تركيزه ويقل تركيز NO_2 ، وبذلك يصبح لون المحلول مائلاً إلى اللون الأصفر، أنظر الشكل (7/ب)، ما يعني أن التفاعل وصل إلى حالة اتزان جديدة؛ أي أن الاتزان وموضعه أزيحاً نحو المواد المتفاعلة. يتّضح مما سبق أن تغيير درجة حرارة التفاعل المتزن يؤدي إلى حالة اتزان جديدة، لا يعود فيها التفاعل إلى حالة الاتزان التي كان عليها.



أستخدم برنامج
صانع الأفلام (Movie Maker)،
وأصمّم فيلماً أشرح فيه مبدأ
لوتشاتلييه، وأناقشه مع زملائي/
زميلاتي في الصف.

المثال 3

يُحضّر الميثانول صناعياً كما في المعادلة الآتية، حيث يصل التفاعل إلى حالة الاتزان:

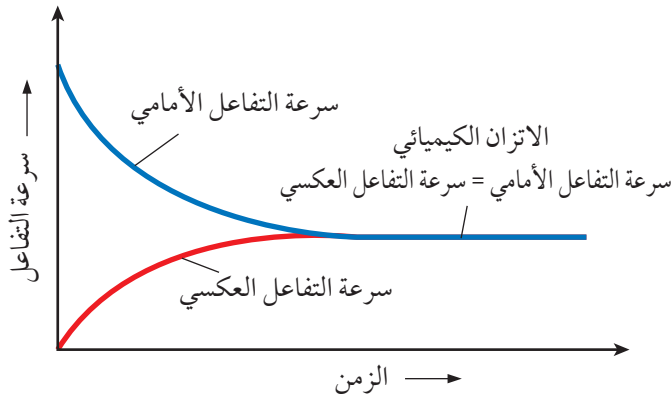


ما أثر زيادة درجة حرارة التفاعل على كمية الميثانول الناتج؟
الحل:

أنظر إلى نوع التفاعل من حيث الطاقة؛ فأجد أنه طارد للطاقة، وفق مبدأ لوتشاتلييه، فإنه عند زيادة درجة الحرارة لتفاعل متزن؛ فإن موضع الاتزان يُزاح إلى الجهة التي تمتص هذه الزيادة، وهي في هذا التفاعل جهة التفاعل العكسي، لذلك فإن زيادة درجة الحرارة تزيد سرعة التفاعل العكسي وتقل بذلك كمية الميثانول الناتج.

✓ **أنحقّق:** أحدد الجهة التي يُزاح نحوها الاتزان في التفاعل الآتي عند زيادة درجة الحرارة:





الشكل (8): تغير سرعة التفاعل مقابل الزمن.

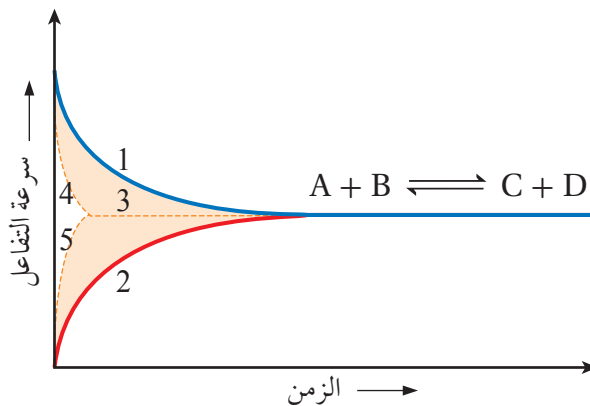
العامل المساعد (الحفاز) Catalyst

تصل التفاعلات المنعكسة إلى حالة اتزان كيميائي، ويعني ذلك أن سرعة التفاعل الأمامي تساوي سرعة التفاعل العكسي، وتثبت تراكيز كل من المواد المتفاعلة والنواتجة، ويستمر التفاعل بالحدوث في الاتجاهين الأمامي والعكسي. أنظر الشكل (8)، حيث يوضح تغير سرعة التفاعل مقابل الزمن.

يؤثر العامل المساعد في سرعة كل من التفاعلين الأمامي والعكسي، ويعرف **العامل المساعد (الحفاز) Catalyst**؛ بأنه مادة تزيد من سرعة التفاعل الكيميائي دون أن تُستهلك أثناء التفاعل. وقد بينت التجارب أن العامل المساعد يمهد مساراً بديلاً للتفاعل، مما يجعل حدوث التفاعل أسرع؛ أي في زمن أقل. وعند إضافة عامل مساعد إلى وعاء التفاعل؛ فإن موضع الاتزان لا يتأثر؛ إنما تزداد سرعة وصول التفاعل إلى حالة الاتزان، ويقل الزمن اللازم لذلك. أنظر الشكل (9) الذي يوضح أثر العامل المساعد في حالة الاتزان.

✓ **أنحَقّق:** ما أثر العامل المساعد في كل من، سرعة التفاعل الأمامي، سرعة التفاعل العكسي.

الشكل (9): العامل المساعد وموضع الاتزان.



1. سرعة التفاعل الأمامي بدون عامل مساعد.
2. سرعة التفاعل العكسي بدون عامل مساعد.
3. حالة الاتزان الكيميائي.
4. سرعة التفاعل الأمامي بوجود عامل مساعد.
5. سرعة التفاعل العكسي بوجود عامل مساعد.

التجربة 2

أثر درجة الحرارة في الاتزان

المواد والأدوات:

برادة النحاس، محلول حمض النيتريك HNO_3 تركيزه 1 M،
دورق مخروطي سعته 50 mL عدد (3)، سدادة مطاطية عدد
(3)، حوض زجاجي عدد (2)، ماء ساخن، قطع من الجليد.



إرشادات السلامة:

- اتبع إرشادات السلامة العامة في المختبر.
- ارتدي معطف المختبر والنظارات الواقية والقفازات.
- أحذر عند التعامل مع حمض النيتريك.
- أجري التجربة في خزانة الأبخرة وأحذر من استنشاق غاز ثاني أكسيد النيتروجين.

خطوات العمل:

1. **أقيس:** 5 mL من محلول حمض النيتريك وأضعها في كل دورق مخروطي.
2. **ألاحظ:** أحضر الدوارق المخروطية الثلاثة وأرقمها، ثم أضع في كل منها 1 g من برادة النحاس وأغلقها بإحكام، وألاحظ لون الغاز المتكون في كل منها.
3. أحضر الحوضين الزجاجيين، وأضع في أحدهما إلى منتصفه ماءً ساخنًا، وفي الآخر ماءً جليديًا.
4. **أجرب:** أترك الدورق رقم (1) جانبًا، ثم أضع الدورق (2) في الحوض المحتوي على الماء الساخن، والدورق (3) في حوض الماء البارد، ثم أنتظر لمدة 2 min.
5. **أقارن:** أقارن لون الغاز في الدورقين (2, 3) بلون الغاز في الدورق (1). أسجل لون الغاز في كل دورق.

التحليل والاستنتاج:

1. **أستنتج** أثر زيادة درجة الحرارة في تراكيز كل من الغازين في الدورق.
2. **أفسر** تغير لون الغاز في الدورق الموضوع في الماء الساخن، والآخر في الماء البارد عن الدورق رقم (1).
3. **أفسر** أثر درجة الحرارة في كل من التفاعلين الأمامي والعكسي.
4. **أستنتج** أثر درجة الحرارة في الاتزان للتفاعل الماص للحرارة والتفاعل الطارد لها.

مراجعة الدرس

1 . الفكرة الرئيسة: أصف الاتزان الكيميائي وأحدد العوامل المؤثرة فيه.

2 . أوضح المقصود بكل من:

● التفاعلات المنعكسة ● مبدأ لو تشاتلييه.

3 . أوضح التغيرات التي تحدث لتركيز الأمونيا NH_3 في التفاعل المتزن في الحالات الآتية:

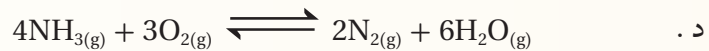
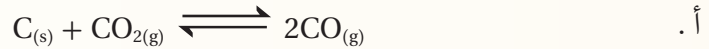


أ . زيادة تركيز PCl_3 .

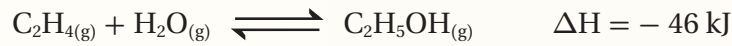
ب . سحب كمية من HCl من وعاء التفاعل.

ج . إضافة كمية من $\text{P}(\text{NH}_2)_3$ إلى وعاء التفاعل.

4 . أحدد التفاعلات التي تؤدي زيادة الضغط الكلي لها إلى إنتاج كمية أكبر من المواد الناتجة:



5 . استنتج أثر التغيرات الآتية في موضع الاتزان للتفاعل الآتي:



أ . زيادة حجم وعاء التفاعل.

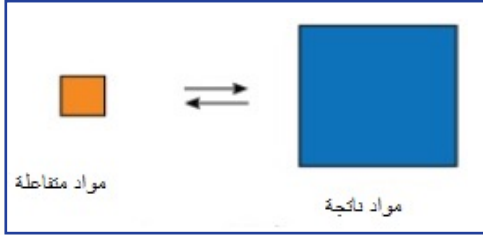
ب . زيادة درجة الحرارة.

ج . إضافة كمية من بخار الماء.

6 . أختار الإجابة الصحيحة لكل فقرة من الفقرات الآتية:

1 . إحدى العبارات الآتية صحيحة دائماً في التفاعلات المُنْتزِنة:

- أ . يُزاح الاتزان دائماً نحو تكوين المواد الناتجة.
- ب . تكون سرعة التفاعل الأمامي أكبر من سرعة التفاعل العكسي.
- ج . تثبت كمية كل من المواد المتفاعلة والمواد الناتجة.
- د . يتوقف كل من التفاعل الأمامي والعكسي.



2 . إحدى العبارات الآتية تصف الاتزان المبين في الشكل:

- أ . كمية المواد الناتجة أقل من كمية المواد المتفاعلة.
- ب . كمية المواد الناتجة أكبر من كمية المواد المتفاعلة.
- ج . سرعة التفاعل الأمامي أصغر من سرعة التفاعل العكسي.
- د . الاتزان مزاح نحو اليسار.

3 . في التفاعل المُنْتزِنة الآتي: $\text{N}_2\text{O}_{4(g)} \rightleftharpoons 2\text{NO}_{2(g)}$ $\Delta H = 57 \text{ kJ/mol}$ عديم اللون بني

أيُّ التغيرات الآتية يؤدي إلى ظهور لون بني غامق في وعاء التفاعل:

- أ . زيادة درجة الحرارة.
- ب . إضافة عامل مساعد.
- ج . زيادة الضغط.
- د . تخفيض درجة الحرارة.

4 . في التفاعل المُنْتزِنة الآتي: $2\text{A}_{(g)} + \text{B}_{(g)} \rightleftharpoons \text{C}_{(g)} + \text{heat}$ ، واحدة من التغيرات الآتية لا تؤثر على موضع الاتزان:

- أ . سحب B من وعاء التفاعل.
- ب . تخفيض حجم وعاء التفاعل.
- ج . التسخين.
- د . إضافة عامل مساعد.

5 . في التفاعل الآتي: $2\text{CO}_{2(g)} \rightleftharpoons 2\text{CO}_{(g)} + \text{O}_{2(g)}$ $\Delta H = 566 \text{ kJ}$

التغيير في كل من الضغط ودرجة الحرارة الذي ينتج عنهما أكبر كمية من غاز أول أكسيد الكربون CO هو:

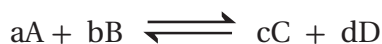
- أ . زيادة كل من الضغط ودرجة الحرارة.
- ب . نقصان كل من الضغط ودرجة الحرارة.
- ج . زيادة الضغط ونقصان درجة الحرارة.
- د . نقصان الضغط وزيادة درجة الحرارة.

ثابت الاتزان Equilibrium Constant

عرفت في ما سبق أنه عند وصول التفاعل إلى حالة الاتزان يستمر حدوث التفاعل بالاتجاهين الأمامي والعكسي بالسرعة نفسها، وتبقى تراكيز المواد الناتجة والمتفاعلة ثابتة، ويمكن التأثير عليها بإزاحة موضع الاتزان نحو اليسار أو اليمين بتغيير ظروف التفاعل من تركيز أو ضغط أو درجة حرارة، ثم يعود التفاعل إلى حالة الاتزان من جديد. وستعرف في هذا الدرس كيفية التعبير عن حالة الاتزان، وحساب تراكيز المواد المختلفة عند الاتزان.

تعبير ثابت الاتزان Equilibrium Constant Expression

توصل العالمان النرويجيان كاتو جولديبرج Cato Guldberg وبيتر ويج Peter Waage إلى علاقة تصف حالة الاتزان سُميت **قانون فعل الكتلة** **Mass Action Law**؛ وينص أنه عند درجة حرارة معينة يصل التفاعل إلى حالة تكون عندها نسبة تراكيز المواد الناتجة إلى تراكيز المواد المتفاعلة مرفوعاً كل منها إلى قوة تساوي معاملها في المعادلة الموزونة، قيمة ثابتة تُسمى **ثابت الاتزان Equilibrium Constant**. فإذا كان لدينا التفاعل الافتراضي الآتي:



فإننا نجد أن ثابت الاتزان ويُرمز له K_{eq} يُمثل حاصل ضرب تراكيز المواد الناتجة مقسوماً على حاصل ضرب تراكيز المواد المتفاعلة مرفوعاً كل منها إلى قوة تساوي معاملها (a, b, c, d) في المعادلة الموزونة، ويُعبر عنه على النحو الآتي:

$$K_{eq} = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

الفكرة الرئيسة:

يُعبّر ثابت الاتزان عن نسب تراكيز المواد المتفاعلة والناتجة في التفاعل عند وصوله إلى حالة الاتزان، ويستفاد منه في تقدير كميات المواد المختلفة عند الاتزان وتقدير المردود الاقتصادي للتفاعل.

نتائج التعلم:

- أكتب تعبير ثابت الاتزان لبعض التفاعلات.
- أحسب ثابت الاتزان لبعض التفاعلات.
- أحسب كميات المواد في وعاء التفاعل عند الاتزان.

المفاهيم والمصطلحات:

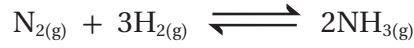
قانون فعل الكتلة Mass Action Law
ثابت الاتزان Equilibrium Constant
اتزان متجانس

Homogeneous Equilibrium

اتزان غير متجانس

Heterogeneous Equilibrium

عندما يعبر عن كميات المواد المتفاعلة والنتيجة في التفاعل بدلالة التركيز المولاري يُرمز لثابت الاتزان في هذه الحالة K_c بدلاً من K_{eq} ، فمثلاً؛ في التفاعل:



يعبر عن ثابت الاتزان للتفاعل على النحو الآتي:

$$K_c = \frac{[NH_3]^2}{[N_2] [H_2]^3}$$

يستفاد من قيمة ثابت الاتزان في تحديد الجهة التي يُزاح إليها الاتزان، وحساب كميات المواد الناتجة والمتفاعلة عند الاتزان، فإذا كانت قيمة ثابت الاتزان أكبر من واحد ($K_c > 1$)؛ يكون موضع الاتزان مُزاحاً إلى جهة المواد الناتجة، وتكون تراكيز المواد الناتجة أكبر من تراكيز المواد المتفاعلة، وبهذا يكون مردود التفاعل أكبر. أنظر الشكل (أ/10)، بينما إذا كانت قيمة ثابت الاتزان أقل من واحد ($K_c < 1$)؛ يكون موضع الاتزان مُزاحاً إلى جهة المواد المتفاعلة، وتكون تراكيز المواد الناتجة أقل من تراكيز المواد المتفاعلة ويكون مردود التفاعل قليلاً. أنظر الشكل (ب/10).

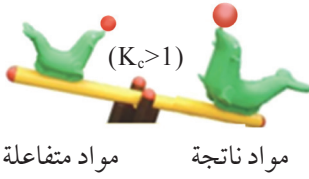
ألاحظ أن المواد في تفاعل الأمونيا تكون جميعها في الحالة الغازية، لذا يمكن التعبير عن ثابت الاتزان للتفاعل بدلالة الضغوط الجزئية للغازات في وعاء التفاعل بدلاً من تراكيزها المولارية، ويُرمز إلى ثابت الاتزان في هذه الحالات بالرمز (K_p)، ويُعبّر عنه في التفاعل السابق على النحو الآتي:

$$K_p = \frac{(P_{NH_3})^2}{(P_{N_2}) (P_{H_2})^3}$$

وتعتمد قيمة ثابت الاتزان على درجة الحرارة؛ فهناك قيم مختلفة لثابت الاتزان للتفاعل نفسه عند درجات حرارة مختلفة؛ فعند زيادة درجة الحرارة لتفاعل متزن ماص للطاقة يعدل الاتزان موضعه لتقليل أثر هذه الزيادة، وذلك بزيادة سرعة التفاعل الأمامي، فتزداد تراكيز المواد الناتجة وتقل تراكيز المواد المتفاعلة فتزداد قيمة ثابت الاتزان، ويحدث العكس إذا كان التفاعل طارداً للطاقة.

كثيراً من التفاعلات الكيميائية تكون فيها المواد في حالات فيزيائية مختلفة؛ لذا يمكن تصنيف الاتزان تبعاً إلى الحالة الفيزيائية للمواد إلى نوعين هما: اتزان متجانس، وآخر غير متجانس.

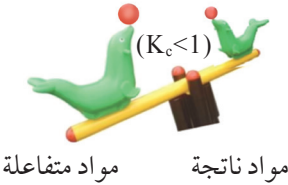
(أ)



($K_c > 1$)

مواد متفاعلة مواد ناتجة

(ب)



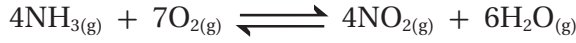
($K_c < 1$)

مواد متفاعلة مواد ناتجة

الشكل (10/أ، ب): الجهة التي يزاح إليها الاتزان.

الاتزان المتجانس Homogeneous Equilibrium

كثيرٌ من التفاعلات الكيميائية المُتزنّة تكون فيها الموادّ المُتفاعلة والنتيجة جميعها في الحالة الفيزيائية نفسها، وفي هذه الحالة يُوصَف الاتزان بأنه **اتزان متجانس Homogeneous Equilibrium**. ويُعبّر عن ثابت الاتزان لهذه التفاعلات بدلالة تراكيز المواد كلّها في التفاعل، فمثلاً؛ يتفاعل غاز الأمونيا مع غاز الأكسجين وينتج غاز ثاني أكسيد النيتروجين وبخار الماء كما في المعادلة الآتية:



يُعبّر عن ثابت الاتزان لهذا التفاعل على النحو الآتي:

$$K_c = \frac{[\text{NO}_2]^4 [\text{H}_2\text{O}]^6}{[\text{NH}_3]^4 [\text{O}_2]^7}$$

الاتزان غير المتجانس Heterogeneous Equilibrium

تختلف الحالة الفيزيائية للمواد المُتفاعلة والنتيجة (صلبة، وسائلة، وغازية) في بعض التفاعلات الكيميائية المُتزنّة، ويوصف الاتزان بأنه **اتزان غير متجانس Heterogeneous Equilibrium**، وقد وجد أن تراكيز المواد الصلبة في التفاعل تبقى ثابتة؛ إذ إنّ كمية المادة في وحدة الحجم منها تبقى ثابتة، لذلك تدمج مع قيمة ثابت الاتزان ولا تكتب في تعبير ثابت الاتزان، فمثلاً؛ تتحلّل كربونات الكالسيوم الصلبة CaCO_3 بالحرارة في وعاء مُغلق كما في المعادلة الآتية:



وقد وجد أن ثابت الاتزان يعتمد فقط على تركيز غاز ثاني أكسيد الكربون CO_2 ، ويُعبّر عنه على النحو الآتي:

$$K_c = [\text{CO}_2]$$

وكذلك بالنسبة للمادّة السائلة؛ فإنّ تركيزها يُمثّل كثافتها، وهي قيمة ثابتة مهما تغيرت كميتها، ومن ثمّ فإنّ تركيزها يبقى ثابتاً فيدمج مع قيمة ثابت الاتزان، فمثلاً؛ يتفاعل اليود الصُّلب مع غاز الكلور وفق المعادلة الآتية:



أفكر: أكتب معادلة التفاعل؛

إذا كان تعبير ثابت الاتزان لخليط من الغازات في وعاءٍ تفاعلٍ هو:

$$K_c = \frac{[\text{NO}]^2 [\text{Cl}_2]}{[\text{NOCl}]^2}$$

ألاحظ أن الحالة الفيزيائية لليود صلبة ولكلوريد اليود 1 سائلة، ومن ثم فإنّ تركيز كلّ منهما يبقى ثابتاً فيدمج في قيمة ثابت الاتزان، ولا يكتب في تعبير ثابت الاتزان ويعبر عنه كما يأتي:

$$K_c = \frac{1}{[Cl_2]}$$

وينطبق ذلك على الماء بوجه عام، وكذلك عندما يكون الماء مذيباً كما في المعادلة الآتية:



فإنّ تركيزه يبقى ثابتاً تقريباً فيدمج في قيمة ثابت الاتزان؛ ويُعبّر عن ثابت الاتزان كالآتي:

$$K_c = \frac{[H_3O^+][ClO^-]}{[HClO]}$$

✓ **أنحَقّق:**

أ. أكتب تعبير ثابت الاتزان بدلالة التراكيز المولارية للمواد لكلّ من التفاعلات الآتية:



ب. أكتب تعبير ثابت الاتزان بدلالة الضغط الجزئي للغازات في كلّ من التفاعلات الآتية:



الحسابات المتعلقة بثابت الاتزان

Calculations Related to Equilibrium Constant

يستخدم قانون فعل الكتلة في تطبيقات صناعية واسعة لوصف حالة الاتزان في الأنظمة الكيميائية المُتزنّة؛ مهما كانت الحالات الفيزيائية للمواد الكيميائية فيها، وقد عرفنا في ما سبق أن نسبة تراكيز المواد الناتجة إلى تراكيز المواد المُتفاعلة التي يُعبّر عنها ثابت الاتزان K_c عند درجة حرارة معينة تبقى ثابتة مهما اختلفت تراكيز المواد المستخدمة في التفاعل، ويوضّح الجدول (1) قيم ثابت الاتزان لتفاعل إنتاج الأمونيا في تجارب عدّة أُجريت عند درجة حرارة 500°C كما في المعادلة:



يتضح من الجدول أن قيمة ثابت الاتزان عند درجة حرارة معينة لا تتأثر بالتراكيز الابتدائية للمواد في التفاعل، لكنها تعتمد عملياً على تراكيز المواد في وعاء التفاعل عند الاتزان. وسوف أتعرف في ما يأتي كيفية حساب ثابت الاتزان، وحساب تراكيز المواد في التفاعل عند وصوله إلى حالة الاتزان.

