Grade12files

الفصل 5

الفكرة العامة

الأحماض والقواعد تنتج أيونات

للبدء بتقديم الفكرة العامة للفصل، اعرض على الطلاب عيِّنات من حمض الأكساليك الصلب $H_2C_2O_4$، وهيدروكسيد الصوديوم الصلب NaOH، واسأل: هل يبدو أيٌّ منهما حمضًا أم قاعدة؟ لا. كلاهما مادَّة صلبة نقيَّة، ولكن لا يمكن معرفة طبيعة كلٍّ منهما الحمضيّة، أو القاعديّة بمجرد النظر إلى شكليهما.

أذب 1g تقريبًا من كلٍّ من المادّتين الصلبتين في 100ml من الماء المقطّر، واسأل الطلاب: كيف يمكن اختبار المحلولين؛ لمعرفة هل هما حمضيّان أم قاعديّان؟ قد يقترح الطلاب استعمال مقياس pH، أو ورق تبّاع الشمس؛ لذا اختبر المحلولين مبيِّنًا أنّ محلول $H_2C_2O_4$ المائي حمضي، في حين أن محلول NaOH المائي قاعدي، ثمّ اكتب معادلات كيميائيّة تبيّن كيف ينتج $H_2C_2O_4$ أيونات هيدروجين في المحلول المائيّ، وكيف ينتج NaOH أيونات هيدروكسيد في المحلول المائيّ.

$$H_2C_2O_{4(s)} \rightarrow H^+_{(aq)} + HC_2O_4^-{}_{(aq)}$$

$$NaOH_{(S)} \rightarrow Na^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

لخِّص ما سبق موضحًا أنَّ الأحماض تنتج أيونات هيدروجين في الماء، وأنَّ القواعد تنتج أيونات هيدروكسيد في الماء.

الربط مع المعرفة السابقة

اطلب إلى الطلاب مراجعة المفاهيم الآتية قبل دراسة هذا الفصل:

- التفاعلات الكيميائيّة.
- معادلات التفاعلات الكيميائيّة.
- سرعة التفاعل الكيميائيّ، قوانين سرعة التفاعل.
- الاتزان الكيميائيّ.

استعمال الصورة

لحوض الأسماك pH اسأل: ماذا يمكن أن نعرف عن المحلول المائيّ في حوض الأسماك، من خلال معرفتنا قيمة pH ؟ واطلب إليهم قراءة مقياس pH في الصورة، واسألهم: ما معنى pH= 8.2؟ قاعديّ إلى حدٍّ ما. ثم دعهم يقارنوا بين محلولٍ فيه قيمة pH= 8.00، ومحلول آخر فيه قيمة pH = 8.20. يكون المحلول الذي فيه قيمة pH = 8.00" أقلّ قاعديّة (أكثر حمضيّة) من المحلول الذي قيمة pHفيه = 8.20. وأشر إلى أن أيونات الهيدروكسيد OH^- تسبب قاعديّة المحلولين، وأنّ تركيز أيونات الهيدروكسيد يتباين كثيرًا مع تغيّر قيم pH.

نشاطات تمهيدية

تجربة استهلالية

ماذا يوجد في خزانتك؟

يمكنك أن تتعلم شيئًا حول خواص المنظفات، والمنتجات التي تستعملها في منزلك، وذلك باختبارها بأشرطة تبّاع الشمس. هل تستطيع تصنيف تلك المنتجات في مجموعتين؟

خطوات العمل

1. املأ بطاقة السلامة في دليل التجارب العملية.
2. ضع ثلاث إلى أربع قطرات من منتجات مختلفة في فجوات طبق التفاعلات البلاستيكي أو يمكنك استخدام أنابيب الاختبار بدلاً من ذلك. وارسم جدولاً يبين موضع كل منها.
3. اختبر كل منتج بورق تبّاع الشمس الأزرق والأحمر. أضف قطرتين من الفينولفثالين إلى كل عينة. ثمّ سجل ملاحظاتك.

تحذير: الفينولفثالين قابل للاشتعال. لذا أبعده عن اللهب.

التحليل

1. صنّف المواد في مجموعتين، بناءً على مشاهداتك.
2. صف كيف تختلف المجموعتان؟ وماذا يمكنك أن تستنتج؟

استقصاء اختر عينة واحدة تفاعلت مع الفينولفثالين. هل تستطيع جعل هذا التفاعل يسير بالاتجاه العكسي؟ صمم تجربة لاختبار فرضيتك.

المطويات منظمات الأفكار

الأحماض والقواعد

اعمل المطوية الآتية لتساعدك على المقارنة بين النماذج الرئيسة للأحماض والقواعد.

الخطوة 1 أحضر ثلاث أوراق، واطوِ كلًّا منها عرضيًّا من المنتصف. وارسم خطًّا على بُعد 3 cm تقريبًا من الطرف الأيسر. قص الورقة على طول هذا الخط حتى تصل إلى الثنية. كرر ذلك مع الورقتين الأخريين.

الخطوة 2 عنون كل ورقة باسم نموذج من نماذج تعريف الأحماض والقواعد.

نموذج أرهينيوس

الخطوة 3 ثبّت الأوراق الثلاث معًا على طول حافاتها الخارجية.

المطويات استعمل هذه المطوية في القسم 1–5، وسجّل ملاحظاتك المتعلقة بنماذج الأحماض والقواعد في أثناء قراءة هذا القسم، ثم اكتب تفاعلات عامّة تمثل كل نموذج.

الكيمياء في المواقع الالكترونية

لمراجعة محتوى هذا الفصل ونشاطاته ارجع إلى الموقع:

www.obeikaneducation.com

161

التحليل

1. تتباين الإجابات حسب الموادّ التي يتمّ اختبارها. المجموعتان هما الأحماض والقواعد.
2. تتفاعل الموادّ مع تبّاع الشمس والفينولفثالين؛ بناءً على المجموعة التي تنتمي إليها.

استقصاء تتباين الإجابات. غير أنّه يجب أن تتضمّن إضافة حمضٍ إلى معادلة الكاشف.

تجربة استهلالية

الهدف يستعمل الطلاب كاشفَين؛ للتمييز بين المنتوجات الحمضيّة والقاعديّة.

احتياطات السلامة تأكد من تعبئة الطلاب لبطاقة السلامة في المختبر قبل بدء العمل.

تحذير: أبعد كاشف الفينولفثالين عن اللهب والشرر.

التخلُّص من النفايات يمكن التخلُّص من الموادّ، بإلقائها في مجاري الصرف الصحيّ، مع سكب الكثير من الماء بعدها.

استراتيجيات التدريس

- وزّع ستة إلى ثمانية منتجات للطلاب في دوارق صغيرة عليها أسماء الموادّ، ومعها قطّارات.
- أحماض مقترحة: خلّ أبيض، عصير تفاح أبيض، مشروب غازيّ غير ملوّن.
- قواعد مقترحة: أمونيا للاستعمال المنزليّ، صابون سائل غير ملوّن، محلول صودا الخبز.

نتائج متوقّعة تحوّل الأحماض تبّاع الشمس الأزرق إلى أحمر، في حين تحوّل القواعد تبّاع الشمس الأحمر إلى أزرق، كما يصبح الفينولفثالين ورديَّ اللّون في القواعد.

5–1

1. التركيز

شريحة التركيز

قبل بدء الدرس، اعرض على الطلاب شريحة التركيز رقم (15) الواردة في مصادر التعلم للفصول (5–1)، ويمكنك عرضها ملونة من خلال الرجوع إلى الموقع الإلكتروني:

د م

www.obeikaneducation.com

الفكرة الرئيسة

نموذجان حمضيّان اكتب على السبورة المعادلة الكيميائيّة للتأيُّن الأوَّل لحمض الأكساليك، واكتب الماء على أنّه مادة متفاعلة.

$$H_2C_2O_{4(s)} + H_2O_{(l)} \rightarrow H_3O^+_{(aq)} + HC_2O_4^-{}_{(aq)}$$

وأشر إلى أنّ H_3O^+، أو أيون الهيدرونيوم يمثّل أيون هيدروجين مُتميِّهًا، ثمّ أعد كتابة المعادلة مبيِّنًا تراكيب لويس ذات النقاط الإلكترونيّة لجميع الموادّ المتفاعلة والناتجة. ملاحظة: حمض الأكساليك هو حمض الإيثانويك ثنائي الكربوكسيل (Ethanedioic acid). واسأل: ماذا يحصل بين جزيئات $H_2C_2O_4$ وH_2O في أثناء التفاعل؟ ينتقل أيون هيدروجين، أو بروتون، من جزيء $H_2C_2O_4$ إلى جزيء H_2O، حيث يرتبط أيون الهيدروجين بزوج متاح من الإلكترونات. وضِّح أنَّ أحد نماذج الأحماض والقواعد الشائعة يركز على أنَّ $H_2C_2O_4$ يفقد أو يكتسب أيون هيدروجين، ولكن هناك نموذجًا ثانيًا يركز على أنّ أيون الهيدروجين من جزيء $H_2C_2O_4$ يقبل زوجًا من الإلكترونات من جزيء الماء، لذا أشر إلى أنّ النموذجين صحيحان ومقبولان، وهما يقدّمان رؤيتين مختلفتين حول كيفيّة حدوث التفاعل. ض م

طرائق تدريس متنوعة

دون المستوى اطلب إلى الطلاب أن يستعملوا الرسوم أو النماذج؛ لتوضيح الفرق بين تركيب أيون الهيدروكسيد، وأيون الهيدرونيوم، واطلب إليهم شرح نماذجهم ورسومهم. د م

5–1

الأهداف

- **تحدد** الخواص الفيزيائية والكيميائية للأحماض والقواعد.
- **تصنّف** المحاليل إلى حمضية، أو قاعدية، أو متعادلة.
- **تقارن** بين نماذج أرهينيوس، وبرونستد – لوري، ولويس للأحماض والقواعد.

مراجعة المفردات

تركيب لويس نموذج يستعمل التمثيل النقطي للإلكترونات؛ ليبين كيفية ترتيب الإلكترونات في الجزيئات.

المفردات الجديدة

المحلول الحمضي
المحلول القاعدي
نموذج أرهينيوس
نموذج برونستد – لوري
الحمض المرافق (المقترن)
القاعدة المرافقة (المقترنة)
الأزواج المترافقة
مواد مترددة (أمفوتيرية)
نموذج لويس

مقدمة في الأحماض والقواعد
Introduction to Acids and Bases

الفكرة الرئيسة **تساعد النماذج المختلفة على وصف سلوك الأحماض والقواعد.**

الربط مع الحياة إن التصنيف الأكثر شيوعًا للمواد هو تصنيفها إلى أحماض وقواعد. ويمكن تمييز الأحماض من الطعم اللاذع لبعض المشروبات المفضلة لديك، أو الرائحة الحادة لبعض القواعد مثل الأمونيا في بعض المنظفات المنزلية.

خواص الأحماض والقواعد Properties of Acids and Bases

يطلق النمل حمض الميثانويك (الفورميك) عندما يشعر بخطر يهدد مستعمرته، فينبّه أفراد المستعمرة كلها. أما الأحماض المذابة في ماء المطر فتؤدي إلى تكوين كهوف كبيرة في الصخور الجيرية، وتؤدي أيضًا إلى تلف الأبنية والمواقع الأثرية القيِّمة مع مرور الزمن. وتستعمل الأحماض في إضافة نكهة إلى الكثير من المشروبات والأطعمة التي تتناولها. وهناك أيضًا حمض في المعدة يساعد على هضم الطعام. كذلك تلعب القواعد دورًا في حياتك؛ فالصابون الذي تستعمله والأقراص المضادة للحموضة التي قد تتناولها عند اضطراب المعدة من القواعد. كما أن الكثير من المواد المنزلية –كالتي استعملت في التجربة الاستهلالية – أحماض أو قواعد.

الخواص الفيزيائية قد تكون بعض الخواص الفيزيائية للأحماض والقواعد مألوفة، فأنت تعلم مثلاً أن المحاليل الحمضية طعمها لاذع، ومنها العديد من المشروبات الغازية التي تمتاز بهذا الطعم اللاذع بسبب احتوائها على حمضي الكربونيك H_2CO_3 والفوسفوريك H_3PO_4؛ ومنها الليمون والجريب فروت لاحتوائها على حمضي الستريك والأسكوربيك؛ كما أن حمض الخل يجعل طعم الخل لاذعًا. وربما تعلم أن المحاليل القاعدية طعمها مُرّ، ولها ملمس زَلِق. فكّر كيف تصبح قطعة الصابون زلقة عندما تبتل. **لا تحاول أبدًا تعرّف أي حمض أو قاعدة أو أي مادة أخرى في المختبر عبر تذوقها أو لمسها.**

يبين **الشكل 1–5** نبتتين تنموان في تربتين مختلفتين، فإحداهما تنمو في تربة حمضية، والأخرى تنمو في تربة قاعدية (قلوية).

المخلدة

الوردية

الشكل 1-5 تنمو نبتة الوردية في التربة الغنية الرطبة المعتدلة الحموضة، في حين تنمو المخلدة في تربة أقل رطوبة، وقاعدية قليلاً.

الشكل 2-5 يستعمل حمض الهيدروكلوريك HCl – وهو حمض قوي– في تنظيف السيراميك. كما يساعد هيدروكسيد الصوديوم NaOH –وهو قاعدة قوية– على تسليك المصارف المسدودة.

تحوّل الأحماض ورق تباع الشمس الأزرق إلى أحمر

تحوّل القواعد ورق تبّاع الشمس الأحمر إلى أزرق

التوصيل الكهربائي ومن الخواص الأخرى للمحاليل الحمضية والقاعدية مقدرتها على توصيل الكهرباء بسبب تأينها. فالماء النقي غير موصل للكهرباء، إلا أن إضافة حمض أو قاعدة إليه تنتج أيونات تجعل المحلول الناتج موصلاً للكهرباء.

الخواص الكيميائية يمكن تعرف الأحماض والقواعد من خلال تفاعلها مع ورق تباع الشمس. ويمكن تعرُّف الأحماض أيضًا من خلال تفاعلاتها مع بعض الفلزات وكربونات الفلزات.

التفاعلات مع ورق تباع الشمس يعد تباع الشمس نوعًا من الأصباغ المستعملة عادة في التمييز بين محاليل الأحماض والقواعد، كما في **الشكل 2–5**؛ إذ تحوّل محاليل الأحماض لون ورق تباع الشمس الأزرق إلى الأحمر، وتحول محاليل القواعد لون ورق تباع الشمس الأحمر إلى الأزرق.

التفاعلات مع الفلزات وكربونات الفلزات يتفاعل كل من الماغنسيوم والخارصين مع محاليل الأحماض، فينتج عن هذا التفاعل غاز الهيدروجين. وتصف المعادلة الآتية التفاعل بين الخارصين وحمض الهيدروكلوريك:

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

وتتفاعل كربونات الفلزات CO_3^{2-} وكربونات الفلزات الهيدروجينية HCO_3^- أيضًا مع محاليل الأحماض منتجة غاز ثاني أكسيد الكربون CO_2. فعند إضافة الخل إلى صودا الخبز يحدث تفاعل بين حمض الإيثانويك (الخل) CH_3COOH الذائب في الخل وكربونات الصوديوم الهيدروجينية $NaHCO_3$، وينتج غاز CO_2 الذي يسبّب ظهور الفقاعات.

$$NaHCO_{3(s)} + CH_3COOH \rightarrow CH_3COONa + H_2O_{(l)} + CO_{2(g)}$$

يستعمل الجيولوجيون محلول حمض الهيدروكلوريك لتعرُّف الصخر الجيري (الذي يتكون بشكل رئيس من $CaCO_3$)، فإذا أدت بضع قطرات من الحمض إلى إنتاج فقاعات ثاني أكسيد الكربون دل ذلك على أن الصخر يحتوي على مادة الجير.

مسائل تدريبية

1. اكتب معادلات كيميائية رمزية موزونة للتفاعلات بين:
   a. الألومنيوم وحمض الكبريتيك.
   b. كربونات الكالسيوم وحمض الهيدروبروميك.
2. **تحفيز** اكتب المعادلة الأيونية النهائية للتفاعل في السؤال 1b.

2. التدريس

عرض سريع

القواعد الموجودة في المنزل اسأل الطلاب كيف يكون ملمس الصابون عندما يغسلون أيديهم؟ زلِقًا، ثم بيّن لهم أنّه عندما تلمس ورقة تبّاع الشمس الحمراء قطعة صابون يتحوّل لونها إلى اللون الأزرق **د م**

مسائل تدريبية

1. **a.** $2Al_{(s)} + 3H_2SO_{4(aq)} \rightarrow Al_2(SO_4)_{3(aq)} + 3H_{2(g)}$

   b. $CaCO_{3(s)} + 2HBr_{(aq)} \rightarrow CaBr_{2(aq)} + H_2O_{(l)} + CO_{2(g)}$

2. $Ca^{2+}_{(aq)} + CO_3^{2-}_(aq) + 2H^+_{(aq)} + 2Br^-_(aq) \rightarrow CO_{2(g)} + Ca^{2+}_{(aq)} + 2Br^-_{(aq)} + H_2O_{(l)}$

   $CO_3^{2-}{}_{(aq)} + 2H^+_{(aq)} \rightarrow CO_{2(g)} + H_2O_{(l)}$

دفتر الكيمياء

الأحماض في المنزل اطلب إلى الطلاب أن يتفحَّصوا الملصقات الموجودة على الأطعمة، والمنتجات المنزليّة، مثل مواد التنظيف والشامبو، وأن يضعوا في دفاترهم قوائم بأيِّ أحماض موجودة في تلك المنتجات. **ض م**

■ **إجابة سؤال الشكل 3–5** عند الخطِّ العموديِّ المرسوم في مركز الرسم.

الخلفيّة النظريّة للمحتوى

الأحماض والقواعد في الصناعة تستعمل الأحماض والقواعد في العديد من العمليَّات الصناعيّة بما فيها، تكرير البترول والسكّر، والطلاء بالكهرباء، وألواح الدوائر الكهربائيّة، ومعادلة المياه العادمة، ومعالجة مياه الصرف الصحيّ وما فيها من النفايات، وتخمير الكحول. وتشمل المنتجات التي تستعمل الأحماض والقواعد في إنتاجها ما يلي: الأسمدة، والمتفجّرات، والبلاستيك، والحبر، والصابون، والورق، والأفلام، والأدوية، والأنسجة الصناعيّة، والأصباغ، وطلاء البلاستيك، والمذيبات، والمبيدات الحشريّة.

الشكل 3-5 لاحظ كيف يتغير كل من $[H^+]$ و $[OH^-]$ في وقت واحد. فعندما يقل $[H^+]$ إلى جهة اليمين تزداد قيمة $[OH^-]$ إلى اليسار. **حدد على الرسم النقطة التي يكون عندها تركيزا الأيونين متساويين.**

أيونات الهيدرونيوم والهيدروكسيد تحتوي المحاليل المائية جميعها على أيونات الهيدروجين H^+ وأيونات الهيدروكسيد OH^-. وتحدد الكميات النسبية من الأيونين ما إذا كان المحلول حمضيًّا أو قاعديًّا أو متعادلاً. والمحاليل المتعادلة ليست حمضية ولا قاعدية.

يحتوي **المحلول الحمضي** على أيونات هيدروجين أكثر من أيونات الهيدروكسيد. في حين يحتوي **المحلول القاعدي** على أيونات هيدروكسيد أكثر من أيونات الهيدروجين. أما المحلول المتعادل فيحتوي على تركيزين متساويين من أيونات الهيدروجين وأيونات الهيدروكسيد. ويمثل **الشكل 3–5** هذه العلاقات، في حين يمثل **الشكل 4–5** كيف طوّر العلماء فهمهم للأحماض والقواعد.

ينتج الماء النقي أعدادًا متساوية من أيونات H^+ وأيونات OH^- في عملية تسمى التأين الذاتي؛ إذ تتفاعل جزيئات الماء منتجة أيونات الهيدرونيوم H_3O^+، وأيونات الهيدروكسيد.

$$\underset{\text{جزيئا ماء}}{H_2O_{(l)} + H_2O_{(l)}} \rightleftharpoons \underset{\text{أيون الهيدرونيوم}}{H_3O^+_{(aq)}} + \underset{\text{أيون الهيدروكسيد}}{OH^-_{(aq)}}$$

أيون الهيدرونيوم عبارة عن أيون هيدروجين مرتبط مع جزيء ماء برابطة تساهمية. ويمكن استعمال الرمزين H^+ و H_3O^+ بالتبادل، أيُّ وضع أحدهما مكان الآخر، كما تبين المعادلة المبسّطة للتأين الذاتي:

$$H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

الشكل 4-5 تاريخ الأحماض والقواعد
يرتكز الفهم الحالي للأحماض والقواعد على مساهمات علماء الكيمياء والأحياء والبيئة. وكذلك على المخترعين خلال 150 سنة مضت.

164

مشروع الكيمياء

الأحماض والقواعد اطلب إلى الطلاب أن يستعملوا خريطة المملكة؛ لإعداد قائمة بأسماء عدد من المدن والقرى في أنحاء مختلفة من المملكة، واطلب إليهم العمل في مجموعات؛ لوضع خطّة لمقارنة حمضيّة المطر في هذه المواقع، على أن تشمل الخطّة كيف ومتى ستؤخذ القياسات، وكيف سيتمّ تحليل البيانات، وكيف ستتمّ المشاركة في النتائج، وما آثار المطر الحمضيّ في المجتمع. هل تعتقد أنّ معظم الناس يهتمّون بالمطر الحمضيّ في مجتمعك؟ ولماذا؟ قد يجعل المطر الحمضيّ تجمّعات المياه أكثر حمضيّة، ويُتلفُ الأشجار والتربة، ويجعل المباني والمنحوتات الخارجيّة تتآكل بسرعة. ض م ت م **تعلم تعاوني**

نموذج أرهينيوس The Arrhenius Model

إذا كان الماء النقي متعادلاً فكيف يصبح المحلول المائي حمضيًا أو قاعديًا؟ كان أول شخص يجيب عن هذا التساؤل الكيميائي السويدي سفانت أرهينيوس الذي اقترح عام 1883م ما يعرف الآن باسم **نموذج أرهينيوس** للأحماض والقواعد، الذي ينص على أن الحمض مادة تحتوي على الهيدروجين، وتتأين في المحاليل المائية منتجة أيونات الهيدروجين. والقاعدة مادة تحتوي على مجموعة الهيدروكسيد، وتتفكك في المحلول المائي منتجة أيون الهيدروكسيد.

أحماض وقواعد أرهينيوس تأمل ما يحدث عند إذابة غاز كلوريد الهيدروجين في الماء بوصفه مثالاً على نموذج أرهينيوس للأحماض والقواعد؛ إذ تتأين جزيئات HCl مكوّنة أيونات H^+ التي تجعل المحلول حمضيًا.

$$HCl_{(g)} \rightarrow H^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$$

وعندما يذوب المركب الأيوني هيدروكسيد الصوديوم NaOH في الماء فإنه يتحلل لينتج أيونات OH^- التي تجعل المحلول قاعديًا.

$$NaOH_{(s)} \rightarrow Na^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

وعلى الرغم من أن نموذج أرهينيوس يفسر الكثير من المحاليل الحمضية والقاعدية، إلا أنه لا يخلو من بعض السلبيات؛ فمثلاً لا تحتوي الأمونيا NH_3 وكربونات الصوديوم Na_2CO_3 على مجموعة الهيدروكسيد، إلا أن كلًّا منهما ينتج أيونات الهيدروكسيد عند إذابته في الماء. وتعد كربونات الصوديوم المركب المسؤول عن جعل بحيرة ناترون في تنزانيا ذات وسط قاعدي، كما هو مبين في **الشكل 5–5**. لذا من الواضح أننا بحاجة إلى نموذج أكثر دقة يشمل القواعد جميعها.

الشكل 5-5 تعد بحيرة ناترون في تنزانيا تجمعًا طبيعيًا للمياه القاعدية. حيث تصب المياه في البحيرة حاملة معها كميات كبيرة من كربونات الصوديوم الذائبة من الصخور البركانية المحيطة دون أن تجد لها مخرجًا. ويزيد التبخر من تركيز هذا الملح، مخلفًا قشرة بيضاء على السطح، وجاعلاً المياه عالية القاعدية.

المطويات أدخل معلومات من هذا القسم في مطويتك.

التعزيز

تسمية الأحماض اسأل الطلاب أن يفرِّقوا بين $HCl_{(g)}$ و$HCl_{(aq)}$. $HCl_{(g)}$ هو غاز كلوريد الهيدروجين؛ في حين يعد $HCl_{(aq)}$ غاز كلوريد الهيدروجين مذابًا في الماء ويسمى حمض الهيدروكلوريك. وبما أنّ أسماء الأحماض ستستعمل كثيرًا في هذا الفصل، لذا راجع الطلاب فيما تعملوه سابقًا حول تسمية الأحماض الثّنائيّة، والأحماض الأكسجينيّة. ض م

التوسُّع

المحلول الحمضيّ قد يفترض الطلاب أنّ أيَّ هيدروكسيد فلزيٍّ سينتج محلولاً مائيًّا قاعديًّا؛ لذا وضّح لهم أنّ إذابة هيدروكسيدات الفلزّات عالية الشحنة مثل $Al(OH)_3$، في الماء ينتج محاليل حمضيّة؛ لأنّ أيونات الفلزّ الموجبة الشحنة تجذب الإلكترونات من رابطة O–H فتضعفها، وتمكّن ذرّة الهيدروجين من التأيُّن.

عرض سريع

تفاعل تبّاع الشمس

تحذير: أَجرِ هذا العرض في مكان جيّد التهوية، أو في خزانة طرد الغازات. بلّل ورقة تبّاع الشمس الحمراء بالماء المقطّر، واحملها بمِلقط، وضعها فوق فوهة زجاجة محلول الأمونيا المركّز. يتحوّل لون ورقة تبّاع الشمس من الأحمر إلى الأزرق. اسأل الطلاب عمّا يعنيه ذلك بخصوص تفاعل الأمونيا مع الماء الموجود في الورقة. ينتج محلولٌ قاعديٌّ. ض م

ماذا قرأت؟ يحتوي أيون HCO_3^- على أيون هيدروجين يمكن منحه في صورة حمض، كما أنّ الأيون يحمل شحنة سالبة تمكّنه من أن يسلك سلوك القاعدة، وذلك عند استقباله أيون هيدروجين.

تطوير المفاهيم

أيون الهيدروجين اسأل الطلاب: لماذا يمكن أن يُطلق على أيون الهيدروجين اسم البروتون؟ تتكوّن ذرَّة الهيدروجين من نواة تحتوي عادة على بروتون واحد، وإلكترون واحد، فإذا نُزع الإلكترون يبقى بروتون واحد. ض م

نموذج برونستد - لوري The Bronsted–Lowry Model

اقترح الكيميائي الدنماركي يوهان برونستد والكيميائي الإنجليزي توماس لوري نموذجًا أشمل للأحماض والقواعد؛ حيث يركز على أيون الهيدروجين H^+. ففي **نموذج برونستد – لوري** للأحماض والقواعد يكون الحمض هو المادة المانحة لأيون الهيدروجين، في حين تكون القاعدة هي المادة المستقبلة لهذا الأيون.

المواد المانحة لأيون الهيدروجين والمواد المستقبلة له إذا افترضنا أن الرمزين X و Y يمثلان عنصرين غير فلزين أو أيونات سالبة متعددة الذرات فإننا نستطيع كتابة الصيغة العامة للحمض في صورة HX أو HY. وعندما يَذوب جزيء من حمض HX في الماء يعطى أيون H^+ لجزيء ماء، فيسلك جزيء الماء سلوك القاعدة، ويكتسب أيون H^+ ، كما في المعادلة الآتية:

$$HX_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + X^-_{(aq)}$$

وعند اكتساب جزيء الماء أيون H^+ يصبح حمضًا، فتصبح صيغته H_3O^+، الذي يسمى أيون الهيدرونيوم، ويعدّ حمضًا؛ لأن لديه أيون H^+ إضافيًّا يستطيع أن يمنحه. وعندما يمنح الحمض HX أيون H^+ يصبح مادة قاعدية X^-؛ لأن لديه شحنة سالبة، ويستطيع أن يستقبل أيون هيدروجين موجبًا. وهكذا يمكن أن يحدث تفاعل بين حمض وقاعدة في الاتجاه المعاكس. ويستطيع الحمض H_3O^+ أن يتفاعل مع القاعدة X^- مكوِّنًا ماء وHX، فيحدث الاتزان الآتي:

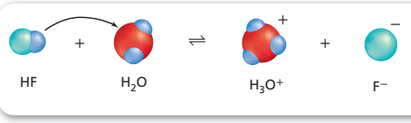
$$\underset{\text{حمض}}{HX_{(aq)}} + \underset{\text{قاعدة}}{H_2O_{(l)}} \rightleftharpoons \underset{\text{حمض مرافق}}{H_3O^+_{(aq)}} + \underset{\text{قاعدة مرافقة}}{X^-_{(aq)}}$$

الأحماض والقواعد المرافقة يعدّ التفاعل الأمامي في التفاعل السابق تفاعل حمض مع قاعدة. والتفاعل العكسي لحمض وقاعدة أيضًا. ويعرف الحمض والقاعدة اللذان يتفاعلان في الاتجاه العكسي بأنهما حمض مرافق مع قاعدة مرافقة. **فالحمض المرافق (المقترن)** هو المركب الكيميائي الذي ينتج عندما تستقبل القاعدة أيون الهيدروجين. فالقاعدة H_2O تستقبل أيون الهيدروجين من الحمض HX، فيكون الحمض المرافق H_3O^+. أما **القاعدة المرافقة (المقترنة)** فهي المركب الكيميائي الذي ينتج عندما يمنح الحمض أيون الهيدروجين. فعندما يمنح الحمض HX أيون الهيدروجين يصبح القاعدة المرافقة X^-. وفي التفاعل المبين أعلاه يمثل أيون الهيدرونيوم H_3O^+ الحمض المرافق للقاعدة H_2O، ويمثل أيون X^- القاعدة المرافقة للحمض HX. وتتكون تفاعلات برونستد – لوري من **أزواج مترافقة** من الحمض والقاعدة؛ أي من مادتين ترتبطان معًا عن طريق منح واستقبال أيون هيدروجين واحد.

يبين **الشكل 6–5** تمثيلاً لزوج مترافق من حمض وقاعدة. فعندما تكون الكرة في يد الأب فإنه يمثل الحمض، وعندما يرمي الكرة (أيون هيدروجين) إلى ابنه يصبح ابنه هو الحمض؛ لأن لديه الكرة أيْ (أيون هيدروجين) يستطيع أن يَهَبُه. ويصبح الأب هو القاعدة لأنه مستعد لاستقبال الكرة أيْ (أيون الهيدروجين). الأب يمثل الحمض والابن هو القاعدة في التفاعل الأمامي. أما في التفاعل العكسي فيكون الابن هو الحمض المرافق؛ لأن لديه الكرة، في حين يكون الأب هو القاعدة المرافقة.

ماذا قرأت؟ اشرح كيف يمكن أن يكون أيون HCO_3^- حمضًا وقاعدة في آن واحد.

الشكل 6-5 يمثل الأب عندما يرمي الكرة إلى ابنه حمض برونستد – لوري ويمثل الابن قاعدته. وعندما يمسك الابن الكرة فإنه يمثل الحمض المرافق.



الشكل 7-5 يمنح فلوريد الهيدروجين أيون هيدروجين لجزيء الماء، لذا يُعَد فلوريد الهيدروجين حمضًا.
حدّد القاعدة المرافقة لفلوريد الهيدروجين.

فلوريد الهيدروجين – حمض برونستد – لوري تأمل معادلة تأين فلوريد الهيدروجين HF في الماء، المبينة في **الشكل 7–5**. أيّ الزوجين هو الحمض، وأيهما هو القاعدة المرافقة؟ ينتج الحمض في التفاعل الأمامي – وهو في هذه الحالة فلوريد الهيدروجين– قاعدتهُ المرافقة F^-، وتعد أيضًا القاعدة في التفاعل العكسي. بينما تنتج القاعدة في التفاعل الأمامي – وهو في هذه الحالة الماء– حمضه المرافق H_3O^+، وهو أيضًا الحمض في التفاعل العكسي.

$$HF_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + F^-_{(aq)}$$
حمض قاعدة حمض مرافق قاعدة مرافقة

يستعمل فلوريد الهيدروجين في صنع مركبات متنوعة تحتوي على الفلور، مثل الطبقة المغلفة لأدوات الطبخ غير اللاصقة، والمبينة في **الشكل 8–5**. ويعد حمضًا وفق نموذجي أرهينيوس وبرونستد – لوري.

