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؟

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

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

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

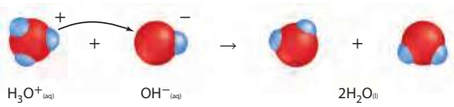
احذف الأيونات المشتركة

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

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**.

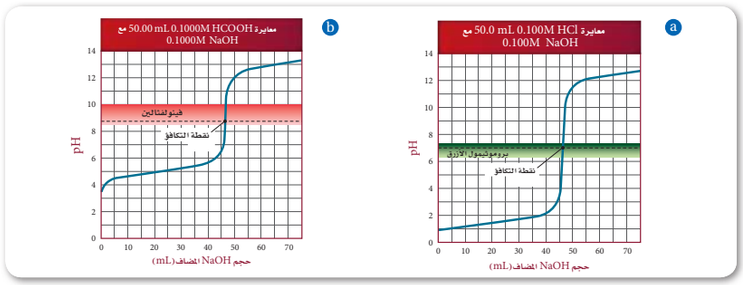
ماذا قرأت؟ اكتب المعادلة الأيونية الكاملة، والمعادلة الأيونية النهائية لتعادل حمض HNO_3 مع القاعدة KOH.

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 جدًا 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

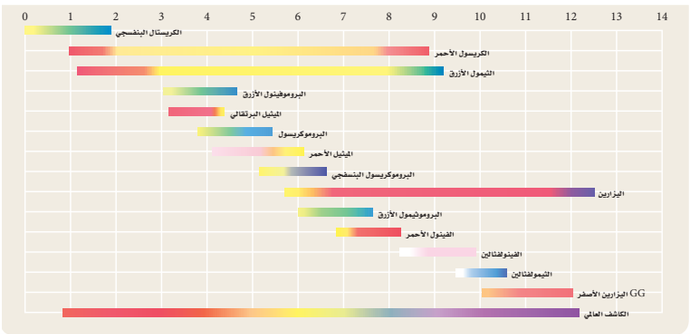
الخلفيّة النظريّة للمحتوى

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.

191

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

$$SO_4^{2-}{}_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons HSO_4^-{}_{(aq)} + OH^-{}_{(aq)}$$

c. المحلول قاعدي

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

d. المحلول قاعدي

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

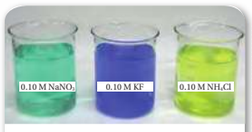
47. $$NH_4OH_{(aq)} + HBr_{(aq)} \rightarrow NH_4Br_{(aq)} + H_2O_{(l)}$$

$$NH_4^+{}_{(aq)} + H_2O_{(aq)} \rightleftharpoons H_3O^+{}_{(aq)} + NH_3$$

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.



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.

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.

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 لكلٍّ 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 كلّها.

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 5-27 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.

194

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 المولّية 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.