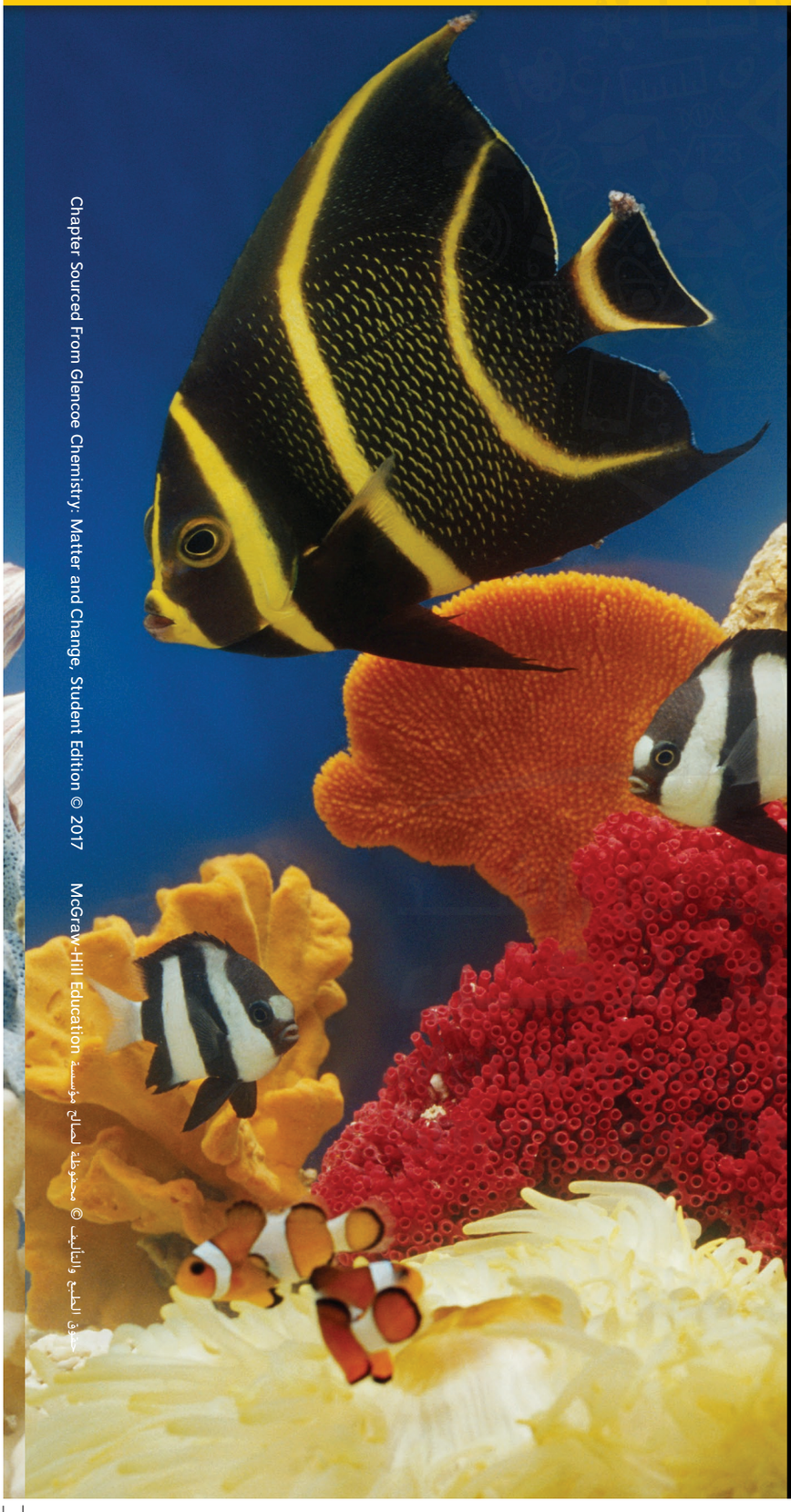
الوحدة 3

الأحماض والقواعد

الفكرة الرئيسة يمكن تعريف الأحماض والقواعد من حيث أيونات الهيدروجين وأيونات الهيدروكسيد أو من حيث أزواج الإلكترونات.



الأقسام

1 مقدمة في الأحماض والقواعد

2 قوة الأحماض والقواعد

3 أيونات الهيدروجين والـ pH

4 التعادل

التجربة الاستهلالية

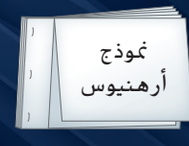
ماذا يوجد في خزائنك؟

يمكنك أن تتعلم شيئاً حول خصائص المنتجات الموجودة في منزلك عن طريق اختبار هذه الأشياء بأشرطة من الورق تُسمى وَرَقُ تباع الشَّمْس. هل تستطيع تصنيف المنتجات الموجودة في منزلك إلى مجموعتين؟ في هذه التجربة المختبرية، سوف تحدد ما إذا كانت المادة حمضًا أو قاعدةً.

المطويات® منظم الدراسة

الأحماض والقواعد

اصنع مطوية من جانبين. قم بتسمية كل جانب حسبما هو موضح.
استخدمها في مقارنة النماذج الرئيسة للأحماض والقواعد.



Chapter Sourced From Glencoe Chemistry: Matter and Change, Student Edition © 2017 McGraw-Hill Education

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

درجة الحموضة pH المُثلى لحوض مائي تعتمد على نوع الكائنات الحية فيه. تكون درجة الحموضة pH التي تساوي 8.2، على وجه العموم مقبولة على أنها متوسط pH لماء البحر، موطن الأسماك في الصورة. من ناحية أخرى، تحتاج أسماك البلطي الجنوب أمريكية، التي تعيش في المياه العذبة، إلى درجة حموضة pH تتراوح من 6.4 إلى 7.0. كما أن أسماك البلطي الأفريقية، وهي أيضاً تعيش في المياه العذبة، تحتاج للعيش في مياه درجة حموضتها pH بين 8.0 و 9.2.

قياس pH

تقويم النتائج

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

القسم 1

مقدمة في الأحماض والقواعد

الفكرة الرئيسة تساعد النماذج المختلفة في وصف سلوك الأحماض والقواعد.

الأسئلة الرئيسة

- ما الخصائص الفيزيائية والكيميائية للأحماض والقواعد؟
- كيف يتم تصنيف المحاليل إلى حمضية، أو قاعدية، أو متعادلة؟
- كيف تتم مقارنة نماذج أرهِنْيُوس، وبرونشتد – لوري، ولويس للأحماض والقواعد؟

مراجعة المفردات

بنية لويس Lewis structure: نموذَج يستخدم الترميز النقطي الإلكتروني لإظهار كيفية ترتيب الإلكترونات في الجزيئات

المفردات الجديدة

المحلول الحمضي acidic solution
المحلول القاعدي basic solution
نموذج أرهِنْيُوس arrhenius model
نموذج برونشتد – لوري brønsted -lowry model
الحمض المرافق conjugate acid
القاعدة المرافقة conjugate base
زوج الحمض ــ القاعدة المرافق conjugate acid-base pair
الأمفوتيري amphoteric
نموذج لويس lewis model

الكيمياء في حياتك

قد لا تُدرك ذلك، ولكن الأحماض والقواعد تصنيفان من أكثر التصنيفات شيوعًا بالنسبة للمواد. يمكنك أن تدركها عن طريق الطعم اللاذع لبعض مشروباتك المفضلة وعن طريق الرائحة النفاذة للأمونيا في بعض المنظفات المنزلية.

خصائص الأحماض والقواعد

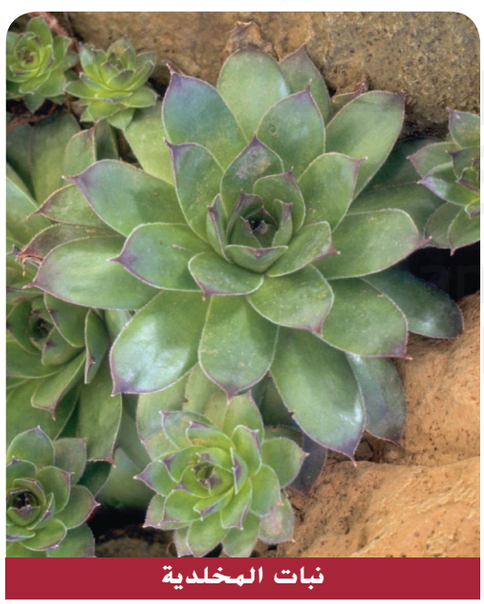
عندما يشعر النمل بالخطر على مستعمرة النمل، فإن النمل يبعث مادة تُسمى حمض الفورميك تُحذر جميع المستعمرة. الأحماض التي تذوب في مياه المطر تقوم بنحت كهوف حجرية جيرية هائلة، وتحطم مباني قيمة وتماثيل مع الوقت. تعطي الأحماض النكهة للكثير من المشروبات والأطعمة التي تحبها، كما أن الحمض في معدتك يساعد في هضم الأطعمة التي تتناولها. وتلعب القواعد أيضًا دورًا في حياتك. فالصابون الذي تستخدمه والأقراص المضادة للحموضة التي قد تتناولها عند حدوث اضطرابات في معدتك، كلها قواعد. الكثير من المنتجات المنزلية، مثل تلك التي استخدمتها في التجربة الاستهلالية، عبارة عن أحماض وقواعد.