الأمونيا – قاعدة برونستد – لوري معظم الأحماض والقواعد التي تتفق مع تعريف أرهينيوس للأحماض والقواعد تتفق أيضًا مع تعريف برونستد – لوري. ولكن بعض المواد الأخرى التي لا توجد فيها مجموعة الهيدروكسيد لا يمكن أن تُعَدَّ من القواعد بحسب تعريف أرهينيوس، ولكنها تصنف قواعدًا بحسب نموذج برونستد – لوري. ومن ذلك الأمونيا NH_3. فعندما تذوب الأمونيا في الماء يكون الماء حمضًا بحسب تعريف برونستد – لوري في التفاعل الأمامي. ولأن جزيء الأمونيا NH_3 يستقبل أيون H^+ ليكوّن أيون الأمونيوم NH_4^+ فإن الأمونيا تُصنّف قاعدة برونستد – لوري في التفاعل الأمامي.

$$NH_{3(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons NH_4^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$
قاعدة حمض حمض مرافق قاعدة مرافقة

أما في التفاعل العكسي فيعطي أيون الأمونيوم NH_4^+ أيون H^+ ليكوّن جزيء أمونيا. وهكذا يعمل عمل حمض، بحسب برونستد – لوري. ويكون بذلك أيون الأمونيوم هو الحمض المرافق للقاعدة (الأمونيا). ويتقبل أيون الهيدروكسيد أيون H^+ ليكوّن جزيء ماء. وهكذا يكون قاعدة بحسب برونستد – لوري. لذا يكون أيون الهيدروكسيد هو القاعدة المرافقة للحمض والماء.

الماء – حمض وقاعدة برونستد – لوري تذكّر أنه عندما يذوب HF في الماء فإن الماء يسلك سلوك القاعدة؛ وعندما تذوب الأمونيا NH_3 في الماء، فإن الماء يسلك سلوك الحمض. لذا يسلك الماء سلوك الحمض أو القاعدة بحسب طبيعة المواد المذابة في المحلول. ويُسمى الماء والمواد الأخرى التي تستطيع أن تسلك سلوك الأحماض والقواعد مواد مترددة (أمفوتيرية) Amphoteric.

المفردات

أصل الكلمة

مترافق **Conjugate** معنى كلمة Conjugate في اللغة العربية مترافق، وقد أخذت هذه الكلمة من اللغة اللاتينية، وهي تعني: Con– بادئة بمعنى مع أو معًا. jugate فعل بمعنى يتّصل أو يتّحد.

الشكل 8-5 يتفاعل فلوريد الهيدروجين مع مركبات عضوية تسمى الهيدروكربونات لصنع السطح الناعم غير اللاصق لهذه الأدوات المنزلية، حيث تحل ذرات الفلور محل ذرات الهيدروجين.

■ **إجابة سؤال الشكل 7–5** القاعدة المرافقة هي F^-

التقويم

الأداء اطلب إلى طالبين التطوُّع لتخطيط، وتقديم مناظرة تتعلق بنموذجي أرهينيوس، وبرونستد– لوري للأحماض والقواعد، حيث يقوم الطالب الأول بدور سفانت أرهينيوس، ويدافع عن نموذجه، في حين يقوم الطالب الثاني بدور يوهان برونستد ويؤيّد نموذجه. ض م

التعزيز

المانحات والمستقبلات وضِّح للطلاب أنّه كما يُعطي المتبرِّع، أو المانح المال للمؤسسات الخيريّة، فتكون هي المُستقبِل، كذلك يُعطي الحمض أيونات الهيدروجين أو البروتونات؛ فيكون هو المُعطِي، أو المتبرِّع، أو المانِح، وتأخذها القاعدة، فتكون هي المُستقبِل.

طرائق تدريس متنوعة

دون المستوى اطلب إلى الطلاب إعداد أشكال أو رسوم من الورق؛ تمثل ذرّات الهيدروجين والأكسجين والكلور في التفاعل بين كلوريد الهيدروجين والماء. ويمكنهم استعمال دبابيس تثبيت؛ لتعليق النماذج الورقيّة على لوحة الإعلانات، أو لوحة المُلصقات، ثم ينقلون H^+ من HCl إلى H_2O لتكوين H_3O^+ و Cl^-. د م

الخلفيّة النظريّة للمحتوى

أسماء الأحماض الشائعة لبعض الأحماض أسماء شائعة تختلف عن أسمائها الكيميائيّة. فمثلاً؛ يمكنك أن تشتري حمض المورياتيك من مخزن التجهيزات المنزليّة، و تستعمله في تنظيف الطوب، أو البلاط من الترسبات الكلسيّة، وحمض المورياتيك هو الاسم التجاري لحمض الهيدروكلوريك.

مسائل تدريبية

3.

	حمض	قاعدة مرافقة	قاعدة	حمض مرافق
a.	NH_4^+	NH_3	OH^-	H_2O
b.	HBr	Br^-	H_2O	H_3O^+
c.	H_2O	OH^-	CO_3^{2-}	HCO_3^-

4. $HSO_4^-{}_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightarrow H_3O^+{}_{(aq)} + SO_4^{-2}{}_{(aq)}$

القاعدة: H_2O

الحمض المرافق: H_3O^+

الحمض: HSO_4^-

القاعدة المرافقة: SO_4^{-2}

عرض توضيحي

تفاعل حمض وقاعدة لويس

الهدف توضيح التفاعل بين حمض وقاعدة لويس.

المواد والأدوات

زجاجات حمض الهيدروكلوريك المركز، ومحلول الأمونيا المركز.

احتياطات السلامة

نفّذ هذا العرض في مكان جيد التهوية، أو في خزانة الغازات.

خطوات العمل

ضع زجاجة حمض الهيدروكلوريك المركز جانب زجاجة محلول الأمونيا المركز، في منطقة جيدة التهوية، أو في خزانة طرد الغازات. ثم ارفع غطائي الزجاجتين، وادفع أبخرة المادَّتين بلطف تجاه بعضهما البعض.

النتائج

يتكوّن دخان أبيض من كلوريد الأمونيوم NH_4Cl فوق الزجاجتين.

مسائل تدريبية

3. حدّد الأزواج المترافقة من الحمض والقاعدة في كل تفاعل مما يلي:

a. $NH_4^+{}_{(aq)} + OH^-{}_{(aq)} \rightleftharpoons NH_{3(aq)} + H_2O_{(l)}$

b. $HBr_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+{}_{(aq)} + Br^-{}_{(aq)}$

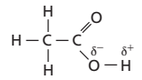
c. $CO_3^{2-}{}_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons HCO_3^-{}_{(aq)} + OH^-{}_{(aq)}$

4. تحفيز إذا علمت أنّ نواتج تفاعل حمض مع قاعدة هي H_3O^+ و SO_4^{2-}. اكتب معادلة موزونة للتفاعل، وحدّد الأزواج المترافقة من الحمض والقاعدة.

الأحماض الأحادية البروتون والمتعددة البروتونات
Monoprotic and Polyprotic Acids

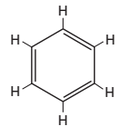
تستطيع أن تعرف أن كلًّا من HCl و HF حمض يحتوي على أيون هيدروجين واحد في كل جزيء، بناءً على معرفتك للصيغة الكيميائية لكل منهما. فالحمض الذي يستطيع أن يمنح أيون هيدروجين واحدًا فقط يُسمى حمضًا أحادي البروتون. ومن الأحماض الأحادية البروتون حمض البيروكلوريك $HClO_4$، وحمض النيتريك HNO_3، وحمض الهيدروبروميك HBr، وحمض الإيثانويك CH_3COOH. ولأن حمض الإيثانويك أحادي البروتون لذا تكتب صيغته غالبًا في صورة CH_3COOH لتأكيد حقيقة أن ذرة هيدروجين واحدة فقط من الذرات الأربع قابلة للتأين.

ذرات الهيدروجين القابلة للتأين الفرق بين ذرة الهيدروجين القابلة للتأين في حمض الإيثانويك وذرات الهيدروجين الثلاث الأخرى هو أن الذرة القابلة للتأين مرتبطة مع عنصر الأكسجين الأكثر كهروسالبية من الهيدروجين. والفرق في الكهروسالبية يجعل الرابطة بين الأكسجين والهيدروجين قطبية. ويبين **الشكل 9–5** تركيب حمض الإيثانويك، مع تركيب حمض HF وتركيب البنزين C_6H_6 غير الحمضي. فترتبط ذرة الهيدروجين في مركب فلوريد الهيدروجين مع ذرة الفلور العالية الكهروسالبية، لذا فالرابطة بينهما قطبية، وتصبح ذرة الهيدروجين قابلة للتأين إلى حد ما. أما ذرات الهيدروجين في البنزين فكل منها مرتبط مع ذرة كربون ذات كهروسالبية تساوي تقريبًا كهروسالبية الهيدروجين. فتكون هذه الروابط غير قطبية، لذا يكون البنزين غير حمضي. وقد تمنح بعض الأحماض أكثر من أيون هيدروجين. فمثلاً يستطيع كل من حمض الكبريتيك H_2SO_4 وحمض الكربونيك H_2CO_3 أن يمنح أيوني هيدروجين؛ فكلاهما يحتوي على ذرتي هيدروجين مرتبطتين مع ذرتي أكسجين بروابط قطبية. والأحماض التي تحتوي على ذرتي هيدروجين قابلتين للتأين في كل جزيء تُسمى أحماضًا ثنائية البروتونات. ويحتوي كل من حمضي الفوسفوريك H_3PO_4 والبوريك H_3BO_3 على ثلاث ذرات هيدروجين قابلة للتأين في كل جزيء، وتُسمى أحماضًا ثلاثية البروتونات. ويمكن استعمال مصطلح حمض متعدد البروتونات لأي حمض يحتوي على أكثر من ذرة هيدروجين قابلة للتأين.



حمض الإيثانويك

فلوريد الهيدروجين



بنزين

الشكل 9-5 تعتمد قدرة الهيدروجين على التأين على قطبية رابطته. ففي حمض الإيثانويك يكون الأكسجين أكثر كهروسالبية من الهيدروجين، لذا تكون الرابطة بين الأكسجين والهيدروجين قطبية. ولذلك تستطيع ذرة الهيدروجين أن تتأين في المحلول. أما في فلوريد الهيدروجين فيعد الفلور عالي الكهروسالبية، لذا يكون HF حمضًا في المحلول، بينما في البنزين هناك فرق قليل في الكهروسالبية بين ذرات الكربون والهيدروجين، لذا فالبنزين ليس حمضًا.

168

تطبيقات في الكيمياء

تفاعلات الورق الحمضي أحضر كتابًا صُنع في القرن التاسع عشر الميلادي فيه صفحات بالية جدًّا إن أمكن. ووضِّح أنَّ الورق في القرن التاسع عشر كان يتعرّض لعمليّة تغرية؛ وهي عملية تملأ فيها الثقوب المجهرية الموجودة في الورق بمادة الشّبّة (كبريتات الألومنيوم)؛ لتخفيض امتصاص الرطوبة، وتقليل انتشار الحبر. حيث تكوّن الشّبّة أيونات $Al(H_2O)_6^{3-}$ الحمضيّة، ومع الوقت تفاعلت أيونات $Al(H_2O)_6^{3-}$ مع ألياف الخشب الموجودة في الورق مؤدية إلى تفتُّت الورق وتلف الكتب، ووضِّح أيضًا أن الكتب المنتَجة قبل القرن التاسع عشر أفضل حالاً؛ لأنّ الشّبّة لم تكن تستعمل في التّغرية حينئذٍ.

الجدول 1-5 بعض الأحماض الشائعة وقواعدها المرافقة

الحمض		القاعدة المرافقة	
الاسم	الصيغة الكيميائية	الاسم	الصيغة الكيميائية
حمض الهيدروكلوريك	HCl	أيون الكلوريد	Cl^-
حمض النيتريك	HNO_3	أيون النترات	NO_3^-
حمض الكبريتيك	H_2SO_4	أيون الكبريتات الهيدروجينية	HSO_4^-
أيون الكبريتات الهيدروجينية	HSO_4^-	أيون الكبريتات	SO_4^{2-}
حمض الهيدروفلوريك	HF	أيون الفلوريد	F^-
حمض الهيدروسيانيك	HCN	أيون السيانيد	CN^-
حمض الإيثانويك	CH_3COOH	أيون الإيثانوات	CH_3COO^-
حمض الفوسفوريك	H_3PO_4	أيون ثنائي هيدروفوسفات	$H_2PO_4^-$
أيون ثنائي هيدروفوسفات	$H_2PO_4^-$	أيون الهيدروفوسفات	HPO_4^{2-}
أيون الهيدروفوسفات	HPO_4^{2-}	أيون الفوسفات	PO_4^{3-}
حمض الكربونيك	H_2CO_3	أيون الكربونات الهيدروجينية	HCO_3^-
أيون الكربونات الهيدروجينية	HCO_3^-	أيون الكربونات	CO_3^{2-}

يبين **الجدول 1-5** بعض الأحماض الأحادية والمتعددة البروتونات.
تتأين الأحماض المتعددة البروتونات جميعها في أكثر من خطوة. فخطوات تأين حمض الفوسفوريك الثلاث مبينة في المعادلات الآتية:

$$H_3PO_{4(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + H_2PO_4^-{}_{(aq)}$$
$$H_2PO_4^-{}_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + HPO_4^{2-}{}_{(aq)}$$
$$HPO_4^{2-}{}_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + PO_4^{3-}{}_{(aq)}$$

نموذج لويس The Lewis Model

لاحظ أن جميع المواد المصنّفة أحماضًا وقواعد بحسب نموذج أرهينيوس تُصنف أيضًا أحماضًا وقواعد بحسب نموذج برونستد – لوري. وبالإضافة إلى ذلك، فإن بعض المواد غير المصنفة بأنها قواعد بحسب نموذج أرهينيوس تُصنف قواعد بحسب نموذج برونستد – لوري.
إذن قد لا تندهش إذا علمت أن نموذجًا آخر أكثر شمولية للأحماض والقواعد اقترحه الكيميائي لويس (1946 – 1875م) الذي طوّر أيضًا نظرية زوج الإلكترونات للترابط الكيميائي، وقدم تراكيب لويس التي تبين مواقع الإلكترونات في الذرات والجزيئات. وقد طبّق نظريته على تفاعلات الأحماض والقواعد. واقترح أن الحمض أيون أو جزيء فيه مدار ذري فارغ يستطيع أن يتقبل (يشارك) زوجًا من الإلكترونات. وأن القاعدة أيون أو جزيء له زوج إلكترونات حر (غير مرتبط) يستطيع أن يمنحه أو يشارك فيه. وبحسب **نموذج لويس** فإن حمض لويس مادة مستقبلة لزوج من الإلكترونات، وقاعدة لويس مادة مانحة لزوج من الإلكترونات. لاحظ أن نموذج لويس يشمل جميع المواد المصنّفة أحماضًا وقواعد بحسب برونستد – لوري وغيرها كثير أيضًا.

المطويات
أدخل معلومات من هذا القسم في مطويتك.

المفردات
المفردات الأكاديمية
يطابق Conform
تعني: يشابه أو يماثل
كأن تقول مثلاً: إن تصرفاتهم تتطابق مع توقعات المجتمع.

التحليل

اطرح الأسئلة الآتية:

1. ما المعادلة الكيميائية للتفاعل بين HCl و NH_3، والذي يكون دخانًا أبيض من كلوريد الأمونيوم NH_4Cl؟
$HCl_{(g)} + NH_{3(g)} \rightarrow NH_4Cl_{(s)}$
2. ما تراكيب لويس لكل من NH_3، HCl، و NH_4Cl؟ تبين تراكيب لويس أن ذرة النيتروجين في جزيء NH_3 لديها زوج إلكترونات تكافؤ متاح للربط بذرة الهيدروجين في جزيء HCl لتكوين NH_4Cl.
3. حدّد حمض وقاعدة لويس في التفاعل. HCl هو حمض لويس، و NH_3 هي قاعدة لويس.

التقويم

المعرفة اطلب إلى الطلاب كتابة المعادلة الموزونة للتفاعل بين غاز الأمونيا والماء مكوّنة هيدروكسيد الأمونيوم المائي، واطلب إليهم أن يحددوا حمض وقاعدة لويس في التفاعل.
$NH_{3(g)} + H_2O_{(l)} \rightarrow NH_4^+{}_{(aq)} + OH^-{}_{(aq)}$
H_2O هو حمض لويس، و NH_3 هو قاعدة لويس. ض م

تطوير المفاهيم

تركيب لويس بالنقاط ذكّر الطلاب بأنّ للكيميائيّ "لويس" الفضل؛ لأنَّه أوّل من بحث في أهميّة أزواج إلكترونات التكافؤ في الروابط الكيميائيّة. راجع طريقة كتابة تراكيب لويس للأنواع الكيميائيَّة الموجودة في هذا الدرس بما فيها BF_3، F^-، SO_3، NH_3، وMgO. وأشر إلى أنَّ التركيز الذي وضعه لويس على أزواج الإلكترونات في تفاعلات الأحماض والقواعد، كان امتدادًا طبيعيًّا لدراسته حول دور أزواج الإلكترونات في الروابط الكيميائيّة. ض م

3. التقويم

التحقُّق من الفهم

اسأل الطلاب: لماذا يُعدُّ كبريتيد الهيدروجين H_2S حمضًا، في حين لا يُعدُّ الميثان CH_4 كذلك؟ مع أنَّ ذرَّات الهيدروجين في المركَّبين ترتبط بعنصرين غير فلزَّين، إلاَّ أنَّ H_2S يتأيَّن في المحلول المائيّ، منتجًا أيونات H^+، في حين أنَّ CH_4 لا يتأيَّن. ض م

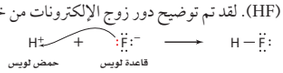
إعادة التدريس

اسأل الطلاب إذا كان التفاعل

$$H_2O_{(l)} + CH_3NH_{2(aq)} \rightarrow OH^-_{(aq)} + CH_3NH_3^+{}_{(aq)}$$

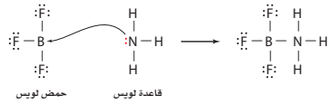
هو تفاعل حمض وقاعدة حسب نموذج أرهينيوس. لا. واسألهم أيضًا؟ هل هو تفاعل حمض وقاعدة حسب نموذج برونستد-لوري؟ نعم. ثم دعهم يحدِّدوا ماهو حمض برونستد- لوري في التفاعل الطرديِّ. H_2O ض م

مانحات ومستقبلات أزواج الإلكترونات تأمل التفاعل بين أيون الهيدروجين H^+ وأيون الفلوريد F^- لتكوين جزيء فلوريد الهيدروجين (HF). لقد تم توضيح دور زوج الإلكترونات من خلال تراكيب لويس الآتية:



يمثل أيون H^+ في هذا التفاعل حمض لويس؛ حيث يستقبل مدار 1s الفارغ زوجًا من الإلكترونات من أيون F^-. ويمثل أيون الفلوريد قاعدة لويس، لذا فهو يعطي زوجًا من الإلكترونات غير المشترك ليكون الرابطة بين الهيدروجين والفلور في HF. لاحظ أن هذا التفاعل يتطابق أيضًا مع نموذج برونستد – لوري للأحماض والقواعد؛ لأن H^+ يمكن اعتباره مانحًا لأيون هيدروجين، وF^- مستقبلاً لأيون هيدروجين.

فتفاعل غاز ثالث فلوريد البورون BF_3 مع غاز الأمونيا NH_3 لتكوين BF_3NH_3 هو تفاعل حمض لويس مع قاعدة لويس.

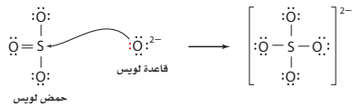


وإن ذرة البورون في BF_3 لها ستة إلكترونات تكافؤ، لذا يستطيع المدار الفارغ أن يستقبل زوجًا من الإلكترونات من قاعدة لويس.

ويحدث تفاعل حمض لويس مع قاعدة لويس أيضًا عندما يتفاعل غاز ثالث أكسيد الكبريت SO_3 مع أكسيد الماغنسيوم الصلب MgO.

$$SO_{3(g)} + MgO_{(s)} \rightarrow MgSO_{4(s)}$$

حيث يمثل زوج الحمض – القاعدة في هذا التفاعل ثالث أكسيد الكبريت SO_3 وأيون الأكسيد O^{2-} من أكسيد الماغنسيوم، أما الناتج فهو أيون الكبريتات.



لاحظ أن حمض لويس–وهو في هذه الحالة جزيء SO_3– يستقبل زوج إلكترونات من قاعدة لويس، وهو أيون O^{2-}. ويلخص **الجدول 2–5** نماذج أرهينيوس، وبرونستد – لوري، ولويس للأحماض والقواعد .

الجدول 2-5 ملخص النماذج الثلاثة للأحماض والقواعد

النموذج	تعريف الحمض	تعريف القاعدة
أرهينيوس	منتج H^+	منتج OH^-
برونستد – لوري	مانح H^+	مستقبل H^+
لويس	يستقبل زوجًا من الإلكترونات	يمنح زوجًا من الإلكترونات

170

طرائق تدريس متنوعة

فوق المستوى تحدّ المتعلِّمين المتفوِّقين أن يكتبوا تراكيب لويس لأكسيد الكالسيوم CaO، وثاني أكسيد الكربون CO_2، وكربونات الكالسيوم $CaCO_3$ المتكوِّنة عند تفاعل CaO مع CO_2، ودعهم يحدّدوا زوج الإلكترون الذي له علاقة بالتفاعل، وحمض لويس، وقاعدة لويس. حيث يعطى زوج إلكترونات من الأكسجين في CaO إلى ذرة الكربون في CO_2 ؛ لتكوين أيون الكربونات CO_3^{2-}؛ لذا فإنَّ CaO هو قاعدة لويس، وCO_2 هو حمض لويس. ف م

يعد تفاعل SO_3 مع MgO مهمًّا؛ لأنه ينتج بلورات من ملح كبريتات الماغنسيوم، تعرف باسم ملح إبسوم $MgSO_4 . 7H_2O$. ولهذا الملح استعمالات كثيرة، منها تخفيف آلام العضلات، وهو مغذٍّ للنباتات. وللتفاعل الذي ينتج كبريتات الماغنسيوم أيضًا تطبيقات بيئية؛ فعندما يحقن MgO في الغازات الخارجة من مداخن محطات توليد الطاقة الكهربائية التي تعمل بالفحم الحجري، كما في **الشكل 10–5** فإنه يتفاعل مع SO_3 ويعمل على انتزاعه من الغازات العادمة الخارجة من المصنع إلى الجو. أما إذا ترك SO_3 لينتشر في الغلاف الجوي فسوف يتحد مع الماء الموجود في الهواء مكونًا حمض الكبريتيك الذي يسقط على الأرض في صورة مطر حمضي.

الربط مع علم الأرض **الأنهيدريدات** تتحد جزيئات غاز ثاني أكسيد الكربون بجزيئات الماء في الجو لتكون حمض الكربونيك H_2CO_3، الذي يهطل مع المطر، وعندما يصل ماء المطر الحمضي إلى الأرض يتسرب جزء منه في التربة ليصل إلى الصخور الجيرية، فيؤدي إلى إذابتها ببطء، مما يسبب تكوّن كهوف ضخمة تحت الأرض عبر آلاف السنين، وتقطر المياه من سقوف الكهوف مخلّفة الجير المذاب. وهذا الجير يتكون على هيئة رقاقات جليدية تتدلى من السقف تسمى الهوابط. وكذلك تتكون كتل من كربونات الكالسيوم على أرض الكهوف تسمى الصواعد.

تتكوّن مثل هذه الكهوف لأن ثاني أكسيد الكربون أنهيدريد حمضي (حمض منزوع منه جزيء ماء)، وهو أكسيد يستطيع أن يتحد مع الماء ليكوّن حمضًا. وهناك أكاسيد أخرى تتحد مع الماء مكوّنة قواعد. فمثلاً يكوّن أكسيدُ الكالسيوم CaO (الجير الحي) عندما يذوب في الماء القاعدةَ هيدروكسيدَ الكالسيوم $Ca(OH)_2$ (الجير المطفأ). وعمومًا تكوّن أكاسيدُ العناصر الفلزية القواعدَ؛ بينما تكوّن أكاسيدُ اللافلزات الأحماضَ.

الشكل 10-5 يمكن إزالة ثالث أكسيد الكبريت – وهو أحد الغازات العادمة الناتجة عن احتراق الفحم الحجري بتفاعله مع أكسيد الماغنسيوم في تفاعل حمض وقاعدة لويس. لاحظ أنه رغم خروج كميات كبيرة من البخار من أبراج التبريد، إلاّ أنّ الذي يمكن رؤيته من المدخنة قليل.

التقويم 5-1

الخلاصة

- تحدّد تراكيز أيونات الهيدروجين وأيونات الهيدروكسيد ما إذا كان المحلول حمضيًّا، أم قاعديًّا، أم متعادلاً.
- يجب أن يحتوي حمض أرهينيوس على ذرة هيدروجين قابلة للتأين. ويجب أن تحتوي قاعدة أرهينيوس على مجموعة هيدروكسيد قابلة للتأين.
- حمض برونستد – لوري مادة مانحة لأيون هيدروجين، بينما قاعدة برونستد – لوري مادة مستقبلة لأيون هيدروجين.
- حمض لويس مادة تستقبل زوجًا من الإلكترونات، بينما قاعدة لويس مادة تعطي زوجًا من الإلكترونات.

5. **الفكرة الرئيسة** فسّر لماذا لا تُصنّف الكثير من أحماض وقواعد لويس على أنها أحماض أو قواعد أرهينيوس أو برونستد – لوري؟
6. **قارن** بين الخواص الفيزيائية والكيميائية للأحماض والقواعد.
7. **وضح** كيف تحدد تراكيز أيونات الهيدروجين وأيونات الهيدروكسيد ما إذا كان المحلول حمضيًّا أم قاعديًّا أم متعادلاً؟
8. **اشرح** لماذا لا يصنف العديد من المركبات التي تحتوي على ذرة هيدروجين أو أكثر بوصفها أحماض أرهينيوس؟
9. **حدّد** الأزواج المترافقة من الأحماض والقواعد في المعادلة الآتية:
$HNO_2 + H_2O \rightleftharpoons NO_2^- + H_3O^+$
10. **اكتب** تركيب لويس لثالث كلوريد الفوسفور PCl_3. هل يعد PCl_3 حمض لويس، أم قاعدة لويس، أم غير ذلك؟

التوسُّع

اطلب إلى الطلاب أن يكتبوا المعادلة الكيميائيَّة لتفاعل $Al(H_2O)_6^{3+}$ الحمضي مع الماء.

$$Al(H_2O)_6^{3+}{}_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + Al(H_2O)_5OH^{2+}{}_{(aq)}$$

ض م

التقويم

المهارة اطلب إلى الطلاب أن يكتبوا معادلات التأيُّن الثلاث لحمض البوريك (H_3BO_3).

$$H_3BO_{3(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + H_2BO_3^-{}_{(aq)},$$

$$H_2BO_3^-{}_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + HBO_3^{2-}{}_{(aq)},$$

$$HBO_3^{2-}{}_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + BO_3^{3-}{}_{(aq)}$$

التقويم 1–5

5. حمض لويس هو مستقبِلٌ لزوج من الإلكترونات، وقاعدة لويس هي مانِحة لزوج من الإلكترونات. لا يحتوي حمض لويس على أيون هيدروجين، أو أيون هيدروكسيد قابل للتأيُّن لكي يمكن اعتباره حمضًا أو قاعدة أرهينيوس، كما أنّ حمض لويس لا يمتلك أيون هيدروجين لكي يمنحه لغيره، لذا فهو ليس حمض برونستد– لوري، ولكن جميع قواعد لويس هي قواعد برونستد– لوري؛ لأنّها قادرة على استقبال أيون هيدروجين.
6. الخواص الفيزيائيَّة: تمتلك الأحماض طعماً حمضيًّا وتوصل الكهرباء. أمّا القواعد فطعمها مُرّ، وهي زلقة الملمس، وتوصل الكهرباء. الخواص الكيميائية: تتفاعل الأحماض مع الفلزّات لتنتج غاز الهيدروجين، كما أنّها تحوِّل لون تبّاع الشمس الأزرق إلى الأحمر. وتتفاعل القواعد مع الأحماض، وتحوّل لون تبّاع الشمس الأحمر إلى الأزرق.
7. يكون $[H^+] < [OH^-]$ في المحلول الحمضيّ، ويكون $[H^+] = [H^-]$ في المحلول المتعادل، ؛ أمّا في المحلول القاعديّ فيكون $[H^+] < [OH^-]$.
8. المركبات التي لديها ذرّة هيدروجين أو أكثر قابلة للتأيّن هي فقط أحماض أرهينيوس.
9. HNO_2 حمض و NO_2^- قاعدة مرافقة، H_2O قاعدة و H_3O^+ حمض مرافق.
10. يمتلك الفوسفور في PCl_3 ثلاثة إلكترونات يتشاركها مع ثلاث ذرات كلور، وزوج إلكترونات غير مشترك، يعمل عمل قاعدة لويس.

5–2

1. التركيز

شريحة التركيز

قبل بدء الدرس، اعرض على الطلاب شريحة التركيز رقم (16) الواردة في مصادر التعلم للفصول (5-1)، ويمكنك عرضها ملونة من خلال الرجوع إلى الموقع الإلكتروني:

د م

www.obeikaneducation.com

الفكرة الرئيسة

الأحماض القويّة والضعيفة اكتب على السبورة صيغتي حمضي الهيدروبروميك HBr، والكربونيك H_2CO_3، واسأل الطلاب: هل يمكنهم معرفة قوتي الحمضين من صيغتيهما؟ من المحتمل أن يقول الطلاب إنهم لا يستطيعون، ولكن قد يفترض بعضهم أنَّ H_2CO_3 هو الأقوى؛ لأنَّه يحتوي على ذرتي هيدروجين قابلتين للتأيُّن في كلِّ جزيء، ولكنّ هذا الافتراض غير صحيح. بعدئذ، اكتب معادلتي التأيُّن للحمضين في الماء مع سهمي الاتزان لحمض الكربونيك (السهم الأطول إلى اليسار).

$$HBr_{(g)} \rightarrow H^+_{(aq)} + Br^-_{(aq)};$$

$$H_2CO_{3(aq)} \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + HCO_3^-{}_{(aq)}$$

وأشر إلى أن تأيُّن HBr في المحاليل المائيّة المخفّفة هو 100%، وأنّه نتيجة لذلك، يكتب سهم واحد في المعادلة، واشرح من ناحية ثانية أنّ تأيّن حمض الكربونيك أقلّ بكثير من أن يكون كاملاً، وأنّ ثابت الاتزان لتفاعل التأيّن K عند 298 هو فقط 4.5×10^{-7}. ض م

2. التدريس

الخلفيّة النظريّة للمحتوى

قوّة الحمض والترابط اشرح أن قوّة الحمض لها علاقة بقوة وقطبيّة رابطة H–X، حيث تمثّل X عنصرًا لا فلزيًّا، أو في بعض الأحيان، أيونًا متعدّد الذّرات سالب الشحنة. وأشر إلى أنّ قوّة الرابطة تعتمد بصورة أساسيّة على نسبة كهروسالبيّة H و X، أو بالنسبة للأيون متعدّد الذرّات سالب الشحنة، كهروسالبية H و X والعناصر الأخرى المرتبطة بـX، وبصورة عامّة، كلّما ضعفت رابطة H–X ازدادت قوّة الحمض.

طرائق تدريس متنوعة

ضعاف البصر اطلب إلى الطلاب، والأهل، أو موظفي المدرسة أن يحضروا "مائدة أحماض وقواعد"، تشتمل على أطعمة تحتوي على أحماض وقواعد، على أن تجهز هذه "المائدة" في مقصف المدرسة، أو في غرفة التدبير المنزليّ، ودع طلاب المدرسة يتذوّقوا هذه الأطعمة، ويُعدّوا تقريرًا حول مذاقاتها المميّزة. ض م

5–2

قوة الأحماض والقواعد
Strengths of Acids and Bases

الفكرة الرئيسة **تتأين الأحماض والقواعد القوية في المحاليل تأينًا تامًّا، بينما تتأين الأحماض والقواعد الضعيفة في المحاليل تأينًا جزئيًّا.**

الربط مع الحياة تعتمد التمريرة الناجحة في لعبة كرة القدم على كلٍّ من المرسل والمستقبل، فيُعرف مثلاً مدى استعداد المرسل لتمرير الكرة، ومدى استعداد المستقبل لاستقبال الكرة. وكذلك الحال في تفاعلات الأحماض والقواعد؛ حيث يعتمد سير التفاعل على مدى استعداد الحمض لمنح أيون الهيدروجين، ومدى استعداد القاعدة لاستقباله.