الجدول (1): قيم ثابت الاتزان لتفاعل الأمونيا في تجارب عدّة عند درجة حرارة 500°C .

ثابت الاتزان	التركيز عند الاتزان (بوحدة M)	التركيز الابتدائي (بوحدة M)	التجربة
$K_c = 6.02 \times 10^{-2}$	$[\text{N}_2] = 0.921$	$[\text{N}_2]_o = 1$	1
	$[\text{H}_2] = 0.763$	$[\text{H}_2]_o = 1$	
	$[\text{NH}_3] = 0.157$	$[\text{NH}_3]_o = 0$	
$K_c = 6.02 \times 10^{-2}$	$[\text{N}_2] = 0.399$	$[\text{N}_2]_o = 0$	2
	$[\text{H}_2] = 1.197$	$[\text{H}_2]_o = 0$	
	$[\text{NH}_3] = 0.203$	$[\text{NH}_3]_o = 1$	
$K_c = 6.02 \times 10^{-2}$	$[\text{N}_2] = 2.59$	$[\text{N}_2]_o = 2$	3
	$[\text{H}_2] = 2.77$	$[\text{H}_2]_o = 1$	
	$[\text{NH}_3] = 1.82$	$[\text{NH}_3]_o = 3$	

حساب ثابت الاتزان Calculating Equilibrium Constant

يُستخدم تعبير ثابت الاتزان K_c في حساب قيمة ثابت الاتزان للتفاعلات التي تحدث في أوعية مغلقة لا تسمح بخروج أي من المواد المتفاعلة أو الناتجة أو دخولها في أثناء التفاعل، ويستخدم في حساب تراكيز المواد عند وصول التفاعل إلى حالة الاتزان، والأمثلة الآتية توضح كيفية حساب ثابت الاتزان:

المثال ١

يُصنع غاز الميثان وفق المعادلة الآتية:



أحسب ثابت الاتزان عند حدوث التفاعل في وعاء مغلق حجمه 2 L، وكان عدد مولات المواد المتفاعلة والناتجة على النحو الآتي: 0.6 mol من CO، و 0.2 mol من H_2 ، و 0.12 mol من CH_4 ، و 0.04 mol من H_2O عند الاتزان، عند درجة حرارة معينة.

المعطيات:

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = 0.04 \text{ mol} \quad , \quad n_{\text{CH}_4} = 0.12 \text{ mol} \quad , \quad n_{\text{H}_2} = 0.2 \text{ mol} \quad , \quad n_{\text{CO}} = 0.6 \text{ mol}$$

حجم خليط الغازات = 2 L

المطلوب: حساب ثابت الاتزان K_c

الحل:

أحسب التركيز المولاري لكل غاز في وعاء التفاعل عند الاتزان كما يأتي:

$$M_{(\text{CO})} = \frac{n}{V} = \frac{0.6}{2} = 0.3M$$

$$M_{(\text{H}_2)} = \frac{n}{V} = \frac{0.2}{2} = 0.1M$$

$$M_{(\text{CH}_4)} = \frac{n}{V} = \frac{0.12}{2} = 0.06M$$

$$M_{(\text{H}_2\text{O})} = \frac{n}{V} = \frac{0.04}{2} = 0.02M$$

$$K_c = \frac{[\text{CH}_4] [\text{H}_2\text{O}]}{[\text{CO}] [\text{H}_2]^3}$$

$$K_c = \frac{0.06 \times 0.02}{0.3 \times (0.1)^3} = 4$$

أحسب ثابت الاتزان:

المثال 2

يتكوّن غاز كلوريد النيتروزيل NOCl من تفاعل أكسيد النيتروجين NO مع الكلور Cl₂ كما في المعادلة:



أحسب ثابت الاتزان؛ إذا كانت الضغوط الجزئية للغازات في وعاء التفاعل عند الاتزان كما يأتي:

$$P_{(\text{NO})} = 0.05 \text{ atm}, P_{(\text{Cl}_2)} = 0.3 \text{ atm}, P_{(\text{NOCl})} = 1.2 \text{ atm},$$

المعطيات:

الضغوط الجزئية للغازات.

$$P_{(\text{NO})} = 0.05 \text{ atm}, P_{(\text{Cl}_2)} = 0.3 \text{ atm}, P_{(\text{NOCl})} = 1.2 \text{ atm},$$

المطلوب: حساب ثابت الاتزان بدلالة الضغوط الجزئية للغازات K_p

الحل:

$$K_p = \frac{(p_{(\text{NOCl})})^2}{(p_{(\text{NO})})^2 (p_{(\text{Cl}_2)})}$$

$$K_p = \frac{(1.2)^2}{(0.05)^2 (0.3)} = \frac{1.44}{0.00075} = 1920$$

ألاحظ أن قيمة $K_p > 1$ ما يشير إلى أن موضع الاتزان مزاحا جهة تكوين المواد الناتجة.

يمكن حساب ثابت الاتزان بمعرفة التركيز الابتدائي لكل من المواد المتفاعلة والناتجة وتركيز واحدة منها عند الاتزان، حيث يجري حساب تركيز باقي المواد اعتماداً على مُعادلة التفاعل الموزونة، ومن ثمّ حساب ثابت الاتزان.

المثال 3

يتحلّل غاز يوديد الهيدروجين HI، وينتج خليطاً من غاز الهيدروجين H₂ وبخار اليود I₂ كما في المعادلة الآتية:



وتشير شدة اللون البنفسجي لبخار اليود I₂ الناتج إلى كميته في الخليط الغازي الناتج؛ فكلّما زاد تركيز بخار اليود في الوعاء زادت شدة اللون، فإذا وضع 4 mol من يوديد الهيدروجين HI في وعاء مغلق حجمه 5 L عند درجة حرارة 485 °C؛ وُجد أنّ الوعاء عند الاتزان يحتوي 0.442 mol من بخار اليود I₂. أحسب ثابت الاتزان للتفاعل عند درجة الحرارة نفسها.

المعطيات:

$$n_{\text{HI}} = 4 \text{ mol}, n_{\text{I}_2} = 0.442 \text{ mol}, V = 5 \text{ L}$$

المطلوب: حساب ثابت الاتزان K_c

الحل:

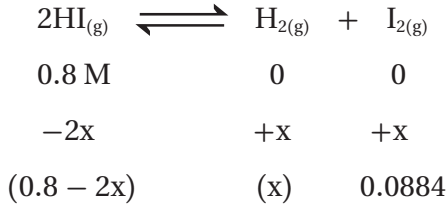
أحسب تركيز HI عند البداية:

$$[HI]_0 = \frac{n_{HI}}{V} = \frac{4 \text{ mol}}{5 \text{ L}} = 0.8 \text{ M}$$

أحسب تركيز I_2 عند الاتزان:

$$[I_2] = \frac{n_{I_2}}{V} = \frac{0.442 \text{ mol}}{5 \text{ L}} = 0.0884 \text{ M}$$

أحسب تراكيز جميع المواد عند الاتزان كما يأتي:



التراكيز عند بداية التفاعل:

التغيرات التي تطرأ على التراكيز:

التراكيز عند الاتزان:

يتضح من المعادلة أن:

$$[H_2] = [I_2] = 0.0884 \text{ M}$$

$$[HI] = 0.8 - 2x = 0.8 - 0.1768 = 0.623$$

الآن؛ يمكنني حساب ثابت الاتزان كما يأتي:

$$K_c = \frac{[H_2][I_2]}{[HI]^2} = \frac{0.0884 \times 0.0884}{(0.623)^2} = \frac{0.0078}{0.388} = 0.02$$

ألاحظ أن قيمة $K_c < 1$ ما يشير إلى أن موضع الاتزان مُزاحًا جهة المواد المتفاعلة.

✓ أنصح:

1. أحسب ثابت الاتزان لتحلل غاز الفوسجين $COCl_2$ في وعاء مغلق

حجمه 0.4 L كما في المعادلة الآتية:

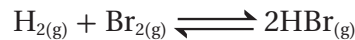


إذا كان عدد مولات الغازات في وعاء التفاعل عند الاتزان كما يأتي:

$$n_{CO} = 0.071 \text{ mol}, n_{Cl_2} = 0.071 \text{ mol}, n_{COCl_2} = 3 \text{ mol}$$

2. سخن خليط من غاز الهيدروجين H_2 مع غاز البروم Br_2 0.44 mol

في وعاء حجمه 2 L إلى درجة حرارة 700 K وحدث التفاعل الآتي:

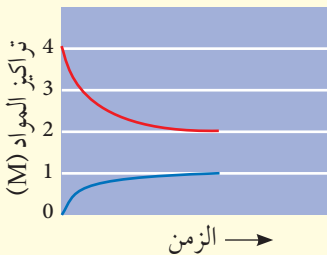


وجد أن عدد مولات الهيدروجين H_2 عند الاتزان يساوي 0.28 mol، أحسب:

أ. تركيز كل من H_2 ، Br_2 ، HBr عند الاتزان.

ب. ثابت الاتزان K_c .

أفكر: بين الشكل النتائج التجريبية لإحدى التجارب، ويمثل المنحنى الأحمر المادة A، ويمثل المنحنى الأزرق المادة B، أحسب ثابت الاتزان.



حساب تراكيز المواد عند الاتزان

Calculating Equilibrium Concentrations

يرافق حدوث التفاعلات الكيميائية تغيرات في تراكيز المواد المتفاعلة والنتيجة إلى حين وصول التفاعل إلى حالة الاتزان، وتعتمد هذه التغيرات على النسب المولية للمواد في المعادلة الموزونة، ويمكن حساب تراكيز المواد في التفاعل عند الاتزان باستخدام ثابت الاتزان، والأمثلة الآتية توضح ذلك:

المثال 4

يتفاعل غاز أول أكسيد الكربون CO مع بخار الماء لإنتاج غازي ثاني أكسيد الكربون CO₂ والهيدروجين H₂ كما في المعادلة الآتية:



فإذا وضع 1 mol من كل من هذه الغازات في وعاء حجمه 1 L، وكان ثابت الاتزان عند 700 K يساوي 5.10؛ أحسب تركيز كل من هذه الغازات عند الاتزان.

المعطيات:

$$V = 1 \text{ L}$$

$$n_{\text{CO}} = n_{\text{H}_2\text{O}} = n_{\text{CO}_2} = n_{\text{H}_2} = 1 \text{ mol}$$

$$K_c = 5.10 \text{ ثابت الاتزان}$$

المطلوب: حساب تراكيز الغازات جميعها عند الاتزان.

الحل:

أحسب التركيز الابتدائي لكل غاز:

$$[\text{CO}]_0 = [\text{H}_2\text{O}]_0 = [\text{CO}_2]_0 = [\text{H}_2]_0 = \frac{n}{V} = \frac{1}{1} = 1 \text{ M}$$

وبما أن عدد مولات كل مادة من المواد المتفاعلة والمواد الناتجة في المعادلة الموزونة متساوٍ؛ فعندما ينقص تركيز CO بمقدار x؛ فإن تركيز H₂O ينقص بمقدار x، ويزداد تركيز كل من المواد الناتجة بالمقدار x نفسه، ويمكن تنظيم التغيرات التي تطرأ على تراكيز المواد على النحو الآتي:



$$1\text{M} \quad 1\text{M} \quad 1\text{M} \quad 1\text{M}$$

$$-x \quad -x \quad +x \quad +x$$

$$(1-x) \quad (1-x) \quad (1+x) \quad (1+x)$$

التركيز عند بداية التفاعل:

التغيرات التي تطرأ على التركيز:

التركيز عند الاتزان:

والآن؛ أكتب تعبير ثابت الاتزان ثم أعوض كما يأتي:

$$K_c = \frac{[\text{CO}_2][\text{H}_2]}{[\text{CO}][\text{H}_2\text{O}]}$$

$$K_c = 5.1 = \frac{(1+x)(1+x)}{(1-x)(1-x)} = \frac{(1+x)^2}{(1-x)^2}$$

وبأخذ جذر الطرفين أحصل على ما يأتي:

$$\sqrt{5.1} = 2.26 = \frac{(1+x)}{(1-x)}$$

ومنها أجد أن:

$$2.26(1-x) = 1+x$$

ومنها أجد:

$$x = 0.387$$

أحصل على تراكيز الغازات عند الاتزان بتعويض قيمة x كما يأتي:

$$[\text{CO}] = [\text{H}_2\text{O}] = 1 - x = 1 - 0.387 = 0.613 \text{ M}$$

$$[\text{CO}_2] = [\text{H}_2] = 1 + x = 1 + 0.387 = 1.387 \text{ M}$$

ألاحظ أنه تم استخدام القيمة الموجبة للجذر التربيعي لثابت الاتزان فقط وذلك لأن تراكيز المواد المتفاعلة والنواتجة لا يمكن أن تكون قيم سالبة وكذلك النسبة بينها.

يتفاعل غاز الهيدروجين H_2 مع بخار اليود I_2 لتكوين غاز يوديد الهيدروجين HI كما في المعادلة:



خُلط $0.5 \text{ mol } H_2$ مع $0.5 \text{ mol } I_2$ في وعاءٍ حجمه 1 L ، وسُخِّن الخليط إلى درجة حرارة 458°C حتى وصل إلى الاتزان؛ فكانت قيمة ثابت الاتزان عندها تساوي 50؛ أحسب تراكيز الغازات كلّها عند الاتزان.

المعطيات:

$$V = 1 \text{ L}$$

$$n_{H_2} = 0.5 \text{ mol}$$

$$n_{I_2} = 0.5 \text{ mol}$$

$$n_{HI} = 0 \text{ mol}$$

$$K_c = 50$$

المطلوب: حساب تراكيز الغازات جميعها عند الاتزان.

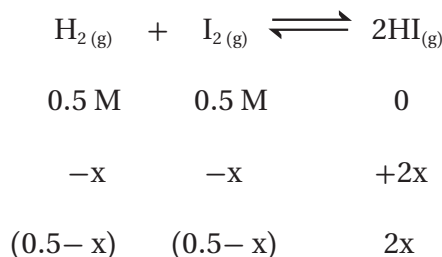
الحل:

أحسب التركيز الابتدائي لكل غاز كما يأتي:

$$[H_2]_0 = \frac{n}{V} = \frac{0.5}{1} = 0.5 \text{ M}$$

$$[I_2]_0 = \frac{n}{V} = \frac{0.5}{1} = 0.5 \text{ M}$$

أنظّم التغيّرات التي تطرأ على تراكيز المواد على النحو الآتي:



التراكيز عند بداية التفاعل:

التغيّرات التي تطرأ على التراكيز:

التراكيز عند الاتزان:

أطبق قانون ثابت الاتزان:

$$K_c = \frac{[HI]^2}{([H_2] [I_2])}$$

أعوّض عن ثابت الاتزان وتراكيز المواد عند الاتزان كما يأتي:

$$50 = \frac{(2x)^2}{(0.5 - x)(0.5 - x)}$$

وبأخذ الجذر التربيعي للطرفين أحصل على ما يأتي:

$$7.07 = \frac{2X}{0.5 - X}$$

$$3.535 - 7.07X = 2X$$

ومنها أجد:

$$X = 0.39$$

وبهذا تكون تراكيز الغازات عند الاتزان كما يأتي:

$$[H_2] = [I_2] = 0.5 - 0.39 = 0.11 \text{ M}$$

$$[HI] = 2x = 2 \times 0.39 = 0.78 \text{ M}$$

✓ **أتحقق:**

1. يتفكك غاز NO وفق المعادلة الآتية:



إذا كان التركيز الابتدائي لـ NO يساوي 0.2 M أحسب تراكيز المواد المتفاعلة والنتيجة عند الاتزان عند درجة حرارة 1000 °C علماً أن ثابت الاتزان K_c يساوي 2.4×10^3

2. أجرى مجموعة من الطلبة تجربة لإنتاج فلوريد الهيدروجين HF؛ إذ وضعوا 3 mol H₂ و 3 mol F₂ في وعاء حجمه 3 L وتركوها لتتفاعل كما في المعادلة الآتية:



أحسب تراكيز المواد عند الاتزان؛ علماً أن ثابت الاتزان K_c يساوي (115)، عند درجة حرارة معينة.



أستخدم برنامج

صانع الأفلام Movie Maker؛ أو استخدم كاميرا رقمية، وأعدّ فيلماً أشرح فيه كيفية حساب تراكيز المواد المختلفة في التفاعل عند الاتزان، ثم أعرضه أمام زملائي/زميلاتي في الصف.

مراجعةُ الدرس

- 1 . الفكرة الرئيسة: أفسّر دلالة ثابت الاتزان للتفاعل الكيميائي.
- 2 . أوضح المقصود بكلّ مما يأتي:
 - قانون فعل الكتلة.
 - الاتزان المتجانس.
- 3 . **أطبق** أكتبُ تعبير ثابت الاتزان بدلالة تراكيز المواد لكلّ من التفاعلات الآتية:
 - أ . $4\text{NH}_{3(g)} + 5\text{O}_{2(g)} \rightleftharpoons 4\text{NO}_{(g)} + 6\text{H}_2\text{O}_{(g)}$
 - ب . $\text{BaSO}_{4(s)} \rightleftharpoons \text{Ba}^{2+}_{(aq)} + \text{SO}_4^{2-}_{(aq)}$
 - جـ . $\text{Zn}_{(s)} + \text{Cu}^{2+}_{(aq)} \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+}_{(aq)} + \text{Cu}_{(s)}$
 - د . $\text{CH}_3\text{NH}_{2(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{NH}_3^+_{(aq)} + \text{OH}^-_{(aq)}$
- 4 . **استخدم الأرقام:** أدخل 0.65 mol من غاز N_2O_4 إلى وعاء حجمه 0.5 L، وترك ليتفكك كما في المعادلة الآتية:

$$\text{N}_2\text{O}_{4(g)} \rightleftharpoons 2\text{NO}_{2(g)}$$
 أحسب ثابت الاتزان، إذ وُجد أنّ الوعاء يحتوي على 0.5 mol من NO_2 عند الاتزان.
- 5 . **استخدم الأرقام:** وضع 2 mol من كلّ من الأكسجين والنيتروجين في وعاء حجمه 1 L لتتفاعل معاً وفق المعادلة الآتية:

$$\text{N}_{2(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightleftharpoons 2\text{NO}_{(g)}$$
 وقد وُجد أن ثابت الاتزان للتفاعل عند درجة حرارة 150 K يُساوي 1×10^{-5} ؛ أحسب تراكيز المواد عند وصول التفاعل إلى حالة الاتزان.
- 6 . أختار الإجابة الصحيحة لكل فقرة من الفقرات الآتية:
 - 1 . العبارة الصحيحة التي تصف الاتزان غير المتجانس، هي:
 - أ . تكون المواد المتفاعلة والنتيجة في الحالة الفيزيائية نفسها.
 - ب . تتنوع الحالة الفيزيائية للمواد المتفاعلة والمواد الناتجة .
 - جـ . تراكيز المواد الصلبة في التفاعل غير ثابتة.
 - د . يظهر تركيز السائل في قانون ثابت الاتزان.

2. قيمة ثابت الاتزان للتفاعل $2\text{NO}_{(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightleftharpoons 2\text{NO}_{2(g)}$ تساوي $K_c = 5 \times 10^{12}$ عند درجة حرارة معينة فإن إحدى العبارات الآتية صحيحة:

- أ. يزاح موضع الاتزان جهة المواد الناتجة. ب. يتحلل NO_2 بدرجة كبيرة.
ج. يزاح موضع الاتزان جهة المواد المتفاعلة. د. يكون تركيز المواد المتفاعلة كبيراً عند الاتزان.

3. عند إذابة بروميد الفضة AgBr في الماء؛ فإن كمية قليلة منه تذوب في الماء عند درجة حرارة معينة، ويحدث الاتزان الآتي: $\text{AgBr}_{(s)} \rightleftharpoons \text{Ag}^+_{(aq)} + \text{Br}^-_{(aq)}$ ، ويُعبّر عن ثابت الاتزان بالمعادلة: $K_c = [\text{Ag}^+][\text{Br}^-]$ ، فإذا أذيب في خليط التفاعل المتزن كمية قليلة من بروميد الصوديوم NaBr ؛ فإنه عند عودة التفاعل إلى حالة الاتزان:

- أ. $[\text{Ag}^+]$ يزداد، و K_c يبقى ثابت. ب. $[\text{Ag}^+]$ يقل، و K_c يبقى ثابت.
ج. $[\text{Ag}^+]$ لا يتغير و K_c يقل. د. $[\text{Ag}^+]$ يقل، و K_c يزداد.

4. في التفاعل الآتي: $2\text{A}_{(g)} \rightleftharpoons \text{C}_{(g)}$ إذا كانت $K_c = 2$.