الخصائص الفيزيائية

ربما تعرف بالفعل بعض الخصائص الفيزيائية للأحماض والقواعد. على سبيل المثال، قد تعرف أن المحاليل الحمضية لها مذاق حمضي لاذع. حمضي الكربونيك والفوسفوريك يعطيان المشروبات الغازية مذاقها الحامض ؛ أحماض الستريك والإسكوربيك يعطيان مشروبي الليمون والجريب فروت الحموضة التي تميزهما ويجعل حمض الأسيتيك مذاق الخل حامضيًا.

قد تعرف أيضًا أن المحاليل القاعدية مرة المذاق وزلقة الملمس. فكّر كيف يصبح قالب الصابون زلقًا عندما يبلله الماء. لا يجب عليك أبدًا محاولة التعرف على أي حمض أو قاعدة، أو أي مادة أخرى في المختبر، عن طريق التذوق أو اللمس. **الشكل 1** يُظهر نباتين ينموان في تربتين مختلفتين. ينمو أحد النباتين بشكل أفضل في تربة حمضية. أما النبات الآخر فينمو في تربة قاعدية أو قلوية.

نَباتُ الوَرْدِيَّة



نبات المخلدية

■ **الشكل 1** يزدهر نَباتُ الوَرْدِيَّة في التربة الغنية الرطبة التي تكون معتدلة الحموضة، في حين أن نبات المخلدية، ويعرف في العادة باسم "الدجاج والكتاكيت"، ينمو بشكل أفضل في التربة الأقل رطوبة والقاعدية قليلاً.

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

تحول الأحماض ورقة تباع الشمس الزرقاء للون الأحمر.

أما القواعد فتحول ورقة تباع الشمس الحمراء للون الأزرق.

■ **الشكل 2** حمض الهيدروكلوريك (HCl) القوي، ويعرف أيضًا باسم حمض المورياتيك. يُستخدم في تنظيف الطوب والخرسانة. القاعدة القوية، هيدروكسيد الصوديوم (NaOH) يمكنها فتح أنابيب الصرف الصحي المسدودة.

التوصيل الكهربائي هناك خاصية فيزيائية أخرى للمحاليل الحمضية والقاعدية وهي القدرة على توصيل الكهرباء. المياه النقية لا توصل الكهرباء، ولكن إضافة حمض أو قاعدة لها يُنتج أيونات تجعل المحلول الناتج موصلًا للكهرباء.

الخصائص الكيميائية ربما تكون قد قمت بالفعل بالتعرف على الأحماض والقواعد من خلال تأثيرها على ورق تباع الشمس. يمكن التعرف على الأحماض أيضًا من خلال تفاعلاتها مع بعض الفلزات وكربونات الفلزات.

تفاعلات مع صبغة تباع الشمس صبغة تباع الشمس عبارة عن واحدة من الأصباغ التي يشيع استخدامها في تمييز محاليل الأحماض والقواعد، كما يظهر في **الشكل 2**. المحاليل المائية للأحماض تحول ورق تباع الشمس الأزرق إلى اللون الأحمر. المحاليل المائية للقواعد تحول ورق تباع الشمس الأحمر إلى اللون الأزرق.

التفاعلات مع الفلزات وكربونات الفلزات يتفاعل الخارصين مع المحاليل المائية للأحماض لإنتاج غاز الهيدروجين. تصف المعادلة الآتية التفاعل بين الخارصين وحمض الهيدروكلوريك.

$$Zn(s) + 2HCl(aq) \rightarrow ZnCl_2(aq) + H_2(g)$$

كربونات الفلزات والكربونات الهيدروجينية تتفاعل أيضًا مع المحاليل المائية للأحماض لتنتج غاز ثاني أكسيد الكربون (CO_2). عند إضافة الخل إلى صودا الخَبْز، يحدث تفاعل بين حمض الأسيتيك ($HC_2H_3O_2$) الذائب في الخل، وكربونات الصوديوم الهيدروجينية ($NaHCO_3$). يفسر إنتاج غاز CO_2 حدوث الفقاعات.

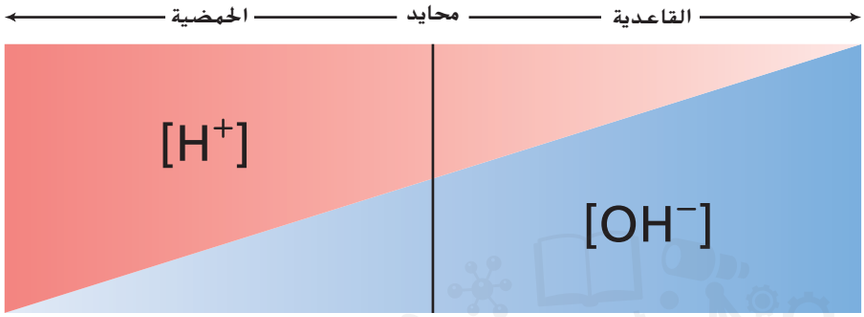
$$NaHCO_3(s) + HC_2H_3O_2(aq) \rightarrow NaC_2H_3O_2(aq) + H_2O(l) + CO_2(g)$$

يتعرف الجيولوجيون على الصخور على أنها صخور جيرية (تتكون بصفة أساسية من $CaCO_3$) باستخدام محلول حمض الهيدروكلوريك. إذا أنتجت بضع قطرات من الحمض فقاعات ثاني أكسيد الكربون، فإن الصخر يكون محتويًا على الجير.

تطبيقات

1. اكتب معادلات موزونة للتفاعلات بين:
   a. الألمنيوم وحمض الكبريتيك
   b. كربونات الكالسيوم وحمض الهيدروبروميك
2. **مسألة للتحدي** اكتب المعادلة الأيونية الصرفة للتفاعل في السؤال 1b.

McGraw-Hill Education حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة



■ **الشكل 3** لاحظ كيف يتغير $[H^+]$ و $[OH^-]$ في ذات الوقت. مع انخفاض $[H^+]$ نحو اليمين، فإن $[OH^-]$ يزداد نحو اليمين.

حدد تلك النقطة في المخطط التي يتساوى عندها تركيزا الأيونين.

أيونات الهيدرونيوم والهيدروكسيد جميع المحاليل المائية تحتوي على أيونات هيدروجين (H^+) وأيونات هيدروكسيد (OH^-). تحدد الكميات النسبية للأيونين ما إذا كان المحلول المائي حمضي أو قاعدي أو متعادل. المحاليل المتعادلة ليست حمضية ولا قاعدية.

يحتوي **المحلول الحمضي** على أيونات هيدروجين أكثر من أيونات الهيدروكسيد. يحتوي **المحلول القاعدي** على أيونات هيدروكسيد أكثر من أيونات الهيدروجين. يحتوي المحلول المتعادل على تركيزات متساوية من أيونات الهيدروجين وأيونات الهيدروكسيد. يوضح **الشكل 3** هذه العلاقات. يصف **الشكل 4** كيفية قيام العلماء بتطوير فهم الأحماض والقواعد.

الماء النقي ينتج أعدادًا متساوية من أيونات H^+ وأيونات OH^- في عملية تُعرف باسم التأين الذاتي، تتفاعل فيها جزيئات الماء لتكوّن أيون هيدرونيوم (H_3O^+) وأيون هيدروكسيد.

$$H_2O(l) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + OH^-(aq)$$

جزيئات الماء — أيون هيدرونيوم — أيون هيدروكسيد

أيون الهيدرونيوم عبارة عن أيون هيدروجين مرتبط بجزيء ماء بواسطة رابطة تساهمية. يمكن استخدام الرمزين H^+ و H_3O^+ بشكل متبادل، كما تُظهر هذه المعادلة للتأين الذاتي.

$$H_2O(l) \rightleftharpoons H^+(aq) + OH^-(aq)$$

■ **الشكل 4**

تاريخ الأحماض والقواعد

يقوم الفهم الحالي لبنية وسلوك الأحماض والقواعد على مساهمات علماء الكيمياء، والأحياء، والبيئة، والمخترعين، على مدار 150 سنة مضت.

1869 تم اكتشاف الأحماض النووية في نويات الخلية. كل من الـ RNA وDNA أمثلة على الأحماض النووية.

1909 أتاح تطوير مقياس pH للعلماء تحديد حمضية المادة.

1870

1890

1910

1865 إنتاج رذاذ مطهر يحتوي على حمض الكربوليك يمثل البداية للجراحة الحديثة التطهيرية.

1883 يقترح سفانتِ أرهِنْيُوس أن الأحماض تُنتج أيونات الهيدروجين (H^+) وأن القواعد تُنتج أيونات الهيدروكسيد (OH^-) عند ذوبانها في الماء.