الأهداف

- **تربط** قوة الحمض والقاعدة مع درجة تأينها.
- **تقارن** قوة حمض ضعيف بقوة قاعدته المرافقة.
- **تشرح** العلاقة بين قوى الأحماض والقواعد وقيم ثوابت تأينها.

مراجعة المفردات

إلكتروليت: مادة يوصل محلولها المائي التيار الكهربائي.

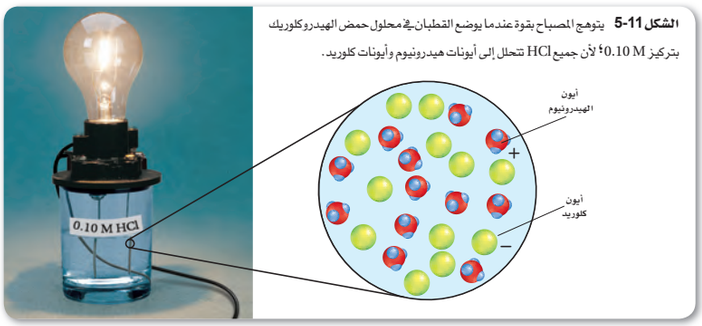
المفردات الجديدة

الحمض القوي
الحمض الضعيف
ثابت تأين الحمض
القاعدة القوية
القاعدة الضعيفة
ثابت تأين القاعدة

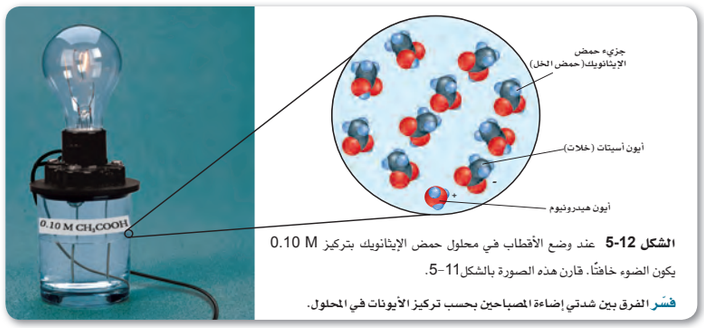
قوة الأحماض Strengths of Acids

من خواص المحاليل الحمضية والقاعدية أنها توصل الكهرباء. ما المعلومات التي تستطيع معرفتها عن أيونات الهيدروجين وأيونات الهيدروكسيد في هذه المحاليل المائية من خلال توصيلها للكهرباء؟ افترض أنك تفحص قدرة التوصيل الكهربائي لمحلول مائي تركيزه 0.10 M من حمض الهيدروكلوريك، وآخر مماثل من حمض الإيثانويك (الخل). يدل توهج المصباح الكهربائي في **الشكل 11–5** على أن المحلول يوصل الكهرباء. ولكن إذا قارنت توهج المصباح المتصل بمحلول HCl في **الشكل 11–5** بتوهج المصباح المتصل بمحلول CH_3COOH في **الشكل 12–5** فلا بد أن تلاحظ فرقًا؛ فتوصيل محلول HCl للكهرباء أفضل من توصيل محلول CH_3COOH. فلمَ هذا الفرق مع أن تركيزي الحمضين متساويان؟

الأحماض القوية يعتمد توصيل التيار الكهربائي على عدد الأيونات في المحلول. وقد تأينت جزيئات HCl الموجودة في المحلول جميعها كليًّا مكونةً أيونات هيدرونيوم وأيونات كلوريد.



الشكل 11-5 يتوهج المصباح بقوة عندما يوضع القطبان في محلول حمض الهيدروكلوريك بتركيز 0.10 M؛ لأن جميع HCl تتحلل إلى أيونات هيدرونيوم وأيونات كلوريد.



الشكل 5-12 عند وضع الأقطاب في محلول حمض الإيثانويك بتركيز 0.10 M يكون الضوء خافتًا. قارن هذه الصورة بالشكل 5-11.

فسّر الفرق بين شدتي إضاءة المصباحين بحسب تركيز الأيونات في المحلول.

وتسمى الأحماض التي تتأين كليًا **أحماضًا قوية**. ولأن الأحماض القوية تنتج أكبر عدد من الأيونات، لذا فهي موصلات جيدة للكهرباء.

يمكن تمثيل تأين حمض الهيدروكلوريك في الماء بالمعادلة الآتية:

$$HCl_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightarrow H_3O^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$$

الأحماض الضعيفة إذَا كان سبب الإضاءة القوية لمصباح الجهاز الذي يحتوي على HCl هو عدد الأيونات الكبير في المحلول ـ كما في **الشكل 11-5** ـ فإن الإضاءة الخافتة لمصباح الجهاز الذي يحتوي على محلول CH_3COOH، المبين في **الشكل 12-5**، لا بد أن يكون سببها احتواء محلول حمض الإيثانويك (الخل) على عدد أقل من الأيونات. ولأن المحلولين يحتويان على التركيز المولاري نفسه لذا نستنتج أن حمض الإيثانويك لا يتأين كليًا. ولذلك يسمى الحمض الذي يتأين جزئيًا فقط في المحلول المائي المخفف **الحمض الضعيف**. ولأن الأحماض الضعيفة تنتج أيونات أقل فإنها لا توصل الكهرباء جيدًا مثل الأحماض القوية. ويبين **الجدول 3-5** معادلات التأين لبعض الأحماض الضعيفة والأحماض القوية الشائعة.

الجدول 3-5 معادلات التأين

أحماض قوية		أحماض ضعيفة	
الاسم	معادلات التأين	الاسم	معادلات التأين
الهيدروكلوريك	$HCl \rightarrow H^+ + Cl^-$	الهيدروفلوريك	$HF \rightleftharpoons H^+ + F^-$
الهيدروأيوديك	$HI \rightarrow H^+ + I^-$	الإيثانويك	$CH_3COOH \rightleftharpoons H^+ + C_2H_3O_2^-$
البيركلوريك	$HClO_4 \rightarrow H^+ + ClO_4^-$	كبريتيد الهيدروجين	$H_2S \rightleftharpoons H^+ + HS^-$
النيتريك	$HNO_3 \rightarrow H^+ + NO_3^-$	الكربونيك	$H_2CO_3 \rightleftharpoons H^+ + HCO_3^-$
الكبريتيك	$H_2SO_4 \rightarrow H^+ + HSO_4^-$	الهيبوكلوروز	$HClO \rightleftharpoons H^+ + ClO^-$

طرائق تدريس متنوعة

فوق المستوى اطلب إلى الطلاب إعداد بحث لتفسير الاختلاف في قوة الأحماض الأكسجينيّة للكلور $HClO_2$، HOCl، و$HClO_4$. حمض الهيبوكلوروز (HClO) هو الأضعف؛ لأنّ الكلور يجذب القليل من الكثافة الإلكترونيّة والقوة من رابطة H–O. حمض البيركلوريك، والذي يمكن أن يكتب $HOClO_3$ هو الأقوى؛ لأنّ ذرّات الأكسجين الثلاث المرتبطة بذرة الكلور تجذب الكثير من الكثافة الإلكترونيّة والقوة من رابطة Cl–O–H. **ف م**

■ **إجابة سؤال الشكل 12-5** يتوهّج الضوء أكثر عندما يحتوي المحلول على أيونات أكثر.

المفاهيم الشائعة غير الصحيحة

قد يعتقد الطلاب أنّ قوّة الحمض تعتمد مباشرة على عدد ذرّات الهيدروجين في كلّ جزيء.

الكشف عن المفاهيم الشائعة غير الصحيحة

اسأل الطلاب، أن يتوقّعوا ما الحمض الأقوى ممّا يأتي: HNO_3 أو H_3PO_4؟ قد يتوقّعون أنّ H_3PO_4 هو الأقوى؛ لأنّه ثلاثيّ البروتونات.

عرض المفهوم

استخدم جهاز التوصيل الكهربائيّ لتبيّن أنّ توصيل محلول HNO_3 بتركيز 0.1 M أعلى من توصيل محلول H_3PO_4 بتركيز 0.1 M على الرغم من احتواء H_3PO_4 على ثلاثة أضعاف عدد ذرّات الهيدروجين التي يحتويها HNO_3 ، ولذلك يكون حمض HNO_3 أقوى من حمض H_3PO_4.

تقويم المعرفة الجديدة

اسأل الطلاب، هل يمكنهم ترتيب الأحماض الآتية: H_2SO_4، H_3PO_3، HF، معتمدين فقط على صيغها الكيميائيّة.

لا، الأحماض الثلاثة لديها أعداد مختلفة من ذرّات الهيدروجين في الجزيء الواحد، ولكن لا يمكن المقارنة بين قوّتها اعتمادًا على صيغها الكيميائيّة فقط. **ض م**

ماذا قرأت؟ القاعدة المرافقة للحمض القويّ تكون ضعيفةً جـدًّا، ولذلـك قدرتها على جذب أيـون هيدروجين تكون ضعيفـة أيضًا. في حـين تكـون القاعدة المرافقـة للحمض الضعيـف أقوى، وتنافـس بنجاح في سـبيل الحصول على الهيدروجين.

عرض سريع

كواشـف أضـف بضع قطـرات من محلـول كاشـف الميثيل البرتقـالي إلى 50 mL مـن حمـض الخلّيك بتركيـز 0.1 M في دورق سـعة 100 mL. يصبـح المحلـول أحمـر. ثـم أضـف بعدئـذ 0.2 g تقريبًـا مـن خـلّات الصوديـوم الصلبـة إلى المحلول، وحرّكه. يتحـوّل لون المحلول إلى اللوّن الأصفر. وضِّـح أنَّ لون كاشـف برتقـالي الميثيل يتغيَّر مـن الأحمر إلى الأصفـر، عندمـا يصبح المحلـول أقلّ حمضيّـة، واطلب إلى الطـلاب كتابة معادلة الاتزان لتأيُّن حمض الخلّيك؛ لتفسـير لماذا يتحوَّل لون المحلول إلى اللوّن الأصفر.

$$CH_3COOH_{(aq)} \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + CH_3COO^-_{(aq)}$$

يتحـوّل المحلول إلى الأصفر؛ لأنّ إضافة خلّات الصوديوم تزيد من تركيز أيونات الأسـيتات $[CH_3COO^-]$، وحسب مبـدأ لوتشـاتلييه تـؤدِّي زيـادة تركيز أيـون الأسـيتات إلى دفع الاتزان إلى اليسـار، ويعني الاتجاه إلى اليسـار استهلاك أيونات الهيدروجين، ممّا يجعل المحلول أقلّ حمضيّة. ض م

واقع الكيمياء في الحياة

سيانيد الهيدروجين

مركـب مميـت سـيانيد الهيدروجـين HCN غـاز سـام يوجـد في عـوادم المَرْكبـات، وفي دُخـان التبغ والخشـب، وفي دُخان البلاسـتيك المحترق المحتوي على النيتروجين. وتطلق بعض الحشرات سـيانيد الهيدروجين للدفاع عن نفسها. ويسـمى محلول سـيانيد الهيدروجين في المـاء حمـض الهيدروسـيانيك. وتحتـوي نـوى بعـض الفواكـه -ومنهـا الكـرز والخـوخ- عـلى سـيانوهيدرين الـذي يتحـول إلى حمـض الهيدروسـيانيك في الجهاز الهضمي إذا أكلت النواة. ولكن لا يوجـد حمض الهيدروسـيانيك في لب هذه الثمار، لذا يمكن أكله بأمان.

قوة الحمض ونموذج برونستد – لوري هل يستطيع نموذج برونستد – لوري تفسير سبب تأين HCl كليًّا بينما يكوِّن $HC_2H_3O_2$ القليل من الأيونات؟ تأمل تأين أي حمض قوي، كحمض HX على سبيل المثال. وتذكّر أن الحمض الموجود على جهة المواد المتفاعلة من المعادلة ينتج قاعدة مُرافقة على جهة النواتج. وبالمثل فإن القاعدة الموجودة على جهة المواد المتفاعلة تنتج حمضًا مرافقًا.

$$\underset{\text{حمض}}{HX_{(aq)}} + \underset{\text{قاعدة}}{H_2O_{(l)}} \rightarrow \underset{\text{حمض مرافق}}{H_3O^+_{(aq)}} + \underset{\text{قاعدة مرافقة}}{X^-_{(aq)}}$$

يمثّل HX حمضًا قويًّا وقاعدته المرافقة ضعيفة. أيْ أن HX يتأين بنسبة 100% تقريبًا؛ لأن الماء قاعدة أقوى (في التفاعل الأمامي) من قاعدته المرافقة X^- (في التفاعل العكسي). أي أنه يقع اتزان التأين كليًّا تقريبًا إلى اليمين؛ لأن جذب القاعدة H_2O لأيون H^+ أكبر من جذب القاعدة المرافقة X^-. فكر في هذا الأمر وكأنه معركة للقواعد، أيها لديه قوة جذب أكبر لأيون الهيدروجين: H_2O أم X^-؟ الماء هو القاعدة الأقوى عندما تكون الأحماض كلها قوية. لاحظ أن المعادلة مبينة بسهم واحد إلى اليمين.

كيف يختلف الوضع لأي حمض ضعيف HY؟

$$\underset{\text{حمض}}{HY_{(aq)}} + \underset{\text{قاعدة}}{H_2O_{(l)}} \rightleftharpoons \underset{\text{حمض مرافق}}{H_3O^+_{(aq)}} + \underset{\text{قاعدة مرافقة}}{Y^-_{(aq)}}$$

يميل اتزان التأين للحمض الضعيف إلى يسار المعادلة؛ لأن القاعدة المرافقة Y^- لديها جذب أكبر لأيون الهيدروجين من القاعدة H_2O. وتعد القاعدة المرافقة Y^- (في التفاعل العكسي) أقوى من القاعدة H_2O (في التفاعل الأمامي)، وتستطيع أن تستولي على أيون H^+. فمثلاً في حالة حمض الإيثانويك (الخل) تعد القاعدة المرافقة (في التفاعل العكسي) أقوى في جذب أيونات الهيدروجين من القاعدة H_2O (في التفاعل الأمامي).

$$HC_2H_3O_{2(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + C_2H_3O_2{}^-_{(aq)}$$

لاحظ أن المعادلة تحتوي على سهمي اتزان.

ماذا قرأت؟ لخص أهم الاختلافات بين الأحماض القوية والأحماض الضعيفة عند تفاعلها مع القواعد.

ثابت تأين الحمض يساعد نموذج برونستد – لوري على تفسير قوة الأحماض، إلا أنه لا يُعبِّر بطريقة كمية عن قوة الحمض، ولايقارن بين قوى الأحماض المختلفة. لذا يعد تعبير ثابت الاتزان قياسًا كميًّا لقوة الحمض.

إن الحمض الضعيف ينتج خليط اتزان من الجزيئات والأيونات في المحلول المائي. لذا يعطي ثابت الاتزان K_{eq} قياسًا كميًّا لدرجة تأين الحمض. تأمل حمض الهيدروسيانيك HCN، الذي يستعمل في الصباغة، والحفر على الفولاذ، وتليينه.

دفتر الكيمياء

الأحماض والأغذية اطلب إلى الطـلاب أن يقوّمـوا قـوَّة الأحمـاض في الأغذية، ويفسروا عدم اسـتعمال أحماض كحمض الهيدروكلوريـك، وحمـض الكبريتيـك في حفـظ الأغذيـة، أو زيادة طعمها اللّاذع، واطلب إليهـم أن يسـجّلوا نتائجهـم في دفاتر الكيمياء. ض م

فيما يأتي معادلة التأين، وتعبير ثابت الاتزان لحمض الهيدروسيانيك:

$$HCN_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + CN^-_{(aq)}$$

$$K_{eq} = \frac{[H_3O^+][CN^-]}{[HCN][H_2O]}$$

يعد تركيز الماء السائل في مقام المعادلة السابقة ثابتًا في المحاليل المائية المخففة، لذلك يمكن دمجه مع K_{eq} ليعطي ثابت اتزان جديدًا K_a.

$$K_{eq}[H_2O] = K_a = \frac{[H_3O^+][CN^-]}{[HCN]} = 6.2 \times 10^{-10}$$

يسمى K_a **ثابت تأين الحمض**، وهو قيمة ثابت الاتزان لتأين الحمض الضعيف. وكما في تعابير الاتزان جميعها، تدل قيمة K_a على ما إذا كانت المواد المتفاعلة أو النواتج هي المفضلة عند الاتزان. أما للأحماض الضعيفة فتميل تراكيز الأيونات (النواتج) في البسط إلى أن تكون صغيرة مقارنة بتركيز الجزيئات غير المتأينة (المواد المتفاعلة) في المقام. وتكون قيم K_a للأحماض الأضعف أصغر؛ وذلك لاحتواء محاليلها على أقل تراكيز أيونات وأعلى تراكيز لجزيئات الحمض غير المتأينة. ويحتوي **الجدول 4-5** على قائمة لقيم K_a ومعادلات التأين لعدة أحماض ضعيفة. لاحظ أن الأحماض المتعددة البروتونات ليست بالضرورة قوية التأين؛ فلكل تأين للحمض المتعدد البروتونات قيمة K_a مختلفة.

مهن في الكيمياء

عامل المشتل الوظيفة الرئيسة لعامل المشتل هي الاهتمام بتكاثر النباتات ونموها. وهذا يشمل زراعتها وتقليمها ونقلها. وبيع جميع أنواع المواد التي تتعلق بالنباتات. لذا يجب أن يعرف عامل المشتل المغذيات التي يحتاج إليها النبات للنمو الأفضل وظروف التربة، ومنها حموضة التربة التي تعزز نمو كل نوع من النباتات.

مسائل تدريبية

11. اكتب معادلات التأين وتعابير ثابت تأين الحمض لكل مما يأتي:
a. $HClO_2$ b. HNO_2 c. HIO

12. اكتب معادلة التأين الأولى والثانية لحمض السلينوز H_2SeO_3.

13. تحفيز إذا أعطيت المعادلة الرياضية الآتية: $K_a = \frac{[AsO_4^{3-}][H_3O^+]}{[HAsO_4^{2-}]}$، فاكتب المعادلة الموزونة للتفاعل.

الجدول 4-5 ثوابت تأين الأحماض الضعيفة

الحمض	معادلة التأين	K_a (298 K)
كبريتيد الهيدروجين، التأين الأول	$H_2S \rightleftharpoons H^+ + HS^-$	8.9×10^{-8}
كبريتيد الهيدروجين، التأين الثاني	$HS^- \rightleftharpoons H^+ + S^{2-}$	1×10^{-19}
الهيدروفلوريك	$HF \rightleftharpoons H^+ + F^-$	6.3×10^{-4}
الهيدروسيانيك	$HCN \rightleftharpoons H^+ + CN^-$	6.2×10^{-10}
الإيثانويك (حمض الخل)	$CH_3COOH \rightleftharpoons H^+ + CH_3COO^-$	1.8×10^{-5}
الكربونيك، التأين الأول	$H_2CO_3 \rightleftharpoons H^+ + HCO_3^-$	4.5×10^{-7}
الكربونيك، التأين الثاني	$HCO_3^- \rightleftharpoons H^+ + CO_3^{2-}$	4.7×10^{-11}

175

مسائل تدريبية

11.a $HClO_{2(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + ClO_2^-{}_{(aq)}$

$K_a = [H_3O^+][ClO_2^-]/[HClO_2]$

b $HNO_{2(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + NO_2^-{}_{(aq)}$

$K_a = [H_3O^+][NO_2^-]/[HNO_2]$

c $HIO_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + IO^-_{(aq)}$

$K_a = [H_3O^+][IO^-]/[HIO]$

12. $H_2SeO_{3(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons HSeO_3^-{}_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$

$HSeO_3^-{}_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons SeO_3^{2-}{}_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$

13. $HAsO_4^{2-}{}_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + AsO_4^{3-}$

التقويم

المعرفة اسأل الطلاب: أيُّ المحلولين أكثر تركيزًا؛ H_2SO_4 بتركيز 0.10 M، أم HF بتركيز 1.00 M ؟ محلول HF أكثر تركيزًا. واسألهم أيضًا: أيُّهما أكثر حمضيَّة؟ محلول H_2SO_4. ثم اطلب إليهم أن يفسِّروا إجاباتهم. HF حمض ضعيف، وهذا يعني أنه يتأيَّن قليلاً، وينتج القليل من أيونات الهيدروجين في المحلول المائيِّ.

ض م

مشروع الكيمياء

ثابت التأيُّن للأحماض اطلب إلى الطلاب أن يبحثوا في الكتب المرجعيَّة عن قيم ثابت التأيّن لبعض الأحماض، بما لا يقلّ عن خمسة أحماض ضعيفة، واطلب إليهم أن يكتبوا معادلة التأيُّن وتعبير Ka لكلٍّ منها، وترتيبها من الأضعف إلى الأقوى. ض م

تجربة

الهدف ملاحظة الطلاب لتوصيل محلول حمض الخليك الكهربائي بتراكيز مختلفة، واستنتاج الأعداد النسبيّة للأيونات في المحاليل.

المهارات العمليّة الملاحظة والاستنتاج، وتعرّف السبب والنتيجة، وكتابة الفرضيّات.

احتياطات السلامة تأكد من تعبئة الطلاب لبطاقة السلامة في المختبر قبل بدء العمل. حمض الخليك مادة حارقة للجلد والملابس.

التخلّص من النفايات خفّف محاليل الأحماض جميعها عشرين مرّة، واطرحها في مجاري الصرف الصحيّ.

استراتيجيات التدريس

- استخدم نتائج الاستقصاء بدايةً لمناقشة الإسعاف الأوليّ المناسب في حالة تناثر الحمض في العيون أو على الجلد.

النتائج المتوقّعة حمض الخليك لا يوصّل الكهرباء؛ لذا لا يضيء أيّ من الضوءين الأحمر أو الأخضر، ولكن سيضيء الضوء الأحمر على جهاز الفحص بتوهُّجٍ شديدٍ في حالة المحاليل المخفّفة جميعها. أمّا بالنسبة لمحلول حمضِ الخليك بتركيز 6.0 M فسيضيء الضوء الأخضر بصورة خافتة؛ و بتركيز 1.0 M سيكون الضوء الأخضر ساطعًا؛ والحمض نفسه بتركيز 0.1 M سيكون الضوء الأخضر أقلّ توهُّجًا منه بالنسبة للحمض الذي تركيزه 6.0 M.

التحليل

1. $CH_3COOH_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + CH_3COO^-_{(aq)}$

$K_a = [CH_3COO^-][H^+]/[CH_3COOH] = 1.8 \times 10^{-5}$

القليل جدًّا من حمض الخليك يتأيّن.

2. نعم. بالمقارنة بين محلولَي 6.0 M و 1.0 M ، يحتوي المحلول 1.0 M نسبة تأيّن أعلى؛ ونسبة الأيونات العالية تزيد التوصيل، ولكن التخفيف المتواصل يقلّلُ التركيز الكليّ للأيونات لدرجة أنّ توصيل محلول 0.1 M تقلّ.

3. كلّما ازداد تخفيف الحمض الضعيف تحسّن توصيله للكهرباء؛ لأنّ تأيُّنه يزداد. يؤدي الماء إلى زيادة نسبة التأيُّن. غير أنّه في آخر الأمر يصبح الحمض مخففًا لدرجة أنّ التوصيل يقلّ؛ لأنّ كميّة حمض الخلّيك الموجودة تصبح قليلة نسبيًّا.

4. يمكن أن تزيد إضافة كميّةٍ صغيرةٍ من الماء قوة الحمض الظاهريّة؛ فتتلف الأنسجة، لذا يجب إضافة كميّةٍ كبيرةٍ من الماء عند انسكاب الأحماض؛ لتخفيف الحمض بسرعة، وغسله والتخلّص منه.

التقويم

المعرفة اطلب إلى الطلاب أن يتوقّعوا توصيل الكهرباء لمحاليل الحمض القويّ HCl عند تركيز 0.1M، 1.0M، 6.0 M. ض م

تجربة

قارن بين قوى الأحماض

كيف تستطيع أن تحدد القوى النسبية للمحاليل الحمضية؟

الخطوات

1. املأ بطاقة السلامة في دليل التجارب العملية.
2. استعمل مخبارًا مدرجًا سعته 10 mL لقياس 3 mL من حمض الإيثانويك المركز. استعمل القطارة لنقل الحمض إلى الفجوة A1 من طبق التفاعلات البلاستيكي ذي الأربع والعشرين فجوة. ويمكنك استخدام أنابيب الاختبار كبديل في حالة عدم توفر طبق التفاعلات.

تحذير: حمض الإيثانويك (الخل) المركز مادة أكالة وسامّة عند الاستنشاق؛ لذا تعامل معها بحذر.

3. ضع قطبي جهاز الموصلية الكهربائية (الدائرة الكهربائية) في الفجوة A1، وسجّل ملاحظاتك.
4. اغسل المخبار المدرّج والقطارة بالماء، ثم قس 3 mL من حمض الإيثانويك 6.0 M وضعها في الفجوة A2 من طبق التفاعلات. افحص موصلية المحلول وسجلها.
5. أعد الخطوة 4 باستعمال حمض الإيثانويك الذي تركيزه 1.0 M وحمض الإيثانويك 0.10 M والفجوتين A3 و A4 على التوالي.

التحليل

1. اكتب معادلة تأين حمض الإيثانويك في الماء، وتعبير ثابت الاتزان ($K_{eq} = 1.8 \times 10^{-5}$). علامَ تدل قيمة K_{eq} فيما يخص درجة التأين؟
2. **اشرح** هل تتفق نسب التأين المئوية التقريبية الآتية مع نتائجك؟

حمض الإيثانويك (حمض الخل) المركز

حمض الإيثانويك 6.0 M، 0.1%

حمض الإيثانويك 1.0 M، 0.2%

حمض الإيثانويك 1.0 M، 0.4%

حمض الإيثانويك 0.1 M، 1.3%

3. **اقترح** فرضية تشرح ملاحظاتك مستعينًا في ذلك بإجابتك عن السؤال 2.
4. استعمل فرضيتك للتوصل إلى استنتاج يتعلق بضرورة استعمال كميّات كبيرة من الماء للغسل عندما ينسكب حمض على نسيج حي.

قوة القواعد Strengths of Bases

تطلق القواعد أيونات OH^-، ويعتمد توصيل القاعدة للتيار الكهربائي على مقدار ما تنتجهُ من أيونات OH^- في المحلول المائي.

القواعد القوية القاعدة التي تتحلل كليًّا منتجة أيونات فلزية وأيونات الهيدروكسيد تعرف بأنها **قاعدة قوية**. لذا فهيدروكسيدات الفلزات ـ ومنها هيدروكسيد الصوديوم NaOH – قواعد قوية.

$$NaOH_{(s)} \rightarrow Na^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

تعد بعض هيدروكسيدات الفلزات ـ ومنها هيدروكسيد الكالسيوم $Ca(OH)_2$ – مصدرًا ضعيفًا لأيونات OH^-؛ لأن ذائبيتها منخفضة. لاحظ أن ثابت حاصل الذائبية K_{sp} لهيدروكسيد الكالسيوم $Ca(OH)_2$ صغير، مما يدل على أن كمية قليلة من OH^- توجد في المحلول المشبع.

$$Ca(OH)_{2(s)} \rightleftharpoons Ca^{2+}_{(aq)} + 2OH^-_{(aq)} \quad K_{sp} = 6.5 \times 10^{-6}$$

ومع ذلك فإن هيدروكسيد الكالسيوم وغيره من هيدروكسيدات الفلزات القليلة الذوبان قواعد قوية؛ لأن كل ما يذوب منها يتأيَّن كليًّا. ويبين **الجدول 5–5** معادلات تحلل بعض القواعد القوية .

القواعد الضعيفة تتأين القواعد الضعيفة جزئيًّا فقط في المحاليل المائية المخففة. فمثلاً يتفاعل ميثيل أمين CH_3NH_2 مع الماء لينتج مخلوطًا متزنًا من جزيئات CH_3NH_2، وأيونات $CH_3NH_3^+$، وأيونات OH^-.

$$CH_3NH_{2(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons CH_3NH^+_{3(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

قاعدة — حمض — حمض مرافق — قاعدة مرافقة

الجدول 5–5 معادلات التأين للقواعد القوية

$NaOH_{(s)} \rightarrow Na^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$
$KOH_{(s)} \rightarrow K^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$
$RbOH_{(s)} \rightarrow Rb^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$
$CsOH_{(s)} \rightarrow Cs^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$
$Ca(OH)_{2(s)} \rightarrow Ca^{2+}_{(aq)} + 2OH^-_{(aq)}$
$Ba(OH)_{2(s)} \rightarrow Ba^{2+}_{(aq)} + 2OH^-_{(aq)}$

176

الجدول 6-5 ثابت التأين لبعض القواعد

القاعدة	معادلة التأين	K_b (298 K)
إيثيل أمين	$C_2H_5NH_{2(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons C_2H_5NH_3^+{}_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$	5.0×10^{-4}
ميثيل أمين	$CH_3NH_{2(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons CH_3NH_3^+{}_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$	4.3×10^{-4}
الأمونيا	$NH_{3(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons NH_4^+{}_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$	2.5×10^{-5}
الأنيلين	$C_6H_5NH_{2(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons C_6H_5NH_3^+{}_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$	4.3×10^{-10}

يميل هذا الاتزان إلى اليسار؛ لأن القاعدة CH_3NH_2 ضعيفة، والقاعدة المرافقة OH^- قوية؛ لأن قوة جذب أيون الهيدروكسيد لأيون الهيدروجين أقوى من جذب جزيء الميثيل أمين لأيون الهيدروجين.

ثابت تأين القواعد تكوِّن القواعد الضعيفة مخاليط اتزان من الجزيئات والأيونات في المحاليل المائية، كما في الأحماض الضعيفة. ويعد ثابت الاتزان قياسًا لمدى تأين القاعدة. وتبين المعادلة الآتية ثابت الاتزان لتأين الميثيل أمين في الماء:

$$K_b = \frac{[CH_3NH_3^+][OH^-]}{[CH_3NH_2]}$$

ويمكن تعريف **ثابت تأين القاعدة** K_b بأنه قيمة تعبر عن ثابت الاتزان لتأين القاعدة. وكلما صغرت قيمة K_b كانت القاعدة أضعف. ويبين **الجدول 6-5** قيم K_b ومعادلات التأين لبعض القواعد الضعيفة.

مسائل تدريبية

14. اكتب معادلات التأين وتعبير ثابت التأين للقواعد الآتية:

a . هكسيل أمين $C_6H_{13}NH_2$ **c** . أيون الكربونات CO_3^{2-}

b . بروبيل أمين $C_3H_7NH_2$ **d** . أيون الكربيتات الهيدروجينية HSO_4^-

15. تحفيز اكتب معادلة اتزان قاعدة يكون فيها PO_4^{3-} قاعدة في التفاعل الأمامي، و OH^- قاعدة في التفاعل العكسي.

التقويم 2-5

الخلاصة

- تتأيَّن الأحماض والقواعد القوية كليًّا في المحاليل المائية المخففة. بينما تتأين الأحماض والقواعد الضعيفة تأيُّنًا جزئيًّا في المحاليل المائية المخففة.
- تعد قيمة ثابت تأين الحمض أو القاعدة الضعيفة قياسًا لقوة الحمض أو القاعدة.

16. الفكرة الرئيسة صف محتويات محاليل مائية مخففة للحمض القوي HI والحمض الضعيف HCOOH.

17. ما العلاقة بين قوة الحمض الضعيف وقوة قاعدته المرافقة؟

18. حدّد الأزواج المترافقة للحمض والقاعدة في كل معادلة مما يأتي:

a. $HCOOH_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons HCOO^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$

b. $NH_{3(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons NH_4^+{}_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$

19. اشرح ما الذي يمكن أن تستفيده من معرفة أن قيمة K_b للأنيلين $C_6H_5NH_2$ هي $K_b = 4.3 \times 10^{-10}$؟

20. فسّر البيانات استعمل البيانات في **الجدول 4-5** لترتيب الأحماض السبعة تصاعديًّا بحسب توصيلها للكهرباء.