أي الحالات الآتية صحيحة عند وصول التفاعل لحالة الاتزان عند درجة حرارة معينة:

- أ. $2[\text{C}] = [\text{A}]^2$ ب. $[\text{C}]^2 = 2[\text{A}]$
ج. $[\text{A}] = [\text{C}]$ د. $2[\text{A}]^2 = [\text{C}]$

5. خلط 0.1 mol من غاز أول أكسيد النيتروجين NO مع 0.1 mol من غاز البروم Br_2 في وعاء حجمه 1L ،

وسُخّن الخليط إلى درجة حرارة 350 K وحدث التفاعل الآتي: $2\text{NO}_{(g)} + \text{Br}_{2(g)} \rightleftharpoons 2\text{NOBr}_{(g)}$

عند الاتزان وجد أن تركيز NOBr يساوي 0.08 M ؛ لذلك فإن ثابت الاتزان K_c يساوي:

- أ. 1111 ب. 555.5
ج. 266.7 د. 160.6

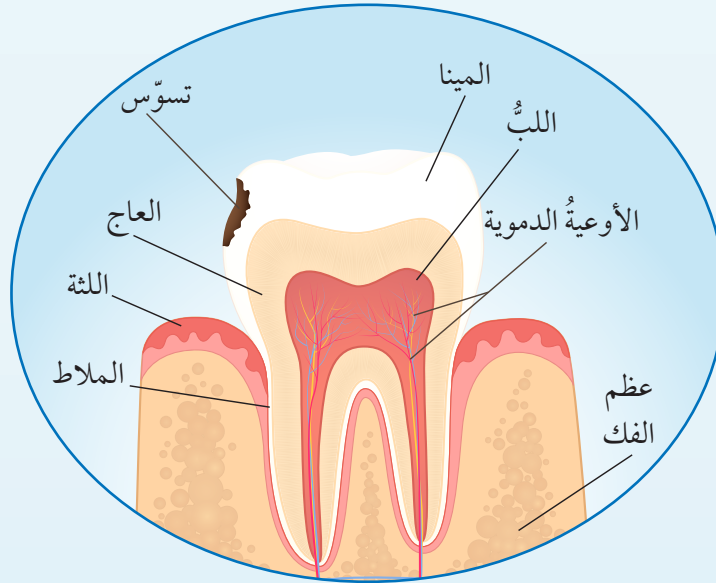
حماية الأسنان من التآكل Protecting Teeth from Erosion

يُغطّي السن طبقةً خارجيّةً صلبةً تُسمى المينا، وتتكوّن من نسبة عالية من المعادن؛ إذ يُشكّل معدن هيدروكسي أباتيت Hydroxyapatite $(Ca_5(PO_4)_3OH)$ النسبة الكبرى من هذه المعادن، وتتميّز هذه المادة بأنها قليلة الذوبان، ورغم ذلك فهي عُرضة إلى الذوبان وإعادة التكوين اعتمادًا على حمضية السائل الموجود في الفم أو قاعديته، وتركيز المواد المختلفة فيه، وتُسمّى عملية إذابة المعادن المكونة للأسنان إزالة المعدن Demineralization؛ بينما تُسمّى إعادة تكوينها عملية بناء المعدن Remineralization. تتآكل الأسنان وتصاب بالتسوس نتيجة ذوبان معدن هيدروكسي أباتيت المُكوّن للمينا كما في المعادلة الآتية:



وعند تناول السكريات تتخمر بقاياها في الفم، وينتج حمض اللاكتيك $C_2H_4OHCOOH$ ، ويتأين في الفم منتجًا أيونات الهيدروجين (H^+) التي تتفاعل مع أيونات (OH^-) وأيونات PO_4^{3-} ، وتستهلكهما ويقل تركيزهما، ما يسبب إزاحة موضع الاتزان جهة اليمين نحو تكوين المواد الناتجة؛ فيزيد من تفكك معدن هيدروكسي أباتيت، ويزداد معدل إزالة المعدن، وتآكل طبقة المينا.

وللتقليل من معدل تآكل الأسنان وحمايتها؛ تُستخدم مركّبات الفلور مثل فلوريد الصوديوم، وفلوريد الخارصين، وغيرها في صناعة معجون الأسنان التي تُنتج أيونات الفلوريد F^- التي تحل محلّ أيون الهيدروكسيد (OH^-) في معدن الهيدروكسي أباتيت، وينتج معدن الفلورو أباتيت $Ca_5(PO_4)_3F$ ، ويدخل في تكوين مينا الأسنان.

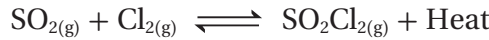


مراجعة الوحدة

1. أوضِّح المقصود بكلِّ مما يأتي:

- اتزان ديناميكي
- ثابت الاتزان.
- الاتزان غير المتجانس.

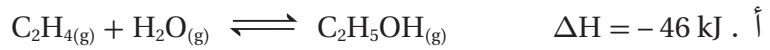
2. **أستنتج** يتفاعل ثاني أكسيد الكبريت SO_2 مع الكلور Cl_2 وفق المعادلة الآتية:



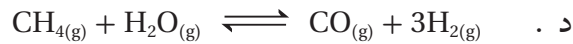
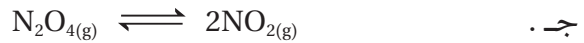
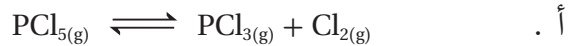
ما أثر التغيرات الآتية في موضع الاتزان؟

- زيادة تركيز Cl_2 .
- سحب كمية من SO_2Cl_2 من الوعاء.
- تقليل كمية SO_2 في وعاء التفاعل.

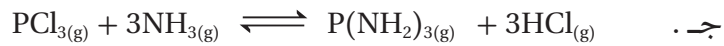
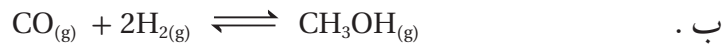
3. **أستنتج** أثر خفض درجة الحرارة في موضع الاتزان للتفاعلين المُتزنين الآتيين:



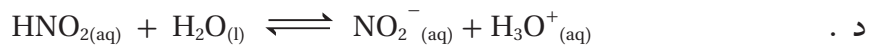
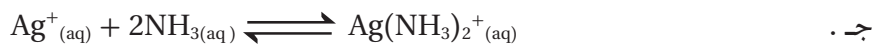
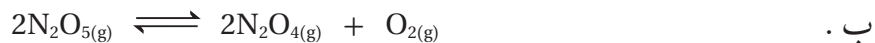
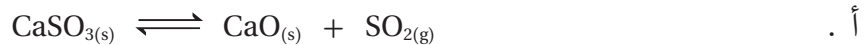
4. **أحدد** التفاعل الذي ينتج عنه أكبر كمية من المواد عند زيادة الضغط الكلي المؤثر في وعاء التفاعل:



5. **أستنتج** موضع الاتزان عند تقليل حجم الوعاء في كل من التفاعلات الآتية مُبرِّراً إجابتي:



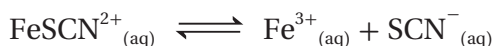
6. **أطبّق** أكتب تعبير ثابت الاتزان K_c لكلِّ من التفاعلات الآتية:



أ. لا يتأثر موضع الاتزان عند تغيير الضغط الكلي في وعاء التفاعل عند الاتزان للتفاعل الآتي:



ب. في التفاعل المتزن الآتي:



يمكن زيادة تركيز SCN^{-} بترسيب أيونات الحديد Fe^{3+} من المحلول بمفاعلتها مع مادة أخرى.

8. **أستنتج:** يُبين الجدول الآتي نتائج دراسة ثابت الاتزان لتفاعل ما عند درجات حرارة مختلفة، هل التفاعل ماصٌّ للحرارة أم طارد لها؟ أبرر إجابتي.

درجة الحرارة بوحدة الكلفن	ثابت الاتزان
208	4.9×10^{27}
800	1.38×10^5
1000	2.54×10^2

9. **أستخدم الأرقام:** تُحضّر الأمونيا NH_3 بتسخين مزيج من غازي النيتروجين N_2 والهيدروجين H_2 عند ضغط مُعَيَّن،

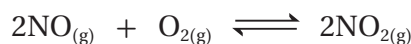


وضعت كميةً من غازي النيتروجين والهيدروجين في وعاء حجمه 10 L، وسُخِّنت إلى درجة حرارة 350°C ؛ ليصل التفاعل إلى حالة الاتزان، وُجد عند الاتزان أن عدد مولات النيتروجين 4.25 mol والهيدروجين 5.75 mol والأمونيا 1.5 mol، أجب عن الأسئلة الآتية:

أ - أحسب ثابت الاتزان للتفاعل عند 350°C

ب - أقرّن هذه النتيجة بقيم ثابت الاتزان في الجدول رقم (1)، وأبرّر هذا الاختلاف.

10. **أستخدم الأرقام:** وُجد أن ثابت الاتزان للتفاعل المتزن الآتي يساوي $K_c = 4 \times 10^{13}$ عند درجة 25°C



أ - ما المواد المتوافرة بكمية أكبر في وعاء التفاعل عند الاتزان؟

ب - أحسب تركيز NO_2 عندما يكون $[\text{O}_2] = 2 \times 10^{-6} \text{ M}$ ، $[\text{NO}] =$

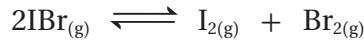
11. **أستخدم الأرقام:** يحدث التفاعل الآتي في وعاء مغلق حجمه 1 L.



وضع 0.8 mol من كل من الغازات الأربعة إلى وعاء التفاعل عند درجة حرارة مُعَيَّنة فُوجِدَ أن ثابت الاتزان للتفاعل عند درجة الحرارة نفسها يساوي 3.75، أحسب تراكيز هذه الغازات عند الاتزان.

مراجعة الوحدة

12. **أستخدم الأرقام:** يتحلل غاز بروميد اليود IBr وفق المعادلة الآتية:



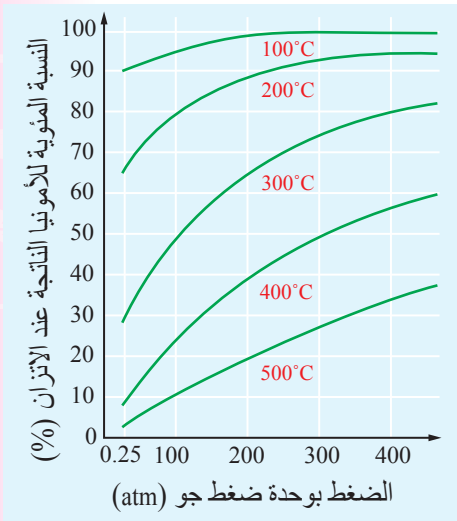
تفكك 0.1 mol من بروميد اليود في وعاء حجمه 1 L عند درجة حرارة 100°C ، وكان ثابت الاتزان يساوي 0.026، أحسب تراكيز المواد عند وصول التفاعل إلى حالة الاتزان.

13. **أستنتج:** تُصنع الأمونيا بتسخين مزيج من غازي النيتروجين والهيدروجين بوجود عاملٍ مساعد، كما في المعادلة الآتية:



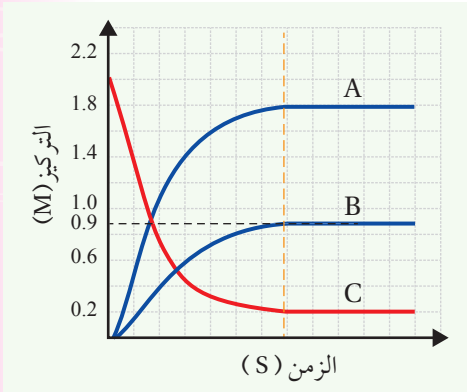
وَيُبين الشكل المجاور نسبة الأمونيا الناتجة عند ظروف مختلفة من الضغط ودرجة الحرارة، أدرس المنحنى ثم أجيب عن الأسئلة الآتية:

أ. ما أثر تغيير درجة الحرارة والضغط على النسبة المئوية للأمونيا الناتجة عند الاتزان، أفسر ذلك.
ب. أكتب تعبير ثابت الاتزان للتفاعل.



14. **أستنتج:** يُبين الشكل المجاور النتائج التجريبية لخليط من الغازات (SO_3 , SO_2 , O_2) عند الاتزان، أدرس الشكل وأجيب عن الأسئلة الآتية:

أ. أحدّد: أيّ المنحنيات التي أعطيت الرموز A، B، C يُمثل المواد المتفاعلة وأيها يُمثل المواد الناتجة؟
ب. أكتب معادلة التفاعل الموزونة.
ج. أحسب ثابت الاتزان للتفاعل في ضوء هذه النتائج.

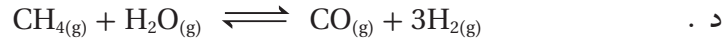
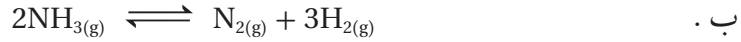


15. تغطي الأسنان طبقة من المعادن تُسمى طبقة المينا؛ تعمل على حماية الأسنان من التآكل:

أ. أسمى المعدن الأساسي التي تتكون منه هذه الطبقة.
ب. أوضح عملية إزالة المعدن وأكتب معادلة كيميائية تُبين ذلك.
ج. أسمى المادة المستخدمة في إعادة بناء المعدن.
د. أوضح كيفية بناء المعدن في الأسنان.

16. أختار الإجابة الصحيحة لكل فقرة في ما يأتي:

1. أحدد التفاعل الذي ينتج عنه كمية أكبر من النواتج عند زيادة الضغط المؤثر في وعاء التفاعل:



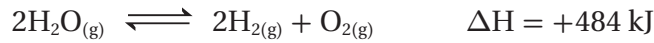
2. في التفاعل الآتي: $4NH_{3(g)} + 5O_{2(g)} \rightleftharpoons 4NO_{(g)} + 6H_2O_{(g)}$

يؤدي سحب كمية من غاز NH_3 من وعاء التفاعل إلى:

أ . زيادة سرعة التفاعل الأمامي. ب . زيادة إنتاج غاز NO .

ج . إزاحة موضع الاتزان نحو اليمين. د . إزاحة موضع الاتزان نحو اليسار.

3. يُعد تحليل الماء كهربائياً إحدى طرائق تحضير غاز الهيدروجين كما في التفاعل الآتي:



أحدد أي الإجراءات الآتية يؤدي إلى زيادة كمية غاز الهيدروجين الناتجة:

أ . زيادة درجة الحرارة ب . خفض درجة الحرارة

ج . زيادة الضغط المؤثر د . إضافة كمية من غاز الأكسجين

4. العبارة الصحيحة في ما يتعلق بالتفاعل عند الاتزان؛ هي:

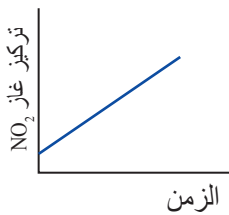
أ . تراكيز المواد الناتجة مساوٍ لتراكيز المواد المتفاعلة.

ب . موضع الاتزان مَرَّاح نحو تكوين المواد المتفاعلة.

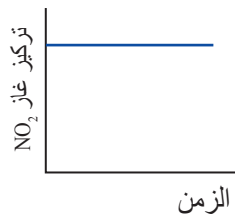
ج . سرعة التفاعل الأمامي مساوية لسرعة التفاعل العكسي.

د . تعتمد قيمة ثابت الاتزان على التراكيز الابتدائية للمواد في التفاعل.

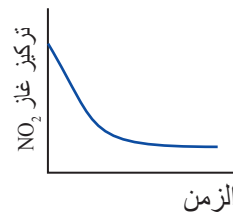
5. الشكل الذي يُعبّر عن تغيّر تركيز NO_2 في أثناء سير التفاعل والوصول إلى حالة الاتزان للتفاعل الآتي هو:



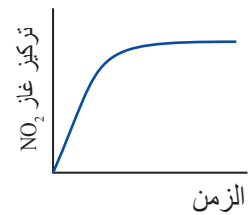
(د)



(ج)



(ب)



(أ)

6. في التفاعل الكيميائي الآتي: $\text{Ti}_{(s)} + 2\text{Cl}_{2(g)} \rightleftharpoons \text{TiCl}_{4(l)}$

يُعبر عن ثابت الاتزان للتفاعل بالمعادلة:

أ. $K_c = \frac{[\text{TiCl}_4]}{[\text{Ti}][\text{Cl}_2]^2}$. ب. $K_c = \frac{[\text{TiCl}_4]}{[\text{Ti}][\text{Cl}_2]}$

ج. $K_c = \frac{1}{[\text{Cl}_2]^2}$. د. $K_c = \frac{[\text{TiCl}_4]}{[\text{Cl}_2]^2}$

7. تعبير ثابت الاتزان لتفاعل ما: $K_c = \frac{[\text{ICl}_3]^2}{[\text{I}_2][\text{Cl}_2]^3}$

فإن معادلة التفاعل الكيميائي الموزونة هي:



8. في التفاعل الآتي: $2\text{SO}_{2(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightleftharpoons 2\text{SO}_{3(g)}$ $\Delta H = -200 \text{ kJ}$

تنتج أكبر كمية من SO_3 عند:

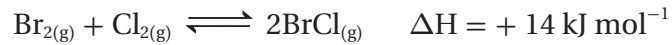
أ. ضغط منخفض ودرجة حرارة منخفضة.

ب. ضغط مرتفع ودرجة حرارة منخفضة.

ج. ضغط مرتفع ودرجة حرارة مرتفعة.

د. ضغط منخفض ودرجة حرارة مرتفعة.

9. عند زيادة درجة الحرارة للتفاعل الآتي فإنه:



أ. يقل ثابت الاتزان ويُزاح موضعه نحو المتفاعلات.

ب. يزداد ثابت الاتزان ويُزاح موضعه نحو المتفاعلات.

ج. يقل ثابت الاتزان ويُزاح موضعه نحو النواتج.

د. يزداد ثابت الاتزان ويُزاح موضعه نحو النواتج.

* اعتماداً على معادلة التفاعل الكيميائي الموزونة الآتية: $\Delta H = -92 \text{ kJ mol}^{-1}$ $\text{N}_{2(g)} + 3\text{H}_{2(g)} \xrightleftharpoons{\text{عامل مساعد}} 2\text{NH}_{3(g)}$ أجب عن الفقرتين 11 و 12:

10. ما التغير أو التغيرات من الآتية يُمكن أن تزيد من قيمة ثابت الاتزان؟

I. زيادة الضغط

II. خفض درجة الحرارة

III. زيادة تركيز N_2

أ. I و II معا

ب. I فقط

د. II فقط

ج. II و III معا

11. عند استعمال العامل المساعد في تفاعل انتاج الأمونيا:

أ. يزداد تركيز الأمونيا عند الاتزان.

ب. يقل تركيز الأمونيا عند الاتزان.

ج. لا يتغير تركيز الأمونيا عند الاتزان.

د. يزداد الزمن اللازم للوصول إلى موضع الاتزان.

12. بتحليل غاز الفوسجين COCl_2 وفق المعادلة: $\text{COCl}_{2(g)} \rightleftharpoons \text{CO}_{(g)} + \text{Cl}_{2(g)}$

فإذا كانت تراكيز المواد عند الاتزان كما يأتي $[\text{CO}] = [\text{Cl}_2] = 0.18 \text{ M}$, $[\text{COCl}_2] = 0.75 \text{ M}$:

فإن ثابت الاتزان للتفاعل يساوي:

أ. 0.48

ب. 0.032

ج. 0.043

د. 2.34

13. وضع 0.625 mol من غاز رباعي أكسيد ثنائي النيتروجين N_2O_4 في وعاء حجمه 5 L عند درجة حرارة معينة، فإذا

كان تركيز N_2O_4 عند الاتزان يساوي 0.075 M؛ فإن ثابت الاتزان للتفاعل الآتي: $\text{N}_2\text{O}_{4(g)} \rightleftharpoons 2\text{NO}_{2(g)}$ يساوي:

أ. 0.13

ب. 0.75

ج. 1.5

د. 7.5

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

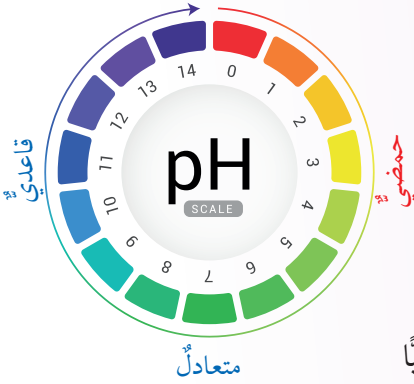
المواد والأدوات: محلول حمض الهيدروكلوريك HCl؛ تركيزه 0.1 M، محلول هيدروكسيد الصوديوم NaOH؛ تركيزه 0.1 M، أنابيب اختبار عدد 3، حامل أنابيب، أوراق الكاشف العام، مخبر مُدرّج، ميزان حرارة، كأس زجاجية، ماء مقطر.

إرشادات السلامة:

- أتبع إرشادات السلامة العامة في المختبر.
- ارتدي معطف المختبر والنظارات الواقية والقفازات.
- أحذر 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 تغيير لونها، وأُسجّله.
- 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 التغيير الذي يطرأ على لون ورقة الكاشف عند وضعها في محلول كل من حمض الهيدروكلوريك وهيدروكسيد الصوديوم.
- 2- أقدّر الرّقم الهيدروجيني (درجة الحموضة) لكل من المحلولين.
- 3- أفسّر اختلاف درجة حرارة المحلول الناتج من خلط المحلولين عن درجة حرارة كل منهما.
- 4- أقدّر الرّقم 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 السيتريك 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 والشمش والفراولة، وتدخل القواعد في صناعة المنظفات، فمثلاً؛ يُستعمل هيدروكسيد الصوديوم في صناعة المنظفات المنزلية، وصناعة الصابون، انظر الشكل (2). وتتميز القواعد بطعمها المر، ولمسها الزلق، وتأثيرها في الكواشف؛ فهي تحول لون ورقة تباع الشمس الحمراء إلى اللون الأزرق. كيف عرف الكيميائيون كلاً من الحمض والقاعدة؟ وكيف تطور 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 كل 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 كل من أرهينيوس، وبرونستد-لوري، ولويس.
- أكتب معادلات كيميائية وفق مفهوم أرهينيوس، وبرونستد-لوري.
- أحدد الأزواج المترافقة من الحمض والقاعدة.

المفاهيم والمصطلحات:

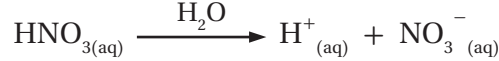
حمض أرهينيوس	Arrhenius Acid
قاعدة أرهينيوس	Arrhenius Base
أيون الهيدرونيوم	Hydronium Ion
حمض برونستد-لوري	Bronsted-Lowry Acid
قاعدة برونستد-لوري	Bronsted-Lowry Base
قاعدة مترافقة	Conjugate Base
حمض مترافق	Conjugate Acid
مواد أمفوتيرية	Amphoteric Substances
حمض لويس	Lewis Acid
قاعدة لويس	Lewis Base

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

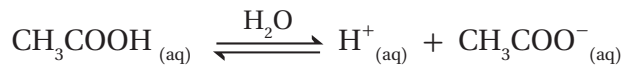


وهذا ينطبقُ على جميع حموض أرهينيوس؛ فهي تحتوي على ذرّة هيدروجين أو أكثر، قابلة للتأين، ويبيّن الجدول (1) بعض حموض أرهينيوس.