1923 قام العلماء بتوسيع وتنقيح تعريف الأحماض والقلويات، وتوصلوا بذلك إلى التعريفات المستخدمة حالياً.

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

نموذج أرهِنْيُوس

إذا كان الماء النقي متعادل، كيف يصبح المحلول المائي حمضيًا أو قاعديًا؟ أول من أجاب على هذا السؤال العالم الكيميائي السويدي سفانتِ أرهِنْيُوس، الذي اقترح في 1883 ما يُعرف الآن باسم نموذَج أرهِنْيُوس للأحماض والقواعد. ينص **نموذَج أرهِنْيُوس** على أن الحمض مادة تحتوي على الهيدروجين ويتأين لإنتاج أيونات الهيدروجين في المحلول المائي. القاعدة عبارة عن مادة تحتوي على مجموعة هيدروكسيد وتنفصل لإنتاج أيون الهيدروكسيد في المحلول المائي.

أحماض وقواعد أرهِنْيُوس كمثال على نموذَج أرهِنْيُوس للأحماض والقواعد، تأمل ما يحدث عند ذوبان غاز كلوريد الهيدروجين في الماء. تتأين جزيئات HCl لتكوين أيونات H^+، التي تجعل المحلول حمضيًا.

$$HCl(g) \rightarrow H^+(aq) + Cl^-(aq)$$

عند ذوبان المركب الأيوني هيدروكسيد الصوديوم (NaOH) في الماء، فإنه ينفصل لينتج أيونات OH^-، التي تجعل المحلول قاعديًا.

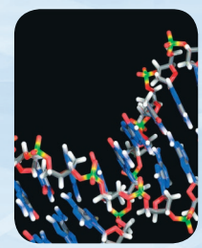
$$NaOH(s) \rightarrow Na^+(aq) + OH^-(aq)$$

على الرغم من أن نموذَج أرهِنْيُوس مفيد في تفسير الكثير من المحاليل الحمضية والقاعدية، فإن به بعض مواطن القصور. على سبيل المثال، لا تحتوي الأمونيا (NH_3) وكربونات الصوديوم (Na_2CO_3) على مجموعة هيدروكسيد، ولكن كلتا المادتين تنتجان أيونات الهيدروكسيد في المحلول وهما قاعدتان معروفتان. كربونات الصوديوم عبارة عن مركب يتسبب في قاعدية بحيرة النطرون بتنزانيا كما يظهر في **الشكل 5**. هناك حاجة، بكل وضوح، إلى نموذَج يتضمن كل القواعد.

الشكل 5 بحيرة النطرون في وادي الصدع الشرق أفريقي بأفريقيا عبارة عن بحيرة قاعدية طبيعيًا. تدخل المياه المحملة بكربونات الصوديوم المذابة من الصخور البركانية المحيطة إلى البحيرة ولكنها لا تجد لها مخرج منها. تقوم عملية التبخر بتركيز المعادن تاركة قشرة بيضاء على السطح ومياه عالية القلوية.

المطويات®

ادمج المعلومات الواردة بهذا القسم في مطويتك.



1953 درس جيمس واتسون، وفرانسيس كريك، وروزاليند فرانكلين الحمض النووي DNA، واضعين إطار عمل لمجال التقنيات الحيوية الحالي.

(الثمانينيات)1980 مقاييس الرقم الهيدروجيني من رقاقة السيليكون ليس بها مكوّن زجاجي. وهي تستخدم حالياً على نطاق واسع في الأغذية ومستحضرات التجميل والصناعات الدوائية.

2005 قام العلماء بتطوير أحماض مفرطة الحموضة، وهي أكثر حمضية من حمض الكبريتيك 100%. تشمل التطبيقات إنتاج مواد بلاستيكية قوية وجازولين عالي الأوكتان.

2010 قام فريق العلماء في المعهد القومي للمعايير والتكنولوجيا (NIST) بتطوير أسلوب لتحديد كيفية تأثير التغير المفاجئ في حمضية محلول ذي جسميات متناهية الصغر على استقرار المحلول. يمكن تكييف إنتاج الجسيمات متناهية الصغر لتستهدف الخلايا الورمية التي لها حمضية مختلفة عن تلك الخاصة بالخلايا العادية.

1963 اكتشف العلماء المطر الحمضي في أمريكا الشمالية، تُظهر قياسات الرقم الهيدروجيني pH أن المطر الملوث أكثر حمضية بمعدل 100 ضعف من المطر غير الملوث.

1933–34 قام العلماء بتطوير مقاييس الرقم الهيدروجيني pH المحمولة.

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

نموذج برونشتد - لوري

اقترح عالم الكيمياء الدنماركي يوهانس برونشتد (1879–1947)، والإنجليزي توماس لوري (1843–1909) نموذَجاً أكثر شمولية للأحماض والقواعد ــ نموذَج يركز على أيون الهيدروجين (H^+). في **نموذَج برونشتد - لوري** للأحماض والقواعد، الحمض هو مانح أيون الهيدروجين. القاعدة هي المستقبل لأيون الهيدروجين.

المانح والمستقبل لأيون الهيدروجين يمثل الرمزان X و Y عناصر لافلزية أو أيونات متعددة الذرات سالبة. وهكذا، فإن الصيغة العامة لحمض يمكن تمثيلها في هيئة HX أو HY. عند ذوبان جزيء من حمض HX في الماء، فإنه يمنح أيون H^+ لجزيء الماء. يعمل جزيء الماء كقاعدة ويستقبل أيون H^+.

$$HX(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + X^-(aq)$$

عندما يستقبل جزيء الماء أيون H^+، يصبح حمضًا وتكون صيغته H_3O^+. والذي يعتبر حمض لأن به أيون H^+ إضافي يمكنه أن يمنحه. عند منح الأيون H^+، يصبح الحمض HX قاعدة، X^-. X^- عبارة عن قاعدة لأنه يمتلك شحنة سالبة ويمكن أن يستقبل سريعاً أيون هيدروجين موجب. وهكذا، يمكن حدوث تفاعل بين الحمض والقاعدة في الاتجاه العكسي. يمكن أن يتفاعل الحمض H_3O^+ مع القاعدة X^- لتكوين الماء و HX، وبهذا يتحقق الاتزان الآتي.

$$HX(aq) + H_2O(1) \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + X^-(aq)$$

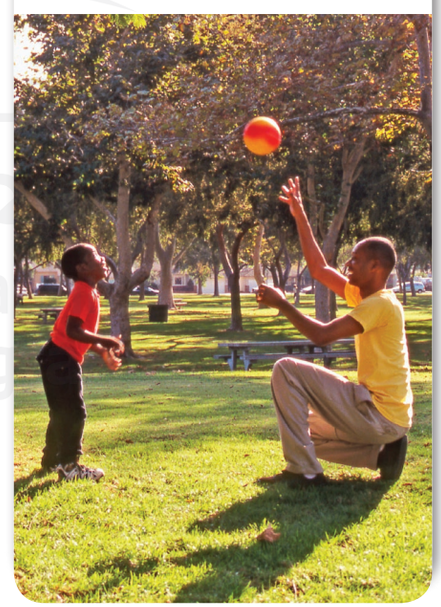
حمض قاعدة حمض مرافق قاعدة مرافقة

الأحماض والقواعد المرافقة التفاعل الأمامي هو تفاعل حمض وقاعدة. كما أن التفاعل العكسي هو أيضًا تفاعل حمض وقاعدة. الحمض والقاعدة اللذان يتفاعلان في التفاعل العكسي ومُعرَّفان في المعادلة السابقة كحمض مرافق وكقاعدة مرافقة. **الحمض المرافق** هو النوع الذي ينتج عندما تستقبل قاعدة أيون هيدروجين. تستقبل القاعدة H_2O أيون هيدروجين من الحمض HX وتصبح الحمض المرافق H_3O^+. **القاعدة المرافقة** هي النوع الذي ينتج عندما يمنح الحمض أيون هيدروجين. الحمض HX يمنح أيون الهيدروجين الذي يملكه ويصبح القاعدة المرافقة X^-. في التفاعل الموضح أعلاه، أيون الهيدرونيوم (H_3O^+) هو الحمض المرافق للقاعدة H_2O. الأيون X^- هو القاعدة المرافقة للحمض HX. تتضمن تفاعلات برونشتد لوري زوجين حمض - قاعدة مرافق. يتكون **زوج الحمض القاعدة المرافق** من مادتين مرتبطتين معا عن طريق منح واستقبال أيون هيدروجين واحد.

يُظهر **الشكل 6** تمثيلاً لزوج الحمض ــ القاعدة المرافق. عندما تكون الكرة بيد الأب، فهو الحمض. يُلقي الأب الكرة (أيون هيدروجين) لابنه. الآن ابنه هو الحمض لأن الكرة معه (أيون هيدروجين) ليقوم بمنحها. الأب الآن هو القاعدة لأنه يستطيع استقبال الكرة (أيون هيدروجين). الأب هو الحمض، والابن هو القاعدة في التفاعل الأمامي. في التفاعل العكسي، الكرة مع الابن وهو الحمض المرافق في حين أن الأب هو القاعدة المرافقة.