177

التقويم 2-5

16. يحتوي محلول HI فقط على أيونات H_3O^+ و I^- وجزيئات ماء، ويحتوي محلول HCOOH على أيونات H_3O^+ و $HCOO^-$، وجزيئات HCOOH و H_2O.

17. كلّما ازدادت قوّة الحمض ازداد ضعف قاعدته المرافقة. وكلّما ضعف الحمض ازدادت قوة قاعدته المرافقة.

18. a. الحمض: HCOOH؛ القاعدة المرافقة: $HCOO^-$؛ القاعدة: H_2O؛ الحمض المرافق: H_3O^+

b. الحمض: H_2O؛ القاعدة المرافقة: OH^-؛ القاعدة: NH_3؛ الحمض المرافق: NH_4^+

19. قياس K_b يدلّ على أنّ الأنيلين قاعدة ضعيفة.

20. HF, HCOOH, CH_3COOH, H_2CO_3, H_2S, HCO_3^-, HS^-

مسائل تدريبية

14. a. $C_6H_{13}NH_{2(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons C_6H_{13}NH_3^+{}_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$

$K_b = [C_6H_{13}NH_3^+][OH^-]/[C_6H_{13}NH_2]$

b. $C_3H_7NH_{2(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons C_3H_7NH_3^+{}_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$

$K_b = [C_3H_7NH_3^+][OH^-]/[C_3H_7NH_2]$

c. $CO_3^{2-}{}_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons HCO_3^-{}_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$

$K_b = [HCO_4^-][OH^-]/[CO_3^{2-}]$

d. $HSO_4^-{}_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_2SO_{4(aq)} + OH^-_{(aq)}$

$K_b = [H_2SO_4][OH^-]/[HSO_4^-]$

15. $PO_4^{3-}{}_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons HPO_4^{2-}{}_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$

3. التقويم

التحقُّق من الفهم

اطلب إلى الطلاب الاعتماد على قيم Ka؛ لترتيب درجة توصيل الكهرباء لمحاليل المركَّبات HClO، H_2S، وHI. بتركيز 0.10 M

$HI > H_2S > HClO$ ض م

إعادة التدريس

اكتب على السبورة: 0.1 M HCl و 1.0 M HClO . واسأل: أيّ المحلولين أكثر تركيزًا؟ 1.0 M HClO. وأيُّهما أقوى؟ 0.1 M HCl ض م

التوسُّع

دع الطلاب المهتمّين يستعملوا كتابًا جامعيًّا؛ لتقصي تأثير الماء في مستوى قوة الأحماض، والقواعد القويّة، واطلب إليهم تفسير هذا التأثير مستعينين بالتّشابه الآتي: على افتراض أنّه طلب إلى أقوى خمسة أشخاص في العالم رفع ثقلٍ مقداره 50 kg؛ لتقرير أيّهم هو الأقوى. ف م

التقويم

المهارة اطلب إلى الطلاب أن يكتبوا معادلة التأيُّن، وتعبير ثابت التأيُّن لحمض البروموز (Bromous acid).

$HBrO_{2(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + BrO_2^-{}_{(aq)}$

$HBrO_{2(aq)} \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + BrO_2^-{}_{(aq)}$

$K_a = [H^+][BrO_2^-]/[HBrO_2]$

5–3

1. التركيز

شريحة التركيز

قبل بدء الـدرس، اعرض على الطلاب شريحة التركيز رقم (17) الواردة في مصـادر التعلم للفصول (5–1)، ويمكنك عرضهـا ملونة من خـلال الرجـوع إلى الموقـع الإلكتروني:

د م

www.obeikaneducation.com

الفكرة الرئيسة

الطبيعـة اللوغارتميّـة لـ pH اكتب على السـبورة تدريج pH مـن صفـر إلى 14، واسـأل: أيُّ القيـم تمثـل المحاليـل الحمضيّة والمتعادلـة والقاعديّة؟ تكون قيـم pH للمحاليل الحمضيّة أقلّ مـن 7، وتكون قيمها للمحاليـل المتعادلة تسـاوي 7، أمّا قيمها للمحاليل القاعديّة فتكون أكبر من 7.

لإظهـار طبيعـة pH اللوغارتميّة، اطرح الأسـئلة الآتية: كم مرةً تزيـد حمضيّـة محلول قيمـة pH له تسـاوي 5 ، على محلـول قيمة pH لـه تسـاوي 6 ، بناءً عـلى تركيز أيـون الهيدروجين؟ حمضية المحلـول الـذي قيمة pH له 5 أكثر من حمضيّة المحلول pH له 6 بعشر مراتٍ. وكم مرةً تزيد قاعديّة محلول pH له 11 على قاعديّة محلولpH له 9، بناءً على تركيز أيون الهيدروكسيد؟ محلول pH له 11 أكبر من قاعديّة محلولpH له 9 بـ 100 مرةٍ. ض م

2. التدريس

الرياضيات في الكيمياء

الأسس ذكّر الطـلاب بأنّ التغيّر بمقدار وحـدة واحدة في أسّ العـدد 10 يعكـس تغيّرًا مقـداره عشرة أضعاف العـدد. فمثلاً، 10^4 أكثـر من 10^3 بعـشر مراتٍ، و 10^{-7} أصغـر من 10^{-6} بعشر من المرات.

الخلفيّة النظريّة للمحتوى

قيم PH الأصغر من 0.0 والأكبر من 14 يمتدّ مدى pH بصورة عامّة من 0.0 –14 تقريبًا، مع التذكير أنّ قيم pH أقلّ من صفر، وأكبر من 14 أيضًا ممكنة. وأنّ مثـل هذه المحاليل نادرة، وخطرة، ودرجة تركيزها عالية جدًّا، لدرجة أنّ مثل هذه الأحماض أو القواعد، قد لا تتأيّن كليًّا؛ لذا قد لا تكون تراكيز الأيونات عالية كما هو متوقّع.

5–3

الأهداف

- **تشـرح** معنـى المـصطلحات pH وpOH.
- **تـربط** بـين pH و pOH وثابت التأين للماء.
- **تحسب** قيمـة pH وpOH للمحاليل المائية.

مراجعة المفردات

مبدأ لوتشاتلييه: ينص على أنه إذا وقع ضغط على نظام في حالة اتزان فإن النظام يتجه في الاتجاه الذي يقلّل من ذلك الضغط.

مفردات جديدة

ثابت تأيُّن الماء K_w

الرقم الهيدروجيني pH

الرقم الهيدروكسيدي pOH

أيونات الهيدروجين والرقم الهيدروجيني
Hydrogen Ions and pH

الفكرة الرئيسة **يعبّر كل من pH و pOH عن تراكيز أيونات الهيدروجين وأيونات الهيدروكسيد في المحاليل المائية.**

الربط مع الحياة لعلك شـاهدت طفلين يلعبان على لعبة التوازن (السيسـو). عندما يرتفع أحد طـرفي العارضة يهـبط الطرف الآخر. وأحيانًا تتوازن العارضة في الوسـط. تسـلك تراكيز أيونات الهيدروجين وأيونات الهيدروكسيد في المحاليل المائية سلوكًا مماثلاً.

ثابت التأيُّن للماء Ion Product Constant for Water

يحتوي الماء النقي على تراكيز متساوية لأيونات H^+ و OH^- التي تنتج عن تأينه الذاتي. ويبين **الشكل 13–5** تكون أعداد متساوية من أيونات الهيدرونيوم والهيدروكسيد في عملية التأين الذاتي للماء. ويمكن تبسيط معادلة الاتزان على النحو الآتي:

$$H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

ثابت تأين الماء K_w يشير السهم الثنائي إلى أن هذا تفاعل اتزان. لذا تذكّر أنه يجب كتابة تعبير ثابت الاتزان بوضع تراكيز النواتج في البسط، وتراكيز المواد المتفاعلة في المقام. وفي هذه الحالة، جميع المواد قوتها واحد؛ لأن معاملاتها جميعها في المعادلة الكيميائية 1. ولأن تركيز الماء النقي ثابت، لذا لا يظهر $[H_2O]$ في المقام.

ثابت تأين الماء K_w

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

حيث إن K_w ثابت تأين الماء.

و $[H^+]$ تركيز أيون الهيدروجين.

و $[OH^-]$ تركيز أيون الهيدروكسيد.

حاصل ضرب تراكيز أيون الهيدروجين وأيون الهيدروكسيد في المحاليل المائية المخففة يساوي K_w.

والتعبير K_w هو حالة خاصة لثابت الاتزان، ينطبق فقط على الماء. ويسمى **ثابت تأين الماء**، وهو قيمة تعبر عن ثابت الاتزان للتأين الذاتي للماء. لقد بينت التجارب أنّ $[OH^-]$ و $[H^+]$ للماء النقي عند 298 K تكون متساوية؛ حيث يساوي كل منها 1.0×10^{-7}M. لذا تكون قيمة K_w عند درجة الحرارة 298 K تساوي 1.0×10^{-14}

$$K_w = [H^+][OH^-] = (1.0 \times 10^{-7})(1.0 \times 10^{-7})$$
$$K_w = 1.0 \times 10^{-14}$$

الشكل 13-5 يسلك أحد جزيئات الماء في التأين الذاتي للماء سلوك الحمض، ويسلك الجزيء الآخر سلوك القاعدة.

K_w ومبدأ لوتشاتلييه حاصل ضرب $[H^+]$ و $[OH^-]$ يساوي دائمًا 1.0×10^{-14} عند درجة حرارة 298 K. وهذا يعني أنه إذا زاد تركيز أيونات H^+ نقص تركيز أيونات OH^-. وبالمثل فإن الزيادة في تركيز OH^- تسبب نقصانًا في تركيز أيونات H^+. فكّر في هذه التغيرات من خلال مبدأ لوتشاتلييه؛ حيث تسبب إضافة أيونات هيدروجين إضافية إلى إضطراب في حالة الاتزان، فيعمل النظام على التقليل من تأثير الزيادة في التركيز؛ حيث تتفاعل أيونات H^+ المضافة مع أيونات OH^- لتكوّن المزيد من جزيئات الماء، وهكذا يقل تركيز OH^-.

يبين **المثال 1–5** كيف تستعمل K_w لحساب تركيز H^+ أو OH^- إذا عرفت تركيز أحدهما.

ماذا قرأت؟ اشرح لماذا لا يتغير K_w عند زيادة تركيز أيونات الهيدروجين؟

مثال 1-5

احسب قيم $[H^+]$ و $[OH^-]$ باستعمال K_w إذا كان تركيز أيون H^+ في كوب قهوة عند درجة حرارة 298 K هو 1.0×10^{-5} M، فما تركيز أيون OH^- في القهوة؟ هل تعد القهوة حمضية، أم قاعدية، أم متعادلة؟

1 تحليل المسألة

لديك تركيز أيون H^+، وتعرف أن K_w يساوي 1.0×10^{-14}. يمكنك استعمال قانون ثابت تأين الماء لإيجاد $[OH^-]$. ولأن $[H^+]$ أكبر من 1.0×10^{-7}، لذا يمكنك أن تتوقع أن يكون $[OH^-]$ أقل من 1.0×10^{-7}

المعطيات

$[H^+] = 1.0 \times 10^{-5}$ M

$K_w = 1.0 \times 10^{-14}$

المطلوب

$[OH^-] = ?$ mol/L

2 حساب المطلوب

استعمل قانون ثابت تأين الماء.

اكتب تعبير ثابت تأين الماء.

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

أوجد قيمة $[OH^-]$:

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

عوّض $K_w = 1.0 \times 10^{-14}$.

$[H^+] = 1.0 \times 10^{-5}$ M .

$[OH^-] = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{1.0 \times 10^{-5}} = 1.0 \times 10^{-9}$ mol/L

لأن قيمة $[OH^-] < [H^+]$ ، لذا فإن القهوة حمضية.

3 تقويم الإجابة

كما هو متوقع، تكون قيمة $[OH^-]$ أقل من 1.0×10^{-7} mol/L.

مسائل تدريبية

21. فيما يأتي قيم تراكيز H^+ و OH^- لأربعة محاليل مائية عند درجة حرارة 298 K. احسب $[H^+]$ أو $[OH^-]$ لكل محلول، ثم حدد ما إذا كان المحلول حمضيًّا، أم قاعديًّا، أم متعادلاً.

a. $[H^+] = 1.0 \times 10^{-13}$ M c. $[OH^-] = 1.0 \times 10^{-3}$ M

b. $[OH^-] = 1.0 \times 10^{-7}$ M d. $[H^+] = 4.0 \times 10^{-5}$ M

22. تحفيز احسب عدد أيونات H^+ وعدد أيونات OH^- في 300 mL من الماء النقي عند درجة حرارة 298 K.

179

ماذا قرأت؟ عندما يزداد تركيز H^+ ينقص تركيز OH^-، بحيث يكون حاصل ضرب تركيز الأيونين ثابتًا دائمًا.

مثال في الصف

سؤال تركيز أيون الهيدروكسيد في محلول أحد المنظفات يساوي 1.0×10^{-3} M. فما تركيز $[H^+]$ في محلول المنظف؟

الإجابة

$$[H^+] = (1.0 \times 10^{-14})/(1.0 \times 10^{-3})$$
$$= 1.0 \times 10^{-11} \text{M}$$

مسائل تدريبية

21. a. $[OH^-] = 1.0 \times 10^{-1}$ M، المحلول قاعديّ

b. $[H^+] = 1.0 \times 10^{-7}$ M، المحلول متعادل

c. $[H^+] = 1.0 \times 10^{-11}$ M، المحلول قاعديّ

d. $[OH^-] = 2.5 \times 10^{-10}$ M، المحلول حمضيّ

22. عدد أيونات H^+ = عدد أيونات OH^- = 1.8×10^{16} أيون.

دفتر الكيمياء

النباتات وPH التربة اطلب إلى الطلاب المهتمين إعداد بحث حول كلٍّ من: النباتات التي تنمو جيدًا في التربة الحمضيّة، وفي التربة القاعديَّة، و دعهم يكتشفوا كيف يمكن زيادة حمضيّة أو قاعديّة التربة، وتُعدُّ كتب البستنة، وفهارس البذور، وبائعو الزهور، والعاملون في مشاتل النباتات مصادر جيدة لهذه المعلومات، ويمكن أن يلخِّصوا نتائج أبحاثهم في دفاتر الكيمياء. ض م

■ **إجابة سؤال الشكل 14–5** يحتوي ماء البحر على التركيز الأعلى من أيونات H^+؛ بأكثر من 100 مرةٍ.

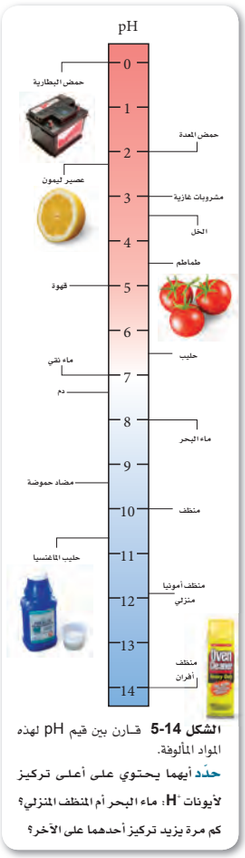
عرض سريع

حمض الكربونيك ضع 250 mL تقريبًا من إيثانول تركيزه 95% في دورق سعته 500 mL. **تحذير:** لا تترك اللهب مشتعلاً في الغرفة. وأضف 5 أو 6 قطرات من محلول كاشف الثايمول فثالين، وكميّة كافية من محلول هيدروكسيد الصوديوم 0.1 M؛ لجعل المحلول أزرق اللون. ثم أغلق الدورق بسدادة حتى يحين وقت العرض.

مرّر الدورق دون سدادة على الطلاب في الصف، واطلب إلى كلٍّ منهم عند وصول الدورق إليه أن يطلب من المحلول أن يغيِّر لونه. وأعد وضع السدادة، وحرِّك المحلول بحركة دائريّة، ثم أعد تمرير الدورق على الطلاب، وعند نقطة معيَّنة يكون قد ذاب ما يكفي من CO_2 في المحلول؛ حتى ينخفض pH إلى درجة يتغيّر عندها لون الثايمول فثالين من الأزرق إلى الأصفر. واسأل الطلاب: ما الشيء المميّز في صوت الطالب الذي تسبب في تغيُّر اللون؟ لقد ذاب البعض من غاز CO_2 الخارج مع الزفير في المحلول منتجًا محلول حمض الكربونيك الضعيف، ومخفِّضًا pH وبالتالي تغيّر لون الكاشف. **ض م**

طرائق تدريس متنوعة

فوق المستوى اشرح للطلاب أن ثابت التأيُّن للماء K_w يزداد بازدياد درجات الحرارة. فمثلاً، $K_w = 9.25 \times 10^{-14}$ عند 60°C. دع الطلاب يحسبوا تركيز أيون الهيدروجين وقيمة pH للماء النقيِّ عند هذه الدرجة، $[H^+] = 3.04 \times 10^{-7}$ M، pH = 6.52. **ف م**



الشكل 14-5 قارن بين قيم pH لهذه المواد المألوفة.
حدّد أيهما يحتوي على أعلى تركيز لأيونات H^+: ماء البحر أم المنظف المنزلي؟ كم مرة يزيد تركيز أحدهما على الآخر؟

الرقم الهيدروجيني pH والرقم الهيدروكسيدي pOH

تكون تراكيز H^+ غالبًا أرقامًا صغيرة يعبّر عنها بطريقة علمية. ولصعوبة استعمال هذه الأرقام تبنّى الكيميائيون طريقة أسهل للتعبير عنها.

ما الرقم الهيدروجيني pH؟ يعبِّر الكيميائيون عن تركيز أيونات الهيدروجين باستعمال تدريج الرقم الهيدروجيني pH المبني على اللوغاريتمات. لذا فإن **الرقم الهيدروجيني pH** لمحلول ما هو سالب لوغاريتم تركيز أيون الهيدروجين.

الرقم الهيدروجيني pH

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

يمثّل $[H^+]$ تركيز أيون الهيدروجين

قيمة pH لمحلول ما تساوي سالب لوغاريتم تركيز أيون الهيدروجين.

تكون قيم pH للمحاليل الحمضية عند درجة حرارة 298 K أقل من 7. بينما تكون قيمها للمحاليل القاعدية أكبر من 7. وهكذا يكون المحلول الذي قيمة pH له تساوي 0.0 حمضًا قويًّا؛ بينما يكون المحلول الذي قيمة pH له تساوي 14 قاعدة قوية. وتعني الطبيعة اللوغاريتمية في هذه الحالة لتدريج pH أن تغير وحدة واحدة من pH يمثل تغيرًا مقداره 10 مرات في تركيز الأيون. فالمحلول الذي pH له تساوي 3 له عشرة أضعاف تركيز المحلول الذي pH له تساوي 4. ويبين **الشكل 14–5** تدريج pH وقيمها لبعض المواد الشائعة.

ما الرقم الهيدروكسيدي pOH؟ يكون من المناسب أحيانًا التعبير عن قاعدية (قلوية) محلول ما على تدريج pOH والذي يعكس صورة العلاقة بين pH و $[H^+]$. ويعرف الرقم **الهيدروكسيدي pOH** لمحلول ما بأنه سالب لوغاريتم تركيز أيون الهيدروكسيد.

الرقم الهيدروكسيدي POH

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

يمثل $[OH^-]$ تركيز أيون الهيدروكسيد

قيمة pOH لمحلول ما تساوي سالب لوغاريتم تركيز أيون الهيدروكسيد.

تكون قيم pOH عند درجة حرارة 298 K للمحاليل القاعدية أقل من 7، وللمحاليل المتعادلة تساوي 7؛ بينما يكون المحلول الذي قيمة pOH له أعلى من 7 حمضيًّا. وكما في تدريج pH يمثل تغير وحدة واحدة من pOH تغيرًا مقداره 10 مرات في تركيز OH^-. وهناك علاقة بين pH و pOH تمكننا من حساب أي منهما إذا عُرفت قيمة الآخر.

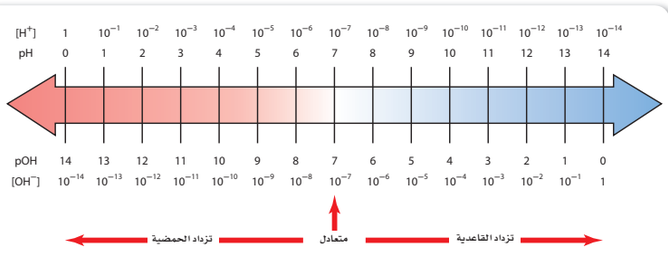
ما العلاقة بين pH و pOH؟

$$pH + pOH = 14.00$$

pH تمثل $-\log [H^+]$
pOH تمثل $-\log [OH^-]$

مجموع pH و pOH يساوي 14.00 .

يوضح الشكل **15–5** العلاقة بين pH وتركيز H^+، والعلاقة بين pOH وتركيز OH^- عند درجة حرارة 298 K .



الشكل 15-5 ادرس هذا الشكل لزيادة معلوماتك حول pH و pOH. لاحظ أنه عند كل موقع عمودي يكون مجموع pH (فوق السهم) وpOH (تحت السهم) مساويًا 14. لاحظ أيضًا أنه عند كل موقع يكون حاصل ضرب $[H^+]$ في $[OH^-]$ يساوي 10^{-14}.

مثال 2-5

احسب قيمة pH من $[H^+]$ ما قيمة pH لمحلول متعادل عند درجة حرارة 298 K؟

1 تحليل المسألة

في المحلول المتعادل عند درجة حرارة 298 K ، يكون $[H^+] = 1.0 \times 10^{-7}$ M . ويتعين عليك أن تجد $-\log [H^+]$.

المعطيات	المطلوب
$[H^+] = 1.0 \times 10^{-7}$ M	pH = ?

2 حساب المطلوب

اكتب معادلة pH	$pH = -\log [H^+]$
عوض $[H^+] = 1.0 \times 10^{-7}$M	$pH = -\log (1.0 \times 10^{-7})$

تكون قيمة pH للمحلول المتعادل عند درجة حرارة 298 K تساوي **7.00**

3 تقويم الإجابة

كان متوقعًا أن تكون قيمة pH تساوي 7.

مسائل تدريبية

23. احسب قيمتي pH للمحلولين الآتيين عند درجة حرارة 298 K.

a. $[H^+] = 1.0 \times 10^{-2}$ M **b.** $[H^+] = 3.0 \times 10^{-6}$ M

24. احسب قيمتي pH للمحلولين الآتيين عند درجة حرارة 298 K.

a. $[H^+] = 0.0055$ M **b.** $[H^+] = 0.000084$ M

25. تحفيز احسب قيمة pH لمحلول فيه $[OH^-]$ يساوي 8.2×10^{-6} M.

دفتر الكيمياء

pH والجلد اطلب إلى الطلاب أن يعدُّوا بحثًا حول pH والجلد، وكيف تتفاعل موادّ مختلفة– وخصوصًا الصابون القاعديّ– مع موادّ تقوم بحماية الجلد. ودعهم يسجّلوا نتائج بحوثهم في دفاترهم. **ض م**

مثال في الصف

سؤال إذا كان تركيز أيون الهيدروجين في أحد محاليل الخلِّ يساوي 4.0×10^{-4} M؛ فما قيمة pH لهذا المحلول؟

الإجابة

$pH = -\log (3.98 \times 10^{-4}) = 3.40$

مسائل تدريبية

23. a. pH= 2.00

b. pH= 5.52

24. a. pH= 2.26

b. pH = 4.08

25. pH= 8.92

الخلفيّة النظريّة للمحتوى

pH قد يتساءل معظم الطلاب عن مصدر المصطلح pH، على الرغم من أنّهم قد سمعوا بهذا المصطلح؛ لذا اشرح لهم أنّ pH مأخوذة من الفرنسيّة pouvoir hydrogene والتي تعني أس الهيدروجين.

مثال في الصف

سؤال إذا كان تركيز أيون الهيدروكسيد في محلول مضادّ الحموضة يساوي 3.2×10^{-5} M ؛ احسب قيمة pOH وpH لهذا المحلول.

الإجابة

$pOH = 4.49; pH = 9.51$

$pOH = -\log (3.2 \times 10^{-5}) = 4.49$

$pH = 14.00 - 4.49 = 9.51$

مسائل تدريبية

26.a. pOH=6.00
pH=8.00

b. pOH=3.19
pH=10.81

c. pH=8.44
pOH=5.56

d. pH=1.60
pOH=12.40

27.a. pOH=4.48
pH=9.52

b. pH=2.02
pOH=11.98

28. pH= 3.70
pOH=10.30

مثال 3-5

حساب pOH وpH من $[OH^-]$ يظهر الشكل **16-5** صورة بقرة تتغذى على قش عولج بإبادة الأمونيا التي تعمل على زيادة البروتينات عند إضافتها إلى علف الحيوانات. وتستعمل الأمونيا كذلك منظفًا منزليًّا؛ وهو محلول مائي لغاز الأمونيا. وعادة ما يكون تركيز أيون الهيدروكسيد في المنظف 4.0×10^{-3} M . احسب pOH و pH للمنظف عند درجة حرارة 298 K.

1 تحليل المسألة

لقد أعطيت تركيز أيون الهيدروكسيد، وعليك حساب قيم pOH و pH . احسب أولاً قيمة pOH مستعملاً القانون، ثم احسب pH مستعملاً العلاقة pH + pOH = 14.00

المعطيات	المطلوب
$[OH^-] = 4.0 \times 10^{-3}$ M	pOH = ?
	pH = ?

2 حساب المطلوب

اكتب معادلة pOH — **pOH** = $-\log [OH^-]$

عوض $[OH^-] = 4.0 \times 10^{-3}$ M — **pOH** = $-\log (4.0 \times 10^{-3})$

pOH للمحلول هو **2.40**.

استعمل العلاقة بين pH و pOH لإيجاد قيمة pH

اكتب المعادلة التي تربط بين pH وpOH — **pH** + pOH = 14.00

أوجد قيمة pH — **pH** = 14.00 − pOH

عوض pOH = 2.40 — **pH** = 14.00 − 2.40 = **11.60**

قيمة **pH** للمحلول هو **11.60**

3 تقويم الإجابة

قيمتا pH و pOH التي تم التوصل إليهما صحيحتان؛ لأن الأمونيا قاعدة، لذا فإن قيمة pOH الصغيرة وقيمة pH الكبيرة معقولتان.

مسائل تدريبية

26. احسب قيم pH و pOH للمحاليل المائية ذات التراكيز الآتية عند درجة حرارة 298 K .

a. $[OH^-] = 1.0 \times 10^{-6}$ M
b. $[OH^-] = 6.5 \times 10^{-4}$ M
c. $[H^+] = 3.6 \times 10^{-9}$ M
d. $[H^+] = 2.5 \times 10^{-2}$ M

27. احسب قيم pH و pOH للمحلولين المائيين الآتيين عند درجة حرارة 298 K.

a. $[OH^-] = 0.000033$ M
b. $[H^+] = 0.0095$ M

28. تحفيز احسب قيم pH و pOH لمحلول مائي يحتوي على 1.0×10^{-3} mol من HCl مذاب في 5.0 L من المحلول.

الشكل 16-5 يستطيع المزارعون أن يزيدوا القيمة الغذائية للمواد النباتية ذات النوعية الرديئة. ومنها القش والتبن وغيرهما من بقايا المزروعات - بوضع تلك المواد في جو من غاز الأمونيا مدة ثلاثة أسابيع.

التقويم

المعرفة ساعد الطلاب في فهمٍ أفضل للطبيعة الأسيّة لتدريج pH، بأن تطلب إليهم أن يقارنوا حمضيّة محلول pH =1 بحمضيّة محلول آخر pH = 3. حمضيّة pH =1 تساوي 10^2، أو 100 مرةٍ أكثر من حمضيّة pH = 3. ثم اطلب إليهم أن يقارنوا قاعديّة محلول pH = 12 بآخر pH = 9 . قاعديّة المحلول pH = 12 تساوي 10^3، أو 1000 مرةٍ أكثر من قاعديّة pH = 9. ض م

حساب تركيز الأيونات من قيم pH قد تحتاج أحيانًا إلى حساب تركيز أيونات H^+ و OH^- من خلال معرفة قيمة pH للمحلول. والمثال **4–5** يبين كيفية حسابها.

مثال 4-5

حساب $[H^+]$ و $[OH^-]$ من pH ما قيم $[H^+]$ و $[OH^-]$ في دم الشخص السليم الذي قيمة PH له = 7.40، مع افتراض أن درجة حرارة الدم هي 298 K.

1 تحليل المسألة

لقد أعطيت قيمة pH لمحلول ما، وعليك أن تحسب قيم $[H^+]$ و $[OH^-]$. يمكنك إيجاد $[H^+]$ باستعمال معادلة pH، ثم اطرح pH من 14.00 للحصول على قيمة pOH، ثم استعمل المعادلة التي تعرّف pOH لإيجاد $[OH^-]$.

المعطيات	المطلوب
pH = 7.40	$[H^+]$ = ? mol/L $[OH^-]$ = ? mol/L

2 حساب المطلوب

لإيجاد قيمة $[H^+]$

اكتب معادلة pH	$pH = -\log [H^+]$
	$-pH = \log [H^+]$
	$[H^+] = 10^{-pH}$
عوّض pH = 7.40	$[H^+] = 10^{-7.40}$
	$[H^+] = 4.0 \times 10^{-8}$ M

تركيز أيونات H^+ في الدم 4.0×10^{-8}M.

أوجد قيمة: $[OH^-]$.

اكتب المعادلة التي تبين العلاقة بين pH و pOH	$pH + pOH = 14.00$
أوجد قيمة: pOH	$pOH = 14.00 - pH$
عوّض pH = 7.40	$pOH = 14.00 - 7.40 = 6.60$
اكتب معادلة: pOH	$pOH = -\log [OH^-]$
اضرب طرفي المعادلة في 1-	$-pOH = \log [OH^-]$
	$[OH^-] = 10^{-6.60}$
	$[OH^-] = 2.5 \times 10^{-7}$M

تركيز أيونات OH^- في الدم 2.5×10^{-7}M.

3 تقويم الإجابة

وجد أن قيمة $[H^+]$ أقل من 10^{-7} وأن قيمة $[OH^-]$ أكبر من 10^{-7}، وهما إجابتان مقبولتان.

مسائل تدريبية

29. احسب $[H^+]$ و $[OH^-]$ في كل من المحاليل الآتية:

a . الحليب، pH = 6.50
b . عصير الليمون، pH = 2.37
c . حليب الماغنسيا، pH = 10.50
d . الأمونيا المنزلية، pH = 11.90

30. تحفيز احسب $[H^+]$ و $[OH^-]$ في عينة من ماء البحر، حيث pOH = 5.60.

183

مثال في الصف

سؤال إذا وجد أنّ pH لشراب مرطّب عند 298 K يساوي 3.08؛ فما قيمة $[H^+]$ و $[OH^-]$ في الشراب المرطّب؟

الإجابة

$[H^+] = (10^{-3.08}) = 8.3 \times 10^{-4}$ M

$pOH = 14.00 - 3.08 = 10.92$

$[OH^-] = (10^{-10.92}) = 1.2 \times 10^{-11}$ M

مسائل تدريبية

29.a $[H^+] = 3.2 \times 10^{-7}$ M

$[OH^-] = 3.2 \times 10^{-8}$ M

b. $[H^+] = 4.3 \times 10^{-3}$ M

$[OH^-] = 2.3 \times 10^{-12}$ M

c. $[H^+] = 3.2 \times 10^{-11}$ M

$[OH^-] = 3.2 \times 10^{-4}$ M

d. $[H^+] = 1.26 \times 10^{-12}$ M

$[OH^-] = 7.94 \times 10^{-3}$ M

30. $[OH^-] = 2.5 \times 10^{-6}$ M

$[H^+] = 4.0 \times 10^{-9}$ M

طرائق تدريس متنوعة

دون المستوى لتعزيز فكرة أنّ تركيز السائل أو الصلب مقدار ثابت عمليًّا، تابع الطلاب في أثناء حسابهم التركيز المولاريّ للماء السائل عند 40°C، $1000\ mL\ H_2O/1\ L\ H_2O \times 1.00\ g\ H_2O/1\ mL\ H_2O \times 1\ mol\ H_2O/18.0\ g\ H_2O = 55.6\ mol/L$. وأشر إلى أنّه ما لم تتغيّر كثافة الماء نتيجة التغيّر في درجة الحرارة، فإنّه يمكن أن تُعدّ القيمة 55.6 mol / L مقدارًا ثابتًا بالنسبة لتركيز الماء. د م

■ **إجابة سؤال الشكل 17–5**

$[H^+] = 0.1\ M$

$[OH^-] = 0.1\ M$

التوسُّع

الكواشف الطبيعيّة اطلب إلى الطلاب المهتمين استقصاء الكواشف الطبيعيّة الموجودة في أوراق النباتات والخضروات الملونة مثل الملفوف الأحمر. واطلب إليهم غلْي أوراق نباتات مختلفة؛ لاستخلاص الأصباغ منها، ثم أضف كميات قليلة من المحاليل الناتجة إلى محاليل معروفة الـpH، واطلب إليهم أن يعملوا جداول لألوان pH للأصباغ المستخلصة، وأن يشاركوا طلاب الصف في نتائجهم. **ف م**

ماذا قرأت؟ لا يتأيّن الحمض الضعيف كليًّا؛ لذا لا يساوي عدد مولات الحمض المذابة في لتر من المحلول تركيز $[H^+]$.