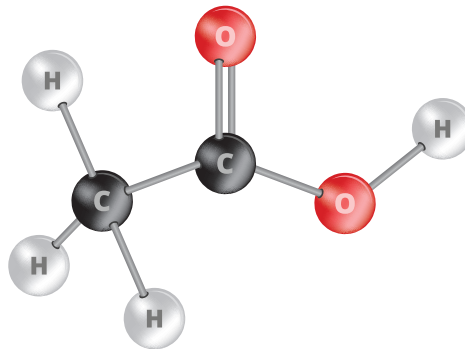
الجدول (1): بعض حموض أرهينيوس.

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 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 أحاديّ البروتون، كما في المعادلة الآتية:



الشكل (3): الشكل البنائي لحمض الإيثانويك.



حمض الكبريتيك H_2SO_4

الربط مع الزراعة

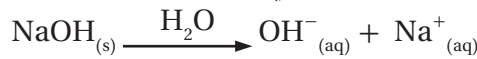


عرف العرب حمض الكبريتيك في القرن الثامن الميلادي؛ فقد اكتشفه العالم جابر بن حيان وأطلق عليه اسم زيت الزاج. يستخدم حمض الكبريتيك في المجال الزراعي لزيادة حموضة التربة، كما يستخدم لمعالجة ملوحتها، وفي تطهيرها من الفطريات.

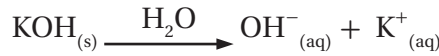


قاعدة أرهينيوس Arrhenius Base

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 $Ca(OH)_2$. وسنقتصر 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 بعض الأملاح، مثل كلوريد الأمونيوم NH_4Cl الحمضي أو كربونات الصوديوم الهيدروجينية $NaHCO_3$ القاعدية.



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



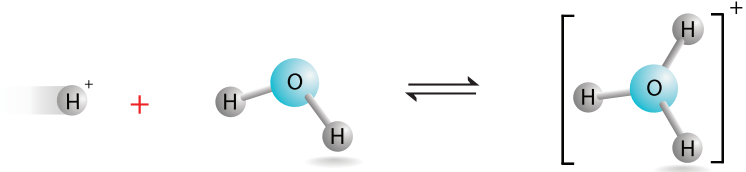
2- أكتب معادلة تبيّن التأثير القاعدي لمحلول هيدروكسيد الليثيوم LiOH.

الجدول (2): بعض قواعد أرهينيوس.

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

أيون الهيدرونيوم Hydronium Ion

يتأين الحمض في الماء 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:

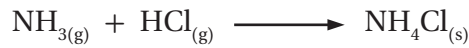
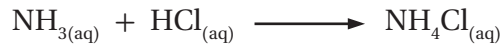


وبهذا يمكن التعبير عن أيون الهيدروجين في المحلول باستخدام أيون الهيدرونيوم H_3O^+ ، وبذلك تكتب معادلة تأين كلوريد الهيدروجين HCl كما في الآتي:



مفهوم برونستد - لوري Bronsted-Lowry Concept

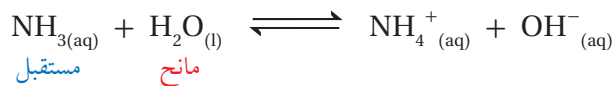
قدّم مفهوم أرهينيوس تفسيرًا مقبولًا لسلوك كثير من الحموض والقواعد، إلا أنه لم يتمكن من تفسير كثير من تفاعلاتها، مثل تفاعل حمض الهيدروكلوريك HCl مع الأمونيا NH_3 الذي ينتج ملح كلوريد الأمونيوم NH_4Cl ، حيث يمثّل تفاعل حمض مع قاعدة، سواء في المحاليل أو في الحالة الغازية، كما يأتي:



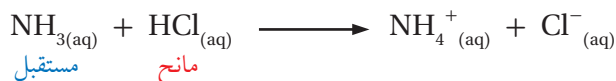
فالأمونيا NH_3 قاعدة لا تحتوي على أيون الهيدروكسيد؛ فدفع ذلك الكيميائيين إلى تطوير مفهومي الحمض والقاعدة؛ إذ تمكّن العالمان برونستد، ولوري من وضع تصوّر جديد لمفهومي الحمض والقاعدة بالاعتماد على انتقال البروتون H^+ (أيون الهيدروجين) من الحمض إلى القاعدة في أثناء التفاعل؛ وبذلك قدّم تعريفًا أكثر شمولًا 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:



أما 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:



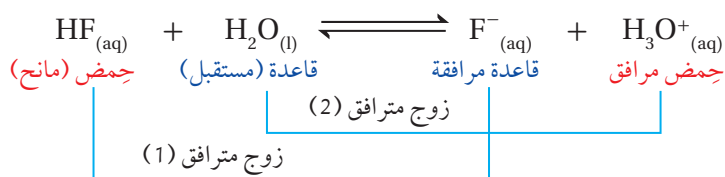
وبهذا يمكن النظر إلى التفاعلات التي يحدث فيها انتقال للبروتون على أنها تفاعلات حمض وقاعدة.

الأزواج المترافقة Conjugated Pairs

فسر مفهوم برونستد-لوري كثيراً 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:



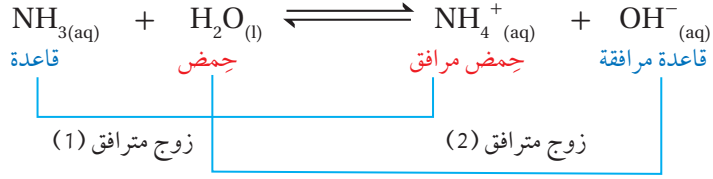
يتضح من المعادلة أن الحمض HCl يمنح البروتون H^+ ، وينتج الأيون Cl^- ، الذي يسمى **قاعدة مرافقة Conjugate Base**، وهي المادة الناتجة عن منح الحمض للبروتون، كما تستقبل القاعدة CH_3NH_2 البروتون H^+ ، وينتج عن ذلك الأيون CH_3NH_3^+ ، ويسمى **الحمض المرافق Conjugate Acid**، وهي المادة الناتجة عن استقبال القاعدة للبروتون؛ وبهذا يكون لكل حمض في التفاعل قاعدة مرافقة في المواد الناتجة، ولكل قاعدة في التفاعل حمض مرافق في المواد الناتجة، ويسمى الحمض وقاعدته المرافقة، أو القاعدة وحمضها المرافق، زوجاً مترافقاً ويمكن ملاحظة ذلك أيضاً عند تفاعل حمض الهيدروفلوريك مع الماء، كما في المعادلة الآتية:



أصمّم، باستخدام

برنامج سكراتش (Scratch)،
عرضاً يوضّح مفهوم الحمض
والقاعدة والأزواج المترافقة
وفق مفهوم برونستد-لوري،
ثم أشارته زملائي/زميلاتي في
الصف.

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:

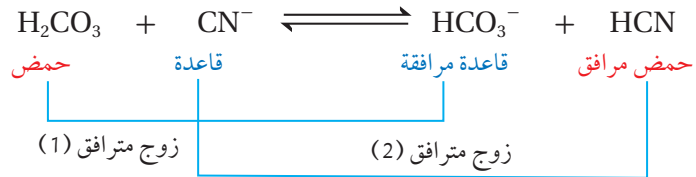


الرَّبطُ مع الحياة

إزالة رائحة السمك
ثلاثي ميثيل الأمين (CH₃)₃N. هو مركب عضوي، يتميز برائحته القوية واللاذعة «السمكية». عندما تعصر عصير الليمون، الذي يحتوي على حمض الستريك C₆H₈O₇، على السمك؛ يتفاعل مع ثلاثي ميثيل الأمين لإنتاج ملح؛ يؤدي تكوين هذا الملح إلى تقليل الرائحة السمكية. من الناحية الكيميائية، يمنح حمض الستريك البروتون إلى ثلاثي ميثيل الأمين؛ مما يحوله إلى ملح (CH₃)₃NH⁺ أقل تطايرًا.

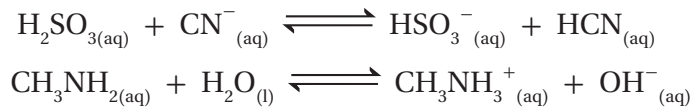


يَتَضَحُّ أَنَّ التفاعل يشتمل على زوجين مترافقين، هما: القاعدة وحمضها المرافق (NH₃/NH₄⁺)، والحمض وقاعدته المرافقة (H₂O/OH⁻)؛ وبهذا فإنَّ التفاعل وفق مفهوم برونستد-لوري يحتوي على زوجين مترافقين: الحمض وقاعدته المرافقة، والقاعدة وحمضها المرافق. ويشتمل تفاعل حمض H₂CO₃ مع القاعدة CN⁻ على زوجين مترافقين، كما يتضح من المعادلة:



ألاحظ أن الحمض H₂CO₃ منح بروتونًا واحدًا للقاعدة CN⁻؛ فيكون زوجًا مترافقًا من الحمض وقاعدته المرافقة، و (H₂CO₃/HCO₃⁻) زوجًا مترافقًا من القاعدة وحمضها المرافق.

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

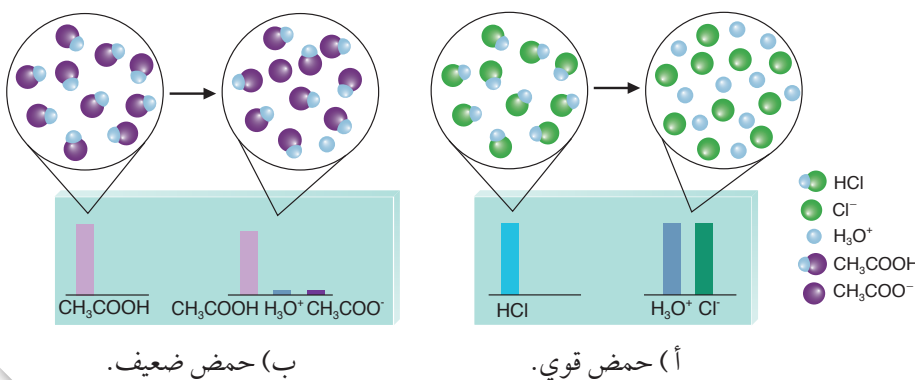


قوة الحمض والقاعدة Acid and Base Strength

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

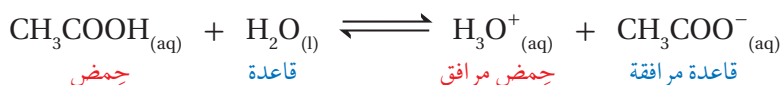


الشكل (4): تأين الحموض
القوية والحموض الضعيفة
في الماء.

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 الموادِّ الأضعف؛ أي أنَّ موضع الاتزان يُزاح جهة الموادِّ الأضعف في التفاعل، ويبيِّن الجدول (3) العلاقة بين قوَّة الحموض وقوَّة قواعدها المرافقة. وينطبق ذلك على القواعد الضعيفة وحموضها المرافقة، فالقاعدة الأقوى يكون حمضُها المرافق أضعف، وكلِّما 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
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

زيادة قوَّة القاعدة

زيادة قوَّة الحمض

✓ **أنحقَّق:** اعتماداً على الجدول (3)؛ أجب عن الأسئلة الآتية:

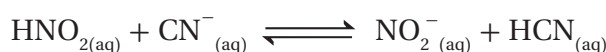
1- أحرِّد الحمض الأقوى بين الحموض الآتية:



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



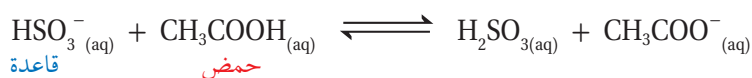
3- أحرِّد الجهة التي يُزاح نحوها الاتزان في التفاعل الآتي:



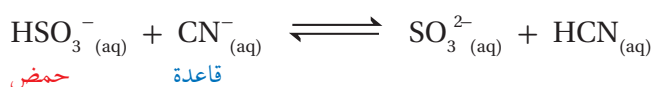
الموادُّ الأمفوتيرية: Amphoteric Substances

يتأثر سلوك المادَّة كحمض أو قاعدة وفق مفهوم برونستد - لوري؛ تبعاً لطبيعة المواد التي تتفاعل معها وقدرتها على منح البروتون أو استقباله، فبعض المواد 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^- ، 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 الإيثانويك CH_3COOH ، 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 توضِّح ذلك:



✓ **أنحقَّق:** أكتب معادلتين

كيميائيتين أوَّضِّح فيهما

سلوك الأيون HCO_3^- مع

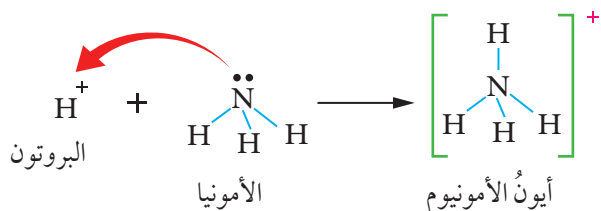
كلٍّ من OH^- و HNO_2 .

مفهوم لويس Lewis Concept

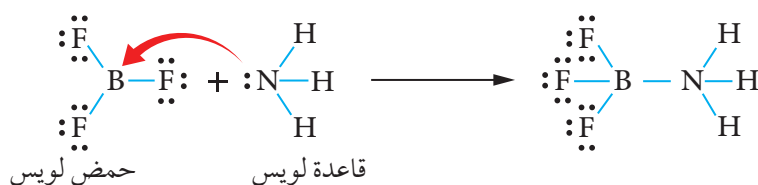
فسّر مفهوم برونستد-لوري سلوك الحمض والقاعدة بالاعتماد على انتقال البروتون (H^+) من الحمض إلى القاعدة، إلا أنه لم يوضح كيفية ارتباط البروتون بالقاعدة، كما أن هناك الكثير من تفاعلات حمض-قاعدة لا تشتمل على انتقال للبروتون، مثل تفاعل بعض الأيونات الفلزية مع الماء أو الأمونيا مثلاً. فكيف يمكن تفسير سلوك هذه 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 مادةٌ يمكنها استقبال زوج أو أكثر من الإلكترونات في أثناء التفاعل، أما قاعدة لويس Lewis Base فهي مادةٌ 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:

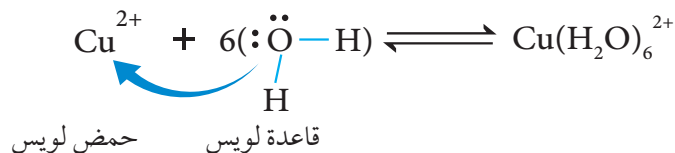


يتّضح ممّا سبق أنّ مفهوم لويس استخدم في تفسير تفاعلات حمض-قاعدة التي ينطبق عليها مفهوم برونستد-لوري، وتفاعلات أخرى لا ينطبق عليها مفهوم برونستد-لوري، مثل: تفاعل الأمونيا NH_3 مع ثلاثي فلوريد البورون BF_3 ، الذي يُعبّر عنه بالمعادلة الآتية:



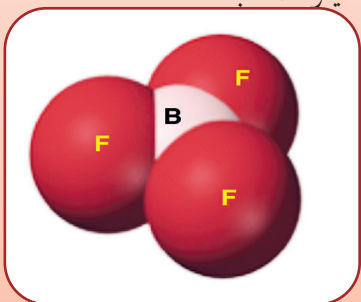
فذرة النيتروجين N تمتلك زوج إلكترونات غير رابط في NH_3 يمكنها منحه؛ وبهذا فإنّ NH_3 تمثّل القاعدة، في حين أنّ لدى ذرة البورون B في BF_3 فلجًا فارغًا يمكنها من استقبال زوج من الإلكترونات؛ وبهذا فإنّ BF_3 يمثل الحمض.

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:



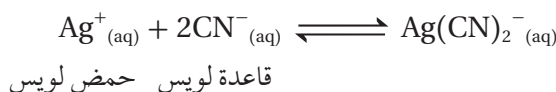
الربط مع الصناعة

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 $Cu(H_2O)_6^{2+}$.

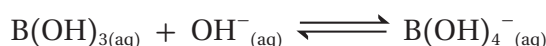
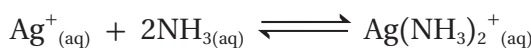
وكذلك يمكن تفسير تفاعل أيون الفضة (Ag^+) مع أيونات السيانييد CN^- لتكوين الأيون $Ag(CN)_2^-$ ، كما في المعادلة الآتية:



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. أَدِّدُ الرقم الهيدروجيني لكلٍّ من المحلولين.
2. أَدِّدُ المحلول الأكثر قدرةً على التوصيل الكهربائي.
3. **أَقارنُ** سرعة تصاعد غاز الهيدروجين في كلٍّ من المحلولين.
4. أَدِّدُ الحمض الأقوى والحمض الأضعف.
5. **أستنتجُ** العلاقة بين قوة الحمض وكلٍّ من الرقم الهيدروجيني والتوصيل الكهربائي وسرعة تصاعد الغاز.

مراجعةُ الدرس

1. الفكرة الرئيسة: أُكْمِلَ الجدول الآتي باستخدام الأسس التي اعتمد عليها مفهوم الحمض والقاعدة:

المفهوم	الأساس الذي يقوم عليه المفهوم
أرهينوس	
برونستد - لوري	
لويس	

2. أَوْضِّحْ المقصود بكل مما يأتي:

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

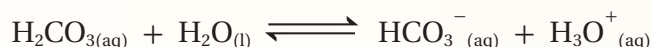
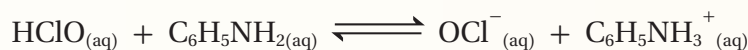
3. **أُفَسِّرْ:**

- السلوك الحمضي لمحلول حمض HClO حَسَبَ مفهوم أرهينوس.
- السلوك القاعدي لمحلول $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$ حَسَبَ مفهوم برونستد - لوري.
- يُعَدُّ الحمض HBr حمضًا قويًا بينما يُعَدُّ HNO_2 حمضًا ضعيفًا.

4. **أُصَنِّفُ** المحاليل الآتية إلى حموض وقواعد قوية أو ضعيفة:



5. أَحَدِّدُ الأزواج المترافقة في التفاعلين الآتين:



6. أَحَدِّدُ الحمض والقاعدة وفق مفهوم لويس في المعادلة الآتية:



7. **أُفَسِّرُ** السلوك الأمفوتيري للأيون $\text{H}_2\text{PO}_4^{-}$ عند تفاعله مع كلٍّ من HNO_3 و CN^{-} ، مَوْضِّحًا إجابتي بالمعادلات.

8. أختار الاجابة الصحيحة لكل فقرة مما يأتي:

1. تُعد الأمونيا NH_3 قاعدة عند تفاعلها مع الماء وفق مفهوم برونستد- لوري لأنها:

أ . تستقبل بروتون. ب. تمنح بروتون. ج. تستقبل OH^- . د . تمنح OH^- .

2. الأيون الذي يُمثل القاعدة المرافقة الأقوى فيما يأتي:

أ . Cl^- . ب. NO_3^- . ج. CN^- . د . ClO_4^- .

3. أحدُ الآتية زوج مترافق ينتج من تفاعل N_2H_4 مع NH_4^+ ، وهو:

أ . $\text{N}_2\text{H}_4/\text{NH}_4^+$. ب. $\text{N}_2\text{H}_5^+/\text{NH}_3$. ج. $\text{N}_2\text{H}_4/\text{N}_2\text{H}_5^+$. د . $\text{N}_2\text{H}_5^+/\text{NH}_4^+$.

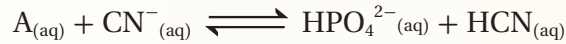
4. يسلك الأيون HS^- سلوكاً حمضياً عند تفاعله مع:

أ . HF . ب. HCOOH . ج. OH^- . د . NH_4^+ .

5. لم يستطع أرهينيوس تفسير السلوك الحمضي لـ:

أ . HCN . ب. HClO . ج. HI . د . NH_4Cl .

6. في التفاعل الآتي؛ تكون الصيغة الكيميائية لـ A هي:



أ . H_3PO_4 . ب. H_2PO_4^- . ج. $\text{H}_2\text{PO}_4^{2-}$. د . PO_4^{3-} .

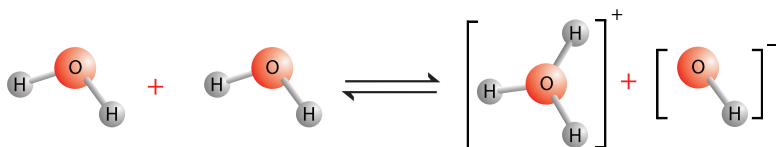
محاليل الحموض والقواعد القويّة

Strong Acids and Bases Solutions

تحتوي المحاليل المائية على أيونات الهيدرونيوم H_3O^+ وأيونات الهيدروكسيد OH^- الناتجة من التأين الذاتي للماء، وقد عرفنا في ما سبق أن 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؛ إلا أن القياسات الدقيقة للموصلية الكهربائية تشير إلى أنه يمكن للماء أن يوصل التيار الكهربائي بدرجة ضئيلة جداً؛ فيشير ذلك إلى أنه يحتوي 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 كل 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

الرّقم الهيدروكسيلي pOH

Hydroxyl Power

Titration المعايرة

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:

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

$$K_C = K_{eq}[H_2O]^2 = [H_3O^+][OH^-]$$

ونظراً إلى أنَّ تأيُن الماء قليل جداً نفترض أنَّ تركيز الماء يبقى ثابتاً؛ ويمكن دمجه مع ثابت الاتزان، ويُعبَّر عنه بثابت جديد يسمَّى **ثابت تأيُن الماء** **Dissociation Constant for Water**، ويُرمَّز له K_w ، ويُعرَّف أنه ثابت الاتزان لتأيُن الماء، وقد وُجد أنه يساوي 1×10^{-14} عند درجة حرارة 25°C ، ويُعبَّر عنه على النحو الآتي:

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

ونظراً إلى أنَّ تركيز أيونات H_3O^+ يكون مساوياً لتركيز أيونات OH^- في الماء؛ فإنه:

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

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 يبيِّن الجدول (4).
يستفاد من ثابت تأيُن الماء في حساب تراكيز أيونات H_3O^+ أو أيونات OH^- عندما يكون تركيز أحدهما معروفاً.