التأكد من فهم النص **فسّر** كيف يمكن أن يكون الأيون HCO_3^- حمضًا وقاعدة

■ **الشكل 6** عندما يقوم الأب بإلقاء الكرة إلى ابنه، فإن الأب يعمل كحمض برونشتد–لوري والابن كقاعدة. بعد أن يُمسك الابن بالكرة (أيون الهيدروجين)، فإنه يصبح كحمض مرافق.



حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

■ **الشكل 7** يقوم فلوريد الهيدروجين بمنح أيون هيدروجين لجزيء ماء، وهكذا فإن فلوريد الهيدروجين حمض.
قرر أي نوع هو القاعدة المرافقة لفلوريد الهيدروجين.

فلوريد الهيدروجين — حمض برونشتد–لوري تأمل المعادلة الخاصة بتأين فلوريد الهيدروجين (HF) في الماء، الموضحة في الشكل 7. ما هي أزواج الحمض القاعدة المرافقة؟ فلوريد الهيدروجين، الحمض الموجود في التفاعل الأمامي، يُنتج قاعدته المرافقة F^-. القاعدة في التفاعل العكسي، الماء، القاعدة في التفاعل الأمامي تُنتج حمضها المرافق H_3O^+، الحمض في التفاعل العكسي.

$$HF(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + F^-(aq)$$

حمض قاعدة حمض مرافق قاعدة مرافقة

يُستخدم فلوريد الهيدروجين في تصنيع مجموعة مختلفة من المركبات التي تحتوي على الفلور، مثل الطلاء غير اللاصق في أدوات المطبخ، كما يظهر في **الشكل 8**. فلوريد الهيدروجين هو حمض طبقاً لتعريفات كل من أرهِنْيُوس وبرونشتد – لوري.

الأمونيا ــ قاعدة برونشتد– لوري جميع الأحماض والقواعد التي تندرج تحت تعريف أرهِنْيُوس للأحماض والقواعد تندرج كذلك تحت تعريف برونشتد–لوري. ولكن بعض المواد الأخرى التي تنقصها مجموعة هيدروكسيد، ومن ثم، لا يمكن اعتبارها قواعد طبقًا لتعريف أرهِنْيُوس، يمكن تصنيفها كقواعد طبقًا لنموذج برونشتد– لوري. الأمونيا (NH_3) مثال على ذلك. عندما تذوب الأمونيا في الماء، فإن الماء هي حمض برونشتد–لوري في التفاعل الأمامي. نظرًا لأن جزيء NH_3 يستقبل أيون H^+ لتكوين أيون الأمونيوم (NH_4^+)، فإن الأمونيا هي قاعدة برونشتد– لوري في التفاعل الأمامي.

$$NH_3(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons NH_4^+(aq) + OH^-(aq)$$

قاعدة حمض حمض مرافق قاعدة مرافقة

في التفاعل العكسي، يقوم أيون الأمونيوم (NH_4^+) بإعطاء أيون H^+ لتكوين جزيء الأمونيا، وهكذا يتفاعل كحمض برونشتد–لوري. أيون الأمونيوم هو الحمض المرافق لقاعدة الأمونيا. يستقبل أيون الهيدروكسيد أيون H^+ لتكوين جزيء ماء، ولذلك هو قاعدة برونشتد– لوري. أيون الهيدروكسيد هو القاعدة المرافقة لحمض الماء.

الماء —حمض وقاعدة برونشتد–لوري تذكر أنه عندما يذوب HF في الماء، يتفاعل الماء كقاعدة؛ وعندما يذوب NH_3 في الماء، يتفاعل الماء كحمض. بناء على ماهية المواد الأخرى في المحلول، يمكن أن يتفاعل الماء إما كحمض أو كقاعدة. الماء والمواد الأخرى التي تتفاعل كأحماض وقواعد يُقال عنها أنها **أمفوتيرية**.

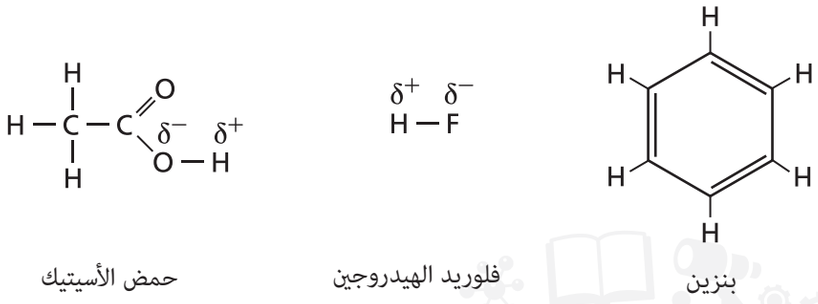
المُفردات

أصل الكلمة

Conjugate (مرافق)
البادئة *con–*: من اللغة اللاتينية، معناها مع أو معًا
jugare، فعل: من اللغة اللاتينية، معناها ينضم إلى

■ **الشكل 8** لعمل ذلك السطح الناعم غير اللاصق لأدوات المطبخ هذه، يتفاعل فلوريد الهيدروجين مع المركبات العضوية التي تسمى الهيدروكربونات لإحلال ذرات الفلور محل ذرات الهيدروجين.

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education



بنزين　　فلوريد الهيدروجين　　حمض الأسيتيك

■ **الشكل 9** يعتمد كون الهيدروجين قابلاً للتأين على قطبية رابطته. في حمض الأسيتيك، الأكسجين أكثر سالبية كهربائية من الهيدروجين. الرابطة بين الأكسجين والهيدروجين قطبية، ولذلك تستطيع ذرة الهيدروجين أن تتأين في المحلول. في فلوريد الهيدروجين، الفلور أعلى سالبية كهربائية، ولذلك فإن HF عبارة عن حمض في المحلول. في البنزين، يكون فرق السالبية الكهربائية بين ذرات الكربون والهيدروجين صغيرًا، ولذلك فإن البنزين ليس حمضًا.

تطبيقات

3. حدد زوج الحمض – القاعدة المرافق 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. مسألة للتحدي نواتج التفاعل بين حمض وقاعدة هي H_3O^+ و SO_4^{2-}. اكتب معادلة موزونة للتفاعل وحدد أزواج الحمض القاعدة المرافقة.

الأحماض أحادية البروتون ومتعدد البروتونات

من الصيغ الكيميائية لـ HCl و HF، يمكنك معرفة أن كل حمض به أيون هيدروجين في كل جزيء. الحمض الذي يستطيع منح أيون هيدروجين فقط يُسمى حمض أحادي البروتون. من بين الأحماض أحادية البروتون الأخرى حمض البيركلوريك ($HClO_4$)، وحمض النيتريك (HNO_3)، وحمض الهيدروبروميك (HBr)، وحمض الأسيتيك (CH_3COOH). نظرًا لأن حمض الأسيتيك حمض، فإن صيغته غالبًا ما تُكتب $HC_2H_3O_2$ لتأكيد حقيقة أن ذرة واحدة فقط من ذرات الهيدروجين الأربع في الجزيء قابلة للتأين.

ذرات الهيدروجين القابلة للتأين الفرق بين ذرة الهيدروجين القابلة للتأين في حمض الأسيتيك، وذرات الهيدروجين الثلاثة الأخرى، هو أن الذرة القابلة للتأين مرتبطة بعنصر الأكسجين، وهو أكثر سالبية كهربائية من الهيدروجين. الفرق في السالبية الكهربائية يجعل الرابطة بين الأكسجين والهيدروجين قطبية. تظهر بنية حمض الأسيتيك في **الشكل 9**، مع بُنى حمض HF والبنزين غير الحمضي (C_6H_6). ذرة الهيدروجين في فلوريد الهيدروجين مرتبطة بذرة الفلور عالية السالبية الكهربائية، ولذلك فإن الرابطة بين الهيدروجين والفلور رابطة قطبية، فتكون ذرة الهيدروجين قابلة للتأين إلى حد ما. أما في البنزين، فإن كل ذرة من ذرات الهيدروجين ترتبط بذرة كربون. ذرات الكربون لها تقريبًا نفس السالبية الكهربائية للهيدروجين. هذه الروابط غير قطبية، ولذلك فإن البنزين ليس حمضًا.

تقوم بعض الأحماض بمنح أكثر من أيون هيدروجين. على سبيل المثال، يستطيع حمض الكبريتيك (H_2SO_4) وحمض الكربونيك (H_2CO_3) منح أيوني هيدروجين. في كل مركب، ترتبط كلتا ذرتي الهيدروجين بذرات الأكسجين عن طريق روابط قطبية. الأحماض التي تحتوي على ذرتي هيدروجين قابلتين للتأين في كل جزيء يُطلق عليها اسم الأحماض ثنائية البروتون. يحتوي حمض الفوسفوريك (H_3PO_4) وحمض البوريك (H_3BO_3) على ثلاثة ذرات هيدروجين قابلة للتأين في كل جزيء. الأحماض التي تمتلك ثلاثة أيونات هيدروجين يمكنها أن تمنحها، تُسمى أحماض ثلاثية البروتون. يمكن استخدام المصطلح حمض متعدد البروتون لأي حمض به أكثر من ذرة هيدروجين واحدة قابلة للتأين.