الرياضيات في الكيمياء

ساعد الطلاب في استعمال الأعداد المقابلة للوغارتمات على آلاتهم الحاسبة لحساب $[H^+]$ من pH و $[OH^-]$ من pOH. ولحساب $[H^+]$ من pH اتّبع الخطوات الآتية:

1. أدخل قيمة pH في الحاسبة.
2. غيّر إشارة pH بالضغط على مفتاح [−/+].
3. خذ مقابل log (عكس log) لسالب pH، بالضغط على المفتاح (x 10)، أو على المفتاح [inv]، ثم [log]. يمكن استعمال الخطوات الثلاث نفسها لحساب $[OH^-]$ من pOH. **ض م**

الشكل 17-5 يرشدك الملصق على دورق الحمض القوي أو القاعدة القوية إلى تركيز أيونات الهيدروجين أو أيونات الهيدروكسيد في المحلول. ويعود السبب في ذلك إلى وجود الأحماض والقواعد القوية كليًّا على شكل أيونات عند إذابتها في الماء.

حدد $[H^+]$ في دورق HCl و $[OH^-]$ في دورق NaOH.

المولارية والرقم الهيدروجيني pH للأحماض القوية تأمل الدورقين اللذين يحتويان على محلولي الحمض والقاعدة في **الشكل 17–5**؛ حيث تم تحضيرهما حديثًا، وسُجلت مولارية كل منهما، وهي عدد المولات من الجزيئات أو وحدات الصيغ التي أذيبت في لتر واحد من المحلول. يحتوي أحد الدورقين على حمض قوي HCl، ويحتوي الثاني على قاعدة قوية NaOH. تذكّر أن الأحماض والقواعد القوية توجد بتركيز 100% في صورة أيونات في المحلول. وهذا يعني أن التفاعل الآتي لتأين HCl يستمر حتى اكتماله.

$$HCl_{(aq)} \rightarrow H^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$$

ينتج كل جزيء HCl أيون H^+ واحدًا، مما يعني أن الدورق الذي كتب عليه 0.1 M من HCl يحتوي على 0.1 mol من H^+ لكل 1 L، و0.1 mol من أيونات Cl^- لكل L. وفي الأحماض القوية الأحادية البروتون جميعها يكون تركيز الحمض مساويًا لتركيز أيونات H^+ في المحلول. لذا يمكنك أن تجد قيمة pH من خلال معرفتك لمولارية الحمض.

المولارية والرقم الهيدروجيني pH للقواعد القوية وبطريقة مماثلة، يكون محلول القاعدة القوية NaOH ذو التركيز 0.1 M الظاهر في **الشكل 17–5** متأينًا كليًّا.

$$NaOH_{(aq)} \rightarrow Na^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

تنتج كل وحدة صيغة من NaOH أيون OH^- واحدًا. وهكذا يساوي تركيز أيونات OH^- مولارية المحلول، 0.1 M.

قد تحتوي بعض القواعد القوية ومنها هيدروكسيد الكالسيوم $Ca(OH)_2$ على أيوني OH^- أو أكثر في كل وحدة صيغة. لذا يكون تركيز أيون OH^- في محلول $Ca(OH)_2$ ضعف مولارية المركب الأيوني. فمثلاً تركيز أيونات الهيدروكسيد في محلول $Ca(OH)_2$ تركيزه $7.5 \times 10^{-4}\ M$ هو: $7.5 \times 10^{-4}\ M \times 2 = 1.5 \times 10^{-3}\ M$

إن الأحماض القوية والقواعد القوية تتأين كليًّا في المحاليل المائية المخففة، والأحماض والقواعد الضعيفة تتأين جزئيًّا فقط. لذا عليك أن تستعمل قيم K_a و K_b لتحديد تراكيز أيونات H^+ و OH^- في محاليل الأحماض والقواعد الضعيفة.

ماذا قرأت؟ اشرح لماذا لا تستطيع أن تحصل على H^+ مباشرة من مولارية محلول حمض ضعيف؟

حساب K_a من الرقم الهيدروجيني pH افترض أنك قمت بقياس قيمة pH لمحلول الحمض الضعيف HF الذي تركيزه 0.100 M فوجدته 3.20 فهل تكفي هذه المعلومات لحساب قيمة K_a للحمض HF؟

$$HF_{(aq)} \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + F^-_{(aq)}$$

$$K_a = \frac{[H^+][F^-]}{[HF]}$$

يمكنك أن تحسب $[H^+]$ من خلال معرفة قيمة pH. وتذكر أنه يجب أن يكون هناك تركيز مساوٍ من أيون F^- مقابل كل mol/L من أيون H^+. وهذا يعني أنك تعرف اثنين من المتغيرات في قانون K_a. فإذا عن المتغير الثالث [HF]؟ تركيز HF عند الاتزان يساوي التركيز الابتدائي للحمض (0.100 M) مطروحًا منه mol/L من HF التي تحللت، والتي تساوي $[H^+]$.

184

مشروع الكيمياء

الشامبو المتعادل من المحتمل أن يكون الطلاب قد سمعوا بمصطلح "متعادل الـ pH" في الإعلانات عن أنواع الشامبو المختلفة. اطلب إليهم أن يحضروا عينات من أنواع الشامبو التي يستعملونها، ويعدّوا طريقة لاختبار الـpH لهذه المنتجات. فمثلاً، يمكنهم غمس قطعة منفصلة من ورق pH في عيِّنة من كل شامبو، وتسجيل قيمة pH للعيِّنة، ثم اطلب إليهم أن يعدّوا قائمة بالمكونات في كلٍّ أنواع الشامبو. وتحدَّهم أن يكتشفوا المكوّنات التي تساعد في الوصول إلى الـpH المناسبة. **ض م** **تعلم تعاوني**

مثال في الصف

سؤال قيمة pH لمحلول من حمض الأكساليك $H_2C_2O_4$ تركيزه 0.150 M عند 298 K، تساوي 1.16. فما قيمة Ka لحمض H_2 C_2O_4 عند 298 K؟

الإجابة

$$H2C2O4 \rightleftharpoons H+ + H2C2O_4\hat{}-$$

$$[H^+] = 10^{-1.16} = 6.9 \times 10^{-2}M$$

$$[H2C2O4] = 0.150\,M - 6.9 \times 10-2M = 0.081M$$

$$K_a = \frac{(6.9 \times 10^{-2})^2}{0.081} = 5.9 \times 10^{-2}$$

مسائل تدريبية

31. $K_a = 5.4 \times 10^{-3}$ .a

$K_a = 1.1 \times 10^{-2}$ .b

32. $K_a = 8.9 \times 10^{-5}$ .a

$K_a = 1.0 \times 10^{-5}$ .b

$K_a = 1.5 \times 10^{-5}$ .c

33. $K_a = 6.3 \times 10^{-4}$

مثال 5-5

احسب K_a من pH يستعمل حمض الميثانويك (الفورميك) HCOOH لمعالجة عُصارة أشجار المطاط وتحويلها إلى مطاط طبيعي. فإذا كانت قيمة pH لمحلول حمض الميثانويك الذي تركيزه 0.100 M هي 2.38، فما قيمة K_a للحمض؟

1 تحليل المسألة

لديك pH محلول حمض الميثانويك، وهذا يمكّنك من حساب تركيز أيون الهيدروجين.

$$HCOOH_{(aq)} \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + HCOO^-_{(aq)}$$

تدل المعادلة الكيميائية الموزونة على أن تركيز $HCOO^-$ يساوي تركيز H^+.

تركيز HCOOH غير المتأين هو الفرق بين التركيز الأولي للحمض و$[H^+]$.

المعطيات	المطلوب
pH = 2.38	K_a = ؟
تركيز المحلول = 0.100 M	

2 حساب المطلوب

اكتب معادلة pH: $pH = -\log [H^+]$

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

عوّض pH = 2.38: $[H^+] = 10^{-2.38}$

$[H^+] = 4.2 \times 10^{-3}M$

$[HCOO^-] = [H^+] = 4.2 \times 10^{-3}$ M

[HCOOH] يساوي التركيز الأولي ناقص $[H^+]$

اطرح $[H^+]$ من [HCOOH]: $[HCOOH] = 0.100\,M - 4.2 \times 10^{-3}\,M = 0.096\,M$

اكتب قانون ثابت تأين الحمض. $K_a = \frac{[H^+][HCOO^-]}{[HCOOH]}$

عوض عن $[H^+] = 4.2 \times 10^{-3}$ M، $[HCOO^-] = 4.2 \times 10^{-3}$ M، و[HCOOH] = 0.096 M.

$$K_a = \frac{(4.2 \times 10^{-3})(4.2 \times 10^{-3})}{0.096} = 1.8 \times 10^{-4}$$

ثابت تأين الحمض HCOOH هو 1.8×10^{-4}

3 تقويم الإجابة قيمة K_a معقولة لحمض ضعيف.

مسائل تدريبية

31. احسب K_a للحمضين الآتيين:

a . محلول H_3AsO_4 تركيزه 0.220 M و pH = 1.50

b . محلول $HClO_2$ تركيزه 0.0400 M و pH = 1.80

32. احسب K_a للأحماض الآتية:

a . محلول حمض البنزويك C_6H_5COOH، تركيزه 0.00330 M و pOH = 10.70

b . محلول حمض السيانيك HCNO ، تركيزه 0.100 M و pOH = 11.00

c . محلول حمض البيوتانويك C_3H_7COOH تركيزه 0.15 M و pOH = 11.18

33. تحفيز احسب K_a لمحلول حمض HX الذي تركيزه 0.0091 M، وله pOH يساوي 11.32، ثم استعمل **الجدول 4-5** لتحديد نوع الحمض.

185

طرائق تدريس متنوعة

فوق المستوى تحدّ الطلاب المتفوقين أن يستعملوا المعادلة التربيعيّة لحساب pH لمحلول حمض الهيبوبروموز HBrO، الذي تركيزه 0.100M عند 298 K. حيث إن قيمة K_a للحمض عند 298 K هو 2.06×10^{-9}.

	$HBrO_{(aq)}$	$BrO^-_{(aq)}$	+ $H^+_{(aq)}$
M الأولي	0.100	10^{-7}	0.0
M عند الاتزان	0.100 − x	x + 10^{-7}	x

عوّض تراكيز الاتزان لكلٍّ من HBrO، H^+، و BrO^- في تعبير ثابت تأيّن الحمض.

$$2.06 \times 10^{-9} = \frac{(x + 10^{-7})x}{0.100 - x} = \frac{x^2 + 10^{-7}x}{0.100 - x}$$

$$x^2 + (1.02 \times 10^{-7})x - 2.06 \times 10^{-10} = 0$$

$$x = -1.02 \times 10^{-7} \pm \sqrt{\frac{(1.02 \times 10^{-7})^2 - 4(-2.06 \times 10^{-10})}{2}}$$

$$= 1.43 \times 10^{-5}$$

$$pH = -\log[H^+] = -\log((1.43 \times 10^{-5}) + 10^{-7}) = -\log(1.44 \times 10^{-5}) = 4.842$$

ف م

3. التقويم

التحقُّق من الفهم

دع الطلاب يقارنوا بين $[H^+]$ ، وحمضيّة ثلاثة محاليل: المحلول الأول قيمة pH له = 6.00، والثاني قيمة pH له = 3.00، والثالث قيمة pH له = 1.00. المحلول الأول هو الأقلّ حمضيّة، حيث قيمة $[H^+] = 1 \times 10^{-6}\ M$، والمحلول الثاني أكثر حمضيَّةً من الأول 1000 مرةٍ، حيث قيمة $[H^+] = 1 \times 10^{-3}\ M$. أمّا المحلول الثالث، فأكثر حمضيّة مئة مرةٍ من المحلول الثاني، حيث قيمة $[H^+] = 1 \times 10^{-1}\ M$. ض م

إعادة التدريس

اطلب إلى الطلاب أن يستعملوا العلاقة بين pH و pOH، وثابت التأيُّن للماء؛ لحساب $[OH^-]$ في محلول قيمة pH له = 2.5.

$[OH^-] = 3.16 \times 10^{-12}$ ض م

التوسُّع

ذكّر الطلاب بأنَّه يمكن أن تكون قيمة pH للمحاليل أقلّ من صفر وأكبر من 14، واطلب إليهم أن يحسبوا pH لمحلول HCl بتركيز 1.5M. $pH = -0.18$ ض م

التقويم

المعرفة اسأل الطلاب؛ لماذا صمّم تدريج الـ pH من 1 إلى 14، على أن تمثّل القيمة 7 نقطة التعادل؟ لأنّ تركيز كلٍّ من أيون الهيدروجين، وأيون الهيدروكسيد في التأيّن الذاتيّ للماء $2H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$ يساوي 7 عند درجة حرارة 25°C. ض م

التقويم 3–5

34. مجموع pH و pOH يساوي 14.00، فإذا كان المحلول حمضيًّا، تكون قيمة pH أقلّ من 7.00، وبالتالي ستكون قيمة pOH أكبر من 7.00.

35. اطرح pOH من 14.00.

36. إذا عرف تركيز أحد الأيونات؛ يمكن حساب تركيز الآخر باستعمال تعبير K_w.

37. الزيادة في أيونات OH^- من قطرة NaOH تدفع التأيّن الذاتي للماء إلى اليسار وتزيد كميّة جزيئات الماء غير المفكّكة. $[OH^-]$ يزداد، أمّا $[H^+]$ فينقص.

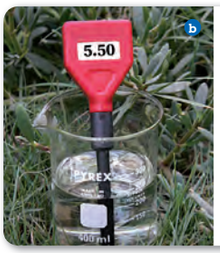
38. pH أو تركيز H^+ والتركيز الأولي للحمض.

39. $[H^+] = 3.2 \times 10^{-5} M$، $[OH^-] = 3.2 \times 10^{-10}\ M$

40. pH= 5.00

41. a. pH = 0.00 b. pH = 1.30 c. pH = 14.00 d. pH = 9.68

42. عندما يصبح المحلول أكثر حمضيَّة؛ يزداد $[H^+]$ من 10^{-7} إلى 1 وينقص $[OH^-]$ من 10^{-7} إلى 10^{-14}، ويتغيّر pH من 7 إلى صفر، ويتغيّر pOH من 7 إلى 14. وعندما يتحوّل محلول متعادل إلى محلول أكثر قاعديّة، فهذا يعني نقصان $[H^+]$ من 10^{-7} إلى 10^{-14}، وزيادة $[OH^-]$ من 10^{-7} إلى 1، وتغيّر الـ pH من 7 إلى 14، وتغيّر الـ pOH من 7 إلى صفر.



الشكل 18-5 يمكن الحصول على قيمة pH تقريبية للمحلول بوضع قطعة من ورق تباع الشمس الأحمر بالمحلول، ومقارنة لونها بمجموعة من الألوان المعيارية، كما هو مبين في الصورة a. أما مقياس الحموضة الرقمي والموضح في الصورة b فيستعمل هنا لقياس pH لمطر حمضي؛ إذ يعطي قياسًا أدق من استعمال ورق تباع الشمس.

قياس الرقم الهيدروجيني pH يعد ورق تبّاع الشمس الذي استعملته في التجربة الاستهلالية مثالاً على نوع من أوراق كاشف الحموضة؛ فكل هذه الأوراق معالجة بإبادة أو أكثر تسمى الكواشف؛ حيث يتغير لونها اعتمادًا على تركيز أيونات الهيدروجين في المحلول. ويعد الفينولفثالين الذي استعملته في التجربة الاستهلالية أيضًا نوعًا من الكواشف. وعند غمس ورقة كاشف pH في محلول حمضي أو قاعدي يتغير لونها، ثم نقوم بمقارنة اللون الجديد للورقة بألوان كاشف pH المعياري الموجود على ورقة مدرّجة، كما هو مبين في **الشكل 18–5**. ويعطي مقياس pH الرقمي الموضح في **الشكل 18–5** قيمة الرقم الهيدروجيني بصورة أكثر دقة؛ فعندما توضع الأقطاب في المحلول يعطي المقياس قراءة مباشرة.

التقويم 5-3

الخلاصة

- ثابت تأين الماء K_w يساوي حاصل ضرب تركيز أيون H^+ وتركيز أيون OH^-
- pH المحلول هو سالب لوغاريتم تركيز أيون الهيدروجين. وpOH هو سالب لوغاريتم تركيز أيون الهيدروكسيد. ومجموع pH و pOH يساوي 14.
- قيمة pH للمحلول المتعادل تساوي 7.0، وقيمة pOH في المحلول نفسه تساوي 7.0؛ لأن تركيز أيونات الهيدروجين يساوي تركيز أيونات الهيدروكسيد.

34. الفكرة الرئيسة اشرح لماذا تكون قيمة pH للمحلول الحمضي دائمًا أصغر من قيمة pOH للمحلول نفسه؟

35. صف كيف يمكنك تحديد قيمة pH لمحلول ما إذا علمت قيمة pOH للمحلول نفسه؟

36. اشرح معنى K_w في المحاليل المائية.

37. اشرح –مستعملاً مبدأ لوتشاتلييه – ما يحدث لـ $[H^+]$ في محلول حمض الإيثانويك الذي تركيزه 0. 10M عند إضافة قطرة من محلول NaOH .

38. اكتب قائمة بالمعلومات اللازمة لحساب قيمة K_a لحمض ضعيف.

39. احسب إذا علمت أن قيمة pH لحبة طماطم تساوي 4.50 تقريبًا، فما $[H^+]$ و $[OH^-]$ فيها؟

40. حدد قيمة pH لمحلول يحتوي على 1.0×10^{-9} mol من أيونات OH^- لكل L.

41. احسب قيمة pH في المحاليل الآتية:

a. 1.0 M HI b. 0.050 M HNO_3 c. 1.0 M KOH d. 2.4×10^{-5} M $Mg(OH)_2$

42. تفسير الرسوم ارجع إلى **الشكل 15–5** للإجابة عن السؤالين الآتيين: ماذا يحدث لكل من $[H^+]$ و $[OH^-]$ و pH و pOH عندما يصبح المحلول المتعادل أكثر حمضية؟ وماذا يحدث عندما يصبح المحلول المتعادل أكثر قاعدية؟

186

5—4

1. التركيز

شريحة التركيز

قبل بدء الـدرس، اعرض على الطلاب شريحـة التركيز رقم (18) الواردة في مصـادر التعلم للفصول (5–1)، ويمكنك عرضهـا ملونة من خـلال الرجـوع إلى الموقـع الإلكتروني:

د م

www.obeikaneducation.com

الفكرة الرئيسة

تعـادل الحمض والقاعـدة اطلـب إلى الطـلاب أن يتطـوّع أحدهـم؛ ليكتب المعادلة الجزيئيّـة لتفاعل الإحلال المزدوج بين حمض الهيدروكلوريك وهيدروكسيد الصوديوم على السبورة.

$HCl_{(aq)} + NaOH_{(aq)} \rightarrow NaCl_{(aq)} + H_2O_{(l)}$

واسأل: ما نوع المركَّب الذي تمثِّله كلُّ صيغةٍ؟ واكتب الإجابات تحت الصيغ في المعادلة الجزيئيَّة. ماء + ملح ⟵ قاعدة + حمض

ثـم اسـأل: مـا نـوع المحلـول الناتـج عندمـا يتفاعـل حمـض الهيدروكلوريـك مع أيّ هيدروكسـيد بكميّـات متكافئة؟ ينتج محلول ملحيّ متعادل. وأشر إلى أن مثل هذه التفاعلات تسـمى تفاعلات التعادل. ض م

2. التدريس

تطوير المفهوم

الأحماض القويّة والضعيفة بيّن للطلاب أنّه نظرًا لتأيُّن الحمض الضعيف جزئيًّا فقط في المحلول المائي فقط؛ فإنّ المعادلة الأيونيّة الكليّة لتفاعـل التعادل بين حمضٍ ضعيفٍ وقاعدةٍ قويّةٍ، تختلف عن المعادلة الأيونيّة الكليّة لتفاعل حمضٍ قويٍّ مع قاعدةٍ قويَّةٍ. فمثـلًا، المعادلـة الأيونيّـة الكليّـة للتفاعـل بـين محلـولي HClO و NaOH في الماء هي:

$HClO_{(aq)} + OH^-_{(aq)} \rightarrow H_2O_{(l)} + ClO^-_{(aq)}$

في حـين أنّ المعادلـة الأيونيَّـة الكليَّـة للتفاعل بين محلـولَي HCl و NaOH في الماء هي:

$H^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)} \rightarrow H_2O_{(l)}$

مشروع الكيمياء

مضادّات الحموضة دع الطلاب يتفحَّصوا بعـض المُلصقات على عبوات بضعة أنواعٍ من مضادَّات الحموضـة، ويحدِّدوا المـوادّ التي تعادل الأحماض، ودعهم يستقصوا الأخطار المحتملة، والآثار الجانبيَّة لأخـذ هـذه المنتجـات. وأثـر مضـادَّات الحموضـة في تقليـل أحماض المعدة. ض م

5—4

الأهداف

- **تكتـب** معـادلات كيميـائيـة لتفاعلات التعادل.
- **تشرح** كيفية استعمال تفاعلات التعادل في معايرة الأحماض والقواعد.
- **تقارن** بين خواص المحاليل المنظمة والمحاليل غير المنظمة.

مراجعة المفردات

الحسابات الكيميائية: دراسة العلاقات الكميّة بين كميات المواد المتفاعلة المستهلكة والنواتج المتكونة في التفاعل الكيميائي؛ بالاعتماد على قانون حفظ الكتلة.

المفردات الجديدة

تفاعل التعادل
الملح
المعايرة
المحلول القياسي
نقطة التكافؤ
كاشف الحمض والقاعدة
نقطة النهاية
تميّه الأملاح
المحلول المنظم
سعة المحلول المنظم

التعادل Neutralization

الفكرة الرئيسة **يتفاعل الحمض مع القاعدة في تفاعل التعادل لينتجا ملحًا وماء.**

الربـط مع الحيـاة عندما يقدّم فريقان متناظـران حُجَجًا مقنعة تجد نفسـك متحيرًا بين الرأيين، لذا يكون رأيك محايدًا أو متعادلاً؛ إذ تتسـاوى وجهتا النظر عندك. وبطريقة مماثلة يكون المحلول متعادلاً عندما تتساوى أعداد أيونات الهيدروجين وأيونات الهيدروكسيد في المحلول.

التفاعلات بين الأحماض والقواعد
Reactions Between Acids and Bases

هل أحسست يومًا بسوء هضم أو حرقة في فم المعدة؟ هل تناولت أحد مضادات الحموضة كالتي تظهر في الشكل 19–5 لتخفف من حالة عدم الارتياح تلك؟ ما نوع التفاعل الذي يحدث عندما يلامس هيدروكسيد الماغنسيوم $Mg(OH)_2$ –وهو المركب النشط في حليب الماغنسيا– محلولَ حمض الهيدروكلوريك (HCl) الذي تنتجه المعدة؟

عندما يتفاعل $Mg(OH)_2$ مع حمض HCl يحدث تفاعل تعادل. و**تفاعل التعادل** تفاعل محلول حمض مع محلول قاعدة ينتج ملحًا وماءً. و**الملح** مركب أيوني يتكون من أيون موجب من قاعدة وأيون سالب من حمض، لذا يكون تفاعل التعادل إحلالاً مزدوجًا.

كتابة معادلات التعادل في التفاعل بين هيدروكسيد الماغنسيوم وحمض الهيدروكلوريك يحل الماغنسيوم محل الهيدروجين في HCl، ويحل الهيدروجين محل الماغنسيوم في $Mg(OH)_2$.

$$Mg(OH)_{2(aq)} + 2HCl_{(aq)} \rightarrow MgCl_{2(aq)} + 2H_2O_{(l)}$$

ماء + ملح ⟵ حمض + قاعدة

لاحظ أن الأيون الموجب من القاعدة يتحد بالأيون السالب من الحمض Cl^- في الملح $MgCl_2$. وعند كتابة معادلات التعادل عليك أن تعرف ما إذا كانت جميع المواد المتفاعلة والنواتج في المحلول تكون في صورة جزيئات أو وحدات صيغ. تفحص مثلاً معادلة الصيغ والمعادلة الأيونية الكاملة للتفاعل بين حمض الهيدروكلوريك وهيدروكسيد الصوديوم الآتية:

$$HCl_{(aq)} + NaOH_{(aq)} \rightarrow NaCl_{(aq)} + H_2O_{(l)}$$

الشكل 19-5 يمكن لأي جرعة من هذه المواد المضادة للحموضة أن تخفف من أعـراض سوء الهضم الحمضي؛ وذلك بتفاعلها مع المحلول الحمضي في المعدة ومعادلته.

التقويم

الأداء اطلب إلى الطلاب المهتمِّين أن يصمِّموا تجربة؛ لاختبار فعاليّة مضادّات حموضة متنوّعة، يمكن شراؤها دون وصفةٍ طبيَّةٍ، وبعد موافقتك على خطوات عملهم، اسمح لهم باجراء التجارب في المختبر. ض م

ماذا قرأت؟

$HNO_{3(aq)} + KOH_{(aq)} \rightarrow KNO_{3(aq)} + H_2O_{(l)}$;

$H^+_{(aq)} + NO_3^-{}_{(aq)} + K^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)} \rightarrow$

$K^+_{(aq)} + NO_3^-{}_{(aq)} + H_2O_{(l)}$

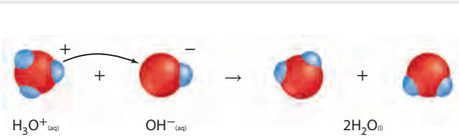
احذف الأيونات المشتركة

$H^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)} \rightarrow H_2O_{(l)}$

دفتر الكيمياء

ما الذي يحدث للهيدروجين؟

دع الطلاب يكتبوا مقالات إبداعيَّة، تصف ما يحدث لذرَّة هيدروجين موجودة في جزيء كلوريد الهيدروجين، عندما يذوب الجزيء في الماء وينتج حمض الهيدروكلوريك، ثم معادلته بواسطة محلول هيدروكسيد الصوديوم المائِيّ. ض م



الشكل 5-20 ينتقل أيون الهيدروجين من أيون الهيدرونيوم إلى أيون الهيدروكسيد. وعندما يخسر H_3O^+ أيون هيدروجين يصبح جزيء ماء. وعندما يكسب OH^- أيون هيدروجين يصبح أيضًا جزيء ماء.

لأن HCl حمض قوي، و NaOH قاعدة قوية، و NaCl ملح قابل للذوبان، لذا تكون المركبات الثلاثة في صورة أيونات في المحلول المائي.

$H^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)} + Na^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)} \rightarrow Na^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)} + H_2O_{(l)}$

تظهر أيونات الصوديوم وأيونات الكلوريد على جانبي المعادلة، لذا تسمى أيونات مشاهدة ؛ أي لا تدخل في التفاعل، ويمكن حذفها للحصول على المعادلة الأيونية النهائية لمعادلة حمض قوي مع قاعدة قوية.

$H^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)} \rightarrow H_2O_{(l)}$

لاحظ تفاعل التعادل في **الشكل 20–5**.

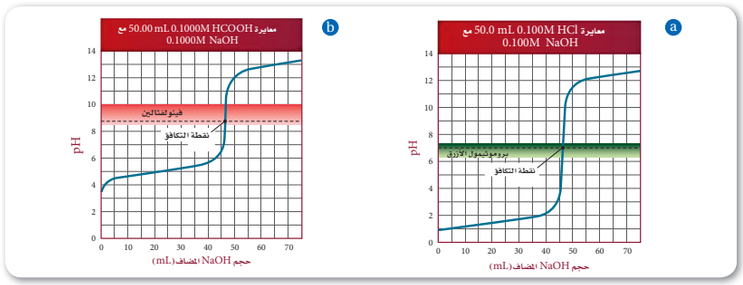
ماذا قرأت؟ اكتب المعادلة الأيونية الكاملة، والمعادلة الأيونية النهائية لتعادل حمض HNO_3 مع القاعدة KOH.

معايرة الأحماض والقواعد تتشابه الحسابات الكيميائية لحساب الكميات في تفاعل التعادل بين حمض وقاعدة مع أي تفاعل آخر يحدث في محلول. ففي تفاعل مضاد الحموضة الآتي، نجد أن $Mg(OH)_2$ 1mol يعادل HCl 2 mol.

$Mg(OH)_{2(aq)} + 2HCl_{(aq)} \rightarrow MgCl_{2(aq)} + 2H_2O_{(l)}$

وتبين الحسابات الكيميائية أساس طريقة المعايرة، والتي تستعمل لتحديد تراكيز المحاليل الحمضية والقاعدية. **فالمعايرة** طريقة لتحديد تركيز محلول ما؛ وذلك بتفاعل حجم معلوم منه مع محلول تركيزه معلوم. فإذا أردت إيجاد تركيز محلول حمضي فسوف تعايره مع محلول قاعدي تركيزه معلوم. كما يمكنك معايرة قاعدة تركيزها غير معلوم مع حمض تركيزه معلوم. كيف تتم معايرة حمض وقاعدة؟ يبين **الشكل 21–5** نوعًا من المعدات المستخدمة في عملية المعايرة. ويستعمل في هذه الطريقة مقياس pH لمراقبة التغيّر في قيم pH في أثناء عملية المعايرة.

الشكل 21-5 عند معايرة حمض مع قاعدة يستعمل مقياس pH لقياس pH للمحلول الحمضي في الكأس، في حين تتم إضافة محلول قاعدي معروف التركيز بالسّحاحة.



الشكل 22-5 يدل الارتفاع الحاد في قيمة pH للمحلول الحمضي عند معايرة حمض قوي بقاعدة قوية. كما هو مبين في الشكل **a**. على أن جميع أيونات H^+ في الحمض قد تمت معادلتها بواسطة أيونات OH^- من القاعدة. وتسمى النقطة التي ينشأ عندها المنحنى عند تقاطعه مع الخط المنقط، نقطة التكافؤ للمعايرة. فيغير الكاشف بروموثيمول الأزرق لونه عند هذه النقطة. أما في الشكل **b** فتتم معايرة حمض ضعيف HCOOH بقاعدة قوية NaOH ولا تظهر نقطة التكافؤ عند pH = 7، فيغير الكاشف فينولفثالين لونه عند نقطة التكافؤ الموضحة في الشكل.

قارن بين نقطتي التكافؤ في الرسمين.

خطوات المعايرة كيف تتم معايرة حمض وقاعدة؟

1. يوضع حجم معين من المحلول الحمضي أو القاعدي غير المعروف التركيز في كأس زجاجية، ثم تغمس أقطاب مقياس pH في هذا المحلول، وتقرأ قيمتها الابتدائية للمحلول وتسجل.
2. تُملأ السحاحة بمحلول المعايرة المعلوم تركيزه. يسمى هذا المحلول **المحلول القياسي**.
3. تضاف أحجام معلومة من المحلول القياسي ببطء إلى المحلول الموجود في الكأس وتخلط معه. ثم تقرأ قيمة pH وتسجل بعد كل إضافة. تستمر هذه العملية إلى أن يصل التفاعل إلى **نقطة التكافؤ**. وهي نقطة يتساوى عندها عدد مولات H^+ من الحمض مع عدد مولات OH^- من القاعدة.