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

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

المثال 1

أحسب تركيز H_3O^+ في محلول يحتوي 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 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:

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

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

✓ **أنتحقق:** يُبين الجدول الآتي تركيز H_3O^+ أو تركيز OH^- لثلاثة محاليل. أكمل الفراغات في الجدول بما يناسبها:

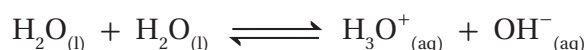
المحلول	$[H_3O^+]$	$[OH^-]$	تصنيف المحلول
المحلول الأول	$1 \times 10^{-2} M$		
المحلول الثاني		$1 \times 10^{-7} M$	
المحلول الثالث		$1 \times 10^{-4} M$	

محاليل الحموض القويّة 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:



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

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

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

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 أنّ إضافة حمض قوي إلى الماء يؤدي إلى تكوين محلول حمضي يكون فيه تركيز H_3O^+ أكبر من تركيز أيونات OH^- ، ويبين الجدول (5) أشهر الحموض القويّة، والأمثلة الآتية توضّح كيفية حساب تركيز أيونات H_3O^+ وتركيز أيونات OH^- في محلول حمض قوي.

الجدول (5): أشهر الحموض القويّة.

اسم الحمض	صيغته الكيميائية
البيركلوريك	$HClO_4$
الهيدرويوديك	HI
الهيدروبروميك	HBr
الهيدروكلوريك	HCl
النيتريك	HNO_3

المثال 3

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

تحليل السؤال:

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

المطلوب: أحسب تركيز H_3O^+ وتركيز OH^-

الحل:



معادلة تأيّن الحمض

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

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

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

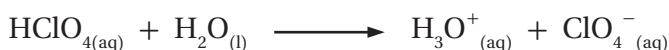
$$[\text{OH}^-] = \frac{K_w}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1 \times 10^{-3}} = 1 \times 10^{-11} \text{ M}$$

المثال 4

أحسب تركيز 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 تأيّن الحمض

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

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

المطلوب: حساب تركيز H_3O^+ وتركيز OH^-

الحل:

أحسب أولاً تركيز الحمض الذي يساوي تركيز H_3O^+ :

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

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

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

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

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

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؛ فإن 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 أن تركيز أيونات OH^- الناتجة من التأين الذاتي للماء يكون صغيراً جداً مقارنة بتركيزها الناتج من تأين القاعدة فيمكن إهمالها، ونعد القاعدة مصدراً رئيساً لهذه الأيونات، ويكون تركيزها في المحلول مساوياً لتركيز القاعدة؛ أي أن:

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

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

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 أن إضافة قاعدة قويّة إلى الماء تؤدي إلى زيادة تركيز OH^- ونقص تركيز H_3O^+ ، ويكون المحلول الناتج قاعدياً، ويبين الجدول (6) أشهر القواعد القويّة.

الجدول (6): أشهر القواعد القويّة.

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

الرّبط مع الصناعة الشحمة Grease



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

المثال 5

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

تحليل السؤال:

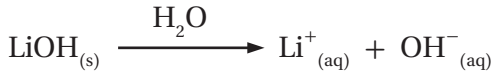
$$[\text{LiOH}] = 5 \times 10^{-4} \text{ M}$$

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:

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

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

✓ أنصحك:

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 تُعبر عن حموضة المحلول وأيونات الهيدروكسيد التي تُعبر عن قاعدية المحلول. ولصعوبة التعامل مع هذه الأرقام؛ يستخدم الكيميائيون طرائق أسهل للتعبير عن حموضة المحلول أو قاعديته، مثل الرَّقْم الهيدروجيني pH، والرَّقْم 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 الرَّقْم الهيدروجيني Hydrogen Power للتعبير عن حموضة المحلول، وهو اللوغاريتم السالب لتركيز أيون الهيدرونيوم H_3O^+ في المحلول للأساس 10، وَيُعبر عنه رياضياً بالعلاقة الآتية:

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

وَيُعَدُّ مقياساً كمياً لحموضة المحلول؛ فهو مقياس مُدرَّج من صفر إلى 14، ويبيِّن 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 الرَّقْم الهيدروجيني pH أقل من 7، وفي المحلول المتعادل يكون تركيز H_3O^+ مساوياً 10^{-7} ، وقيمة الرَّقْم الهيدروجيني pH تساوي 7، أمَّا في المحلول القاعدي فيكون تركيز H_3O^+ أقل من 10^{-7} ، وقيمة الرَّقْم الهيدروجيني pH أكبر من 7.

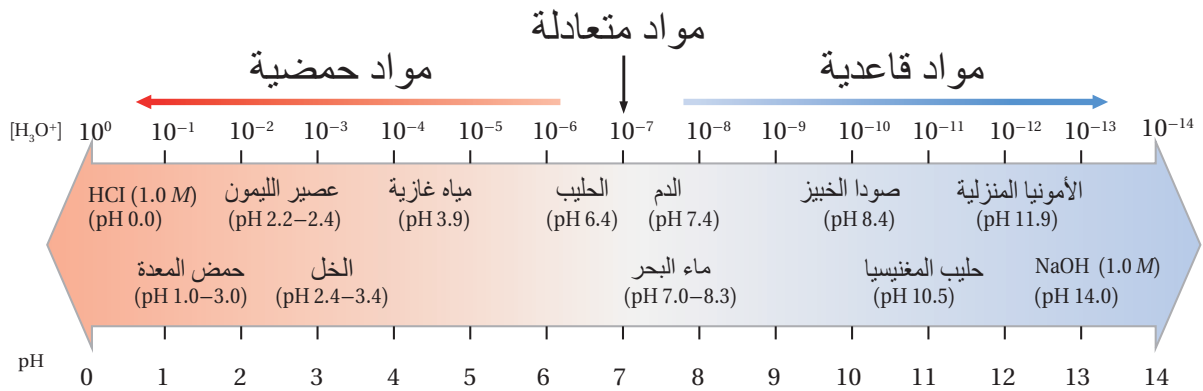
✓ **أتحقَّق:**

1- أُحَدِّدُ، 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 أيَّ المحلولين السابقين حمضي وأيهما قاعدي.



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

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

الحسابات المتعلقة بالرَّقم الهيدروجيني

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

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

المثال 6

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

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

المطلوب: حساب pH للمحلول.

الحل:

يتأين الحمض HNO_3 كلياً، 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 الرِّقم الهيدروجيني pH لمحلول حمض البيروكلوريك $HClO_4$ ؛ تركيزه 0.04 M (علماً أن $\log 4 = 0.6$).

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

المطلوب: حساب pH للمحلول.

الحل:

يتأين الحمض $HClO_4$ كلياً وفق المعادلة الآتية:



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

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

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

يُكتب أحياناً على بعض عبوات الأغذية والعصير الرِّقم 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:

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

المثال 9

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

(علمًا أن $\log 6.3 = 0.8$)

تحليل السؤال: pH = 2.2

المطلوب: أحسب $[H_3O^+]$

الحل:

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

المثال 10

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

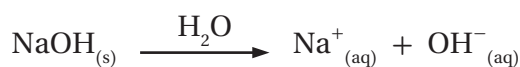
(علمًا أن $\log 5 = 0.7$)

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

المطلوب: أحسب pH لمحلول القاعدة.

الحل:

تتأين القاعدة NaOH كليًا وفق المعادلة الآتية:



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

أحسب تركيز H_3O^+ باستخدام العلاقة الآتية:

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

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

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

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

✓ أنَحَقِّق:

1- أحسب pH لمحلول حمض الهيدرو يوديك 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 pOH Hydroxyl Power للتعبير عن قاعدية المحلول، ويُعرَّف بأنه اللوغاريتم السالب لتركيز أيونات الهيدروكسيد OH^- في المحلول للأساس 10، ويُعبَّر عنه بالعلاقة الآتية:

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

المثال 11

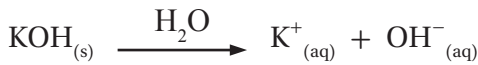
أحسب الرَّقْمُ الهيدروكسيلي pOH لمحلول القاعدة KOH تركيزه 0.01 M

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

المطلوب: أحسب الرَّقْمُ الهيدروكسيلي pOH

الحل:

تتأين القاعدة القوية KOH كُليًا 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:

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

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 $\log 6.3 = 0.8$)

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، يُعبّر 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:

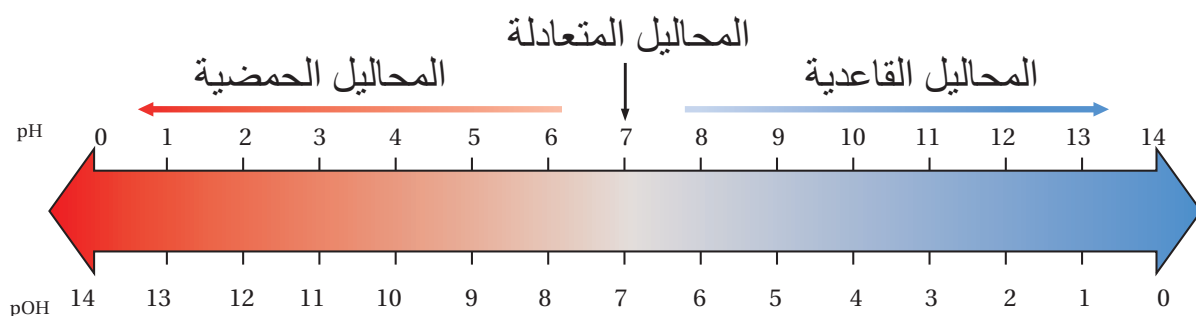
$$-\log[H_3O^+] + (-\log[OH^-]) = 14$$

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 3

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:

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

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

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

✓ أنحقّق:

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 ومحلّول قاعدة بتفاعلات التعادل؛ حيث تتعادل أيونات الهيدرونيوم H_3O^+ والهيدروكسيد OH^- في المحلول، وينتج عن ذلك الماء، كما في المعادلة:



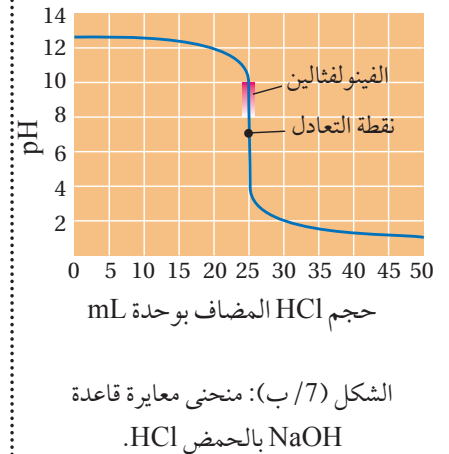
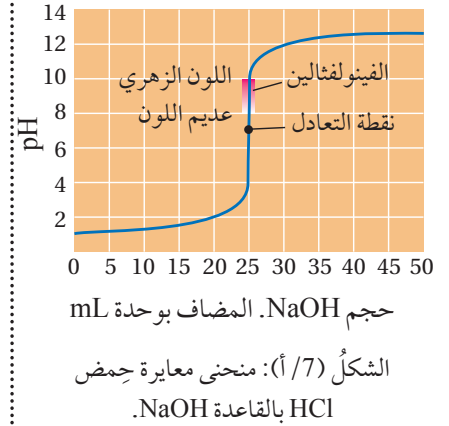
يُستفاد من تفاعل التعادل في تعيين تركيز مجهول من حمض أو تركيز مجهول من قاعدة، حيث يجري أولاً تحضير حجم معيّن من محلول معلوم التركيز من حمض أو قاعدة يسمّى المحلول القياسي، ثم يُضاف المحلول القياسي تدريجياً (نقطة بعد نقطة) إلى المحلول مجهول التركيز المراد تعيين تركيزه. وتسمّى هذه العملية **المعايرة Titration**.

وتستمرّ عملية الإضافة إلى حين الوصول إلى نقطة معيّنة تسمى **نقطة التعادل Neutralization Point**، وهي النقطة التي تتعادل عندها تماماً أيونات الهيدرونيوم H_3O^+ مع أيونات الهيدروكسيد OH^- جميعها خلال عملية معايرة حمض قوي وقاعدة قوية، وتكون pH للمحلول تساوي 7.

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

ويُستخدم عادة كاشف الفينولفثالين عند معايرة حمض قوي بقاعدة قويّة؛ إذ يتغيّر لونه من عديم اللون إلى اللون الزهري عند مدى من الرّقم الهيدروجيني (8.2 – 10)، ولتوضيح تغيّرات الرّقم الهيدروجيني في أثناء عملية المعايرة تجري قراءة مقياس الرّقم الهيدروجيني لمحلول الحمض عند بداية المعايرة وبعد كلّ إضافة من القاعدة وتسجيلها، ويُنظّم جدولٌ يُسجّل فيه حجم القاعدة المضافة والرّقم الهيدروجيني للمحلول عند الإضافة إلى حين الوصول إلى ما بعد نهاية المعايرة، ثم يُرسم منحنى المعايرة، ويبيّن الشكل (7 / أ، ب): منحنى معايرة حمض قوي HCl بقاعدة قوية NaOH ومنحنى معايرة القاعدة NaOH بالحمض HCl.

والأمثلة الآتية توضح الحسابات المتعلقة بمعايرة حمض قوي مع قاعدة قويّة:



المثال 14

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



تحليل السؤال:

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

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

تركيز القاعدة 0.02 M

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:

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

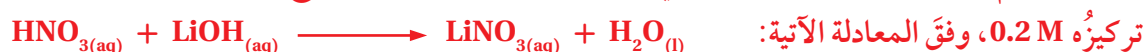
$$[\text{HCl}] \times V_{(\text{HCl})} = 0.004 \text{ mol}$$

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

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

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:

تركيز الحمض HNO_3 0.4 M

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

تركيز القاعدة 0.2 M

المطلوب: أحسب حجم الحمض HNO_3 .

الحل:

أحسب عدد مولات القاعدة:

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

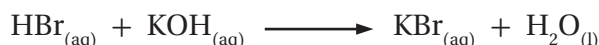
عند التعادل يكون عدد مولات الحمض مساويًا لعدد مولات القاعدة؛ أي أن:

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

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

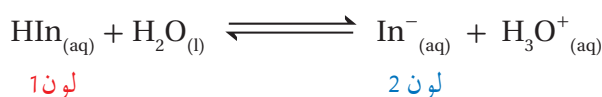
$$V_{(\text{HNO}_3)} = \frac{n}{[\text{HNO}_3]} = \frac{(0.004 \text{ mol})}{0.4 \text{ M}} = 0.01 \text{ L} = 10 \text{ mL}$$

✓ **أتحقق:** 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 نهاية عملية المعايرة، **الكواشف** Indicators مواد كيميائية يتغير لونها حسب الرقم الهيدروجيني للوسط الذي توجد فيه؛ فهي تتكون من حموض عضوية ضعيفة أو قواعد عضوية ضعيفة يتغير لونها في مدى معين من الرقم الهيدروجيني، فإذا رمزنا للكاشف الحمضي بالرمز HIn فإنه يتأين 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؛ فإن التفاعل -وفقاً لمبدأ لوتشاتلييه- سوف يندفع بالاتجاه العكسي في محلول الكاشف للتقليل من تركيز H_3O^{+} ؛ فيقلل ذلك من تركيز الأيون In^{-} ويختفي لونه (2)، في حين يزداد تركيز الكاشف HIn غير المتأين ويظهر لونه (1) في المحلول.

أما عند إضافة محلول الكاشف إلى محلول قاعدة يحتوي على تركيز عالٍ من أيونات OH^{-} ؛ فإن أيونات H_3O^{+} ستستهلك في محلول الكاشف، ووفقاً لمبدأ لوتشاتلييه سوف يندفع التفاعل بالاتجاه الأمامي لتعويض النقص في تركيز H_3O^{+} في معادلة الكاشف؛ مما يزيد من تركيز الأيون In^{-} ويظهر لونه (2) في المحلول، بينما يقل تركيز الكاشف HIn غير المتأين ويختفي لونه (1) من المحلول.

يتغير لون الكاشف في مدى معين من الرقم الهيدروجيني يعتمد على النسبة بين تركيز ما يتأين منه إلى تركيزه الأصلي. ويبين الجدول (7) مدى الرقم الهيدروجيني الذي يتغير عنده لون بعض الكواشف.



أستخدم - بالتعاون مع بعض زملائي - الكاميرا الرقمية لتصوير فيلم يبين مراحل تجربة معايرة حمض قوي مع قاعدة قوية، وكيفية حساب التركيز المجهول في التجربة، ثم أشاركه زملائي / زميلاتي في الصف.

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

اسم الكاشف	تغيّر لون الكاشف		مدى الرقم الهيدروجيني لتغير اللون
	من	إلى	
البنفسج الميثيلي	أصفر	أزرق	0 – 2
الميثيل البرتقالي	أحمر	أصفر	2.9 – 4.0
الميثيل الأحمر	أحمر	أصفر	4.2 – 6.3
البروموثايمول الأزرق	أصفر	أزرق	6.0 – 7.6
الفينول الأحمر	أصفر	أحمر	6.6 – 8.0
الفينولفثالين	عديم اللون	زهري	8.2 – 10.0
الأنديجو ثنائي الفوسفات	أزرق	أصفر	11.5 – 14

تعتمد دقة نتائج المعايرة على اختيار الكاشف المناسب؛ حيث يجري اختيار كاشف يتغيّر لونه عند رّقم هيدروجيني قريب إلى نقطة التعادل. فمثلاً؛ في منحنى معايرة الحمض HCl بالقاعدة NaOH يظهر تغير في pH من (3–11) تقريباً وبالتالي يمكن استخدام أي كاشف له مدى يقع ضمن هذا التغير في الرقم الهيدروجيني pH وبذلك يمكن استخدام كاشف البروموثايمول الأزرق أو الفينولفثالين ولا يمكن استخدام البنفسج الميثيلي.

✓ **أنتحقّق:**

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

- 1- الميثيل الأحمر في محلول قاعدي.
- 2- البروموثايمول الأزرق في محلول حمضي.
- 3- أي من الكاشفين الفينول الأحمر أم الأنديجو ثنائي الفوسفات يمكن استخدامه في معايرة حمض قوي وقاعدة قوية.

التجربة 2

معايرة حمض قوي بقاعدة قوية

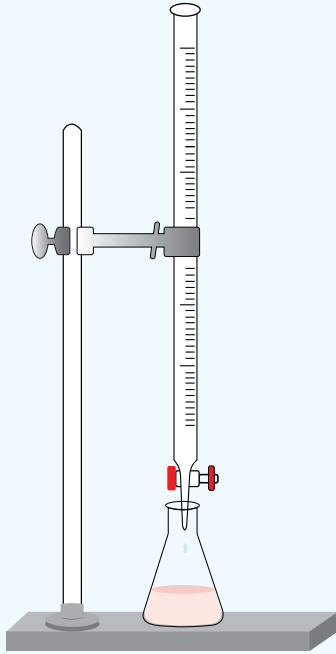
المواد والأدوات:

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- **أَجْرَبْ:** أثبت السحاحة على الحامل، كما في الشكل.
- 2- **أَجْرَبْ:** أملأ السحاحة باستخدام القمع بمحلول هيدروكسيد الصوديوم إلى مستوى الصفر.
- 3- **أَقِسْ** 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- **الأنظر:** أبدأ بإضافة محلول القاعدة من السحاحة تدريجيًا وبيء إلى محلول الحمض، وأمزج المحلول بتحريك الدورق دائريًا، وأنظر تغير لون المحلول، وأسجل ملاحظاتي.
- 7- أوقف عن إضافة محلول القاعدة عند النقطة التي يثبت عندها ظهور لون زهري في محلول الحمض، وأسجل حجم محلول القاعدة المضاف.

التحليل والاستنتاج:

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

مراجعة الدرس

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

2. أوضح المقصود بكلّ ممّا يأتي:

• التأيّن الذاتي للماء • الرّقم الهيدروجيني • المعايرة

3. **أستخدم الأرقام.** 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 = 7
تصنيف المحلول					

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

6. **أستخدم الأرقام.** أحسب الرّقم الهيدروجيني pH لمحلول حمض HI، تركيزه 0.0005 M (علمًا أنّ $\log 5 = 0.7$).

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

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

9. **أستخدم الأرقام.** يلزم 40 mL من محلول HI، حيث تركيزه 0.3 M ؛ لتتبادل تمامًا مع 60 mL من محلول KOH مجهول التركيز. أحسب تركيز KOH.