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

الجدول 1 بعض الأحماض الشائعة وقواعدها المرافقة

الحمض		القاعدة المرافقة	
الاِسم	الصِّيغة	الاِسم	الصِّيغة
حمض الهيدروكلوريك	HCl	أيون الكلوريد	Cl^-
حمض النيتريك	HNO_3	أيون النيترات	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 الأسيتيك (الخليك)	$HC_2H_3O_2$	أيون الأسيتات	$C_2H_3O_2^-$
حمض الفوسفوريك	H_3PO_4	أيون فوسفات ثنائي الهيدروجين	$H_2PO_4^-$
أيون فوسفات ثنائي الهيدروجين	$H_2PO_4^-$	أيون الفوسفات الهيدروجينية	HPO_4^{2-}
أيون الفوسفات الهيدروجينية	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-}

تتأين كل الأحماض متعددة البروتونات في خطوات. تصف المعادلات الآتية عمليات التأين الثلاثة لحمض الفوسفوريك.

$$H_3PO_4(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + H_2PO_4^-(aq)$$

$$H_2PO_4^-(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + HPO_4^{2-}(aq)$$

$$HPO_4^{2-}(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + PO_4^{3-}(aq)$$

الجدول 1 يوضح بعض الأحماض أحادية البروتون ومتعددة البروتون الشائعة.

المطويات®

ادمج المعلومات الواردة بهذا القسم في مطويتك.

نموذج لويس

لاحظ أن كل المواد المصنفة كأحماض وقواعد حسب نموذَج أرهِنْيُوس مُصنفة كأحماض وقواعد حسب نموذَج برونشتد- لوري. بالإضافة إلى ذلك، بعض المواد التي ليست مصنفة كقواعد حسب نموذج أرهِنْيُوس مصنفة كقواعد حسب نموذَج برونشتد-لوري

ربما لن تكون مندهشًا لأن عالم الكيمياء الأمريكي جي إن لويس (1875-1946) اقترح نموذجًا للأحماض والقواعد أكثر عمومية. تذكّر أن لويس طوّر نظرية الزوج الإلكتروني للارتباط الكيميائي، وقد أدخل بُنى لويس لتحديد مواقع الإلكترونات في الذرات والجزيئات. وقد طبق نظرية الزوج الإلكتروني للارتباط الكيميائي على تفاعلات الأحماض والقواعد. وذكر لويس أن الحمض عبارة عن أيون أو جزيء به فلك ذري خالٍ يمكن أن يستقبل (يشارك) زوج إلكترونات. أما القاعدة فهي أيون أو جزيء به زوج إلكترونات غير مرتبط يمكنه أن يمنحه (يشاركه).

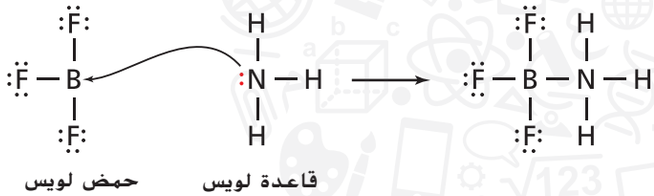
وبحسب **نموذَج لويس**، فإن حمض لويس عبارة عن مستقبل لزوج إلكترونات، وقاعدة لويس عبارة عن مانح لزوج إلكترونات. لاحظ أن نموذَج لويس يشمل كل المواد المصنفة كأحماض وقواعد حسب نموذَج برونشتد- لوري وغيرها الكثير.

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

مانحات ومستقبلات أزواج الإلكترونات تأمل التفاعل بين أيون الهيدروجين (H^+) وأيون الفلور (F^-) لتكوين جزيء فلوريد الهيدروجين (HF). توضح بُنى لويس التالية دور زوج الإلكترونات.

في هذا التفاعل، أيون H^+ هو حمض لويس. فلكه الأول الخالي يستقبل زوج إلكترونات من الأيون F^-. أيون الفلوريد هو قاعدة لويس. وهو يمنح زوج إلكترونات غير المرتبط لتكوين رابطة الهيدروجين ــ الفلور في HF. لاحظ أن هذا التفاعل يتوافق كذلك مع نموذَج برونشتد–لوري للأحماض والقواعد لأن H^+ يمكن اعتباره مانح لأيون الهيدروجين ويمكن اعتبار F^- ليكون هو المستقبِل.

ربما يكون مصدر دهشة لك أن تعلم أن تفاعل غاز ثلاثي فلوريد البورون (BF_3) مع غاز الأمونيا (NH_3) لتكوين BF_3NH_3 هو تفاعل حمض–قاعدة حسب نموذج لويس.

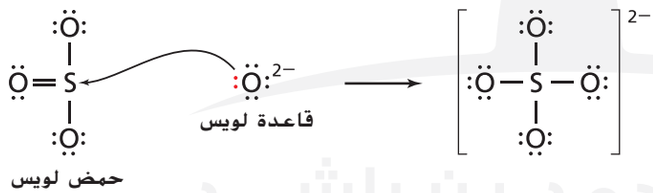


تذكّر أن ذرة البورون في BF_3 بها ستة إلكترونات، ولذلك فإن الفلك الخالي يمكن أن يستقبل زوج إلكترونات من قاعدة لويس.

هناك تفاعل حمض–قاعدة لويس آخر يحدث عندما يتفاعل غاز ثالث أكسيد الكبريت (SO_3) مع أكسيد المغنسيوم الصلب (MgO).

$$SO_3(g) + MgO(s) \rightarrow MgSO_4(s)$$

حيث يمثل زوج الحمض – القاعدة في التفاعل ثالث أكسيد الكبريت (SO_3) وأيون الأكسيد (O^{2-}) لأكسيد المغنسيوم. ويكون الناتج أيون الكبريتات.



لاحظ أن جزيء SO_3، حمض لويس، يستقبل زوج إلكترونات من أيون O^{2-}، قاعدة لويس. تُلخَّص نماذج أرهِنْيُوس، وبرونشتد – لوري، ولويس للأحماض والقواعد في **الجدول 2.**

الجدول 2 ثلاثة نماذج للأحماض والقواعد

النموذج	تعريف الحمض	تعريف القاعدة
أرهِنْيُوس	مُنتِج H^+	مُنتج OH^-
برونشتد – لوري	مانح H^+	مستقبل H^+
لويس	مستقبل زوج إلكترونات	مانح زوج إلكترونات

المُفردات

مفردات علمية

يتوافق مع Conform

يُشبه أو يُماثل

يتوافق سلوكهم مع توقعات المجتمع.

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

تفاعل SO_3 و MgO مهم لأنه يُنتج كبريتات المغنسيوم، وهي ملح يُكوّن سباعي الهيدرات المعروف باسم ملح إبسوم ($MgSO_4 \cdot 7H_2O$). ملح إبسوم له استخدامات كثيرة، بما فيها تخفيف آلام العضلات والعمل كمغذي للنباتات. كما أن التفاعل الذي يُكوّن كبريتات المغنسيوم له استخدامات بيئية. عندما يتم حقن MgO في غازات أنبوبة المدخنة لمصانع الطاقة التي تُدار بالفحم، مثل تلك الموضحة في **الشكل 10**، فإنها تتفاعل مع SO_3 وتزيله. في حالة السماح بدخول SO_3 إلى الغلاف الجوي، فيمكن أن يتحد مع الماء في الجو لتكوين حمض الكبريتيك، الذي يسقط على الأرض كمطر حمضي.

الربط بعلوم الأرض

الأنهيدريدات مثل جزيئات SO_3 التي قرأتَ عنها، فإن جزيئات ثاني أكسيد الكربون في الجو تتحد أيضًا مع جزيئات الماء لتكوين حمض يُطلق عليه اسم حمض الكربونيك (H_2CO_3). عندما يصل ماء المطر الحمضي إلى الأرض، فإن بعضه ينساب في التربة ويصل إلى القاع الصخري من الحجر الجيري، حيث يقوم ببطء بإذابة الحجر الجيري.

على مدار آلاف السنين، يعمل ذوبان الحجر الجيري على تكوين كهوف ضخمة تحت الأرض. داخل الكهف، قد تتساقط المياه الجوفية من السقف في هيئة قطرات، وتُرسّب بعض الحجر الجيري المُذاب. الرواسب المُشكلة مثل الكتل الجليدية المُتدلية والتي تتكون على السقف يطلق عليها اسم الهوابط (أي ــ ترسبات جيرية في سقوف الكهوف). الكتل التي ترتفع من الأرضية يُطلق عليها اسم الصواعد (أي ــ ترسبات جيرية في أرضية الكهوف).