يبين **الشكل 22a-5** كيف تتغير قيمة pH للمحلول في أثناء معايرة 50.0 mL HCl الذي تركيزه 0.100 M، وهو حمض قوي، مع القاعدة القوية NaOH ذات التركيز 0.100 M؛ حيث كانت قيمة pH الأولية لـ HCl تساوي 1.00. وفي أثناء إضافة NaOH يتعادل الحمض، وتزداد قيمة pH المحلول تدريجيًا. إلاّ أنه عندما تُستهلك أيونات H^+ جميعها تزداد قيمة pH على نحو كبير عند إضافة حجم صغير جدًّا من NaOH. وتحدث هذه الزيادة الحادة في قيمة pH عند نقطة تكافؤ المعايرة. إن إضافة المزيد من NaOH بعد نقطة التكافؤ ينجم عنه زيادة تدريجية مرة أخرى في pH.

لعلك تعتقد أنه يجب أن تكون نقطة التكافؤ في عمليات المعايرة جميعها عندما تكون قيمة pH تساوي 7؛ لأنه عند هذه النقطة تتساوى تراكيز أيونات الهيدروجين وأيونات الهيدروكسيد، فيصبح المحلول متعادلاً. ولكن هذا غير صحيح، فبعض المعايرات لها نقاط تكافؤ عند قيم pH أقل من 7، وبعضها له نقاط تكافؤ أكبر من 7. وتحدث هذه الاختلافات لأن هناك تفاعلات بين الأملاح التي تكونت والماء، كما ستتعلم ذلك لاحقًا.

يبين **الشكل 22b-5** أن نقطة التكافؤ في معايرة حمض الميثانويك ـ وهو حمض ضعيف ـ بهيدروكسيد الصوديوم ـ وهي قاعدة قوية ـ تقع بين pH 8 و 9.

اختبار الرسم البياني حدد اختلافين بين الرسمين البيانيين في **الشكل 22-5**.

189

تطبيقات في الكيمياء

مضادّات الحموضة أشر إلى أن الذوبانيّة المنخفضة لكلٍّ من هيدروكسيد الألومنيوم، وهيدروكسيد الماغنسيوم تجعلهما مناسبين بوصفهما مضادَّين للحموضة. لو كانت ذوبانيتهما عالية فإنّ التراكيز العالية لأيونات الهيدروكسيد الناتجة عند ذوبانهما ستؤذي أنسجة الفم والمريء والمعدة.

■ **إجابة سؤال الشكل 22-5** تكون نقطة التكافؤ في الشكل a هي 7؛ أمّا في الشكل b فتكون نقطة التكافؤ هي 8.2.

إجابة سؤال الرسم البياني نقطتا التكافؤ مختلفتان؛ ففي الرسم البيانيّ لمعايرة الحمض القويّ بقاعدة قويّة، تكون قيمة pH للحمض القويِّ عند البداية هي 1.00، في حين تكون قيمة pH للحمض الضعيف هي 3.6، والجزء العموديُّ لمنحنى الحمض القويِّ مع القاعدة القويَّة أطول من الجزء العموديِّ لمعايرة الحمض الضعيف.

التنوع الثقافي

في حالة الصداع اكتشف سكان أمريكا الأصليون أنّه يمكنهم تخفيف الألم بمضغ لحاء شجر الصفصاف. غير أن العلماء لم يتمكّنوا من عزل المادّة الفعالة في اللحاء، ومعرفة أنّها حمض الساليسيليك إلاّ في القرن التاسع عشر، ومع أنّ حمض الساليسيليك فعّال، إلاّ أنّ الكثير من الناس لا يطيقونه، وبعضهم لديهم رد فعل تحسّسي تجاه المركّب. ولحسن الحظّ أن كيميائيًّا ألمانيًّا (فيلكس هوفمان) كان يعمل لدى شركة باير في نهايات القرن التاسع عشر، اكتشف كيف يمكن أن يعدّل حمض الساليسيليك، ليجعله أقلّ حموضةً مع احتفاظه بفعاليَّته، وكان المركّب الذي حضرّه في المختبر هو (حمض أستيل ساليسيليك)، وهو مضادّ للألم، وخافض للحرارة، ومضادّ للالتهاب، وقد تم تسويق حمض الأستيل ساليسيليك لأوَّل مرةٍ في صورة مسحوق سُمّي "أسبرين" في رزم صغيرة أو كبسولات(عبوات) عام 1899م.

تطوير المفاهيم

المعايرة اشرح للطلاب أنّ المعايرة إحدى طرائق التحليل الحجميّ، وهي طريقة مخبريّة يمكن تطبيقها على تفاعلاتٍ أخرى غير تعادل الأحماض والقواعد. أشر إلى أنَّ كيميائيي البيئة مثلاً كثيرًا ما يحدّدون تركيز الأكسجين في المياه السطحيّة باستعمال المعايرة، حيث يكون محلول ثيوكبريتات الصوديوم مادّة المعايرة، ومحلول النّشا هو الكاشف.

التقويم

الأداء اطلب إلى الطلاب أن يرسموا أجهزة للمعايرة، ويكتبوا أسماءها، وعمل كلِّ جزءٍ منها، وكذلك أسماء الموادّ بما فيها المادّة المعايرة، والمحلول المراد معايرته. ض م

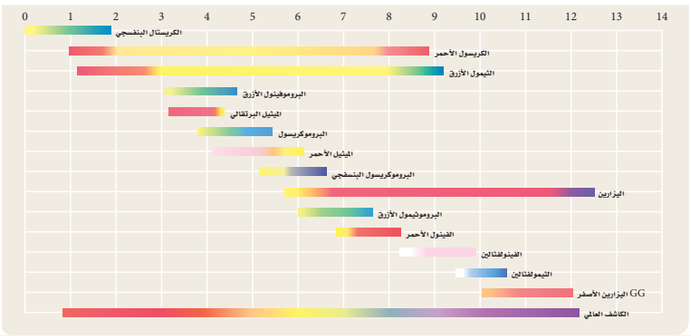
الخلفيّة النظريّة للمحتوى

الأصباغ يجب أن تكون الكواشف جزيئات قادرة على أن تسلك سلوك الأحماض والقواعد، ويجب أن تمتصَّ الضوء في الجزء المرئيِّ من الطَّيف الكهرومغناطيسيِّ. يحدِّد ترتيبُ الروابط المزدوجة في الجزيء لونَ الضوء الممتصّ، وعند خسارة الهيدروجين الحمضيّ أو اكتسابه يتغيّر الترتيب قليلاً، ممّا يؤدِّي إلى تغيير لون الجزيء، وتُسمى الجزيئات التي تتغيّر ألوانها أصباغًا.

الشكل 5-23 يصبح لون الشاي الأحمر فاتحًا عند إضافة عصير الليمون إليه؛ لأنه يحتوي على مادة كيميائية تعد من الكواشف. ومعظم الكواشف جزيئات كبيرة تعمل بوصفها أحماضًا ضعيفة. ويعود السبب في تغير ألوان الكواشف إلى اختلافات يسيرة في أنماط الروابط عندما يتأين جزيء الكاشف أو لا يتأين.

كواشف الأحماض والقواعد غالبًا ما يستعمل الكيميائيون أصباغًا كيميائية بدلاً من مقياس pH لتحري نقطة التكافؤ عند معايرة حمض وقاعدة. وتسمى الأصباغ الكيميائية التي تتأثر ألوانها بالمحاليل الحمضية والقاعدية **كواشف الأحماض والقواعد**. وهناك العديد من المواد الطبيعية التي تعمل عمل الكواشف، فإذا أضفت عصير الليمون إلى الشاي فسوف تلاحظ أن اللون الأحمر للشاي أصبح فاتحًا، كما في **الشكل 23–5**؛ إذ يحتوي الشاي على مواد تسمى بوليفينولات polyphenols، تحتوي على ذرات متأينة جزئيًّا من الهيدروجين، لذا فهي أحماض ضعيفة. وعند إضافة الحمض الموجود في عصير الليمون إلى كوب شاي يقل تأين الحمض في الشاي بحسب مبدأ لوتشاتلييه، فيصبح لون البوليفينولات غير المتأينة أكثر وضوحًا، ويظهر **الشكل 24–5** العديد من الكواشف التي يستعملها الكيميائيون. إن أزرق بروموثيمول كاشف مناسب عند معايرة حمض قوي بقاعدة قوية. أما الفينولفثالين فيغير لونه عند نقطة التكافؤ عند معايرة حمض ضعيف بقاعدة قوية، كما هو مبين في **الشكل 22–5**.

الشكل 5-24 إن عملية اختيار الكاشف الصحيح مهمة جدًّا؛ إذ يجب أن يغير الكاشف لونه عند نقطة التكافؤ التي لا تكون دائمًا عند pH = 7.



طرائق تدريس متنوعة

دون المستوى اطلب إلى الطلاب أن يتفحّصوا خطّ الثيمول الأزرق في **الشكل 24–5**، واطلب إليهم أن يحدِّدوا إذا كان من الأفضل أن يُستعمَل كاشف الثايمول الأزرق في معايرة حمض قويٍّ مع قاعدةٍ قويّة، أو حمض قويٍّ مع قاعدةٍ ضعيفة، أو حمض ضعيفٍ مع قاعدةٍ قويّة. إنَّ تغيّر اللون عند pH= 2 منخفضٌ جدًّا لتحديد ناتج التعادل. كما أنَّ التغيُّر عند pH= 8.9 يمكن استعماله في معايرة حمضٍ ضعيفٍ، وقاعدةٍ قويّة. د م

التوسُّع

الرسم البيانيُّ للمعايرة استخدم السبورة أو عارض الصور؛ لبيان منحنى pH مقابل حجم الحمض؛ لمعايرة حمض متعدّد البروتونات مع هيدروكسيد الصوديوم، وتُعدُّ كتب الكيمياء الجامعيَّة مصدرًا جيِّدًا للحصول على الرسوم البيانيّة لمثل منحنى المعايرة السابق. وأرشد الطلاب في أثناء كتابتهم لمعادلة تفاعل التعادل الذي يحصل عند كلِّ تغيُّر حادٍّ في المنحنى. فمثلاً، معادلة التفاعل الذي يحدث في أثناء التغيّر الحادّ الأول عند معايرة H_3PO_4 مع NaOH هو:

$$H_3PO_{4(aq)} + OH^-_{(aq)} \longrightarrow H_2PO_4^-{}_{(aq)} + H_2O_{(l)}$$

وأمّا التفاعل في التغيّر الثاني فهو:

$$H_2PO_4^-{}_{(aq)} + OH^-_{(aq)} \longrightarrow HPO_4^{2-}{}_{(aq)} + H_2O_{(l)}$$

في حين أنّ التفاعل في أثناء التغيّر الثالث هو:

$$HPO_4^{2-}{}_{(aq)} + OH^-_{(aq)} \longrightarrow PO_4^{3-}{}_{(aq)} + H_2O_{(l)}$$

مختبر الكيمياء يمكن استعمال مختبر الكيمياء الموجود في نهاية هذا الفصل عند هذه المرحلة من الدرس.

تحتوي السحاحة على المحلول القياسي 0.1 M NaOH ويحتوي الدورق المخروطي على 25.00 mL من محلول HCOOH مع قطرات من كاشف الفينولفثالين.

يضاف المحلول القياسي ببطء إلى محلول الحمض. ويتحول الفينولفثالين إلى اللون الوردي، ولكن يختفي اللون عند تحريك المحلول إلى أن يصل إلى نقطة النهاية.

تكون نقطة نهاية المعايرة عندما يصبح اللون ورديًا فاتحًا. تبين القراءة الدقيقة للسحاحة أن 18.28 mL NaOH الذي تركيزه 0.1000 M قد تمت إضافته.

الشكل 25-5 المعايرة طريقة دقيقة تحتاج إلى تدريب وممارسة. تعمل الورقة البيضاء الموضوعة تحت الدورق على توفير خلفية مناسبة تساعد على رؤية التغير في لون الكاشف.

الكواشف ونقطة نهاية المعايرة يعد الكثير من الكواشف المستعملة في المعايرة أحماضًا ضعيفة، لكل منها قيمة pH خاصة به، أو مدى pH يتغير لونه بعده. وتسمى النقطة التي يتغير لون الكاشف عندها **نقطة نهاية** المعايرة. أما نقطة التكافؤ فهي النقطة التي يتساوى عندها عدد مولات الحمض مع عدد مولات القاعدة، وتسمى نقطة التكافؤ بنقطة التعادل في حالة تفاعل الأحماض والقواعد القوية. لذا من المهم اختيار كاشف للمعايرة يغير لونه عند نقطة تكافؤ المعايرة الصحيحة. تذكر أن دور الكاشف أن يبين لك بدقة – عن طريق تغير لونه – أنه قد تمت إضافة كمية كافية من المحلول القياسي لتعادل المحلول المجهول. يصف **الشكل 25-5** طريقة معايرة محلول مجهول التركيز من حمض الميثانويك HCOOH مع محلول NaOH تركيزه 0.1000 M.

استراتيجية حل المسائل

حساب المولارية

تعد المعادلة الموزونة لتفاعلات المعايرة المفتاح الرئيس لحساب المولارية المجهولة. فمثلاً تتم معايرة حمض الكبريتيك بهيدروكسيد الصوديوم وفق المعادلة الآتية:

$$H_2SO_{4(aq)} + 2NaOH_{(aq)} \rightarrow Na_2SO_{4(aq)} + 2H_2O_{(l)}$$

1. احسب عدد مولات NaOH في المحلول المعياري من بيانات المعايرة:
M_B : مولارية القاعدة؛ V_B : حجم القاعدة.
$M_B V_B = (mol/L)(L) = mol\ NaOH$ في المحلول القياسي
2. تستطيع أن تعرف من المعادلة أن نسبة مولات NaOH إلى H_2SO_4 هي 1:2، أي أنه يتطلب 2 mol NaOH لتعادل 1 mol H_2SO_4
$$mol\ H_2SO_4 = mol\ NaOH \times \frac{1\ mol\ H_2SO_4}{2\ mol\ NaOH}$$
3. تمثل M_A مولارية الحمض، بينما تمثل V_A حجم الحمض L.
$$M_A = \frac{mol\ H_2SO_4}{V_A}$$

طبق هذه الاستراتيجية عند دراستك للمثال 6-5 في الصفحة الآتية.

مثال في الصف

سؤال: يتطلّب التعادل مع 25.00 mL من محلول حمض فوق الكلوريك ($HClO_4$) الذي تركيزه 0.1200 M حوالي 28.55 mL من محلول LiOH، فما مولاريّة محلول $HClO_4$؟

الإجابة

$$HClO_{4(aq)} + LiOH_{(aq)} \rightarrow LiClO_{4(aq)} + H_2O_{(l)}$$

$$0.02855\ L\ LiOH \times \frac{0.1200\ mol\ LiOH}{L\ LiOH}$$

$$= 3.426 \times 10^{-3}\ mol\ LiOH$$

$$M_A = \frac{3.426 \times 10^{-3}\ mol\ HClO_4}{0.02500\ L\ HClO_4} = 1.370 \times 10^{-1} M$$

مسائل تدريبية

43. $M_{HNO_3} = 0.2167M$

44. $M_{NH_3} = 1.178M$

45. 5.0 mL NaOH

مثال 6-5

حساب المولارية من بيانات المعايرة نحتاج إلى محلول قياسي حجمه 18.28 mL من NaOH، وتركيزه 0.1000 M للتعادل مع 25.00 mL من محلول حمض الميثانويك HCOOH. احسب مولارية محلول حمض الميثانويك.

1 تحليل المسألة

لديك مولارية محلول NaOH وحجمه، ولديك كذلك حجم محلول حمض الميثانويك HCOOH.
حجم القاعدة المستعمله يساوي أربعة أخماس حجم الحمض تقريبًا. إذن تكون مولارية الحمض أقل من 0.1 M.

المعطيات

$V_A = 25.00\ mL$ HCOOH
$V_B = 18.28\ mL$ NaOH
$M_B = 0.1000M$

المطلوب

$M_A = ?\ mol/L$

2 حساب المطلوب

اكتب المعادلة الكيميائية الموزونة لتفاعل التعادل.

$$HCOOH_{(aq)} + NaOH_{(aq)} \rightarrow HCOONa_{(aq)} + H_2O_{(l)}$$

اكتب النسبة المولية للحمض والقاعدة.

1 mol HCOOH تعادل 1 mol NaOH

حوّل حجم القاعدة من mL إلى L.

$$V_B = 18.28\ mL \times \frac{1\ L}{1000\ mL} = 0.01828\ L$$

لحساب عدد مولات NaOH.

طبّق العلاقة بين مولات القاعدة، ومولارية القاعدة، وحجم القاعدة.

$$Mol\ NaOH = M_B V_B$$

عوض $M_B = 0.1000\ M$ و $V_B = 0.01828\ L$

$$Mol\ NaOH = (0.1000\ mol/L)(0.01828\ L)$$

لحساب مولات HCCOH.

$$= 1.828 \times 10^{-3}\ mol\ NaOH$$

طبق العلاقة المولية بين NaOH و HCOOH

$$1.828 \times 10^{-3}\ mol\ NaOH \times \frac{1\ mol\ HCOOH}{1\ mol\ NaOH}$$

لحساب مولارية HCOOH

$$= 1.828 \times 10^{-3}\ mol\ HCOOH$$

استعمل العلاقة بين مولات الحمض، ومولارية الحمض، وحجم الحمض.

$$1.828 \times 10^{-3}\ mol\ HCOOH = M_A V_A$$

أوجد قيمة M_A.

$$M_A = \frac{1.828 \times 10^{-3}\ mol\ HCOOH}{V_A}$$

حول حجم الحمض من mL إلى L

$$V_A = 25.00\ mL \times \frac{1\ L}{1000\ mL} = 0.02500\ L\ HCOOH$$

عوّض $V_A = 0.02500\ L$.

$$M_A = \frac{1.828 \times 10^{-3}\ mol\ HCOOH}{0.02500\ L\ HCOOH} = \mathbf{7.312 \times 10^{-2}\ mol/L}$$

3 تقويم الإجابة

تتفق الإجابة مع توقع أن تكون مولارية HCOOH أقل من 0.1 M، كما أن الوحدة مناسبة.

مسائل تدريبية

43. ما مولارية محلول حمض النيتريك إذا لزم 43.33 mL KOH تركيزه 0.1000 M لمعادلة 20.00 mL من محلول حمض النيتريك؟

44. ما تركيز محلول الأمونيا المستعمل في مواد التنظيف المنزلي إذا لزم 49.90 mL HCl تركيزه 0.5900 M لمعادلة 25.00 mL من هذا المحلول؟

45. تحفيز كم mL من NaOH الذي تركيزه 0.500 M يمكن أن يتعادل مع 25.00 mL من H_3PO_4 تركيزه 0.100 M؟

192

دفتر الكيمياء

قياس pH اطلب إلى الطلاب أن يستعملوا مقياس pH، أو كواشف الأحماض والقواعد؛ لاستقصاء الـ pH للتربة، والمطر، ومياه البرك أو البحيرات، أو مياه الجداول أو القنوات في أماكن محيطةٍ بهم، واسألهم: هل يمكنهم أن يفسِّروا قيم pH التي يجدونها؟ واطلب إليهم أن يسجِّلوا نتائجهم وتفسيراتهم في دفاترهم. ض م

تطوير المفاهيم

الحمض والقاعدة ساعد الطلاب في عملية تحديد "الحمض" و"القاعدة"، اللذين تكوّن منهما الملح، وذلك بإضافة أعداد كافية من أيونات H^+ إلى الأيون السالب للملح، وأيونات OH^- إلى الأيون الموجب للملح. فمثلاً؛ ساعد الطلاب على معرفة أنّ الحمض والقاعدة للملح $MgSO_4$ هما: H_2SO_4 و $Mg(OH)_2$ على التوالي. ض م

التعزيز

مانح OH^- عزّز مفهوم أن أيونات H_3O^+ و OH^- التي تتكوّن في أثناء تميُّه الملح لا تأتي من الملح نفسه، بل من جزيئات الماء عندما تتفاعل إما مع الأيونات السالبة أو الموجبة للملح، فتنتج كميّات إضافيّة من أيونات H_3O^+ أو OH^-.

مسائل تدريبية

46. a. المحلول حمضي

$$NH_{4\,(aq)}^{+} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons NH_{3(aq)} + H_3O^{+}_{(aq)}$$

b. المحلول متعادل

$$SO_{4\,(aq)}^{2-} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons HSO_{4\,(aq)}^{-} + OH^{-}_{(aq)}$$

c. المحلول قاعدي

$$CH_3COO^{-}_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons CH_3COOH_{(aq)} + OH^{-}_{(aq)}$$

d. المحلول قاعدي

$$CO_{3\,(aq)}^{2-} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons HCO_{3(aq)}^{-} + OH^{-}_{(aq)}$$

47. $$NH_4OH_{(aq)} + HBr_{(aq)} \rightarrow NH_4Br_{(aq)} + H_2O_{(l)}$$

$$NH_{4\,(aq)}^{+} + H_2O_{(aq)} \rightleftharpoons H_3O^{+}_{(aq)} + NH_3$$

تتكون أيونات الهيدرونيوم، لذا ستكون pH أقلّ من 7.

تميّه الأملاح Salt Hydrolysis

أضيفت بضع قطرات من محلول كاشف البروموثيمول الأزرق ـ انظر **الشكل 26-5** إلى محاليل مائية من أملاح كلوريد الأمونيوم NH_4Cl ونترات الصوديوم $NaNO_3$، وفلوريد البوتاسيوم KF تركيزها 0.10 M. وكما تلاحظ فقد غيّر محلول نترات الصوديوم لون الكاشف إلى اللون الأخضر، وهذا يعني أن المحلول متعادل. ويشير اللون الأزرق في محلول KF إلى أن المحلول قاعدي، بينما يدل اللون الأصفر لمحلول كلوريد الأمونيوم على أن المحلول حمضي. لماذا تكون بعض محاليل الأملاح متعادلة، وبعضها قاعدي وبعضها الآخر حمضي؟ يتفاعل الكثير من الأملاح مع الماء في عملية تعرف باسم **تميّه الأملاح**؛ حيث تستقبل الأيونات السالبة من الملح المتأين –في أثناء هذه العملية– أيونات الهيدروجين من الماء، أو تمنح الأيونات الموجبة من الملح المتفكك أيونات الهيدروجين للماء.

الأملاح التي تنتج محاليل قاعدية ينتج ملح فلوريد البوتاسيوم عن قاعدة قوية KOH وحمض ضعيف HF، ثم يتحلل هذا الملح إلى أيونات بوتاسيوم وأيونات فلوريد.

$$KF_{(s)} \rightarrow K^{+}_{(aq)} + F^{-}_{(aq)}$$

لا تتفاعل أيونات K^+ مع الماء، وذلك بسبب تعادلها مع أيونات OH^- وتكون محلول قاعدي من KOH. ويعد أيون F^- قاعدة ضعيفة بحسب برونستد – لوري. لذا توجد بعض أيونات الفلوريد في حالة اتزان مع الماء، كما في التفاعل الآتي:

$$F^{-}_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons HF_{(aq)} + OH^{-}_{(aq)}$$

وهذا يعني أن المواد الناتجة تتكون من جزيئات فلوريد الهيدروجين وأيونات OH^- مما يجعل المحلول قاعديًّا.

الأملاح التي تنتج محاليل حمضية ينتج ملح NH_4Cl عن قاعدة ضعيفة NH_3 وحمض قوي HCl، وعند إذابته في الماء يتفكك الملح لينتج أيونات الأمونيوم وأيونات الكلوريد، كما في التفاعل الآتي:

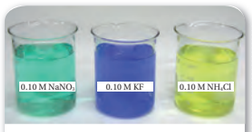
$$NH_4Cl_{(s)} \rightarrow NH_4^{+}{}_{(aq)} + Cl^{-}_{(aq)}$$

لا تتفاعل أيونات Cl^- مع الماء، وذلك بسبب تعادلها مع أيونات الهيدرونيوم وتكون محلول حمضي HCl. أما أيون NH_4^+ فهو حمض ضعيف بحسب برونستد – لوري. لذا تتفاعل أيونات الأمونيوم مع جزيئات الماء منتجة حالة الاتزان الآتية:

$$NH_4^{+}{}_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons NH_{3(aq)} + H_3O^{+}_{(aq)}$$

ونتيجة لذلك تنتج جزيئات أمونيا وأيونات هيدرونيوم، مما يجعل المحلول حمضيًّا.

الأملاح التي تنتج محاليل متعادلة ينتج ملح نترات الصوديوم $NaNO_3$ عن حمض قوي HNO_3 وقاعدة قوية NaOH. لذلك قد يحدث تميّه بسيط جدًّا للملح، وقد لا يحدث تميّه أبدًا؛ لأن Na^+ و NO_3^- لا يتفاعلان مع الماء، لذا يكون محلول نترات الصوديوم متعادلاً.



الشكل 26-5 يعطي كاشف البروموثيمول الأزرق نتائج مدهشة عند إضافته إلى ثلاثة محاليل من الأملاح الأيونية. فمحلول NH_4Cl حمضي، ومحلول $NaNO_3$ متعادل، بينما محلول KF قاعدي. ويُعزى التفسير إلى قوى الأحماض والقواعد التي تكوّنت منها هذه الأملاح.

التعزيز

أزواج الأحماض والقواعد المترافقة ذكّر الطلاب بأنّ كلّ زوج من أزواج الحمض والقاعدة المترافقين يتعلّق بعضهما ببعض عن طريق وجود أيون هيدروجين أو عدم وجوده. فالحمض يحتوي على أيون H^+، في حين لا تحتوي عليه القاعدة، ثم اشرح أنّ المحلول المنظّم تكون لديه أعلى قدرة تنظيم في الاتجاهين، عندما يحتوي على كميّات متساوية من الحمض وقاعدته المرافقة، أو القاعدة وحمضها المرافق.

عرض سريع

المحاليل المنظّمة ضع مسحوق حبة أسبرين عاديّ في 100 mL ماء مقطّر في كأس سعة 250 mL، وضع مسحوق حبّة أسبرين منظّم في 100 mL ماء مقطّر في كأس سعة 250 mL، ثم ضع قضيب تحريك مغناطيسيًّا في كلٍّ من الكأسين، ودع جهازي التحريك يبدآن العمل، وضع مجسّات مقياس pH رقمي في المحلولين في أثناء التحريك ببطء، وسجّل قيمة pH لكلِّ محلول عند البداية، وبعد 5 دقائق، ثم بعد 10 دقائق. يذوب الأسبرين المنظّم أسرع وينتج محلولاً له pH = 6، وتنتج حبة الأسبرين غير المنظّمة محلولاً له pH = 3. واسأل الطلاب: أيُّ هذين النوعين أفضل لشخص لديه قرحة وسوء هضم حمضيّ؟ الأسبرين المنظّم أفضل؛ لأنّه ينتج محلولاً أقلّ حمضيّة. ض م

عرض توضيحي

استعمال المحلول المنظّم

الهدف تعلّم كيفيّة تحضير محلول منظّم.

الموادّ والأدوات حمض الخليك (1 mL)، 3 دوارق سعة 100 mL ماء مقطّر (60 mL)، إيثانوات الصوديوم (4g)، 3 أنابيب اختبار كبيرة، كاشف (10 قطرات)، 3 قضبان تحريك، قطّارة، NaOH (50 mL) 4.0 M (16 g في 100 mL ماء).

احتياطات السلامة

التخلّص من النفايات تحقّق من قيم pH للمحاليل كلِّها.

وعدّل قيم pH لتصبح بين 3 و 10، ثم خفّف تراكيزها واسكبها في المغسلة.

خطوات العمل

يستطيع المحلول الذي يحتوي على منظّم أن يمتصّ كميّات معتدلة من الحمض، أو القاعدة، دون تغيُّر واضح في قيمة pH، ولتحضير مثل هذا المحلول أضف 1 mL من حمض الخلّيك إلى 49 mL ماء مقطّر.

تحذير الحمض مادة حارقة للجلد. ضع الحمض في كأسين سعة كلٍّ منهما 100mL. وأذب 4g من إيثانوات الصوديوم في الحمض المخفّف في إحدى الكأسين. وحرّكه، ثم اكتب عليه "محلول منظم". واكتب على ثلاثة أنابيب اختبار كبيرة "حمض"، و"محلول منظم"، و"ماء"، ثم ضع كميّات متساوية من حمض الخلّيك

مسائل تدريبية

46. اكتب معادلات لتفاعلات تميّه الأملاح التي تحدث عند إذابة الأملاح الآتية في الماء، وصنّف كلًّا منها إلى حمضي، أو قاعدي، أو متعادل:

a. نترات الأمونيوم **b.** كبريتات البوتاسيوم **c.** إيثانوات الروبيديوم **d.** كربونات الكالسيوم

47. تحفيز اكتب معادلة التفاعل الذي يحدث عند معايرة هيدروكسيد الأمونيوم NH_4OH مع بروميد الهيدروجين HBr. وهل تكون قيمة pH عند نقطة التكافؤ أكبر أو أقل من 7؟

المحاليل المنظمة Buffered Solutions

الشكل 27-5 لكي تكون البيئة صحيّة لقناديل البحر، يجب أن تبقى قيمة pH للماء في أحواض الأحياء المائية بين 8.1 و 8.4.

من المهم جدًّا لقناديل البحر المبينة في **الشكل 27-5** أن تبقى قيم pH لمياه أحواض الأحياء المائية ضمن مدى صغير. وكذلك الأمر لجسم الإنسان؛ فمن المهم أيضًا بقاء قيمة pH ثابتة؛ حيث يجب أن يبقى pH للدم في الجسم ضمن مدى 7.1 إلى 7.7. وفي العصارة المعدية يجب أن يبقى pH بين 1.6 و 1.8 ليساعد على هضم أنواع معينة من الطعام. ويحافظ الجسم على pH ضمن حدود معينة من خلال إنتاج محاليل منظمة.

ما المحلول المنظم؟ **المحاليل المنظمة** محاليل تقاوم التغيرات في قيم pH عند إضافة كميات محددة من الأحماض أو القواعد. فمثلاً عند إضافة 0.01 mol من HCl إلى 1L من الماء النقي ينخفض pH من 7.0 إلى 2.0. وكذلك فإن إضافة 0.01 mol من NaOH إلى 1 L من الماء النقي ترفع قيم pH من 7.0 إلى 12.0. ولكن عند إضافة الكمية نفسها من HCl أو NaOH إلى 1 L من محلول منظم فقد يتغير pH بما لا يزيد على 0.1 وحدة.

كيف تعمل المحاليل المنظمة؟ المحلول المنظم خليط من حمض ضعيف مع قاعدته المرافقة، أو قاعدة ضعيفة مع حمضها المرافق؛ حيث يعمل خليط الجزيئات والأيونات في المحلول المنظم على مقاومة تغيرات pH عن طريق التفاعل مع أي أيونات هيدروجين، أو أيونات هيدروكسيد تضاف إلى المحلول المنظم.

افترض مثلاً أن محلولاً منظمًا يحتوي على تراكيز 0.1 M من حمض الهيدروفلوريك HF وفلوريد الصوديوم NaF؛ حيث يعطي NaF أيونات F^- بتركيز 0.1 M والتي تعد القاعدة المرافقة لحمض HF، لذا يتحقق الاتزان الآتي:

$$HF_{(aq)} \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + F^-_{(aq)}$$

إضافة حمض عند إضافة حمض إلى هذا المحلول المنظم فإن الاتزان يندفع إلى اليسار بحسب مبدأ لوتشاتلييه؛ لأن أيونات H^+ المضافة من الحمض تكون ضغطًا على الاتزان. وللتقليل من أثر هذا الضغط تتفاعل أيونات H^+ مع F^- لتكوين المزيد من جزيئات HF.

$$HF_{(aq)} \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + F^-_{(aq)}$$

وبهذا يصل النظام إلى حالة الاتزان من جديد مع وجود كمية أكبر من HF غير المتفكك. ومع ذلك فإن pH المحلول قد تغير قليلاً فقط؛ لأن اتجاه الاتزان إلى اليسار استهلك معظم أيونات H^+ التي أضيفت.

إضافة قاعدة عند إضافة قاعدة إلى المحلول المنظم المكون من حمض الهيدروفلوريك وأيونات الفلوريد تتفاعل أيونات OH^- المضافة مع أيونات H^+ لتكون H_2O، وهذا يقلل من تركيز أيونات H^+، فيتجه الاتزان إلى اليمين للتعويض عن أيونات H^+.

$$HF_{(aq)} \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + F^-_{(aq)}$$

مع أن اتجاه التفاعل إلى اليمين يقلل كمية HF، وينتج المزيد من F^-، إلا أن pH يبقى ثابتًا تقريبًا؛ لأن تركيز أيون H^+ لم يتغير كثيرًا. إن قدرة المحلول المنظم على مقاومة تغير pH يتم تجاوزها في حالة إضافة كمية كبيرة من الحمض أو القاعدة. تسمى كمية الحمض أو القاعدة التي يستطيع المحلول المنظم أن يستوعبها دون تغير مهم في pH **سعة المحلول المنظم**. وكلما زادت تراكيز الجزيئات والأيونات المنظمة في المحلول زادت سعة المحلول المنظم.