10. أختار الاجابة الصحيحة لكل فقرة مما يلي:

1. محلول الحمض HBr تم تحضيره بإذابة (0.2 mol) من الحمض في (2 L) من الماء، فإن قيمة pH للمحلول

تساوي:

د. 5

ج. 3

ب. 1

أ. صفر

2 . محلول الحمض HCl قيمة PH له تساوي صفراً؛ فإن تركيز الحمض (M) يساوي:

- أ . 3 ب. 2 ج. 1 د . صفر

3 . محلول حمض HClO_4 تركيزه (0.001 M)، فإن تركيز أيونات H_3O^+ (M) يساوي:

- أ . 0.0001 ب. 0.001 ج. 0.01 د . 0.1

4 . ما حجم (mL) محلول حمض النيتريك HNO_3 ذو التركيز 0.25 M اللازم للتعاقل تماماً مع 85 mL من

محلول هيدروكسيد الصوديوم NaOH ذي التركيز 0.12 M؟

- أ . 15.5 ب. 25.6 ج. 30.4 د . 40.8

5 . تكون قيمة pOH أعلى ما يمكن في محلول:

- أ . 1 M NaOH ب. 0.4 M KOH

- ج. 0.2 M HBr د . 0.1 M HCl

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

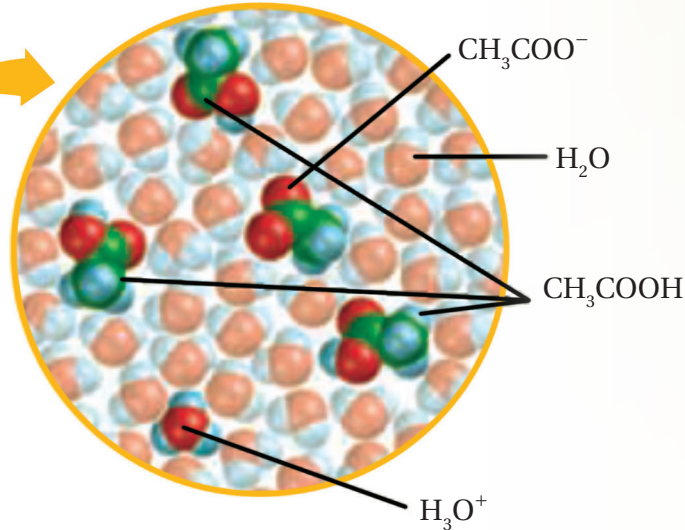
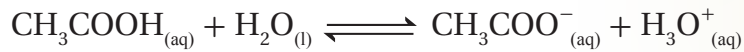
Base Dissociation Constant

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؟

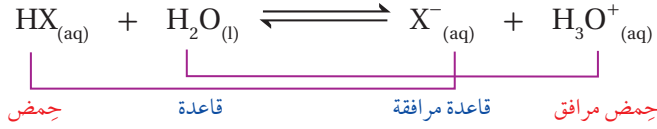
الشكل (8): تأين حمض الإيثانويك (الخل) في الماء.



الانزان 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 جُزيئات الحمض غير المتأينة في حالة انزان مع الأيونات الناتجة H_3O^+ و X^- ويكون موضعُ الانزان 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 تركيز الحمض عالياً مقارنةً بتركيز الأيونات الناتجة من تأينه. ويُعبّر عن ثابت الانزان للتفاعل على النحو الآتي:

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

يُسمّى ثابتُ الانزان لتأين الحمض الضعيف ثابتَ تأين الحمض ويُرمزُ له K_a ، ويُبيّن الجدولُ (8) قيمَ ثابت تأين بعض الحموض الضعيفة عند درجة حرارة $25^\circ C$. يُعبّر ثابتُ تأين الحمض عن قوة الحمض وقدرته على التأين، فكلما زادت قوة الحمض زادت قدرته على التأين وإنتاج H_3O^+ ؛ وزاد ثابت تأينه K_a ، وبهذا يمكن مقارنة قوة الحموض الضعيفة بعضها ببعض، كما يُستفاد من ثابت تأين الحمض في حساب تركيز H_3O^+ ، والرّقم الهيدروجيني لمحلول الحمض الضعيف.

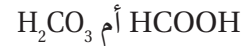
الجدول (8): قيمَ ثابت تأين بعض الحموض الضعيفة عند درجة حرارة $25^\circ C$.

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}

✓ أنحقّق:

أدرسُ الجدولَ (8)، ثمَّ أجيب عن الأسئلة الآتية:

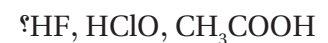
1- أحدّد الحمضَ الأقوى:



2- أتوقّع أيُّها له رّقم هيدروجيني أقل: محلول الحمض HNO_2 ، أم محلول الحمض $HClO$. علماً أنَّ لهما التركيز نفسه.

3- أتوقّع أيّ محاليل الحموض

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



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
علماً أن ثابت تأين الحمض $K_a = 1.7 \times 10^{-5}$.

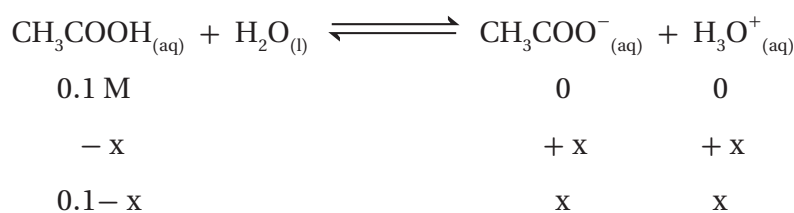
تحليل السؤال: $[CH_3COOH] = 0.1\text{ M}$

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

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 صغيراً جداً مقارنة بتركيز الحمض (0.1)؛ فيُهمل هذا النقص ويُعتبر تركيز

الحمض ثابتاً؛ 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

علماً أن ثابت تأينه $K_a = 4.5 \times 10^{-4}$

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 الذي تركيزه 2 M
(علماً أنّ $\log 1.12 = 0.05$, $K_a = 6.3 \times 10^{-5}$).

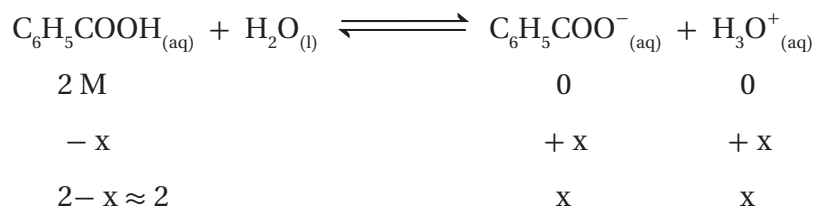
تحليل السؤال: $[C_6H_5COOH] = 2\text{ M}$

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

المطلوب: حساب pH للمحلول.

الحل:

أكتب معادلة تأين الحمض:



أكتب ثابت التأين:

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

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

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

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

أحسب الرّقم الهيدروجيني باستخدام العلاقة:

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

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

✓ أنصحق:

أحسب الرّقم الهيدروجيني pH لمحلول حمض الهيدروسيانيك HCN، الذي 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: $K_a = 1.7 \times 10^{-4}$

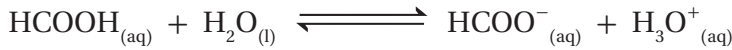
$\text{pH} = 2.7$

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

المطلوب: حساب كتلة الحمض.

الحل:

أكتب معادلة تأيّن الحمض:



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

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

أحسب تركيز الحمض باستخدام ثابت التأيّن، كما يأتي:

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

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

لحساب كتلة 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 تأين حمض ضعيف HA رَقْمُهُ الهيدروجيني يساوي 3 حُضِرَ بإذابة 0.1 mol منه في 500 mL من الماء. (أهمل التغير في الحجم).

تحليل السؤال:

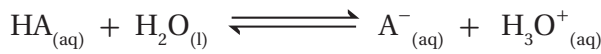
pH = 3، عدد مولات الحمض = 0.1 mol

حجم المحلول (v) = 500 mL = 0.5 L

المطلوب: حساب ثابت تأين الحمض K_a .

الحل:

أكتب معادلة تأين 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 تأين الحمض، كما يأتي:

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

✓ أنحقق:

أحسب كتلة حمض الميثانويك HCOOH اللازمة لتحضير محلول منه حجمه 0.5 L، وَرَقْمُهُ الهيدروجيني يساوي 3 (علمًا أَنَّ $Mr = 46 \text{ g/mol}$, $K_a = 1.7 \times 10^{-4}$).

الربط مع الصناعة

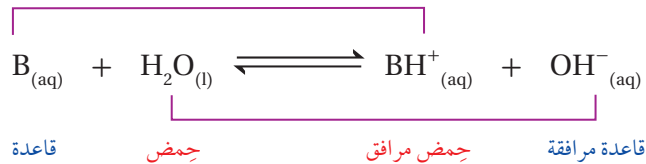
تُعَدُّ شركة مناجم الفوسفات الأردنية رائدةً في إنتاج حمض الفوسفوريك H_3PO_4 وحمض الكبريتيك H_2SO_4 بتقنية عالية في منطقة الشبيبة في جنوبي الأردن، حيث تبلغ كمية الإنتاج من حمض الفوسفوريك نحو 224 ألف طن سنويًا، وقُرابة 660 ألف طن متري من حمض الكبريتيك تُخزَّن في منشأة خاصة بمدينة العقبة؛ وبهذا تُعَدُّ 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^- ، فكلُّما زادت قوَّة 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 قوَّة 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}

✓ **أتحقق:**

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 ، الذي 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 يوضح ذلك:

المثال 21

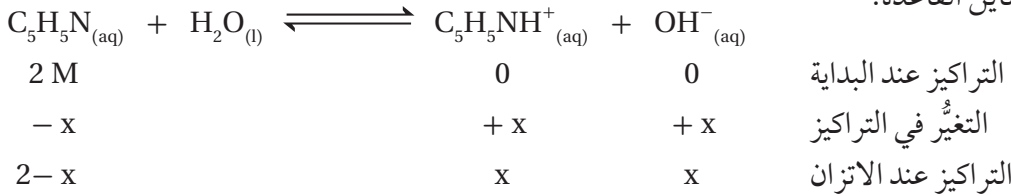
أحسب الرّقم الهيدروجيني لمحلول البيريدين $\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$ ، الذي تركيزه 2 M (علماً أنّ $\log 1.9 = 0.28$ ، $K_b = 1.4 \times 10^{-9}$).

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:

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

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

أنتحقّق: ✓

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

استخدام الرّقم الهيدروجيني لحساب كمية القاعدة أو ثابت التأيّن K_b :
يمكن حساب كمية 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 $3.1 \times 10^{-5} M$

تحليل السؤال: $[C_6H_5NH_2] = 4 M$

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

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

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

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

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

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

تحليل السؤال: pH = 11

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

المطلوب: أحسب تركيز القاعدة

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

الحل: أكتب ثابت تأيّن القاعدة:
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

1- الفكرة الرئيسة: أوضح العلاقة بين ثابت تأيّن الحمض الضعيف ورقمه الهيدروجيني.

2- **أستخدم الأرقام.** أحسب تركيز H_3O^+ وتركيز OH^- وقيمة pOH في كل من المحاليل الآتية: (مستعيناً بالجدولين 8، 9).

أ. محلول HNO_2 ؛ تركيزه 0.02 M

ب. محلول NH_3 ؛ تركيزه 0.01 M

3- **أفسّر:** بزيادة ثابت التأيّن يزداد تركيز OH^- في محلول القاعدة الضعيفة.

4- **أطبّق:** يبيّن الجدول المجاور قيم ثابت تأيّن عدد من الحموض الضعيفة (عند

الحمض	K_a
C_6H_5COOH	6.3×10^{-5}
HNO_2	4.5×10^{-4}
CH_3COOH	1.7×10^{-5}
HCN	4.9×10^{-10}

التركيز نفسه). أدرس هذه القيم، ثم أجيب عن الأسئلة الآتية:

أ. أكتب صيغة القاعدة المرافقة التي لها أعلى قيمة pH.

ب. أحدد أي 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 ؛ حُضِر بإذابة 12 g منه في 400 mL من الماء. علماً

أن (الكتلة المولية للحمض $CH_3COOH = 60 \text{ g/mol}$ ، $\log 2.9 = 0.46$).

5- **أطبّق:** يبيّن الجدول قيم K_b لعدد من القواعد الضعيفة (عند التركيز نفسه). أدرسها، ثم أجيب عن الأسئلة الآتية:

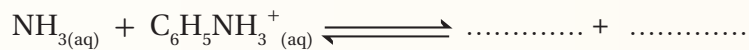
القاعدة	K_b
CH_3NH_2	4.4×10^{-4}
NH_3	1.8×10^{-5}
N_2H_4	1.7×10^{-6}
C_5H_5N	1.4×10^{-9}

أ. أكتب صيغة الحمض المرافق الذي له أقل pH.

ب. أحدد أي القواعد يحتوي محلولها على أقل تركيز من H_3O^+ .

ج. أستنتج أي القواعد أكثر تأيّنًا في الماء.

د. أكمل المعادلة الآتية، ثم أعين الزوجين المترافقين:



هـ. أحسب كتلة القاعدة N_2H_4 اللازم إضافتها إلى 400 mL من الماء لتحضير محلول منها؛ رقمه الهيدروجيني

يساوي 9.4 (علماً أن الكتلة المولية للقاعدة N_2H_4 تساوي 32 g/mol ، وأن $\log 3.9 = 0.6$).

6. أختار الاجابة الصحيحة لكل فقرة مما يأتي:

1. محلول حمض افتراضي قيمة ثابت التأيين K_a له $2 \times 10^{-2} M$ ، وتركيز أيونات H_3O^+ فيه $2 \times 10^{-3} M$ ، فإن تركيز هذا الحمض (M) يساوي:

- أ. 2×10^{-4} ب. 2×10^{-2} ج. 1×10^{-1} د. 1×10^{-3}

* أدرس المعلومات الواردة في الجدول لحموض افتراضية متساوية التركيز، وأجب عن الفقرات الآتية (2، 3، 4، 5).

HD	HC	HB	HA	محلول الحمض (1 M)
6.5	1.2	3	5.3	pH

2. محلول الحمض الأقوى، هو:

- أ. HA ب. HB ج. HC د. HD

3. محلول الحمض الذي يكون فيه أقل تركيز لأيونات H_3O^+ ، هو:

- أ. HA ب. HB ج. HC د. HD

4. محلول الحمض الذي يكون فيه تركيز أيونات OH^- يساوي $1 \times 10^{-11} M$ ، هو:

- أ. HA ب. HB ج. HC د. HD

5. قيمة K_a لمحلول الحمض HB تساوي:

- أ. 1×10^{-6} ب. 1×10^{-3} ج. 1×10^{-8} د. 1×10^{-5}

الأملاح والمحاليل المنظمة

Salts and Buffered Solutions

4

الدرس

محاليل الأملاح Salts Solutions

تُعَدُّ الأملاح من المواد الأساسية المكوِّنة لجسم الإنسان، ويحصل عليها عن طريق الغذاء. وللأملاح دورٌ مهمٌّ 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 المستخدمة 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 وفقًا لقدرتها على منح البروتون أو استقباله، كما فسَّر الخصائص الحمضية والقاعدية للأملاح تبعًا لقدرتها أيوناتها على منح البروتون أو استقباله في التفاعل؛ فالأملاح Salts مركبات أيونية تتج من تفاعل محلول حمض مع محلول قاعدة بوجه عام، وعند إذابتها في الماء تتفكك منتجةً أيونات موجبةً وأخرى سالبة، وقد تتفاعل هذه الأيونات مع الماء وتنتج أيونات H_3O^+ أو OH^- في ما يُعرف بعملية التَّمْيَة Hydrolysis. وتفاوت الأملاح في قدرتها على التفكك، وفي درسنا هذا سوف ندرس الأملاح على فرض أنها تتفكك كليًا.



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



الفكرة الرئيسة:

للكثير من الأملاح خصائص حمضية أو قاعدية، حيث تغيّر من الرقم 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 الرقم الهيدروجيني في ما لو أُضيفت إليه كمية قليلة من حمض أو قاعدة قوية.

نتائج التعلم:

- أوضح المقصود بكلٍّ من: التميّة، الأيون المشترك، المحلول المنظم.
- أفسّر خصائص الملح الحمضية أو القاعدية.
- أحسب الرقم الهيدروجيني لمحلول حمض ضعيف أو قاعدة ضعيفة عند إضافة كمية من الملح.
- أجري بعض الحسابات المتعلقة بالمحلول المنظم.

المفاهيم والمصطلحات:

- Hydrolysis التَّمْيَة
- Common Ion الأيون المشترك
- Buffered Solutions المحاليل المنظمة

تختلف طبيعة الملح وسلوكه تبعاً لمصدر أيوناته من الحمض والقاعدة وقدرتها على التفاعل مع الماء، فبعض الأملاح لا 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 يُبين اختلاف لون كاشف برومو ثيمول الأزرق في محاليل الأملاح الثلاثة تبعاً لاختلاف خصائصها؛ إذ يتدرّج لونه من الأصفر في المحلول الحمضي إلى الأخضر في المحلول المتعادل، ثم إلى الأزرق في المحلول القاعدي. وستعرّف في ما يأتي خصائص بعض هذه الأملاح.

الأملاح المتعادلة Neutral Salts

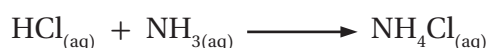
تنتج الأملاح المتعادلة عند تعادل حمض قوي مع قاعدة قويّة. فمثلاً؛ ينتج ملح بروميد الصوديوم $NaBr$ من تعادل محلول الحمض القوي HBr مع محلول القاعدة القويّة $NaOH$ ، كما في المعادلة الآتية:



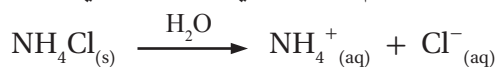
بالتدقيق في صيغة الملح $NaBr$ ؛ نجد أنه يتكوّن من أيون البروميد Br^- ، وهو قاعدة مرافقة ضعيفة للحمض القوي الهيدروبروميك HBr ، لا يمكنه استقبال البروتون في المحلول، فلا يتفاعل مع الماء، ولا يؤثر في تركيز أيونات OH^- أو H_3O^+ ، أمّا الأيون Na^+ فمصدره القاعدة القويّة هيدروكسيد الصوديوم $NaOH$ ، وليس له 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 الرّفم الهيدروجيني لمحاليل الأملاح الناتجة من تفاعل حمض قوي وقاعدة قويّة، مثل الملح بروميد الصوديوم $NaBr$ ؛ يساوي 7، وتكون محاليلها متعادلة.

الأملاح الحمضيّة Acidic Salts

تنتج الأملاح الحمضيّة 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:

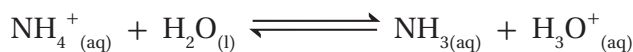


يلاحظ أنّ أيون الكلوريد Cl^- قاعدة مرافقة ضعيفة لحمض الهيدروكلوريك



الشكل (10): اختلاف لون الكاشف في محاليل بعض الاملاح.

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 الرقّم 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 الرقّم الهيدروجيني pH، ويكون محلول الملح قاعدياً.

نستنتج ممّا سبق؛ أن بعض الأملاح تذوب في الماء وتتفكك إلى أيونات سالبة وأخرى موجبة، وتتشرب بين جزيئات الماء دون أن تتفاعل معها، مثل ملح كلوريد الصوديوم NaCl، وهذا ما يُعرف بالذوبان، أمّا في التميّه فإنّ الأيونات الناتجة من تفكك الملح تتفاعل مع الماء وتغيّر من تركيز أيونات OH^- أو H_3O^+ ، ومن ثمّ تؤثر في الرقّم 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	
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 ؟

✓ **أنتحق:**

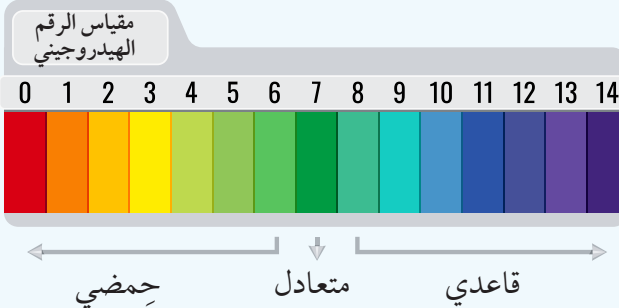
- 1- أوضّح الفرق بين الذوبان والتميّه.
- 2- أّحدّد الخصائص الحمضية والقاعدية والمتعادلة لمحاليل الأملاح الآتية: $\text{N}_2\text{H}_5\text{NO}_3$, KNO_3 , NaF, $\text{CH}_3\text{NH}_3\text{Cl}$
- 3- أفسّر التأثير القاعدي لمحلول الملح NaOCl.

التجربة 3

تميئة 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 أو أوراق الكاشف العام، كأس زجاجية 100 mL عدد (5)، قطع ورق لاصق، ماء مُقَطَّر، قطارة، ملعقة تحريك، ميزان حساس، مخبر مُدَرَّج.



إرشادات السلامة:

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

خطوات العمل:

- 1- أكتب اسم كل ملح وصيغته الكيميائية على قطعة الورق اللاصق وأصقها على أحد الكؤوس، ثم أصق على الكأس الأخيرة ورقة كتبت عليها ماء مُقَطَّر.
- 2- **أقيس:** 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 وأُسجِّله.
- 4- **أقيس:** 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 ملاحظاتي.

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. **أتوقع** 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.

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:



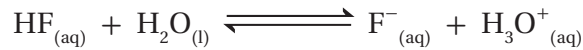
وتكون الأيونات الناتجة ($\text{CH}_3\text{COO}^{-}$, H_3O^{+}) في حالة اتزان مع جزيئات الحمض غير المتأينة CH_3COOH ، وعند إضافة ملح إيثانوات الصوديوم إلى المحلول يتفكك كلياً، وفق المعادلة الآتية:



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:

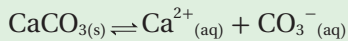
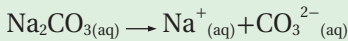


يتضح من المعادلتين السابقتين أن هناك مصدرين للأيون F^{-} ؛ أحدهما الحمض HF، والآخر الملح NaF؛ وبذلك يكون F^{-} الأيون المشترك في المحلول، وإن إضافة الملح NaF إلى محلول الحمض الضعيف HF تؤدي إلى زيادة تركيز الأيون المشترك F^{-} في المحلول، ووفقاً لمبدأ لوتشاتيليه؛ فإن موضع الاتزان يُزاح إلى

الربط مع علوم الأرض والبيئة

معالجة المياه

تحتوي المياه في المناطق التي توجد فيها صخور جيرية على نسبة عالية من أيونات الكالسيوم التي تسبب عسر الماء، 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 ويسبب ترسبها ويقل تركيز أيون الكالسيوم كما في التفاعلات:



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 ، ورقمه الهيدروجيني $pH = 2.9$ ، إذا أُضيف 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: $[CH_3COOH] = 0.1\text{ M}$

حجم المحلول = 1 L

عدد مولات الملح $CH_3COONa = 0.2\text{ mol}$

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

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

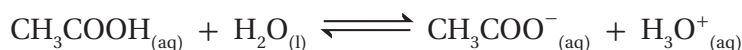
الرقم الهيدروجيني قبل إضافة الملح: $pH = 2.9$

الرقم الهيدروجيني بعد إضافة الملح: $pH = ?$

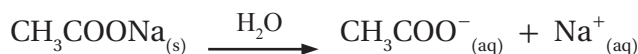
المطلوب: حساب التغير في الرقم الهيدروجيني ΔpH

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:

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

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

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

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

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

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

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

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

أحسب التغيّر في الرّقم الهيدروجيني ΔpH باستخدام العلاقة الآتية:

$$\Delta\text{pH} = 5.07 - 2.9 = 2.17$$

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 $[\text{HNO}_2] = 0.085 \text{ M}$

$$[\text{KNO}_2] = 0.1 \text{ M}$$

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

المطلوب: حساب الرّقم الهيدروجيني لمحلول الحمض والملح.