يحدث تكون الكهوف نظرًا لأن ثاني أكسيد الكربون أنهيدريد حمض. أنهيدريد الحمض عبارة عن أكسيد يمكن أن يتحد مع الماء لتكوين الحمض. تتحد الأكاسيد الأخرى مع الماء لتكوين القواعد. على سبيل المثال، يكوّن أكسيد الكالسيوم (CaO، الجير) القاعدة هيدروكسيد الكالسيوم $Ca(OH)_2$. على وجه العموم، أكاسيد العناصر الفلزية تكوّن قواعد؛ وأكاسيد اللافلزات تكوّن الأحماض.

الشكل 10 ثالث أكسيد الكبريت، عبارة عن غاز ملوث ينتج من احتراق الفحم، ويمكن إزالته من غازات المدخنة عن طريق اتحاده مع أكسيد المغنسيوم في تفاعل حمض-قاعدة لويس. لاحظ أنه بينما يكون هناك قدر كبير من البخار يأتي من أبراج التبريد، إلا أن هناك القليل من الدخان المرئي يأتي من المدخنة.

القسم 1 مراجعة

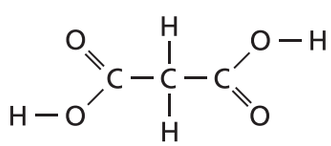
مُلخّص القسم

- تُحدّد تراكيز أيونات الهيدروجين وأيونات الهيدروكسيد ما إذا كان المحلول المائي حمضي أو قاعدي أو متعادل.
- يجب أن يحتوي حمض أرهِنْيُوس على ذرة هيدروجين قابلة للتأين. يجب أن تحتوي قاعدة أرهِنْيُوس على مجموعة هيدروكسيد قابلة للتأين.
- حمض برونشتد-لوري مانح لأيون الهيدروجين. قاعدة برونشتد-لوري مستقبلة لأيون الهيدروجين.
- حمض لويس يستقبل زوج إلكترونات. قاعدة لويس تمنح زوج إلكترونات.

5. الفكرة **الرئيسة فسِّر** السبب وراء عدم تصنيف الكثير من أحماض وقواعد لويس كأحماض وقواعد أرهِنْيُوس أو برونشتد-لوري.
6. **قارن** الخصائص الفيزيائية والكيميائية للأحماض والقواعد.
7. **فسِّر** كيف تحدد تراكيز أيونات الهيدروجين وأيونات الهيدروكسيد ما إذا كان المحلول حمضي أو قاعدي أو متعادل.
8. **فسِّر** السبب وراء عدم تصنيف الكثير من المركبات التي تحتوي على ذرة أو أكثر من الهيدروجين على أنها أحماض أرهِنْيُوس.
9. **حدِّد** أزواج الحمض — القاعدة المرافقة في المعادلة الآتية.

$$HNO_2 + H_2O \rightleftharpoons NO_2^- + H_3O^+$$

10. **اكتب** بنية لويس لثالث كلوريد الفوسفور (PCl_3). هل يعتبر PCl_3 حمض لويس أم قاعدة لويس أم غير ذلك؟
11. **فَسِّر الرُّسوم التوضيحيَّة العلمية** في الصيغ البنائية المرافقة، حدد أي ذرات هيدروجين يُحتمل أن تكون قابلة للتأين.



McGraw-Hill Education حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة

القسم 2

قوة الأحماض والقواعد

الفكرة الرئيسة في المحلول، تتأين الأحماض والقواعد القوية تأينًا تامًا، في حين أن الأحماض والقواعد الضعيفة تتأين جزئيًا فقط.

الأسئلة الرئيسة

- كيف تربط قوة الحمض أو القاعدة بدرجة تأين الحمض أو القاعدة؟
- كيف تقارن قوة حمض ضعيف بقوة قاعدته المرافقة؟
- ما هي العلاقة بين قوة الأحماض والقواعد وقيم ثوابت التأين الخاصة بها؟

مراجعة المفردات

الإلكتروليت electrolyte: مركب أيوني محلوله المائي موصل للتيار الكهربائي

المفردات الجديدة

حمض قوي strong acid

حمض ضعيف weak acid

ثابت تأين الحمض acid ionization constant

قاعدة قوية strong base

قاعدة ضعيفة weak base

ثابت تأين القاعدة base ionization constant

الكيمياء في حياتك

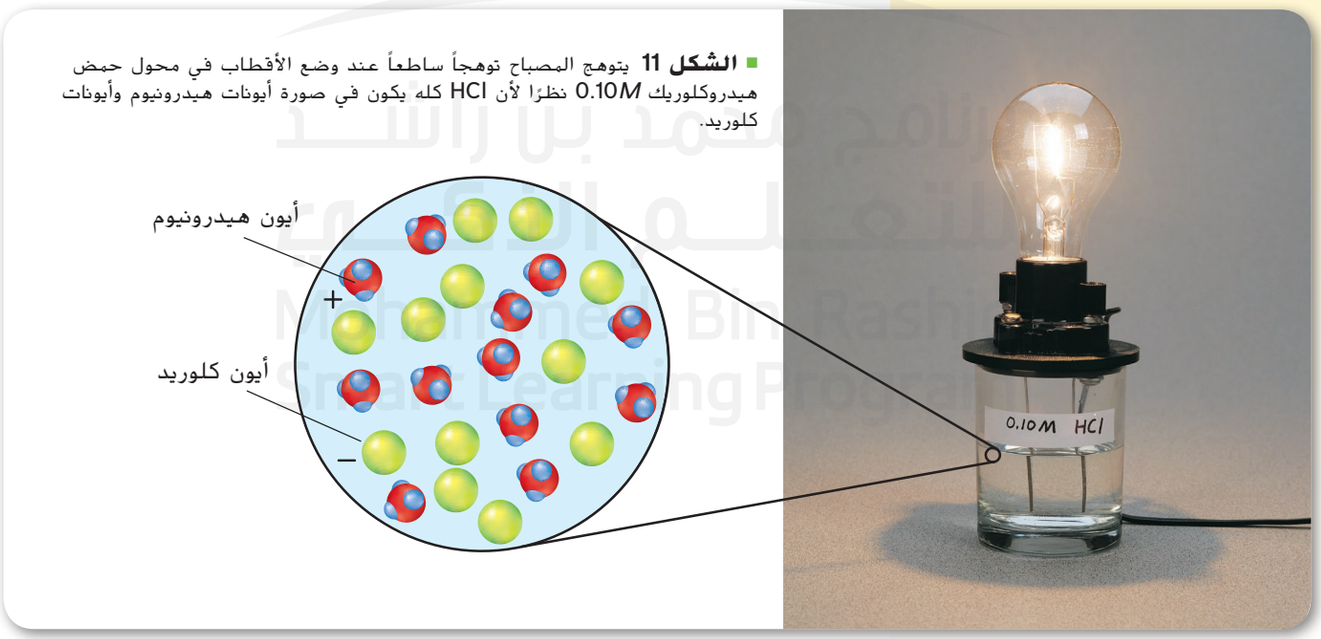
يعتمد نجاح تمريرة في كرة القدم على من يقوم بتمريرها ومن يستلم الكرة. ما مدى استعداد القائم بالتمرير لتمرير الكرة؟ ما مدى استعداد مستلم الكرة لاستلام الكرة؟ بالمثل، في تفاعلات الحمض القاعدة، يعتمد سير التفاعل على مدى استعداد الحمض لمنح أيون هيدروجين ومدى استعداد القاعدة لاستقبال أيون هيدروجين.

قوة الأحماض

إحدى خصائص المحاليل الحمضية والقاعدية أنها توصل الكهرباء. ما الذي يمكن أن تستنتجه من قدرة التوصيل الكهربائي بالنسبة لأيونات الهيدروجين والهيدروكسيد في هذه المحاليل المائية؟