اختيار المحلول المنظم يكون المحلول المنظم أكثر فاعلية عندما يساوي تركيز الحمض تركيز القاعدة المرافقة له، أو تكاد تكون متساوية. تأمل النظام المنظم المكون من $H_2PO_4^-$ و HPO_4^{2-} الناتج عن خلط كميتين مولاريتين متساويتين من NaH_2PO_4 و Na_2HPO_4.

$$H_2PO_4^- \rightleftharpoons H^+ + HPO_4^{2-}$$

ما قيمة pH لهذا المحلول؟

$$K_a = 6.2 \times 10^{-8} = \frac{[H^+][HPO_4^{2-}]}{[H_2PO_4^-]}$$

لأن المحلول مكون من كميتين مولاريتين متساويتين من NaH_2PO_4 و Na_2HPO_4، فإن $[HPO_4^{2-}]$ يساوي $[H_2PO_4^-]$.

لذا فإن التركيزين يختزلان في تعبير ثابت تأين الحمض.

$$6.2 \times 10^{-8} = \frac{[H^+]\cancel{[HPO_4^{2-}]}}{\cancel{[H_2PO_4^-]}} = [H^+]$$

$$pH = -\log [H^+] = -\log (6.2 \times 10^{-8}) = 7.21$$

وهكذا، عندما توجد كميات مولارية متساوية في نظام $H_2PO_4^-$ / HPO_4^{2-} المنظم فإن النظام يستطيع أن يحافظ على pH قريبًا من 7.21. لاحظ أن $pH = -\log K_a$. يحتوي **الجدول 7–5** على قائمة من أنظمة منظمة عديدة مع pH عندما يكون كل منها أكثر فاعلية.

المفردات

الاستعمال العلمي والاستعمال الشائع

منظم Buffer

الاستعمال العلمي: محلول يقاوم تغيرات pH عند إضافة كميات محدودة من حمض أو قاعدة.

قرر الكيميائي استعمال محلول منظم (Buffer) يتكون من كميتين مولاريتين متساويتين من حمض الميثانويك (الفورميك) وميثانوات (فورمات) الصوديوم.

الاستعمال الشائع: شيء يعمل حاجزًا واقيًا.

يعمل الجدار البحري العالي مصدًّا (Buffer) لحماية المنازل المبنيّة على الشاطئ من العواصف البحرية.

الجدول 7-5 المحاليل المنظمة والأزواج المترافقة

معادلات تأين المحاليل المنظمة	الأزواج المترافقة من الأحماض والقواعد في المحاليل المنظمة	قيمة pH
$HF_{(aq)} \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + F^-_{(aq)}$	HF/F^-	3.20
$CH_3COOH_{(aq)} \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + CH_3COO^-_{(aq)}$	CH_3COOH/CH_3COO^-	4.76
$H_2CO_{3(aq)} \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + HCO_3^-{}_{(aq)}$	H_2CO_3/HCO_3^-	6.35
$H_2PO_4^-{}_{(aq)} \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + HPO_4^{2-}{}_{(aq)}$	$H_2PO_4^-/HPO_4^{2-}$	7.21
$NH_{3(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons NH_4^+{}_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$	NH_4^+/NH_3	9.4
$C_2H_5NH_{2(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons C_2H_5NH_3^+{}_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$	$C_2H_5NH_3^+/C_2H_5NH_2$	10.70

3. التقويم

التحقّق من الفهم

اطلب إلى الطلاب أن يكتبوا المعادلة باستخدام الصيغ الجزيئيّة والمعادلة الأيونيّة كاملة، والمعادلة الأيونيّة الكليّة لتفاعل التعادل بين حمض البيركلوريك، وهيدروكسيد الصوديوم.

$HClO_{4(aq)} + NaOH_{(aq)} \rightarrow H_2O_{(l)} + NaClO_{4(aq)}$;

$H^+_{(aq)} + ClO_4^-{}_{(aq)} + Na^+_{(aq)} + OH^- \rightarrow H_2O_{(l)} + Na^+_{(aq)} + ClO_4^-{}_{(aq)}$; $H^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)} \rightarrow H_2O_{(l)}$.

إعادة التدريس

دع الطلاب يختاروا من **الجدول 7–5** زوجًا من حمض/ قاعدة مرافقين، يمكن استعماله لإنتاج محلول منظّم له pH = 9، وله سعة تكفي لمعادلة الأحماض والقواعد المضافة إليه. NH_3 (قاعدة) و NH_4^+ (حمض مرافق) **ض م**

التوسُّع

استخدم السبورة لكتابة المعادلات الكيميائيّة للتفاعل بين كلٍّ من أيون الهيدروجين المضاف، وأيون الهيدروكسيد المضاف إلى محلول منظّم يحتوي على حمض الكربونيك، وأيون الكربونات الهيدروجينيّ.

$H^+_{(aq)} + HCO_3^-{}_{(aq)} \rightleftharpoons H_2CO_{3(aq)}$

$OH^-_{(aq)} + H_2CO_{3(aq)} \rightleftharpoons H_2O_{(l)} + HCO_3^-{}_{(aq)}$

وذكّر الطلاب بأهميّة المحاليل المنظّمة. **ض م**

المخفّف، والمحلول المنظّم، والماء المقطّر في الأنابيب الثلاثة حسب ما هو مكتوب عليها، وضع بضع قطرات من الكاشف العام في كلِّ أنبوب اختبار، ثم أضف مقدار قطّارة مملوءة NaOH تركيزه 4.0 M إلى كلِّ محلول.

تحذير: NaOH مادة كاوية. حرّك ثم راقب اللون، واملأ القطّارة، وأعد الخطوات مرات عدة، وسجِّل مشاهداتك.

النتائج

لا يتغيّر اللون في أنبوب الاختبار الذي يحتوي على المحلول المنظّم بالسرعة نفسها للأنبوبين الآخرين.

التحليل

1. أيّ الأنابيب الثلاثة استُخدم ضابطًا في التجربة؟ الماء المقطّر.
2. كيف تمّ إثبات تعريف المحلول المنظّم؟ لم يتغيّر لون الكاشف في أثناء إضافة عدَّة كميّات من القاعدة.

التقويم

المعرفة اسأل الطلاب: هل يعتقدون أنّ الأسبرين المنظّم أفضل للمعدة من الأسبرين غير المنظّم؟ نعم؛ لأنّ الأسبرين المنظّم يقوم بمعادلة الحمض في الأسبرين. **ض م**

مختبر حل المشكلات

الهدف يستعمل الطلاب مبدأ لوشاتلييه في تفسير ما يحدث عندما تتغيّر مكوّنات نظام محلول منظّم في دم الإنسان.

المهارات العمليّة استخلاص النتائج، وتعرُّف السبب والنتيجة، وتطبيق المفاهيم، والتوقّع.

استراتيجيات التدريس

- اربط بين المحلول المنظّم المكوّن من حمض الكربونيك والكربونات الهيدروجينية، ونموذج برونستد- لوري، وبيّن عمل ثاني أكسيد الكربون كأنهيدريد الحمض، وأيون الكربونات الهيدروجينيّة كقاعدة مرافقة.
- بيّن كيف يقلّل المحلول المنظّم من تأثير إضافة حمض أو قاعدة حسب متطلّب مبدأ لوشاتلييه.

التفكير الناقد

1. أكبر مرتين.
2. يلقي الجسم السليم الحمض في الدم عند ازدياد نشاطه، وتقوم أيونات الكربونات الهيدروجينيّة بمعادلة الحمض، وتدفع التفاعل نحو إنتاج ثاني أكسيد الكربون.
3. a. القيء حمضيّ وهو يرفع الـ pH . التفاعل المنظّم يتّجه إلى اليمين. تستطيع الكلى أن ترد بإزالة أيون الكربونات الهيدروجينيّة، ويجب على الشخص أن يبقى هادئًا للاحتفاظ بثاني أكسيد الكربون.

b. تزداد قيمة pH بزيادة مستويات أيون الكربونات الهيدروجينيّ؛ ممّا يدفع التفاعل المنظّم إلى اليسار مكوّنًا المزيد من CO_2. ترد الكلى بإزالة أيون الكربونات الهيدروجينيّ، ويستطيع الشخص أن يتنفس بسرعة أكثر لطرد CO_2.

مختبر حل المشكلات

تطبيق التفسيرات العلمية

كيف يحافظ الدم على قيمة pH ثابتة؟ يحتوي دم الإنسان على ثلاثة أنواع من الخلايا. الخلايا الحمراء التي تنقل الأكسجين إلى أجزاء الجسم كافة، والخلايا البيضاء التي تحارب العدوى، والصفائح الدموية التي تساعد على التجلط عند حدوث نزف. لذا تضعف الوظائف الحساسة لهذه الخلايا إذا لم يحافظ الدم على pH ضمن مدى ضيق بين 7.1 و 7.7. وفوق هذا المستوى تفقد البروتينات في الجسم تراكيبها ومقدرتها على أداء عملها. ولحسن الحظ فإن هناك عدة محاليل منظمة تحافظ على التوازن الضروري للأحماض والقواعد. وأهم هذه المحاليل المنظمة محلول حمض الكربونيك والكربونات الهيدروجينية H_2CO_3/HCO_3^-.

$$CO_{2(g)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_2CO_{3(aq)} \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + HCO_3^-{}_{(aq)}$$

عندما تدخل الأحماض والقواعد مجرى الدم نتيجة النشاط العادي، تعدِّل أنظمة المحاليل المنظمة في الدم نفسها، حتى تحافظ بفاعلية على قيمة pH مناسبة.

التحليل

سيتغير موضع اتزان H_2CO_3/HCO_3^- بحسب مبدأ لوتشاتلييه اعتمادًا على معدل الأيض في الجسم وعوامل أخرى. وبالإضافة إلى ذلك تستطيع الرئتان أن تغيّر سرعة طرد CO_2 من الجسم عن طريق التنفس، وتستطيع الكليتان أن تغير سرعة إزالة أيونات HCO_3^-.

التفكير الناقد

1. **حدد** كم يزيد $[H^+]$ إذا تغير pH الدم من 7.4 إلى 7.1؟
2. **اقترح** سببًا يفسّر لماذا تعد نسبة 20:1 من HCO_3^- إلى CO_2 في الدم مناسبة للحفاظ على pH مناسب؟
3. **توقع** ما الوضع الذي يرتفع فيه pH الدم أو ينخفض؟ وفي أي اتجاه يميل اتزان H_2CO_3/HCO_3^- في كل من الحالات الآتية:

   a. شخص لديه حالة فيروسية شديدة في المعدة يتقيأ عدة مرات في 24 ساعة.

   b. شخص يأخذ كمية كبيرة من $NaHCO_3$ لوقاية حرقة فم المعدة.

التقويم 5-4

الخلاصة

- يتفاعل حمض مع قاعدة لتكوين ملح وماء في تفاعل التعادل.
- تمثل المعادلة الأيونية النهائية الآتية تعادل حمض قوي مع قاعدة قوية:
  $H^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)} \rightarrow H_2O_{(l)}$
- المعايرة عملية يستعمل فيها تفاعل التعادل بين حمض وقاعدة لتحديد تركيز محلول.
- تحتوي المحاليل المنظمة على مخاليط من جزيئات وأيونات تقاوم التغيرات في pH.

48. الفكرة الرئيسة **فسّر** لماذا تكون المعادلة الأيونية النهائية لتفاعل تعادل أي حمض قوي مع أي قاعدة قوية دائمًا هي المعادلة نفسها؟

49. اشرح الفرق بين نقطة تكافؤ ونقطة نهاية المعايرة.

50. قارن بين نتائج تجربتين: الأولى إضافة كمية صغيرة من قاعدة إلى محلول غير منظم له pH= 7. والثانية عند إضافة الكمية نفسها من القاعدة إلى محلول منظم له pH = 7.

51. احسب مولارية محلول حمض الهيدروبروميك HBr إذا احتاج إلى 30.35 mL من NaOH تركيزه 0.1000 M لمعايرة 25.00 mL من الحمض حتى نقطة التكافؤ.

52. فسّر ما المواد التي يمكن استعمالها لعمل محلول منظم قيمة pH له 9.4؟ وما نسبتها؟ استعمل الجدول 7-5.

53. صمم تجربة صف كيف تصمم معايرة وتجريها باستعمال HNO_3 تركيزه 0.250 M لتحديد مولارية محلول هيدروكسيد السيزيوم؟

التقويم 4–5

48. كل تفاعل تعادل هو تفاعل 1mol من أيون الهيدروجين مع 1mol من الهيدروكسيد؛ لتكوين 1mol من الماء.

49. نقطة التكافؤ هي pH التي تتساوى عندها مولات أيونات H^+ من الحمض، مع مولات أيونات OH^- من القاعدة. نقطة النهاية هي النقطة التي يتغيّر عندها لون الكاشف المستعمل في المعايرة.

50. تزداد قيمة pH للمحلول غير المنظّم أكثر من قيمة pH للمحلول المنظّم.

51. $M_A = 0.1214\ M$

52. استخدم الأمونيا، وأحد أملاحها مثل نترات الأمونيوم، أو كلوريد الأمونيوم. استخدم كميّات مولاريّة متساوية من القاعدة وملحها.

53. ضع حجمًا معلومًا من محلول CsOH في دورق، وأضف كاشفًا، واملأ سحاحة بمحلول HNO_3 تركيزه 0.250M، وسجل قراءة السحاحة الأولية. ثم أضف محلول HNO_3 ببطء إلى محلول CsOH حتى نقطة النهاية، وسجل القراءة النهائيّة للسحاحة. ثم احسب حجم HNO_3 المضاف مستعملًا حجم ومولاريّة HNO_3، وحجم CsOH؛ لحساب مولاريّة محلول CsOH.

الهدف

يشرح الطلاب الغاية من عامل التخمير، ويصفون عمل صودا الخبز في عمليّة الخبز، ويقارنون بينهما.

الخلفيّة النظريّة

خميرة الخبّاز هي عامل تخمير شائع آخر، تعمل بصورة مختلفة عن مسحوق الخبز في عمليّة الخبز، وتعدّ الخميرة فطرًا وحيد الخليّة يستهلك السكر، وينتج ثاني أكسيد الكربون والكحول في صورة نفايات. وفي حين يستغرق مسحوق الخبز 15 min لإنتاج فقاقيع الغاز في العجين، نجد أنَّ العجين الذي يتمّ تخميره باستعمال الخميرة قد يحتاج من ساعتين إلى ثلاث ساعات ليتخمَّر.

استراتيجيات التدريس

- أشر إلى وصفة كعكة، واطلب إلى الطلاب توقُّع كيفيّة اختلاف هيئة الكعكة وكثافتها، إذا استعملت كميّة أكثر أو أقلّ من الكميّة المحدّدة من صودا الخبز لتحضير العجين.
- دع الطلاب يستعملوا الحسابات الكيميائيّة والمعادلات الموزونة المعطاة في المقالة في حساب كميّة غاز CO_2 ، التي ستنتج إذا استخدمت كميّاتٍ معيّنةً من صودا الخبز والخل في وصفة الكعك.

الكيمياء من واقع الحياة

تفاعلات الأحماض والقواعد وعملية الخبز

هل رأيت تمثيلاً لثورة بركان باستعمال الخل وصودا الخبز؟ لقد نتجت فقاعات ثاني أكسيد الكربون CO_2 عن تفاعل التحلل الذي حدث بسرعة بعد تفاعل الخل $HC_2H_3O_2$، وهو حمض، وصودا الخبز $NaHCO_3$، وهي قاعدة، كما هو مبين أدناه.

تفاعل الحمض والقاعدة

$$HC_2H_3O_{2(aq)} + NaHCO_{3(aq)} \rightarrow NaC_2H_3O_{2(aq)} + H_2CO_{3(aq)}$$

التفكك

$$H_2CO_{3(aq)} \rightarrow CO_{2(g)} + H_2O_{(l)}$$

إن إطلاق ثاني أكسيد الكربون نتيجة التفاعل الكيميائي بين الحمض والقاعدة ـ انظر **الشكل 1** ـ هو من أسباب انتفاخ الخبز والمعجنات. وتسمى المادة التي تؤدي إلى انتفاخ العجين عند خبزه عامل التخمير. والمادتان الكيميائيتان الرئيستان في التخمير هما صودا الخبز ومسحوق الخبز.

صودا الخبز Baking Soda كربونات الصوديوم الهيدروجينية، وتسمى أيضًا بيكربونات الصوديوم، وهو الاسم الكيميائي لصودا الخبز؛ حيث تتفاعل صودا الخبز عند استعمالها في الطبخ مع سوائل معتدلة الحمضية، فتتكون فقاعات ثاني أكسيد الكربون. وتشمل السوائل المعتدلة الحمضية الخل والعسل ودبس السكر وعصير الحمضيات ومخضوض اللبن وغيرها.

الشكل 1 تتكون فقاعات من غاز ثاني أكسيد الكربون عندما تضاف قاعدة صودا الخبز إلى حمض الخل.

الشكل 2 تحبس عملية الخبز الفقاعات المتكونة في أثناء التفاعل بين حمض وقاعدة، فتنتج كعكة خفيفة مليئة بالهواء.

يجب أن تخلط صودا الخبز بمكوّنات أخرى صلبة، وتضاف في النهاية إلى مخلوط العجين حتى يكون انطلاق ثاني أكسيد الكربون منتظمًا في كل أنحاء العجين، ويحدث تفاعل الحمض والقاعدة هذا بسرعة. إذا كانت صودا الخبز هي عامل التخمير الوحيد في الوصفة، وجب خبز العجين بسرعة وفورًا قبل أن تختفي الفقاعات الاختفاء. وتؤدي عملية الخبز إلى تمدد الفقاعات، فتنتفخ الكعكة. وعندما يتصلب العجين تحتجز الفقاعات، كما في **الشكل 2**.

مسحوق الخبز Baking Powder إذا لم تتضمن الوصفة سائلاً حمضيًا فإن مسحوق الخبز يستعمل عوضًا عن ذلك. ومعظم مسحوق الخبز خليط من صودا الخبز وحمضين جافين.

وأحد هذين الحمضين يتفاعل مع الصودا عندما يذوب في العجين، ويتفاعل الثاني مع الصودا عند التسخين. ومثل صودا الخبز يخلط مسحوق الخبز بالمكونات الأخرى الجافة، ويضاف في النهاية إلى العجين. ولكن العجائن التي يستعمل فيها مسحوق الخبز ليس من الضروري أن تخبز فورًا.

تحتوي العجائن التي يستعمل فيها سوائل حمضية معتدلة على مسحوق الخبز وصودا الخبز معًا؛ حيث يستطيع الحمض الزائد أن يعطل عمل مسحوق الخبز. ويعد مسحوق الخبز مصدرًا موثوقًا لثاني أكسيد الكربون، وتساعد صودا الخبز على معادلة الحمض.

الكتابة في الكيمياء

حلّل إذا تطلّبت وصفة استعمال الطحين والملح والسكر والنخالة والحليب والبيض والسمن أو الزيت النباتي، فهل تستعمل صودا الخبز أو مسحوق الخبز؟ فسّر إجابتك.

www.obeikaneducation.com

197

الكتابة في الكيمياء

حلل يجب استعمال صودا الخبز في الوصفة.
الحليب حمضيّ قليلاً، ولديه قيمة pH تساوي 6.5.

مختبر الكيمياء

معايرة القاعدة

الزمن المخصص 30 دقيقة.

المهارات العمليّة الملاحظة والاستنتاج، وجمع البيانات وتفسيرها، واستعمال الأرقام.

احتياطات السلامة تأكد من تعبئة الطلاب لبطاقة السلامة في المختبر قبل بدء العمل، ويجب عليهم أن يلبسوا النظارات الواقية، والقفازات، معاطف المختبر، وأن يغسلوا أيديهم بعد كلّ حصة مختبر. وذكّرهم بأنّ الماء يصبح ساخنًا عند إذابة NaOH فيه.

التخلُّص من النفايات يمكن طرح المحاليل المتعادلة في المغسلة مع كمية وافرة من الماء.

تحضير المحاليل راجع كيفيّة تحضير المحاليل كلّها.

مواد بديلة

- يمكن استعمال هيدروكسيد البوتاسيوم بدلاً من هيدروكسيد الصوديوم.
- يستطيع الطلاب استعمال قاعدة المعايرة من أجل التعامل مع أسئلة من واقع حياتهم، وبما أنَّ عيِّنات الماء تحتوي على تراكيز منخفضة نسبيًّا من الحمض، لذا يجب تخفيف كميّة قاعدة المعايرة.

خطوات العمل

- يمكن تحضير محلول NaOH بتركيز 0.250 M مسبقًا.
- تتراوح كميّة فثالات البوتاسيوم الهيدروجينيّة في كلّ محاولة بين 0.3 g و 0.5 g
- وضِّح عمليّة المعايرة كاملةً.
- ذكِّر الطلاب بعدم نسيان إضافة الكاشف إلى محاليلهم الحمضيَّة.
- اطلب إلى الطلاب أن يغلقوا دوارقهم بالسدادات بين حصص المختبر؛ لأنّ NaOH يتفاعل مع ثاني أكسيد الكربون في الهواء مكوّنًا كربونات الصوديوم.

التحليل والاستنتاج

1. 0.00191 mol من $KHC_8H_4O_4$.
2. النسبة المولية 1:1، إذن عدد مولات NaOH و $KHC_8H_4O_4$ متساوية.
3. 0.00764 L
4. 0.250 M
5. قد تشمل الاختلافات قراءات غير دقيقة للسحاحة أو تحديد الكتل، أو الاستمرار في إضافة القاعدة بعد نقطة النهاية، أو انسكاب المحاليل، ووجود فقاقيع داخل السحاحة.

الاستقصاء

اسكب 25.00 mL من الخلّ في دورق، وعاير الخلّ بمحلول NaOH (تركيزه معلوم)، مستعملًا مقياس pH لمراقبة pH الخلّ. تصل إلى نقطة النهاية عندما ينتج تغيّرٌ كبيرٌ في pH بإضافة نقطةٍ واحدةٍ من NaOH.

مختبر الكيمياء

معايرة القاعدة

الخلفية المعايرة إجراء يمكن به تحديد مولارية القاعدة.

سؤال كيف يمكنك تحديد مولارية محلول قاعدي؟

المواد والأدوات اللازمة

سحاحة سعتها 50 mL	هيدروكسيد الصوديوم NaOH
محلول فينولفثالين	ميزان حساس
قارورة غسل	حامل حلقة
فثالات البوتاسيوم الهيدروجينية $KHC_8H_4O_4$	
حامل سحاحة	دورق مخروطي سعته 250 mL
كأس زجاجية سعتها 250 mL	دورق مخروطي سعته 500 mL
ماء مقطر	ملعقة

إجراءات السلامة

تحذير: ينتج عن إذابة NaOH في الماء حرارة، كما أن الفينولفثالين قابل للاشتعال، لذا أبعده عن اللهب.

الخطوات

1. املأ بطاقة السلامة في دليل التجارب العملية.
2. ضع 4 g NaOH تقريبًا في الدورق المخروطي الذي سعته 500 mL. ثم أذبها في كمية كافية من الماء، ثم أكمل حجم المحلول ليصبح 400 mL تقريبًا. ثم أغلق الدورق بالسدادة.
3. استعمل زجاجة الوزن لأخذ كتلة مقدارها 0.40 g تقريبًا من فثالات البوتاسيوم الهيدروجينية $KHC_8H_4O_4$، الذي كتلته المولية = 204.32 g /mol)، وضعها في الدورق المخروطي الذي سعته 250 mL. ثم سجل هذه الكتلة.
4. استعمل قارورة الغسل لغسل الجزء الداخلي من الدورق، وأضف 50 mL تقريبًا من الماء، وقطرتين من محلول كاشف الفينولفثالين.
5. املأ السحاحة بمحلول NaOH، على أن يكون مستوى السائل عند علامة الصفر أو تحتها. للتخلص من أي هواء قد يكون عالقًا في السحّاحة مرّر كمية صغيرة من القاعدة إلى وعاء المهملات. لاحظ حجم المحلول في السحاحة حتى أقرب 0.02 mL ، وسجل هذه القراءة الأولية.
6. ضع قطعة ورق بيضاء على قاعدة حامل الحلقة. وحرك الدورق حركة دورانية في أثناء صب محلول NaOH ببطء من السحاحة إلى الدورق.

بيانات المعايرة	
	المحاولة 1
كتلة زجاجة الوزن+ الحمض	
كتلة زجاجة الوزن	
كتلة الحمض الصلب	
مولات الحمض	
مولات القاعدة المطلوبة	
القراءة النهائية للسحاحة	
القراءة الأولية للسحاحة	
حجم القاعدة المستعمل (mL)	
مولارية القاعدة	

7. عندما يبقى اللون الوردي فترة أطول بعد التحريك الدوراني للدورق أضف محلول القاعدة قطرة قطرة.
8. تكون نقطة النهاية حيث يتغير لون الحمض إلى اللون الوردي بعد إضافة قطرة قاعدة واحدة؛ ويبقى اللون الوردي بعدها ثابتًا.
9. أعد ملء السحاحة، واغسل الدورق بالماء. ثم أعد المعايرة حتى تحصل على قيم مولارية متقاربة لثلاث محاولات.
10. **التنظيف والتخلص من النفايات** تخلص من المحاليل المتعادلة في المصرف مع كمية وافرة من الماء.

التحليل والاستنتاج

1. **فسّر البيانات** في كل معايرة، احسب عدد مولات الحمض المستعمل بقسمة كتلة العينة على الكتلة المولية للحمض.
2. **استنتج** كم مولاً من القاعدة يتطلب التفاعل مع مولات الحمض المستخدمة؟
3. **احسب** حوّل حجم القاعدة إلى لترات.
4. **احسب** مولارية القاعدة بقسمة عدد مولات القاعدة على حجم القاعدة باللتر.
5. **تحليل الخطأ** هل اتفقت حساباتك للمولارية؟ فسّر أي اختلافات.

الاستقصاء

صمم تجربة احسب تركيز محلول حمض الإيثانويك (الخل) دون استعمال الكاشف.

الفصل 5

دليل الدراسة

استعمال المفردات

لتعزيز فهم مفردات الفصل، اطلب إلى الطلاب، كتابة عبارات يتم فيها توظيف هذه المفردات. ض م

استراتيجيات المراجعة

- اطلب إلى الطلاب أن يقارنوا بين المحاليل الحمضيّة، والمتعادلة والقاعديّة. ض م
- اطلب إليهم أن يميّزوا بين أحماض وقواعد كلٍّ من أرهينيوس، وبرونستد– لوري، وأن يحدِّدوا أزواج الأحماض والقواعد المرافقة. ض م
- اطلب إليهم أن يفرِّقوا بين الأحماض القويّة والضعيفة.
- اطلب إلى الطلاب أن يقارنوا بين قيم pH وpOH في المحاليل الحمضيَّة، والمتعادلة، والقاعديّة. ض م

الفكرة العامة يمكن تعريف الأحماض والقواعد باستعمال مفردات، منها أيونات الهيدروجين وأيونات الهيدروكسيد، أو أزواج الإلكترونات.

5-1 مقدمة في الأحماض والقواعد

الفكرة الرئيسة تساعد النماذج المختلفة على وصف سلوك الأحماض والقواعد.

المفردات

- المحلول الحمضي
- المحلول القاعدي
- نموذج أرهينيوس
- نموذج برونستد – لوري
- الحمض المرافق
- القاعدة المرافقة
- الأزواج المترافقة
- مواد مترددة (أمفوتيرية)
- نموذج لويس

الأفكار الرئيسة

- تحدّد تراكيز أيونات الهيدروجين وأيونات الهيدروكسيد ما إذا كان المحلول حمضيًّا، أم قاعديًّا، أم متعادلاً.
- يجب أن يحتوي حمض أرهينيوس على ذرة هيدروجين قابلة للتأين. ويجب أن تحتوي قاعدة أرهينيوس على مجموعة هيدروكسيد قابلة للتأين.
- حمض برونستد – لوري مادة مانحة لأيون هيدروجين، بينما قاعدة برونستد – لوري مادة مستقبلة لأيون هيدروجين.
- حمض لويس مادة تستقبل زوجًا من الإلكترونات، بينما قاعدة لويس مادة تعطي زوجًا من الإلكترونات.

5-2 قوة الأحماض والقواعد

الفكرة الرئيسة تتأين الأحماض والقواعد القوية في المحاليل تأينًا كليًّا، بينما تتأين الأحماض والقواعد الضعيفة في المحاليل تأينًا جزئيًّا.

المفردات

- الحمض القوي
- الحمض الضعيف
- ثابت تأين الحمض
- القاعدة القوية
- القاعدة الضعيفة
- ثابت تأين القاعدة

الأفكار الرئيسة

- تتأين الأحماض والقواعد القوية كليًّا في المحاليل المائية المخففة، بينما تتأين الأحماض والقواعد الضعيفة جزئيًّا في المحاليل المائية المخففة.
- تعد قيمة ثابت تأين الحمض أو القاعدة الضعيفة قياسًا لقوة الحمض أو القاعدة.

199

يمكن للطـلاب زيارة الموقع www.obeikaneducation.com من أجل:

- دراسة الفصل كاملاً على الشبكة.
- استعمال روابـط أخرى وتصفحها للمزيـد من المعلومات والأنشطة والمشاريع.
- حل التمارين والاختبارات المقننة.

دليل مراجعة الفصل 5

5-3 أيونات الهيدروجين والرقم الهيدروجيني

الفكرة الرئيسة يعبِّر كل من pH و pOH عن تركيز أيونات الهيدروجين وأيونات الهيدروكسيد في المحاليل المائية.

المفردات

- ثابت تأين الماء K_w
- الرقم الهيدروجيني pH
- الرقم الهيدروكسيدي pOH

الأفكار الرئيسة

- ثابت تأين الماء K_w يساوي حاصل ضرب تركيز أيون H^+ وتركيز أيون OH^-.

$$K_w = [OH^-]\ [H^+]$$

- pH المحلول هو سالب لوغاريتم تركيز أيون الهيدروجين. pOH هو سالب لوغاريتم تركيز أيون الهيدروكسيد.

ومجموع pH و pOH يساوي 14.

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

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

$$pH + pOH = 14.00$$

- قيمة pH للمحلول المتعادل تساوي 7.0، وقيمة pOH في المحلول نفسه تساوي 7.0؛ لأن تركيز أيونات الهيدروجين يساوي تركيز أيونات الهيدروكسيد.

5-4 التعادل

الفكرة الرئيسة يتفاعل الحمض مع القاعدة في تفاعل التعادل وينتج ملح وماء.

المفردات

- تفاعل التعادل
- الملح
- المعايرة
- المحلول القياسي
- نقطة التكافؤ
- كاشف أحماض وقواعد
- نقطة النهاية
- تميّه الأملاح
- المحلول المنظم
- سعة المحلول المنظم

الأفكار الرئيسة

- يتفاعل حمض مع قاعدة لتكوين ملح وماء في تفاعل التعادل.
- تمثل المعادلة الأيونية النهائية الآتية تعادل حمض قوي مع قاعدة قوية:

$$H^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)} \rightarrow H_2O_{(l)}$$

- المعايرة عملية يستعمل فيها تفاعل التعادل بين حمض وقاعدة لتحديد تركيز محلول.
- تحتوي المحاليل المنظمة على مخاليط من جزيئات وأيونات تقاوم التغيرات في pH.

5-1

إتقان المفاهيم

54. قارن بين المحاليل الحمضية والمتعادلة والقاعدية من حيث تركيز الأيونات.

55. اكتب معادلة كيميائية موزونة تمثل التأين الذاتي للماء.

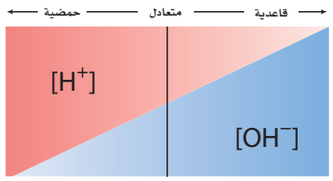
56. صنّف كلًّا مما يأتي إلى حمض أرهينيوس أو قاعدة أرهينيوس:

a. H_2S **c.** $Mg(OH)_2$

b. RbOH **d.** H_3PO_4

57. علم الأرض تتكون فقاعات غاز عندما يضيف عالم الأرض بضع قطرات من HCl إلى قطعة صخر. ماذا قد يستنتج العالم عن طبيعة الغاز والصخر؟

58. اشرح ما تعنيه المساحتان المظللتان عن اليمين من الخط العمودي الغامق في **الشكل 28-5**.