الحل:

أكتب معادلة كلّ من الحمض والملح:



لحساب الرّقم الهيدروجيني pH للمحلول، أحسب $[\text{H}_3\text{O}^+]$ باستخدام K_a ، كما يأتي:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{NO}_2^-]}{[\text{HNO}_2]}$$

$$4.5 \times 10^{-4} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+](0.1)}{0.085}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 3.825 \times 10^{-4} \text{ M}$$

أحسب الرّقم الهيدروجيني للمحلول، كما يأتي:

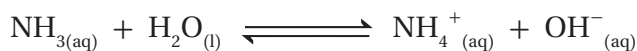
$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

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

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

الأثر الحمضي للأيون المشترك: The Acidic Effect of Common Ion

تتأين القواعد الضعيفة جزئياً في الماء؛ فتننتج 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:



يتضح من المعادلتين السابقتين أن هناك مصدرين للأيون NH_4^+ ؛ أحدهما القاعدة NH_3 ، والآخر الملح NH_4Cl ، وبذلك يكون NH_4^+ الأيون المشترك في المحلول، وعند إضافة الملح NH_4Cl إلى محلول القاعدة الضعيفة NH_3 يزداد تركيز الأيون المشترك، ووفقاً لمبدأ لوتشاتيليه فإن موضع الاتزان يُزاح إلى جهة اليسار (جهة المواد المتفاعلة)؛ فيقلل من تأين القاعدة الضعيفة NH_3 ، ويقلل في الوقت نفسه من تركيز أيونات OH^- ، ومن ثم يزداد تركيز أيونات H_3O^+ ، ويقل الرقم الهيدروجيني pH للمحلول. والأمثلة الآتية توضح كيفية حساب تركيز أيونات OH^- و H_3O^+ والرقم الهيدروجيني pH لمحلول القاعدة الضعيفة عندما يُضاف إليه أيون مشترك.



أصمّم - باستخدام

برنامج صانع الأفلام

(Movie Maker) - فيلماً قصيراً

لتوضيح الخصائص الحمضية

والقاعدية للأملاح والأيون

المشترك، ثم أشاركه زملائي/

زميلاتي في الصف.

المثال 26

أحسب التغير في الرقم الهيدروجيني لمحلول الأمونيا NH_3 ، الذي حجمه 1 L وتركيزه 0.1 M، ورقمه الهيدروجيني pH تقريباً 11.13، إذا أُضيف إليه 0.2 mol من ملح كلوريد الأمونيوم NH_4Cl . (علماً أن $\log 1.1 = 0.04$ ، $K_b = 1.8 \times 10^{-5}$ ، أهمل التغير في الحجم).

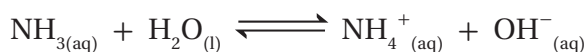
تحليل السؤال: $[\text{NH}_3] = 0.1 \text{ M}$ عدد مولات الملح = 0.2 mol، حجم المحلول = 1 L

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

المطلوب: حساب التغير في الرقم الهيدروجيني لمحلول القاعدة.

الحل:

أكتب معادلة تأين 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 الرّقم 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 11.13 إلى 8.96 أي أنها نقصت بمقدار 2.17

المثال 27

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

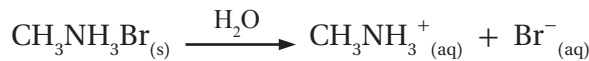
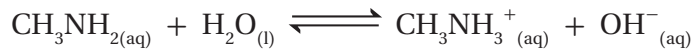
تحليل السؤال:

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

حجم القاعدة = 400 mL

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

الحل: أكتب معادلة تأين كلّ 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 :

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

أطبّق 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 عددَ مولات الملح، كما يأتي:

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

✓ **أنتحق:**

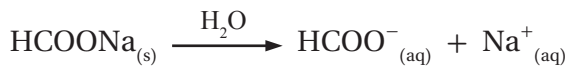
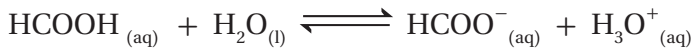
أحسب الرّقم الهيدروجيني pH لمحلول القاعدة N_2H_4 الذي تركيزه 0.4 M عند إضافة 0.2 mol من الملح $\text{N}_2\text{H}_5\text{Cl}$ إلى 500 mL منه. (علماً أنّ: $\log 5.88 = 0.77$ ، $K_b = 1.7 \times 10^{-6}$ ، أهمل التغير في الحجم).

المحاليل المنظمة Buffered Solutions

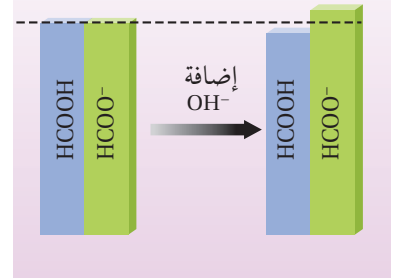
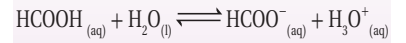
تؤدي إضافة كمية قليلة من حمض قوي أو قاعدة قوية إلى الماء إلى تغيير كبير في الرقم الهيدروجيني للمحلول الناتج، إلا أن هناك بعض المحاليل لا يتأثر رقمها الهيدروجيني بشكل ملحوظ نتيجة هذه الإضافة تسمى **المحاليل المنظمة Buffered Solutions**، وهي محاليل يمكنها مقاومة التغير في الرقم الهيدروجيني pH عند إضافة 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)، وتُعدّ 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 $HCOOH$ ، وتتكوّن 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.

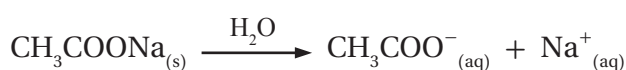
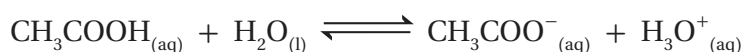
أحسب الرّقم الهيدروجيني لمحلول يتكوّن من حمض الإيثانويك CH_3COOH الذي تركيزه 0.5 M وملح إيثانوات الصوديوم CH_3COONa تركيزه 0.5 M ، ثمّ أقرنه بالرّقم الهيدروجيني للمحلول بعد إضافة 0.01 mol من القاعدة القويّة هيدروكسيد الصوديوم NaOH إلى 1 L من المحلول. (علماً أنّ $\log 1.7 = 0.23$, $\log 1.63 = 0.21$,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

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

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

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:

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

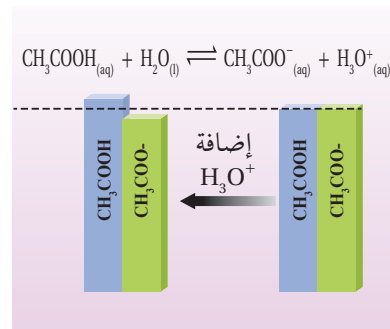
$$1.7 \times 10^{-5} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^{+}](0.51)}{0.49}$$

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

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

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 جدًا؛ وبهذا يحدث تغير صغير جدًا 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. (علمًا 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.

عند إضافة الحمض HCl يتأين كليًا 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^+ والرّقم الهيدروجيني pH من جديد، كما يأتي:

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

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

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

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

ألاحظُ أنّ pH للمحلول قبل إضافة الحمض HCl تساوي 4.77، أمّا بعد إضافة الحمض HCl فأصبحت pH تساوي 4.75؛ فيشير ذلك إلى حدوث انخفاض قليل جدًّا في الرّقم الهيدروجيني بمقدار 0.02

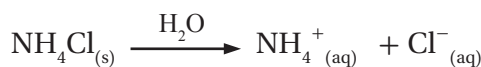
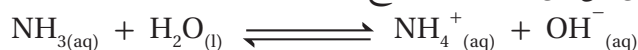
✓ أنحقّق:

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

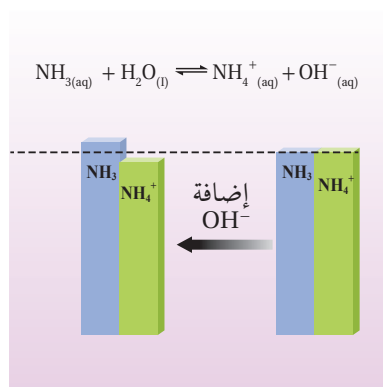
2- أحسب الرّقم الهيدروجيني للمحلول السابق عند إضافة 0.01 mol من الحمض HBr إلى 1 L من المحلول. (أهمل التغير في الحجم).

المحاليل المنظمة القاعدية Basic Buffered Solutions

يتكوّن المحلول المنظم القاعديّ 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^- المُضافة (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 جدًّا؛ وبهذا يحدث تغيّر صغير جدًّا في الرّقم الهيدروجيني pH للمحلول.



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

أحسب الرّقم الهيدروجيني لمحلول منظم يتكوّن من محلول الأمونيا NH_3 الذي تركيزه 0.5 M ، وملح كلوريد الأمونيوم NH_4Cl ، الذي تركيزه 0.5 M ، ثمّ أفرئه بالرّقم الهيدروجيني للمحلول بعد إضافة 0.01 mol من القاعدة القويّة هيدروكسيد الصوديوم NaOH إلى 1 L من المحلول (علماً أن $\log 5.5 = 0.74$ ، $\log 5.3 = 0.72$ ، $K_b = 1.8 \times 10^{-5}$ ، أهمل التغير في الحجم) تحليل السؤال:

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

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

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

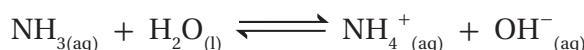
$$1 \text{ L} = \text{حجم المحلول}$$

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

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

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

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

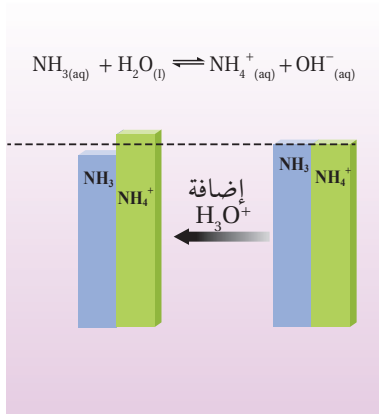
أحسب $[H_3O^+]$ باستخدام ثابت تأين الماء K_w ، كما يأتي:

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

أحسب الرقم الهيدروجيني pH للمحلول، كما يأتي:

$$pH = -\log[H_3O^+] = -\log(5.3 \times 10^{-10}) = 10 - 0.72 = 9.28$$

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



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

أما 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.

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، علمًا أن $\log 5.8 = 0.76$. (أهمل التغير في الحجم)

تحليل السؤال:

$$[NH_3] = 0.5 M$$

$$[NH_4Cl] = 0.5 M$$

$$[HCl] = 0.01 M$$

المطلوب: حساب pH للمحلول NH_3/NH_4Cl عند إضافة حمض HCl.

الحل:

عند إضافة الحمض HCl يتأين كليًا ويكون $[H_3O^+] = [HCl] = 0.01 M$

يتفاعل الحمض HCl مع القاعدة NH₃ ويقلُّ تركيزُها 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:

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

أحسبُ [OH⁻] و pH للمحلول بعد إضافة الحمض HCl، كما يأتي:

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

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

أحسبُ [H₃O⁺] باستخدام ثابت تأين الماء K_w، كما يأتي:

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

أحسبُ الرقم الهيدروجيني pH للمحلول، كما يأتي:

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

ألاحظُ حدوثَ انخفاضٍ قليلٍ جدًا بمقدار (0.02) في قيمة pH للمحلول.

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

✓ **أَتَحَقَّقُ:**

1- أحسبُ 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- أحسبُ الرقم الهيدروجيني إذا أُضيف 0.01 mol من حمض الهيدروبروميك

HBr إلى 1 L من المحلول السابق. (علمًا أن log 3.8 = 0.58، أهمل التغير

في الحجم).

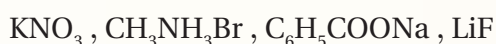
مراجعة الدرس

1. الفكرة الرئيسة: أَوْضِّحْ مكوّنات المحلول المنظم وأنواعه.

2. أَوْضِّحْ المقصود بكلّ ممّا يأتي:

• التّميّه • الأيون المشترك

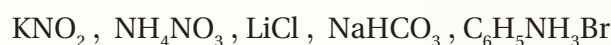
3. أحرّضْ مصدرَ الأيونات لكلّ من الأملاح الآتية:



4. أحرّضْ الملح الذي يَتميّه في الماء من الأملاح الآتية:



5. أصنّفْ محاليل الأملاح الآتية إلى حمضيّة وقاعدية ومتعادلة:



6. أَوْضِّحْ أثرَ إضافة كمّيّة قليلة من بلورات الملح الصُّلب NaHS في قيمة pH لمحلول حمض H_2S .

7. أستخدم الأرقام. أحسب 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. أستخدم الأرقام. أحسب نسبة الملح إلى القاعدة في محلول رَقْمُه الهيدروجيني يساوي 10 مكوّن من القاعدة



9. أستخدم الأرقام. محلول منظم حجمه 0.5 L مكوّن من القاعدة $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$ 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. أحسب الرَقْم الهيدروجيني للمحلول.

ب. أحسب الرَقْم الهيدروجيني للمحلول، فيما لو أُضيف إليه 0.05 mol من حمض الهيدروكلوريك HCl.

ج. أحسب الرَقْم الهيدروجيني للمحلول، فيما لو أُضيف إليه 0.05 mol من هيدروكسيد البوتاسيوم KOH.

10. أختار الاجابة الصحيحة لكل فقرة مما يلي:

1 . محلول يتكوّن من حمض الهيدروسيانيك HCN تركيزه (1M) وملح سيانيد الصوديوم NaCN. إذا كانت

قيمة pH للمحلول تساوي (6) فإن تركيز الملح (M) يساوي: ($K_a = 4.9 \times 10^{-10}$ ، أهمل التغيّر في الحجم)

أ . 3×10^{-6} ب. 2.8×10^{-3} جـ. 1×10^{-10} د . 4.9×10^{-4}

2 . إذا كانت قيمة pH تساوي (6) لمحلول مكوّن من الحمض HA والملح KA لهما التركيز نفسه، فإن قيمة ثابت

التأين K_a للحمض تساوي:

أ . 1×10^{-4} ب. 1×10^{-6} جـ. 1×10^{-8} د . 1×10^{-10}

3 . أثر إضافة ملح كلوريد الأمونيوم NH_4Cl إلى محلول الأمونيا NH_3 هو:

أ . نقصان $[H_3O^+]$ ب. زيادة $[H_3O^+]$ جـ. زيادة قيمة pH د . نقصان $[NH_4^+]$

4 . محلول منظم مكون من حمض الفورميك HCOOH تركيزه 0.5 M وفورمات الصوديوم HCOONa

بتركيز 0.5 M، أضيف 0.15 mol من حمض الهيدروكلوريك HCl إلى 1 L من المحلول المنظم، فإذا

كان K_a لحمض الفورميك (1.7×10^{-4}) فإن pH للمحلول المنظم تساوي: (أهمل التغير في الحجم):

أ . 3.5 ب. 1.0 جـ. 2.1 د . 1.9

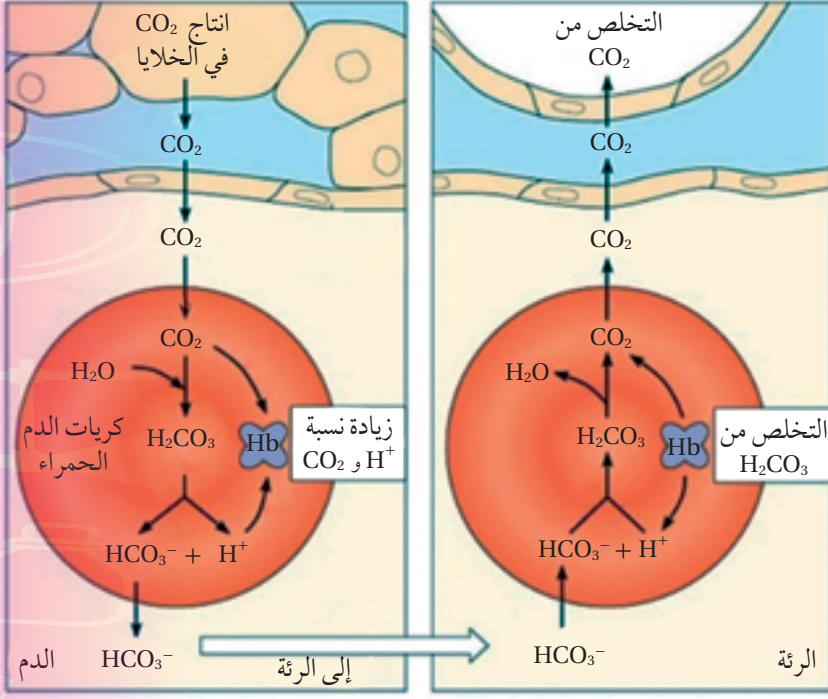
5 . محلول منظم يتكوّن من حمض البنزويك C_6H_5COOH وملح بنزوات الصوديوم C_6H_5COONa لهما

التركيز نفسه (0.2M) أحسب التغيّر في قيمة pH عند إضافة (0.01 mol) من هيدروكسيد الصوديوم NaOH

إلى 1 L من المحلول.

($K_a = 6.3 \times 10^{-5}$, $\log 6.3 = 0.8$, $\log 5.7 = 0.76$) (أهمل التغيّر في الحجم).

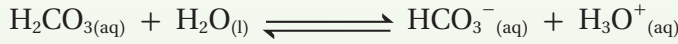
أ . 0.6 ب. 0.4 جـ. 0.06 د . 0.04



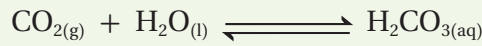
يحتوي الدم على عدد من المحاليل المنظمة، تحافظ على قيم الرقم الهيدروجيني بين (7.35-7.45)، وهذا نطاق ضيق تحدث فيه جميع التغيرات الكيميائية الحيوية في الجسم، وفي حال زيادة الرقم الهيدروجيني أعلى من 7.8 أو انخفاضه إلى أقل من 6.8 يختل النظام الحيوي في الجسم، وقد يؤدي ذلك إلى الوفاة، لذلك يقوم الجسم بضبط قيمة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

يُعدُّ محلول حمض الكربونيك وقاعدته المرافقة (H_2CO_3/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^+ ، ممّا 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 مرّة نحو اليسار وأخرى نحو اليمين؛ ممّا يساعد على بقاء تركيز أيونات H_3O^+ ثابتاً نسبياً، ويحافظ على مدى ثابت من الرقم الهيدروجيني في الدم.

وبهذا؛ فإنّ 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 حسب مفهوم

برونستد-لوري.

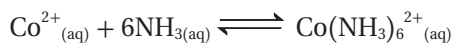
ب. السلوك الأمفوتيري للأيون HS^- عند تفاعله مع

كل من HCl و NO_2^- .

3. أَّحَدِّدْ الأزواج المترافقة في التفاعلات الآتية:



4. أَّحَدِّدْ حمض لويس وقاعدته في التفاعل الآتي:



5. أَّسْتَخْدم الأرقام. أَّحْسِبْ الرِّفْمَ الهيدروكسيلي pOH

لمحلول هيدروكسيد الصوديوم NaOH الذي يتكوَّن

من إذابة 0.4 g منه في 200 mL من الماء. علماً أنَّ الكتلة

المولية للقاعدة $\text{NaOH} = 40 \text{ g/mol}$ ، $\log 5 = 0.7$.

6. أَّسْتَخْدم الأرقام. جرت معايرة 10 mL من محلول

هيدروكسيد الليثيوم LiOH ، فتعادل مع 20 mL من

محلول حمض الهيدروبروميك HBr تركيزه 0.01 M .

أَّحْسِبْ تركيز المحلول LiOH .

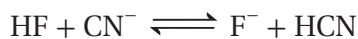
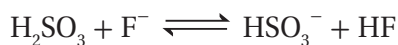
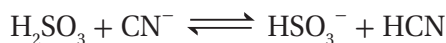
7. تمثِّلْ المعادلات الآتية تفاعلات لمحاليل الحموض

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

موضع الاتزان مُزاحاً فيها جهة المواد الناتجة

للتفاعلات كافة. أدرُسْ التفاعلات، ثمَّ أَّجِبْ عن

الأسئلة التي تليها:



أ. أَّكْتُبْ صيغة القاعدة المرافقة الأقوى بينها.

ب. أَّكْتُبْ صيغة الحمض الذي له أعلى قيمة K_a .

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

محلول HF أم محلول HCN .

د. أَّحَدِّدْ أيَّ محاليل الحموض المذكورة له أعلى pH .

8. أَّسْتَخْدم الأرقام. محلول حجمه 1 L يتكوَّن من 0.1 M

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

أُضِفَتْ إليه كمية من الملح RCOONa ، فتغيَّرت قيمته

pH بمقدار 3.17 درجة. أَّحْسِبْ عدد مولات الملح

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

9. أَّسْتَخْدم الأرقام. محلول المنظم يتكوَّن من الحمض

HNO_2 ، حيث تركيزه 0.2 M ، والملح KNO_2 ، وتركيزه

0.3 M . علماً أنَّ $K_a = 4.5 \times 10^{-4}$. (أهمل التغير في

الحجم).

أَّحْسِبْ pH للمحلول السابق إذا أُضِفَ 0.1 mol من

القاعدة NaOH إلى 1 L منه.