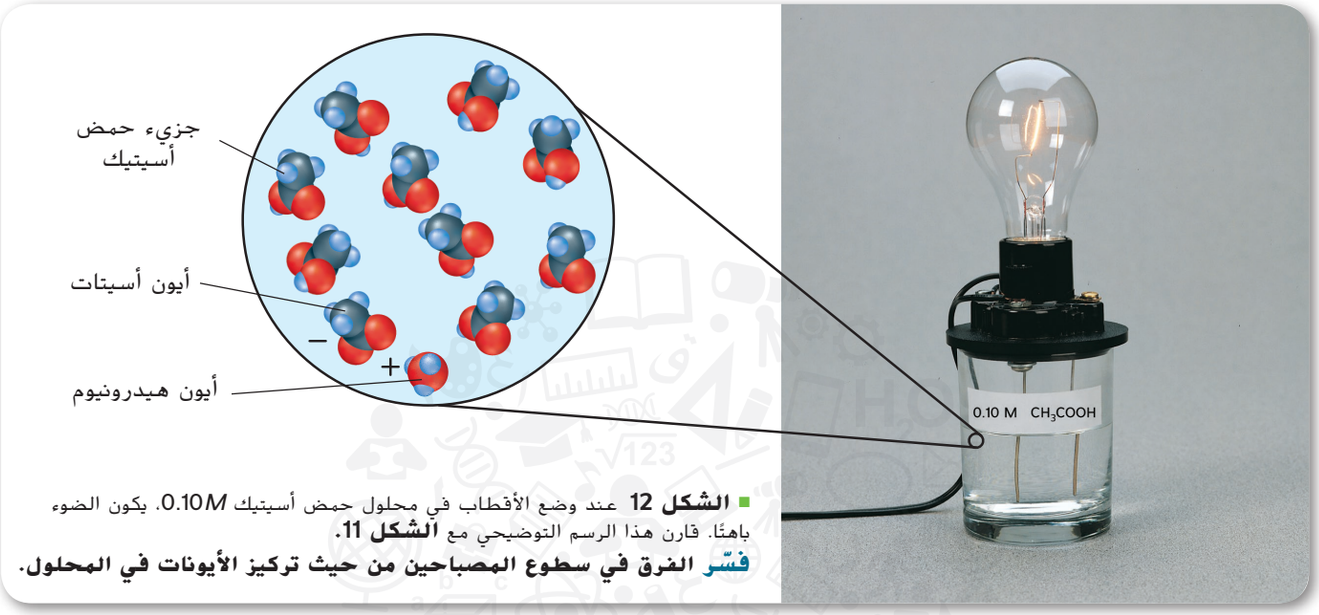
افترض أنك تقوم باختبار قدرة التوصيل الكهربائي لمحاليل مائية تركيزها $0.10M$ من حمض هيدروكلوريك وحمض أسيتيك. يدل التوهج في المصباح في **الشكل 11** على أن المحلول يوصل الكهرباء. ومع ذلك، إذا قارنتَ سُطوع مصباح موصل بمحلول HCl في **الشكل 11** مع سُطوع مصباح موصل بمحلول $HC_2H_3O_2$ في **الشكل 12**، لا بد وأنك ستلاحظ وجود اختلاف. المحلول $0.10M$ HCl يوصل الكهرباء أفضل من المحلول $0.10M$ $HC_2H_3O_2$. ما السبب وراء كون هذا صحيحًا مع أن تركيزي الحمضين $0.10M$؟

الأحماض القوية الإجابة هي أن الأيونات تحمل التيار الكهربائي خلال المحلول، وكل جزيئات HCl التي يحتويها المحلول تأينت تمامًا إلى أيونات الهيدرونيوم وأيونات الكلوريد. الأحماض التي تتأين تمامًا تُسمى **أحماض قوية**. نظرًا لأن الأحماض القوية تُنتج أقصى عدد من الأيونات، فإنها موصلات جيدة للكهرباء.



■ **الشكل 11** يتوهج المصباح توهجاً ساطعاً عند وضع الأقطاب في محول حمض هيدروكلوريك $0.10M$ نظرًا لأن HCl كله يكون في صورة أيونات هيدرونيوم وأيونات كلوريد.

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education



■ **الشكل 12** عند وضع الأقطاب في محلول حمض أسيتيك $0.10M$، يكون الضوء باهتًا. قارن هذا الرسم التوضيحي مع **الشكل 11**.
فسّر الفرق في سطوع المصباحين من حيث تركيز الأيونات في المحلول.

يمكن تمثيل تأين حمض الهيدروكلوريك في الماء بالمعادلة الآتية، والتي بها سهم واحد يُشير نحو اليمين. تذكّر أن السهم المفرد يعني أن التفاعل يستمر حتى الاكتمال.

$$HCl(aq) + H_2O(l) \rightarrow H_3O^+(aq) + Cl^-(aq)$$

نظرًا لأن الأحماض القوية تُنتج أقصى عدد من الأيونات، فإن محاليلها موصلات جيدة للكهرباء. تظهر الأسماء ومعادلات التأين لبعض الأحماض القوية في **الجدول 3**.

الأحماض الضعيفة إذا كانت إضاءة المصباح الساطعة في الجهاز الذي يحتوي على محلول HCl ترجع إلى العدد الكبير من الأيونات في المحلول، كما يظهر في **الشكل 11**، فإن إضاءة المصباح الخافتة في الجهاز المحتوي على محلول $HC_2H_3O_2$، كما يظهر في **الشكل 12**، لا بد أن يُعني أن محلول حمض الأسيتيك به أيونات أقل. نظرًا لأن المحلولين بهما نفس التركيز المولاري. يمكنك استنتاج أن حمض الأسيتيك لا يتأين تأينًا تامًا. الحمض الذي يتأين جزئيًا فقط في المحلول المائي هو **حمض ضعيف**. تُنتج الأحماض الضعيفة أيونات أقل، وهكذا لا يمكنها توصيل الكهرباء بنفس درجة الأحماض القوية. يوضح **الجدول 3** معادلات التأين لبعض الأحماض الضعيفة الشائعة.

الجدول 3 معادلات التأين

أحماض قوية		أحماض ضعيفة	
الاِسم	معادلة التأين	الاِسم	معادلات التأين
الهيدروكلوريك	$HCl \rightarrow H^+ + Cl^-$	الهيدروفلوريك	$HF \rightleftharpoons H^+ + F^-$
الهيدرويوديك	$HI \rightarrow H^+ + I^-$	الأسيتيك	$HC_2H_3O_2 \rightleftharpoons H^+ + C_2H_3O_2^-$
البيركلوريك	$HClO_4 \rightarrow H^+ + ClO_4^-$	الهيدروكبريتيك	$H_2S \rightleftharpoons H^+ + HS^-$
النيتريك	$HNO_3 \rightarrow H^+ + NO_3^-$	الكربونيك	$H_2CO_3 \rightleftharpoons H^+ + HCO_3^-$
الكبريتيك	$H_2SO_4 \rightarrow H^+ + HSO_4^-$	الهيبوكلوروز	$HClO \rightleftharpoons H^+ + ClO^-$

برنامج محمد بن راشد للتعلم الذكي
Mohammed Bin Rashid Smart Learning Program

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

الكيمياء في الحياة اليومية

سيانيد الهيدروجين

مُركب مميت

سيانيد الهيدروجين (HCN) غاز سام يوجد في عادم السيارات، وفي التبغ، وفي دخان الخشب، وفي الدخان المنبعث من احتراق المواد البلاستيكية المحتوية على النيتروجين. تُطلق بعض الحشرات مثل الديدان الألفية (MILLIPEDES) وعُثة البورنت (BURNET MOTH) سيانيد الهيدروجين كآلية دفاع. يُطلق على محلول سيانيد الهيدروجين في الماء اسم حمض الهيدروسيانيك. الفواكه ذات النواة، مثل الكرز أو الخوخ، تحتوي على السَيانوهِدْرينات، والتي تتحول إلى حمض هيدروسيانيك في الجهاز الهضمي في حالة أكل النواة. ولكن لا يتم إنتاج حمض هيدروسيانيك في لُب هذه الفواكه، ولذلك يمكن تناول الفواكه بأمان.

قوة الحمض ونموذج برونشتد – لوري هل يستطيع نموذَج برونشتد – لوري تفسير السبب وراء تأين HCl تأينًا تامًا بينما $HC_2H_3O_2$ لا يكوّن سوى أيونات قليلة فقط؟ تأمل تأين أي حمض قوي، HX. تذكّر أن الحمض في جهة المواد المتفاعلة للمعادلة يُنتج قاعدة مرافقة في جهة النواتج. بالمثل، فإن القاعدة في جهة المواد المتفاعلة تُنتج حمضًا مرافقًا.

$$HX(aq) + H_2O(l) \rightarrow H_3O^+(aq) + X^-(aq)$$

حمض — قاعدة — حمض مرافق — قاعدة مرافقة

يمثل HX حمضاً قوياً، وقاعدته المرافقة ضعيفة. معنى هذا أن HX يتأين بنسبة 100% تقريبًا لأن H_2O قاعدة أقوى (في التفاعل الأمامي) من القاعدة المرافقة X^- (في التفاعل العكسي). بعبارة أخرى، يتجه اتزان التأين كله تقريبًا إلى اليمين لأن القاعدة H_2O تمتلك جذبًا أكبر بكثير بالنسبة لأيون H^+ مما تمتلكه القاعدة X^-. فكّر في هذا على أنه تنافس بين القواعد: أي من الاثنين (H_2O أو X^-) يمتلك جذباً أكبر لأيون الهيدروجين؟ في حالة كل الأحماض القوية، الماء هو القاعدة الأقوى. لاحظ أن المعادلة تظهر بسهم مفرد إلى اليمين.

كيف يختلف الموقف بالنسبة لأي حمض ضعيف، HY؟

$$HY(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + Y^-(aq)$$

حمض — قاعدة — حمض مرافق — قاعدة مرافقة

يتجه اتّزان التأين بالنسبة للحمض الضعيف بعيداً إلى اليسار لأن القاعدة المرافقة Y^- تمتلك جذباً للأيون H^+ أكبر من القاعدة H_2O. في التنافس بين القواعد، تكون القاعدة المرافقة Y^- (في التفاعل العكسي) أقوى من القاعدة H_2O (في التفاعل الأمامي) وتنجح في اقتناص أيون H^+. في حالة حمض الأسيتيك، القاعدة المرافقة $C_3H_2O_2^-$ (في التفاعل العكسي) تملك جذباً أقوى لأيونات 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 تظهر بأسهم اتّزان.