الشكل 28-5

59. اشرح الفرق بين الحمض الأحادي البروتون، والحمض الثنائي البروتون، والحمض الثلاثي البروتون، وأعط مثالاً على كل منها.

60. لماذا يمكن استعمال H^+ و H_3O^+ بالتبادل في المعادلات الكيميائية؟

61. استعمل الرموز (< أو > أو =) للتعبير عن العلاقة بين تركيز أيونات H^+ وأيونات OH^- في المحاليل الحمضية والمتعادلة والقاعدية.

62. اشرح كيف يختلف تعريف حمض لويس عن تعريف حمض برونستد – لوري؟

إتقان حل المسائل

63. اكتب معادلة كيميائية موزونة لكل مما يأتي:

a. تحلل هيدروكسيد الماغنسيوم الصلب عند وضعه في الماء.

b. تفاعل فلز الماغنسيوم مع حمض الهيدروبروميك.

c. تأين حمض البروبانويك CH_3CH_2COOH في الماء.

d. التأين الثاني لحمض الكبريتيك في الماء.

5-2

إتقان المفاهيم

64. اشرح الفرق بين حمض قوي وحمض ضعيف.

65. اشرح لماذا تستعمل أسهم الاتزان في معادلات تأين بعض الأحماض؟

الشكل 29-5

66. أيّ الكأسين في **الشكل 29-5** قد تحتوي على محلول حمض الهيبوكلوروز بتركيز 0.1 M؟ وضح إجابتك.

67. كيف تقارن بين قوتي حمضين ضعيفين في المختبر؟ وكيف تقوم بذلك من خلال معلومات تحصل عليها من جدول أو كتيب؟

68. حدد الأزواج المترافقة في تفاعل H_3PO_4 مع الماء.

الفصل 5

مراجعة الفصل

5–1

إتقان المفاهيم

54. تركيز أيونات H^+ في المحلول الحمضيّ أكبر من تركيز أيونات OH^- فيه، في حين يكون تركيز أيونات OH^- في المحلول القاعديّ أعلى من تركيز أيونات H^+، كما يتساوى تركيز أيونات H^+ و OH^- في المحلول المتعادل.

55. $H_2O_{(l)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$

56. a. حمض **b.** قاعدة

c. قاعدة **d.** حمض

57. الغاز هو CO_2، والصخر هو كربونات الكالسيوم.

58. تعني المساحة الكبرى الزرقاء أنّ المحاليل القاعديّة تحتوي على تراكيز أعلى من أيونات الهيدروكسيد، وتعني المساحة الصغرى الحمراء أنّ المحاليل القاعديّة تحتوي أيضًا على أيونات الهيدروجين، ولكن بتركيز أقلّ من أيونات الهيدروكسيد.

59. يستطيع الحمض أحادي البروتون إعطاء H^+ واحد مثل HCl؛ ويستطيع الحمض ثنائي البروتون إعطاء أيونين من H^+ مثل H_2SO_4؛ في حين يعطي الحمض ثلاثي البروتون ثلاثة أيونات H^+ مثل H_3PO_4.

60. H_3O^+ هو أيون هيدروجين مُتميّه.

61. حمضيّ: $[H^+] > [OH^-]$ ؛ متعادل: $[H^+] = [OH^-]$؛ قاعديّ: $[H^+] < [OH^-]$.

62. يعرّف نموذج لويس الحمض كمستقبل لزوج من الإلكترونات، في حين يعرّفه نموذج برونستد– لوري أنّه مانح لأيون هيدروجين.

إتقان حل المسائل

63. a. $Mg(OH)_{2(s)} \rightarrow Mg^{2+}_{(aq)} + 2OH^-_{(aq)}$

b. $Mg_{(s)} + 2HBr_{(aq)} \rightarrow H_{2(g)} + MgBr_{2(aq)}$

c. $CH_3CH_2COOH_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightarrow H_3O^+_{(aq)} + CH_3CH_2COO^-_{(aq)}$

d. $HSO_4^-{}_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightarrow H_3O^+_{(aq)} + SO_4^{2-}{}_{(aq)}$

5–2

إتقان المفاهيم

64. يتأيّن الحمض القويّ كليًّا؛ في حين يتأيّن الحمض الضعيف جزئيًّا.

65. تستعمل أسهم الاتزان في الأحماض الضعيفة، وتستعمل أسهم التفاعل في الأحماض القويّة.

66. الكأس الأيمن؛ لأنّ حمض الهيبوكلوروز ضعيف، ويتأيّن جزئيًّا في المحلول المائيّ، وموصليته للكهرباء منخفضة.

67. قارن بين قدرة توصيل محاليل متساوية المولاريّة من الحمضين، وقارن أيضًا بين ثابت تأيُّنهما.

68. الحمض هو H_3PO_4، وقاعدته المرافقة هي $H_2PO_4^-$؛ القاعدة هي $H_2O_{(l)}$، والحمض المرافق هو H_3O^+

إتقان حل المسائل

69. $NH_{3(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons NH^+_{4(aq)} + OH^-_{(aq)}$

$K_b = [NH_4^+][OH^-]/[NH_3];$

70. $HClO \rightleftharpoons H^+ + ClO^-; K_a = [H^+][ClO^-]/[HClO]$

71. $K_b = [C_6H_5NH_3^+][OH^-]/[C_6H_5NH_2]$

72. $K_b = 7.22 \times 10^{-7}$

73. قد يقول الطلاب أنّ المحلول المخفّف لحمض قويّ يحضّر بإذابة كميّة صغيرةٍ من الحمض القويّ في كميّة كبيرةٍ من الماء، أمّا المحلول المركز لحمض ضعيف؛ فيحضّر بإذابة كميّةٍ كبيرةٍ من الحمض الضعيف في كميّةٍ صغيرةٍ من الماء.

5–3

إتقان المفاهيم

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

75. حمضيّة المحلول A هي 10^3، أو أكثر 1000 مرةٍ من حمضيّة المحلول B.

76. $[OH^-]$ يزداد؛ لأنّ $K_w = [H^+][OH^-]$

77. يضيف HCl أيونات H^+ إلى الماء فيتّجه الاتزان إلى اليسار.

إتقان حل المسائل

78. $[OH^-] = 1.85 \times 10^{-12}$ M

79. pH = 2.27

pOH = 11.7

80. محلول 0.10M HCl, pH = 1.00

محلول 0.10M HF, pH = 2.10

يحتوي HCl على تركيز أعلى لأيونات H^+ ؛ لأنّ قيمة pH أقلّ.

81. $K_a = 3.20 \times 10^{-7}$

5–4

إتقان المفاهيم

82. يجب أن يتفاعل حمض الهيدروأيوديك، وهيدروكسيد الصوديوم.

83. بنفسجي البروم كريسول مناسب؛ لأنّه يغيّر لونه قرب نقطة التكافؤ pH تساوي 6.0.

إتقان حل المسائل

69. منظفات الأمونيا اكتب المعادلة الكيميائية وتعبير K_b لتأين الأمونيا في الماء. وكيف يستعمل محلول الأمونيا منظفًا آمنا للنوافذ مع أنه قاعدي؟

70. مطهّر حمض الهيبوكلوروز مطهر صناعي. اكتب المعادلة الكيميائية وتعبير K_a لتأين حمض الهيبوكلوروز في الماء.

71. اكتب المعادلة الكيميائية وتعبير K_b لتأين الأنيلين في الماء. الأنيلين قاعدة ضعيفة صيغتها $C_6H_5NH_2$.

72. تتفاعل القاعدة الضعيفة ZaH_2، مع الماء لتعطي محلولاً تركيز أيون OH^- فيه 2.68×10^{-4} mol /L، والمعادلة الكيميائية للتفاعل هي:

$$ZaH_{2(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons ZaH_3{}^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

إذا كان $[ZaH_2]$ عند الاتزان 0.0997 mol /L، فما قيمة K_b لـ ZaH_2؟

73. اختر حمضًا قويًا، واشرح كيف تحضّر محلولاً مخففًا منه؟ ثم اختر حمضًا ضعيفًا، واشرح كيف تحضّر محلولاً مركزًا منه؟

5-3

إتقان المفاهيم

74. ما العلاقة بين pOH وتركيز أيون OH^- في محلول؟

75. قيمة pH للمحلول A تساوي 2.0 وللمحلول B تساوي 5.0. أي المحلولين أكثر حمضية بناءً على تركيزي أيون H^+ في المحلولين، وكم مرة تزيد الحمضية؟

76. إذا تناقص تركيز أيونات H^+ في محلول مائي، فإذا يجب أن يحدث لتركيز أيونات OH^- ؟ ولماذا؟

77. استعمل مبدأ لوتشاتلييه لتوضيح ما يحدث للاتزان $H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$ عند إضافة بضع قطرات من HCl إلى ماء نقي.

إتقان حل المسائل

78. ما $[OH^-]$ في محلول مائي عند 298 K حيث $[H^+] = 5.40 \times 10^{-3}$ M؟

79. ما قيمة pH و pOH للمحلول المذكور في السؤال 78؟

80. لديك محلولان: 0.10 M HCl و 10. 0 M HF، أيهما يكون تركيز أيونات H^+ فيه أعلى؟ احسب pH لكل من المحلولين إذا علمت أن $[H^+] = 7.9 \times 10^{-3}$ M في محلول HF.

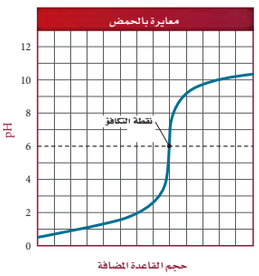
81. منظف الفلزات يستعمل حمض الكروميك منظفًا صناعيًا للفلزات. احسب قيمة K_a للتأين الثاني لحمض الكروميك H_2CrO_4 إذا كان لديك محلول تركيزه 0.040 M من كرومات الصوديوم الهيدروجينية قيمة pH لها 3.946؟

5-4

إتقان المفاهيم

82. ما الحمض والقاعدة اللذان يجب أن يتفاعلا لينتجا محلولاً مائيًا من يوديد الصوديوم؟

83. ما كواشف الأحماض والقواعد المبينة في **الشكل 24–5**، والتي من المناسب استعمالها في تفاعل التعادل المبين منحنى معايرته في **الشكل 30–5**؟ ولماذا؟



الشكل 30–5

تقويم الفصل 5

84. متى يكون استعمال pH أفضل من الكاشف لتحديد نقطة النهاية لمعايرة حمض وقاعدة؟

85. ماذا يحدث عند إضافة حمض إلى المحلول المنظم HF / F^-؟

86. عند إضافة الميثيل الأحمر إلى محلول مائي ينتج لون وردي. وعند إضافة الميثيل البرتقالي إلى المحلول نفسه ينتج لون أصفر. ما مدى pH تقريبًا للمحلول؟ استعمل **الشكل 24-5**.

87. أعط الإسم والصيغة الجزيئية للحمض والقاعدة اللذين أنتجا كلًّا من الأملاح الآتية:

a. NaCl **b.** $KHCO_3$ **c.** NH_4NO_2 **d.** CaS

إتقان حل المسائل

88. اكتب معادلات كيميائية ومعادلات أيونية كليّة لتميّه كل من الملحين الآتيين في الماء:

a. كربونات الصوديوم **b.** بروميد الأمونيوم

89. تنقية الهواء يستعمل هيدروكسيد الليثيوم لتنقية الهواء بإزالة ثاني أكسيد الكربون. فإذا تمت معايرة عينة من محلول هيدروكسيد الليثيوم حجمها 25.00 mL بمحلول حمض الهيدروكلوريك تركيزه 0.3340 M فتطلب 15.22 mL من الحمض. فما مولارية محلول LiOH؟

90. أضيف 74.30 mL من محلول NaOH الذي تركيزه 0.43885 M لمعايرة 45.78 mL من حمض الكبريتيك حتى نقطة النهاية. ما مولارية محلول H_2SO_4؟

مراجعة عامة

91. اكتب معادلة تفاعل التأين، وتعبير ثابت تأين القاعدة، للإيثيل أمين $C_2H_5NH_2$ في الماء.

92. كم mL من محلول HCl الذي تركيزه 0.225 M يُحتاج إليه لمعايرة 6.00 g من KOH؟

93. ما قيمة pH لمحلول تركيزه 0.200 M من حمض الهيبوبروموز HBrO؟ إذا علمت أنّ $K_a = 2.8 \times 10^{-9}$؟

94. أي مما يأتي حمض متعدد البروتونات؟ اكتب معادلات تأين متتالية للأحماض المتعددة البروتونات في الماء.

a. H_3BO_3

b. CH_3COOH

c. HNO_3

d. H_2SeO_3

95. اكتب معادلتين كيميائيتين موزونتين لتأين حمض الكربونيك في الماء، وحدد زوج الحمض والقاعدة المرافقين في كل معادلة.

96. تكرير السكر يستعمل هيدروكسيد الإسترانشيوم في تكرير سكر الشمندر. ويمكن إذابة 4.1 g فقط من هيدروكسيد الإسترانشيوم في 1 L من الماء عند درجة حرارة 273 K. فإذا كانت ذوبانية هيدروكسيد الإسترانشيوم منخفضة إلى هذه الدرجة، فاشرح لماذا يمكن اعتباره قاعدة قلوية قوية؟

97. ما تراكيز أيونات OH^- في محاليل لها قيم pH الآتية: 3.00 و6.00 و 9.00 و 12.00 عند درجة حرارة 298 K؟ وما قيم pOH لها؟

98. جهاز pH في **الشكل 31-5** مغموس في محلول حمض أحادي البروتون، HA، تركيزه 0.200 M عند درجة حرارة 303 K. ما قيمة K_a للحمض عند درجة حرارة 303 K؟

الشكل 31-5

إتقان حل المسائل

88. a. $Na_2CO_{3(s)} + H_2O_{(l)} \rightarrow NaHCO_{3(aq)} + NaOH_{(aq)}$;

$CO_3^{2-}{}_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightarrow HCO_3^-{}_{(aq)} + OH^-{}_{(aq)}$

b. $NH_4Br_{(s)} + H_2O_{(l)} \rightarrow HBr_{(aq)} + NH_4OH_{(aq)}$;

$NH_4^+{}_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightarrow NH_{3(aq)} + H_3O^+{}_{(aq)}$

89. $M_{LiOH} = 0.2033\,M$

90. $M_{H_2SO_4} = 0.3561\,M$

مراجعة عامة

91. $K_b = [C_2H_5NH_3^+][OH^-]/[C_2H_5NH_2]$

92. 475 mL من HCl

93. $pH = 4.63$

94. a و d حمضان متعددا البروتونات.

$H_3BO_{3(aq)} \rightleftharpoons H^+{}_{(aq)} + H_2BO_3^-{}_{(aq)}$

$H_2BO_3^-{}_{(aq)} \rightleftharpoons H^+{}_{(aq)} + HBO_3^{2-}{}_{(aq)}$

$HBO_3^{2-}{}_{(aq)} \rightleftharpoons H^+{}_{(aq)} + BO_3^{3-}{}_{(aq)}$

$H_2SeO_{3(aq)} \rightleftharpoons H^+{}_{(aq)} + HSeO_3^-{}_{(aq)}$

$HSeO_3^-{}_{(aq)} \rightleftharpoons H^+{}_{(aq)} + SeO_3^{2-}{}_{(aq)}$

95. $H_2CO_{3(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+{}_{(aq)} + HCO_3^-{}_{(aq)}$

حمض (H_2CO_3) قاعدته المرافقة (HCO_3^-)، القاعدة هي (H_2O)، والحمض المرافق هو (H_3O^+)

$HCO_3^-{}_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+{}_{(aq)} + CO_3^{2-}{}_{(aq)}$

الحمض (HCO_3^-)، والقاعدة المرافقة (CO_3^{2-})، القاعدة $H_2O_{(l)}$، والحمض المرافق H_3O^+.

96. يتفكك $Sr(OH)_2$ الذائب في الماء جميعه مكونًا أيونات Sr^{2+} و OH^-.

97. $[OH^-] = 1.0 \times 10^{-11}$، pOH=11

$[OH^-] = 1.0 \times 10^{-8}$، pOH=8

$[OH^-] = 1.0 \times 10^{-5}$، pOH=5

$[OH^-] = 1.0 \times 10^{-2}$، pOH=2

98. $K_a = 3.1 \times 10^{-6}$

84. يستعمل مقياس pH، إذا لم يوجد كاشف يغيّر لونه عند نقطة التكافؤ أو قربها، أو عندما لا يتوافر كاشف.

85. ينتج الحمض أيونات الهيدروجين التي تتفاعل مع أيونات F^- في المحلول؛ لتكوّن جزيئات HF.

86. pH بين 4.2 و 5.6 تقريبًا.

87. a. قاعدة هيدروكسيد الصوديوم NaOH، حمض: حمض الهيدروكلوريك HCl.

b. قاعدة: هيدروكسيد البوتاسيوم KOH، حمض: حمض الكربونيك H_2CO_3.

c. قاعدة: أمونيا NH_3، حمض: حمض النيتروز HNO_2.

d. قاعدة هيدروكسيد الكالسيوم $Ca(OH)_2$، حمض: حمض الهيدروكبريتيك H_2S.

99. اكتب المعادلة الكيميائية للتفاعل الذي يحدث عند إضافة قاعدة إلى المحلول المنظم $HPO_4^{2-} / H_2PO_4^-$.

التفكير الناقد

100. **انقد** العبارة الآتية: "يجب اعتبار المادة التي تحتوي صيغتها الكيميائية على مجموعة الهيدروكسيل قاعدةً".

101. **حلّل واستنتج** هل يمكن أن يصنّف المحلول حمضًا بحسب برونستد – لوري ولا يصنف حمضًا بحسب قاعدة أرهينيوس؟ وهل يمكن أن يكون حمضًا بحسب نموذج برونستد – لوري وليس حمضًا بحسب نموذج أرهينيوس؟ هل يمكن ألا يصنّف حمض لويس بوصفه حمض أرهينيوس أو برونستد – لوري؟ اشرح ذلك مع ذكر أمثلة.

102. **طبّق المفاهيم** استعمل ثابت تأين الماء عند درجة حرارة 298 K لتفسير لماذا ينبغي للمحلول الذي قيمة pH له 3.0 أن تكون قيمة pOH له = 11.0؟

103. **حدّد** أحماض وقواعد لويس في التفاعلات الآتية:

a. $H^+ + OH^- \rightleftharpoons H_2O$

b. $Cl^- + BCl_3 \rightleftharpoons BCl_4^-$

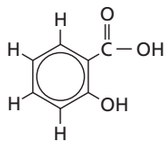
c. $SO_3 + H_2O \rightleftharpoons H_2SO_4$

104. **تفسير الرسوم العلمية** ارسم منحنى الرقم الهيدروجيني pH مقابل الحجم الناتج عن معايرة حمض ثنائي البروتونات بمحلول NaOH تركيزه 0.10 M.

105. **السبب والنتيجة** وضح كيف يعمل المحلول المنظم من خلال النظام المنظم $C_2H_5NH_2 / C_2H_5NH_3^+$؟ وبيّن مستعينًا بالمعادلات كيف يتأثر نظام (القاعدة الضعيفة/الحمض المرافق) عند إضافة كميات صغيرة من الأحماض والقواعد إلى محلول هذا النظام؟

106. **طبّق المفاهيم** تتغير قيمة K_w كغيرها من ثوابت الاتزان بحسب درجة الحرارة. K_w يساوي 2.92×10^{-15} عند 10°C، و 1.00×10^{-14} عند 25°C و 2.92×10^{-14} عند 40°C. في ضوء هذه المعلومات احسب قيم pH للماء النقي عند درجات الحرارة الثلاث هذه، وقارن بينها. هل يصح القول إن pH للماء النقي دائمًا 7.0؟ اشرح إجابتك.

107. **توقع** يستعمل حمض السالسليك ـ المبين في **الشكل 32–5** في تحضير الأسبرين. بناءً على معرفتك بالهيدروجين القابل للتأين في جزيء حمض الخل CH_3COOH، توقع أي ذرات الهيدروجين في حمض السالسليك قد تكون قابلة للتأين؟



الشكل 32–5

مسألة تحفيز

108. لديك 20.0 mL من محلول حمض ضعيف، HX، و $K_a = 2.14 \times 10^{-6}$. وقد وجد أن pH للمحلول 3.800. ما كمية الماء المقطر التي يجب إضافتها إلى المحلول لرفع pH إلى 4.000؟

مراجعة تراكمية

109. عند حرق 5.00 g من مركب في مسعر، ارتفعت درجة حرارة 2.00 kg من الماء من 24.5°C إلى 240.5°C. ما كمية الحرارة التي تنطلق عند حرق 1.00 mol من المركب (الكتلة المولية = 46.1 g/mol)؟

99. $OH^-_{(aq)} + H_2PO_4^-{}_{(aq)} \rightleftharpoons H_2O_{(l)} + HPO_4^{2-}{}_{(aq)}$

التفكير الناقد

100. هذه الجملة مضلِّلة. إذا كانت المادة تتفكك، أو تتفاعل مع الماء لتنتج أيونات الهيدروكسيد في المحلول؛ فإنَّها تُعدّ قاعدةً، ولكن هناك موادّ كالأحماض العضويّة، تحتوي على مجموعات الهيدروكسيل المرتبطة، بحيث تعطي أيونات الهيدروجين في الماء فتنتج محاليل حمضيّة.

101. جميع أحماض أرهينيوس هي أحماض برونستد– لوري أيضًا، ومعظم أحماض برونستد– لوري هي أحماض أرهينيوس، عندما تكون في محلول مائيّ، ومن أمثلتها: H_3PO_4، H_2SO_4، HCl. أحماض لويس هي مستقبلات أزواج إلكترونات. بما أنّ أيون الهيدروجين يتقبّل زوج إلكترونات، فجميع أحماض أرهينيوس وبرونستد– لوري هي أيضًا أحماض لويس، وبعض أحماض لويس ليست أحماض أرهينيوس ولا برونستد–لوري، مثل، BF_3.

102. لأن: $[H^+][OH^-] = 10^{-14}$

$[H^+] = 10^{-3}$

وهذا يعني أن: $[OH^-] = 10^{-11}$

103. **a.** حمض لويس: H^+ و H_2O . قاعدة لويس: OH^-

b. حمض لويس: BCl_3. قاعدة لويس: BCl_4^-

c. حمض لويس: SO_3. قاعدة لويس: H_2O

104. يجب أن يبيّن المنحنى أنّ pH تزيد بسرعة أكبر قبل المنطقة الأفقيّة وبعدها قرب نقطة التكافؤ، حيث سيكون هناك سطح أفقيّ أكثر.

105. $C_2H_5NH_3^+{}_{(aq)} \rightleftharpoons H^+{}_{(aq)} + C_2H_5NH_2{}_{(aq)}$

عند إضافة حمض يتَّجه الاتزان إلى اليسار، وعند إضافة قاعدة؛ تتحد أيونات OH^- المضافة مع أيونات H^+ ويتّجه التفاعل إلى اليمين.

106. pH للماء النقيّ تساوي 7.268 عند 10°C، وعند 25°C pH تساوي 6.998. وعند 40°C، pH تساوي 6.767. من الخطأ أن نقول أنّ pH للماء النقي دائمًا 7.0؛ لأنّ pH للماء النقيّ يساوي 7.0 فقط عند 25°C، أو 298 K.

107. يحتمل أن تتأيّن فقط ذرّة الهيدروجين الموجودة في مجموعة COOH.

مسألة تحفيز

108. أضف 30.1 mL من الماء المقطّر إلى كلِّ 20.0 mL من المحلول الأصلي.

مراجعة تراكمية

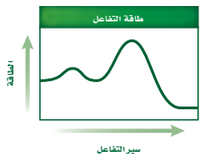
109. 1240 KJ /mol

110. التفاعل طارد للحرارة لأن إشارة ΔH سالبة. ولذلك تنتج حرارة من التفاعل، وبحسب مبدأ لوتشاتييليه فإن رفع درجة الحرارة سيؤدي إلى إزاحة الاتزان نحو اليسار، ومن ثم إلى تقليل كمية المادة الناتجة وليس زيادتها.

110. يتفاعل الهيدروجين والفلور لتكوين HF بحسب معادلة الاتزان الآتية:

$$H_{2(g)} + F_{2(g)} \rightleftharpoons 2HF \quad \Delta H = -538KJ$$

هل تؤدي زيادة درجة الحرارة إلى زيادة كمية المادة الناتجة؟ اشرح ذلك.



الشكل 33–5

111. يبين **الشكل 33–5** تغير الطاقة في أثناء سير تفاعل ما.

a. هل التفاعل طارد أم ماص للطاقة؟

b. ما عدد الخطوات التي يحدث فيها التفاعل؟

تقويم إضافي

الكتابة في الكيمياء

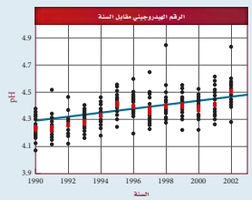
112. نماذج الأحماض والقواعد تخيل أنك الكيميائي برونستد في عام 1923م، وقد قمت بصياغة نظرية جديدة عن الأحماض والقواعد. اكتب رسالة إلى العالم السويدي أرهينيوس، تناقش فيها الفروق بين نظريتك ونظريته، وتشير فيها إلى مزايا نظريتك.

113. الأحماض الأمينية هناك عشرون حمضًا أمينيًّا تتحد لتكوين البروتينات في أجهزة المخلوقات الحية. اكتب بحثًا عن تراكيب وقيم Ka لخمسة أحماض أمينية وقوّمها. قارن بين قوى هذه الأحماض وقوى الأحماض في **الجدول 4–5**.

أسئلة المستندات

ماء المطر يبين **الشكل 34–5** قياسات pH في عدد من مناطق المراقبة في إحدى الدول. وتمثل البقعة الوردية متوسط القياسات التي أخذت في جميع المناطق في وقت معين.

ادرس الرسم البياني جيدًا، ثم أجب عن الأسئلة التي تليه.



الشكل 34–5

114. كيف يتغير متوسط pH للسنوات 2003م – 1990م؟

115. احسب $[H^+]$ لأدنى وأعلى pH مسجلة على الرسم البياني. وكم مرة تزيد حمضية ماء المطر الأكثر حمضية على حمضية ماء المطر الأقل حمضية؟

116. ما قيمة pH في عام 2003م؟ وما مقدار التغير في متوسط pH بين عامي 1990 و2003م؟

205

111. a. التفاعل طارد للحرارة لأن طاقة المواد الناتجة أعلى من طاقة المواد المتفاعلة.

b. خطوتان، لأن المنحنى يظهر طاقتي تنشيط.

تقويم إضافي

الكتابة في الكيمياء

112. يجب أن توضّح رسائل الطلاب أنّ نظريّة برونستد شملت الأحماض والقواعد التي عرّفتها نظرية أرهينيوس جميعها، ولكنها ذهبت أبعد من ذلك، بشرحها كيف أنّ بعض المواد كالأمونيا تنتج محاليل قاعديّة، ولكنّها لا تحتوي على أيون هيدروكسيد في تركيبها. وتوضّح نظريّة برونستد أيضًا دور الماء وأيون الهيدرونيوم في المحاليل الحمضيّة والقاعديّة.

113. ستتباين إجابات الطلاب. فمثلاً، K_a لمادّة الفالين(الفِلِّين)، هو 2.51×10^{-4} عند 298 K.

أسئلة المستندات

114. زيادة pH تدريجيًّا من 4.25 تقريبًا في 1990م إلى 4.55 تقريبًا في 2003م.

115. 5.9 مرّات أكثر حمضيّة.

116. يمرّ خطّ الاتجاه في 4.48 في 2003 م. تغيّر معدل pH من 4.39 في 1990م إلى 4.48 في 2003م ، مقدار التغيّر 0.18

اختبار مقنن

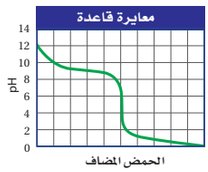
أسئلة الاختيار من متعدد

1. c
2. c
3. b
4. a
5. d
6. c
7. d

اختبار مقنن

أسئلة الاختيار من متعدد

استعن بالرسم البياني أدناه للإجابة عن السؤالين 1 و 2.



1. ما قيمة pH عند نقطة التكافؤ لهذه المعايرة؟

a. 10
b. 9
c. 5
d. 1

2. ما الكاشف الأكثر فاعلية لتحري نقطة النهاية لهذه المعايرة؟

a. الميثيل البرتقالي الذي مداه 3.2 – 4.4
b. فينولفثالين الذي مداه 8.2 – 10
c. البروموكريسول الأخضر الذي مداه 3.8 – 5.4
d. الثايمول الأزرق الذي مداه 8.0 – 9.6

3. ينتج التنفس الخلوي 38 mol تقريبًا من ATP مقابل كل مول يستهلك من الجلوكوز:

$$C_6H_{12}O_6 + 6O_2 \rightarrow 6CO_2 + 6H_2O + 38ATP$$

إذا كان كل 1 mol من ATP ينتج 30.5 kJ من الطاقة فما كمية الطاقة التي يمكن الحصول عليها من قطعة حلوى تحتوي على 130.0 g من الجلوكوز؟

a. 27.4 kJ
b. 836 kJ
c. 1159 kJ
d. 3970 kJ

4. بروميد الهيدروجين HBr حمض قوي ومادة أكالة شديدة. ما pOH لمحلول HBr الذي تركيزه 0.0375 M ؟

a. 12.574
b. 12.270
c. 1.733
d. 1.433

استعن بالجدول أدناه للإجابة عن الأسئلة من 5 إلى 7.

ثوابت التأين وبيانات pH لبعض الأحماض العضوية الضعيفة

الحمض	pH محلول تركيزه 1.000 M	K_a
HA	1.87	1.78×10^{-4}
HB	؟	3.55×10^{-3}
HX	2.43	؟
HD	1.09	7.08×10^{-3}
HR	2.01	9.77×10^{-5}

5. أي حمض أقوى؟

a. HA
b. HB
c. HX
d. HD

6. ما ثابت تأين حمض HX؟

a. 1.0×10^{-5}
b. 2.43×10^{0}
c. 3.72×10^{-3}
d. 7.3×10^{4}

7. ما قيمة pH لمحلول حمض السيانوإيثانويك الذي تركيزه 0.40 M؟

a. 2.06
b. 1.22
c. 2.45
d. 1.42

اختبار مقنن

8. ماذا نعني بقولنا: إن قيمة K_{eq} أكثر من 1؟

a. هناك مواد متفاعلة أكثر من النواتج عند الاتزان.
b. هناك نواتج أكثر من المواد المتفاعلة عند الاتزان.
c. سرعة التفاعل الأمامي عالية عند الاتزان.
d. سرعة التفاعل العكسي عالية عند الاتزان.

أسئلة الإجابات القصيرة

9. الأحماض والقواعد الشائعة استعمل البيانات الموجودة في **الجدول أدناه** للإجابة عن الأسئلة الآتية:

المادة	pH
الأمونيا المنزلية	11.3
عصير الليمون	2.3
مضاد الحموضة	9.4
الدم	7.4
المشروبات الغازية	3.0

a. أي مادة أكثر قاعدية؟
b. أي مادة أقرب إلى التعادل؟
c. أي مادة تركيز $[H^+]$ فيها 4.0×10^{-10} M
d. أي مادة قيمة pOH لها 11.0
e. كم مرة تزيد قاعدية مضاد الحموضة على قاعدية الدم؟

أسئلة الإجابات المفتوحة

10. أضيـــف 5.00 mL من HCl تركيزه 6.00 M إلى 95.00 mL من الماء النقي، وأصبح الحجم النهائي للمحلول 100. mL. ما قيمة pH للمحلول؟

11. محلول مائي منظم بحمض البنزويك C_6H_5COOH وبنزوات الصوديوم C_6H_5COONa، تركيز كل منهما 0.0500 M. فإذا كان K_a لحمض البنزويك يساوي 6.4×10^{-5}، فما قيمة pH للمحلول؟

8. b

أسئلة الإجابات القصيرة

9. a. الأمونيا المنزليّة.
b. الدم.
c. مضادّ الحموضة.
d. المشروبات الخفيفة.
e. 100 مرة.

أسئلة الإجابات المفتوحة

10. PH=0.523

11. PH=4.19