10. أَّسْتَخْدم الأرقام. محلول منظم يتكوَّن من القاعدة

CH_3NH_2 ، التي تركيزها 0.2 M ، والملح $\text{CH}_3\text{NH}_3\text{Cl}$ ،

الذي تركيزه 0.3 M ، أَّحْسِبْ: 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. بيِّنْ الجدول الآتي الرِّفْمَ الهيدروجيني لعدد من

المحاليل المختلفة المتساوية التراكيز. أدرُسْ، ثمَّ أَّخْتارْ

منه المحلول الذي يعد مثال على كل ممَّا يأتي:

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

مراجعة الوحدة

13. أحسب pH لمحلول يتكوّن من حمض HNO_2 والملح KNO_2

لهما التركيز نفسه، وثابت تأيّن الحمض $K_a = 4.5 \times 10^{-4}$

14. **أتوقع** ما يحدث لقيمة pH في الحالات الآتية (تقل،

تزداد، تبقى ثابتة): (أهمل التغيّر في الحجم)

أ. إضافة كمية قليلة من كربونات الصوديوم الهيدروجينية

NaHCO_3 إلى 500 mL من محلول حمض الكربونيك

H_2CO_3

ب. إضافة كمية قليلة من ملح $\text{N}_2\text{H}_5\text{NO}_3$ إلى 500 mL

من محلول القاعدة N_2H_4 .

ج. إضافة كمية قليلة من كلوريد الليثيوم LiCl إلى

500 mL من محلول حمض الهيدروكلوريك HCl .

15. بيّن الجدول الآتي عدد من المحاليل تركيز كل

منها، 1M وبعض المعلومات المتعلقة بها. أدرسه،

ثمّ 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 مع

الأيون C^- ثم:

• أحرّد الزوجين المترافقين في المحلول.

• أتوقع الجهة التي يربحها الاتزان في التفاعل.

ج. أستنتج القاعدة المرافقة الأضعف: 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 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 بعض الحموض والقواعد

الضعيفة متساوية التركيز 0.1 M وقيم K_a و K_b لها.

أدرس هذه المعلومات، ثمّ أجيب عن الأسئلة التي تليها:

المحلول	ثابت التأيّن
HNO_2	$K_a = 4.5 \times 10^{-4}$
HCOOH	$K_a = 1.7 \times 10^{-4}$
HClO	$K_a = 3.5 \times 10^{-8}$
N_2H_4	$K_b = 1.7 \times 10^{-6}$
$\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$	$K_b = 1.4 \times 10^{-9}$
$\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$	$K_b = 4.7 \times 10^{-4}$

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

ب. أحرّد أيّ المحلولين يحتوي على تركيز أعلى من

$[\text{OH}^-]$: محلول HClO أم محلول HNO_2 .

ج. أحرّد 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. أحرّد 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. أحرّد 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 0.2 mol من الملح HCOONa إلى لتر

من المحلول.

9. في محلول HBr يكون:
- أ. عددٌ مولات H_3O^+ مساوٍ لعدد عددٍ مولات OH^-
 - ب. عددٌ مولات H_3O^+ أقل من عددٍ مولات OH^-
 - ج. عددٌ مولات H_3O^+ مساوٍ لعدد مولات HBr المذابة
 - د. عددٌ مولات Br^- مساوٍ لعدد 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 رَقْمها 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 المكوّن من:
- أ. N_2H_4/HNO_3 ب. N_2H_5Br/HBr
 - ج. N_2H_4/H_2O د. $N_2H_5NO_3/N_2H_4$
15. قاعدة لويس في التفاعل الآتي:
- $$Fe^{3+} + 6CN^- \rightleftharpoons [Fe(CN)_6]^{3-}$$
- فإن [OH⁻] هو:
- أ. $1 \times 10^{-2} M$ ب. $2 \times 10^{-12} M$
 - ج. $1 \times 10^{-10} M$ د. $5 \times 10^{-13} M$
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. اعتمادًا على المعادلة $(HA + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + A^-)$ فإن العبارة الصحيحة:
- أ. يتأين الحمض HA كليًا.
 - ب. الحمض HA يختفي من المحلول.
 - ج. الحمض HA ضعيف.
 - د. لا يوجد أزواج مترافقة في المعادلة.
3. القاعدة المترافقة الأضعف في ما يأتي، هي:
- أ. NO_3^- ب. OCI^- ج. F^- د. CN^-
4. المادة التي لم يتمكن مفهوم أرهينيوس من تفسير سلوك محلولها:
- أ. HCl ب. $NaCN$ ج. $HCOOH$ د. $NaOH$
5. أحد الأيونات الآتية لا يُعدّ أمفوتيريًا:
- أ. $H_2PO_4^-$ ب. HS^- ج. HCO_3^- د. $HCOO^-$
6. المادّة التي تتأين في الماء وتنتج أيون الهيدروكسيد (OH^-) ، هي:
- أ. حمض أرهينيوس ب. قاعدة لويس
 - ج. قاعدة أرهينيوس د. قاعدة برونستد-لوري
7. المادّة التي تستطيع استقبال زوج من الإلكترونات غير الرابطة من مادّة أخرى، هي:
- أ. F^- ب. Cu^{2+} ج. BF_4^- د. CO_3^{2-}
8. إذا كان تركيز $[H_3O^+]$ في محلول ما تساوي $2 \times 10^{-2} M$ ، فإن [OH⁻] هو:
- أ. $1 \times 10^{-2} M$ ب. $2 \times 10^{-12} M$
 - ج. $1 \times 10^{-10} M$ د. $5 \times 10^{-13} M$

22. محلول حمض تركيزه (0.04 M)، وتركيز أيونات OH^- ($1 \times 10^{-9} \text{ M}$)، فإن قيمة K_a له تساوي:

- أ. 3.7×10^{-4} ب. 2.5×10^{-9}
ج. 4×10^{-3} د. 1×10^{-6}

23. الملح الذي يُعد ذوبانه في الماء تميهاً هو:

- أ. KI ب. KBr
ج. KF د. KCl

24. أحد الآتية زوج مترافق ينتج من تفاعل HF مع HSO_3^- هو:

- أ. $\text{HSO}_3^-/\text{H}_2\text{SO}_3$ ب. $\text{HSO}_3^-/\text{SO}_3^-$
ج. $\text{HSO}_3^-/\text{SO}_3^{2-}$ د. $\text{HSO}_3^-/\text{F}^-$

25. أحد محاليل المواد الآتية المتساوية التركيز يكون فيه تركيز $[\text{OH}^-]$ الأعلى، هو:

- أ. NH_4Cl ب. KCN
ج. KNO_3 د. KBr

16. عجز أرهينيوس عن تفسير السلوك الحمضي لأحد محاليل المواد الآتية:

- أ. $\text{CH}_3\text{NH}_3\text{Cl}$ ب. HBr
ج. HF د. CH_3COOH

17. الزوج المترافق الناتج عن تفاعل N_2H_4 مع الماء، هو:

- أ. $\text{H}_2\text{O}/\text{N}_2\text{H}_5^+$ ب. $\text{N}_2\text{H}_4/\text{OH}^-$
ج. $\text{N}_2\text{H}_5^+/\text{H}_3\text{O}^+$ د. $\text{N}_2\text{H}_4/\text{N}_2\text{H}_5^+$

18. تترتب القواعد CH_3NH_2 و NH_3 ، N_2H_4 متساوية

التركيز حسب قوتها كما يلي $\text{N}_2\text{H}_4 < \text{NH}_3 < \text{CH}_3\text{NH}_2$

فإن الترتيب الصحيح لقوة الحموض المرافقة لها، هو:

- أ. $\text{NH}_4^+ < \text{CH}_3\text{NH}_3^+ < \text{N}_2\text{H}_5^+$
ب. $\text{CH}_3\text{NH}_3^+ < \text{NH}_4^+ < \text{N}_2\text{H}_5^+$
ج. $\text{N}_2\text{H}_5^+ < \text{NH}_4^+ < \text{CH}_3\text{NH}_3^+$
د. $\text{CH}_3\text{NH}_3^+ < \text{N}_2\text{H}_5^+ < \text{NH}_4^+$

19. في التفاعل $\text{HCN} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CN}^- + \text{H}_3\text{O}^+$ ، إذا

كان الاتزان مزاحاً نحو تكوين المواد المتفاعلة، فإن

صيغة الحمض الأقوى هي:

- أ. HCN ب. H_2O
ج. H_3O^+ د. CN^-

20. محلول حمض الهيدروكلوريك HCl تركيزه (0.001 M)،

فإن قيمة pOH له:

- أ. 3 ب. 7
ج. 11 د. 14

21. المحلول الذي له أقل pH من محاليل المواد الآتية

المتساوية التركيز، هو:

- أ. HNO_3 ب. HCN
ج. NH_3 د. KOH

مسردُ المصطلحات

- نظرية الحركة الجزيئية **Kinetic Molecular Theory**: نظرية تصف سلوك جسيمات المادة اعتماداً على أنها في حركة دائمة ومستمرة وقد فسّرت هذه النظرية سلوك المواد الصلبة والسائلة والغازية اعتماداً على الطاقة الحركية للجسيمات وقوى التجاذب بينها.
- الغاز المثالي **Ideal Gas**: غاز افتراضي حجم جسيماته يساوي صفراً وقوى التجاذب بينها معدومة.
- التصادمات المرنة **Elastic Collision**: تصادمات بين جسيمات يبقى مجموع الطاقة الحركية خلالها محفوظاً.
- الانتشار **Diffusion**: حركة الجسيمات من المنطقة الأعلى تركيزاً إلى المنطقة الأقل تركيزاً.
- القابلية للانضغاط **Compressibility**: تقارب الجسيمات عند التأثير فيها بضغط فيقل الحجم الذي تشغله.
- التدفق **Effusion**: تسرب الغاز المضغوط من فتحة صغيرة.
- قانون بويل **Boyle's Law**: حجم كمية محددة من الغاز المحصور يتناسب عكسياً مع ضغطه عند ثبات درجة حرارته.
- قانون شارل **Charles's Law**: حجم كمية محددة من الغاز المحصور يتناسب طردياً مع درجة حرارته المطلقة عند ثبات ضغطه.
- قانون جاي - لوساك **Gay-Lussac's Law**: ضغط كمية محددة من الغاز المحصور يتناسب طردياً مع درجة حرارته المطلقة عند ثبات حجمه.
- القانون الجامع **Combined Law**: قانون يصف العلاقة بين حجم كمية محددة من الغاز المحصور وضغطه ودرجة حرارته المطلقة.
- قانون أفوجادرو **Avogadro's Law**: الحجم المتساوية من غازات تحتوي على عدد الجسيمات نفسه عند الظروف نفسها من الضغط ودرجة الحرارة.
- قانون الغاز المثالي **Ideal Gas Law**: العلاقة $PV = nRT$ ، التي تصف سلوك الغاز المثالي.
- الحجم المولي **Molar Volume**: حجم مول واحد من الغاز في الظروف المعيارية.
- الضغط الجزئي للغاز **Partial Pressure**: الضغط الذي يؤثر به الغاز في خليط من الغازات غير المتفاعلة.
- قانون دالتون للضغوط الجزئية **Dalton's Law Of Partial Pressures**: الضغط الكلي لخليط من الغازات غير المتفاعلة يساوي مجموع الضغوط الجزئية للغازات المكونة للخليط.
- قانون جراهام **Graham's Law**: معدل سرعة تدفق الغاز يتناسب عكسياً مع الجذر التربيعي لكتلته المولية.
- المائع **Fluid**: المواد التي تمتلك جسيماتها القدرة على الانسياب أو الجريان.
- التبخر **Evaporation**: تحول المادة من الحالة السائلة إلى الحالة الغازية.
- التكاثف **Condensation**: تحول المادة من الحالة الغازية إلى الحالة السائلة.
- الضغط البخاري **Vapor Pressure**: ضغط بخار السائل في حالة الاتزان عند درجة حرارة معينة.
- درجة الغليان **Boiling Point**: درجة الحرارة التي يصبح عندها ضغط بخار السائل مساوياً للضغط الخارجي المؤثر على سطحه.
- درجة الغليان المعيارية **Normal Boiling Point**: درجة الحرارة التي يصبح عندها ضغط بخار السائل مساوياً لواحد ضغط جوي 760 mmHg.
- مادة صلبة بلورية **Crystalline Solids**: المادة الصلبة التي تتكون من بلورات ذات أشكال هندسية منتظمة.
- مادة صلبة غير بلورية **Amorphous Solids**: المادة الصلبة التي لا تترتب جسيماتها لتكوين أشكالاً هندسية منتظمة.
- مادة صلبة جزيئية **Molecular Solids**: المادة الصلبة التي تتكون جسيماتها من جزيئات.
- مادة صلبة فلزية **Metallic Solids**: المادة الصلبة التي تتكون جسيماتها من فلزات ترتبط برابطة فلزية.
- مادة صلبة أيونية **Ionic Solids**: المادة الصلبة التي تتكون جسيماتها من أيونات ترتبط برابطة أيونية.

- مادة صلبة شبكية تساهمية **Covalent Network Solids**: المادة الصلبة التي تتكوّن جُسيماتها من ذرات مترابطة تساهمية في بناء شبكي صلب.
- ظاهرة التآصل **Allotropy**: وجود أكثر من شكل بلّوري للعنصر الواحد في الحالة الفيزيائية نفسها.
- المخلوط المعلق **Suspension Mixture**: مخلوط غير متجانس لا تمتزج مُكوّناته مع بعضها بعضاً، وتوزّع على نحو غير منتظم في أجزائه، يتميز بـكبر حجم جُسيماته التي يزيد قطرها على (1000 nm).
- المخلوط الغروي **Colloidal Mixture**: مخلوط غير متجانس يتكوّن من جُسيمات تنتشر أو تشتت خلال مادة أخرى تسمى وسط الانتشار، يتراوح قطرها بين (1 nm – 1000 nm).
- الإذابة **Solvation**: التجاذب بين جزيئات المذيب وجسيمات المذاب الذي يؤدي إلى التغلب على قوى التجاذب بين جسيمات المذاب فتُحاط هذه الجسيمات بجزيئات المذيب مكونة المحلول.
- الذائبية **Solubility**: بأنها أكبر كتلة من المذاب التي يمكن أن تذوب في 100 g من المذيب عند درجة حرارة معيّنة، أو كمية المذاب اللازمة لعمل محلول مشبع في 100 g من المذيب عند درجة حرارة معيّنة.
- قانون هنري **Henry's Law**: ذائبية الغاز في سائل ما تتناسب طردياً مع الضغط المؤثر في سطح السائل عند ثبات درجة الحرارة.
- الانخفاض في الضغط البخاري **Vapor Pressure Lowering**: انخفاض الضغط البخاري لمذيب نقي متطاير عند إذابة مادة غير متطايرة فيه.
- الارتفاع في درجة الغليان **Boiling Point Elevation**: الفرق بين درجة غليان المذيب النقي والمحلول عند إذابة 1 mol من المذاب في 1 kg من المذيب النقي.
- الانخفاض في درجة التجمد **Freezing Point Depression**: الفرق بين درجة تجمد المحلول ودرجة تجمد المذيب النقي عند إذابة 1 mol من المذاب في 1 kg من المذيب النقي.
- الضغط الأسموزي **Osmotic Pressure**: كمية الضغط اللازمة لمنع الأسموزية.
- الأسموزية **Osmosis**: عملية انتشار المذيب من الوسط الأقل تركيزاً إلى الوسط الأعلى تركيزاً عبر أغشية شبه منفذة.
- التفاعلات غير المنعكسة **Irreversible Reactions**: تفاعلات تسري باتجاه واحد نحو تكوين المواد الناتجة.
- التفاعلات المنعكسة **Reversible Reaction**: تفاعلات تحدث بالاتجاهين الأمامي والعكسي في الوقت نفسه.
- التفاعل الأمامي **Forward reaction**: التفاعل الذي يحدث باتجاه تكوين المواد الناتجة في التفاعل المنعكس.
- التفاعل العكسي **Reverse Reaction**: التفاعل الذي يحدث باتجاه تكوين المواد المتفاعلة في التفاعل المنعكس.
- الاتزان الكيميائي **Chemical Equilibrium**: حالة يصل إليها التفاعل ويستمر عندها حدوث التفاعل بالاتجاهين الأمامي والعكسي بالسرعة نفسها.
- سرعة التفاعل الأمامي **Forward reaction Rate**: السرعة التي تتحوّل فيها المواد المتفاعلة إلى مواد ناتجة في التفاعل المنعكس.
- سرعة التفاعل العكسي **Reverse Reaction Rate**: السرعة التي تتحوّل فيها المواد الناتجة إلى مواد متفاعلة في التفاعل المنعكس.
- موضع الاتزان **Equilibrium Position**: حالة الاتزان التي تكون عندها نسبة المواد الناتجة أكبر من المواد المتفاعلة، ويكون الاتزان مُزاحاً جهة المواد الناتجة، أو تكون نسبة المواد المتفاعلة أكبر من المواد الناتجة، ويكون الاتزان مُزاحاً نحو المواد المتفاعلة.
- مبدأ لوتشاتيليه **Le Chatelier's Principle**: مبدأ ينصّ على أن "أي تغيير في أحد العوامل المؤثرة في الاتزان لتفاعل كيميائي مُتزن يدفع التفاعل إلى تعديل موضع الاتزان للتقليل من أثر ذلك التغيير".
- العامل المساعد (الحفاز) **Catalyst**: مادة تزيد من سرعة التفاعل الكيميائي دون أن تُستهلك أثناء التفاعل.
- قانون فعل الكتلة **Mass Action Law**: قانون ينصّ أنه "عند درجة حرارة معيّنة يصل التفاعل إلى حالة تكون عندها نسبة تراكيز المواد الناتجة إلى تراكيز المواد المتفاعلة قيمة ثابتة".

- ثابت الاتزان **Equilibrium Constant**: تعبيرٌ يُمثلُ نسبة تراكيز المواد الناتجة إلى تراكيز المواد المتفاعلة، مرفوعاً كلٌّ منها إلى قوة تساوي معاملاتهما في المعادلة الموزونة.
- الاتزان المتجانس **Homogeneous Equilibrium**: حالة الاتزان التي تكون فيها المواد المتفاعلة والناتجة جميعها في حالات فيزيائية نفسها سواء أكانت غازات أم محاليل.
- اتزان غير المتجانس **Heterogeneous Equilibrium**: حالة الاتزان التي تكون فيها المواد المتفاعلة والناتجة في حالة فيزيائية متنوعة (صلبة، أو سائلة، أو غازية).
- الأيون المشترك **Common Ion**: أيونٌ يدخل في تركيب مادتين مختلفتين (حمض ضعيف وملحه، أو قاعدة ضعيفة وملحها).
- أيون الهيدرونيوم **Hydronium Ion**: أيونٌ ينتج من ارتباط أيون الهيدروجين بجزيء الماء برابطة تناسقية.
- التأين الذاتي للماء **Autoionization of Water**: بعض جزيئات الماء تسلك كحمض، وبعضها الآخر يسلك كقاعدة في الماء النقي نفسه.
- التميّه **Hydrolysis**: تفاعل أيونات الملح مع الماء، وإنتاج أيونات H_3O^+ أو OH^- .
- ثابت تأين الحمض **(Ka) Acid Dissociation Constant**: ثابت الاتزان لتأين الحمض الضعيف.
- ثابت تأين القاعدة **(Kb) Base Dissociation Constant**: ثابت الاتزان لتأين القاعدة الضعيف.
- ثابت تأين الماء **(Kw) Dissociation Constant for Water**: ثابت الاتزان لتأين الماء.
- حمض أرهينيوس **Arrhenius Acid**: مادةٌ تتأين في الماء، وتنتج أيون الهيدروجين (H^+).
- الحمض المرافق **Conjugate Acid**: المادة الناتجة من استقبال القاعدة للبروتون.
- حمض برونستد - لوري **Bronsted-Lowry**: مادةٌ يمكنها منح بروتون واحد في أثناء التفاعل (مانح للبروتون).
- حمض لويس **Lewis Acid**: مادةٌ يمكنها استقبال زوج إلكترونات أو أكثر في التفاعل.
- الرقم الهيدروجيني **(pH) Hydrogen Power**: اللوغاريتم السالب لتركيز أيون الهيدرونيوم H_3O^+ في المحلول للأساس 10.
- الرّقم الهيدروكسيلي **(pOH) Hydroxyl Power**: اللوغاريتم السالب لتركيز أيونات الهيدروكسيد OH^- في المحلول للأساس 10.
- قاعدة أرهينيوس **Arrhenius Base**: مادةٌ تتأين في الماء، وتنتج أيون الهيدروكسيد OH^- .
- القاعدة المرافقة **Conjugate Base**: المادة الناتجة من منح الحمض للبروتون.
- قاعدة برونستد - لوري **Bronsted-Lowry**: مادةٌ يمكنها استقبال بروتون واحد في أثناء التفاعل (مستقبل للبروتون).
- قاعدة لويس **Lewis Base**: مادةٌ يمكنها منح زوج إلكترونات في التفاعل.
- الكواشف **Indicators**: مُموضٌ عضويّة ضعيفة أو قواعدٌ عضويّة ضعيفة يتغيّر لونها في الحالة المتأينة عن الحالة غير المتأينة في مدى معيّن من الرّقم الهيدروجيني.
- مادةٌ أمفوتيرية أو مترددة **Amphoteric Substance**: مادةٌ تسلك كحمض في تفاعل وتسلك كقاعدة في تفاعلات أخرى.
- المحاليل المنظّمة **Buffered Solutions**: محاليلٌ تقاوم التغيّر في الرّقم الهيدروجيني pH عند إضافة كمية قليلة من حمض قوي أو قاعدة قويّة إليها.
- المعايرة **Titration**: الإضافة التدريجيّة لمحلول قاعدة معلومة التركيز إلى محلول حمض مجهول التركيز، أو محلول حمض معلوم التركيز إلى محلول قاعدة مجهول التركيز.
- نقطة التعادل **Neutralization point**: نقطة تتعادل عندها تماماً أيونات الهيدرونيوم وأيونات الهيدروكسيد كافّة خلال عملية المعايرة، وتكون pH للمحلول تساوي 7.
- نقطة النهاية **End Point**: النقطة التي تُضاف من المحلول القياسي إلى المحلول مجهول التركيز، ويتغيّر عندها لون الكاشف، وتحدّد انتهاء عملية المعايرة.