التأكد من فهم النص **لخّص** الفرق المهم بين الأحماض القوية والأحماض الضعيفة من حيث قوة القواعد.

ثوابت تأين الحمض على الرغم من أن نموذَج برونشتد – لوري يساعد في تفسير قوة الحمض، فإن النموذج لا يقدم طريقة كمية للتعبير عن قوة الحمض أو لمقارنة قوة عدة أحماض. يقدم تعبير ثابت الاتزان القياس الكمي لقوة الحمض.

كما قرأتَ، يُنتج الحمض الضعيف مزيج اتّزان من الجزيئات والأيونات في محلول مائي. وهكذا، فإن ثابت الاتزان، K_{eq}، يقدم مقياسًا كميًا لدرجة تأين الحمض. تأمل حمض الهيدروسيانيك (HCN)، والمعروف أيضاً باسم حمض البروسيك والذي يُستخدم في الصبغ والنّقش وتقسية الفولاذ.

برنامج محمد بن راشد للتعلم الذكي
Mohammed bin Rashid Smart Learning Program

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

معادلة التأين وتعبير ثابت الاتزان لحمض الهيدروسيانيك هي كما يلي:

$$HCN(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + CN^-(aq)$$

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

تركيز H_2O السائل في مقام التعبير يُعتبر ثابتًا في محاليل الماء المخففة، ولذلك يمكن دمجه مع K_{eq} ليعطي ثابت اتزان جديد، K_a.

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

K_a يُسمى ثابت تأين الحمض. **ثابت تأين الحمض** هو قيمة تعبير ثابت الاتزان لتأين الحمض الضعيف. مثل كل ثوابت الاتزان، تُشير قيمة K_a إلى ما إذا كانت مواد التفاعل أو النواتج مفضلة في الاتزان. بالنسبة للأحماض الضعيفة، فإن تراكيز الأيونات (النواتج) في البسط تميل لأن تكون صغيرة مقارنة بتركيز الجزيئات غير المؤينة (المادة المتفاعلة) في المقام. تمتلك الأحماض الأكثر ضعفًا أقل قيم K_a لأن محاليلها تمتلك أقل تراكيز من الأيونات وأعلى تراكيز من جزيئات الأحماض غير المؤينة. تظهر قيم K_a ومعادلات التأين لعدة أحماض ضعيفة في **الجدول 4**. لاحظ أن الأحماض متعددة البروتونات ليست أحماضًا قوية بالضرورة بالنسبة لأي من خطوات التأين الخاصة بها. كل عملية تأين لحمض متعدد البروتونات لها قيمة K_a. وتنخفض القيم بالنسبة لكل عملية تأين تالية.

مهن في مجال الكيمياء

عامل المشتل تكاثر ونمو النباتات هو المهمة الرئيسة لعامل المشتل. ويشمل هذا الزراعة والتقليم والشتل. وبيع كل أنواع المواد النباتية. يجب أن يعرف عامل المشتل المواد الغذائية المطلوبة لتحقيق النمو الأمثل للنبات، وما هي ظروف التربة، بما في ذلك الحموضة، التي تعزز أقوى نمو لكل نوع من النبات.

تطبيقات

12. اكتب معادلات تأين وتعبيرات ثابت التأين لكل حمض.

a. $HClO_2$ **b.** HNO_2 **c.** HIO

13. اكتب معادلة التأين الأولى والثانية لـ H_2SeO_3.

14. مسألة للتحدي إذا كان تعبير ثابت الاتزان لتفاعل هو $K_a = \frac{[AsO_4^{3-}][H_3O^+]}{[HAsO_4^{2-}]}$، أكتب المعادلة الموزونة لهذا التفاعل.

الجدول 4 ثوابت التأين للأحماض الضعيفة

الحمض	معادلة التأين	K_a (298 K)
الهيدروكبريتيك، التأين الأول	$H_2S \rightleftharpoons H^+ + HS^-$	8.9×10^{-8}
الهيدروكبريتيك، 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}
الأسيتيك	$CH_3COOH \rightleftharpoons H^+ + CH_3COO^-$	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}

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

تجربة مصغرة

قارن بين قوة الأحماض

كيف تحدد القوة النسبية لمحاليل الأحماض؟

الإجراءات

1. حدّد احتياطات السّلامة لنشاط المختبر قبل بدء العمل.
2. استخدم **المخبار المدرج 10mL** لقياس 3 mL من **حمض الأسيتيك الثلجي**. استخدم **قطّارة** لنقل الحمض إلى الحفرة 1 من حفر الصحن متعدد الحفر. **تحذيرات: حمض الأسيتيك الثلجي مادة أكالة وسامة في حالة استنشاقه. تعامل مع الحمض بحذر.**
3. اغمس قطبي **جهاز اختبار الموصلية الكهربائية** في الحفرة 1. سجل النتائج.
4. اغسل المخبار المدرج والقطّارة بالماء. قم بقياس 3 mL مع حمض أسيتيك ***6.0M*** وانقلها إلى الحفرة 2 في الصحن متعدد الحفر. اختبر وسجل موصلية المحلول.
5. كرر الخطوة 4 مع حمض أسيتيك ***1.0M*** **وحمض أسيتيك *0.10M*** مستخدمًا الحفرتين 3 و 4 على التوالي.

التحليل

1. **اكتب** معادلة تأين حمض الأسيتيك في الماء وتعبير ثابت الاتزان ($K_{eq} = 1.8 \times 10^{-5}$). ما هي دلالة قيمة K_{eq} فيما يتعلق بدرجة التأين؟
2. **فسّر** ما إذا كانت عمليات التأين النسبي التقريبية الآتية تتلاءم مع النتائج التي توصلت إليها في مختبرك: حمض الأسيتيك الثلجي، 0.1%؛ حمض أسيتيك *6.0M*، 0.2%؛ حمض أسيتيك *0.1M*، 0.4%؛ حمض أسيتيك *0.1M*، 1.3%.
3. اكتب فرضية تفسّر ملاحظاتك باستخدام إجابتك على السؤال 2.
4. استخدم فرضيتك لتتوصل إلى استنتاج بشأن الحاجة إلى استخدام كميات كبيرة من الماء في الغسل عند انسكاب الحمض على نسيج حي.

قوة القواعد

ما قرأتَه عن الأحماض يمكن أن ينطبق على القواعد، باستثناء اشتراك أيونات OH^- بدلًا عن أيونات H^+. على سبيل المثال، تعتمد قدرة القاعدة على التوصيل على درجة إنتاج القاعدة لأيونات OH^- في المحلول المائي.

القواعد القوية القاعدة التي تتفكك تمامًا إلى أيونات فلزات وأيونات هيدروكسيد تُعرف بأنها **قاعدة قوية**. بُناءً عليه، الهيدروكسيدات الفلزية، مثل هيدروكسيد الصوديوم (NaOH) قواعد قوية.

$$NaOH(s) \rightarrow Na^+(aq) + OH^-(aq)$$

بعض الهيدروكسيدات الفلزية، مثل هيدروكسيد الكالسيوم ($Ca(OH)_2$) تتمتع بقدرة ضعيفة على الذوبان ومن ثم فهي مصادر فقيرة لأيونات OH^-. لاحظ أن ثابت حاصل الإذابة، K_{sp}، لهيدروكسيد الكالسيوم ($Ca(OH)_2$) يكون صغيرًا، مما يشير إلى وجود أيونات قليلة من OH^- في محلول مشبع.

$$Ca(OH)_2(s) \rightleftharpoons Ca^{2+}(aq) + 2OH^-(aq) \quad K_{sp} = 6.5 \times 10^{-6}$$

ومع ذلك، هيدروكسيد الكالسيوم والهيدروكسيدات الفلزية القابلة للذوبان قليلًا الأخرى، تعتبر قواعد قوية لأن كل المركب الذي يذوب متفكك تمامًا. تظهر معادلات التفكك للعديد من القواعد القوية في **الجدول 5**.

القواعد الضعيفة على عكس القواعد القوية، القاعدة الضعيفة تتأين جزئيًا فقط في محلول الماء المخفف. على سبيل المثال، يتفاعل الميثيل أمين (CH_3NH_2) مع الماء لإنتاج مزيج متزن من جزيئات CH_3NH_2، وأيونات $CH_3NH_3^+$ وأيونات OH^-.

$$CH_3NH_2(aq) + H_2O(l) \rightarrow CH_3NH_3^+(aq) + OH^-(aq)$$

قاعدة — حمض — حمض مرافق — قاعدة مرافقة

الجدول 5 معادلات التفكك للقواعد القوية

$NaOH(s) \rightarrow Na^+(aq) + OH^-(aq)$
$KOH(s) \rightarrow K^+(aq) + OH^-(aq)$
$RbOH(s) \rightarrow Rb^+(aq) + OH^-(aq)$
$CsOH(s) \rightarrow Cs^+(aq) + OH^-(aq)$
$Ca(OH)_2(s) \rightarrow Ca^{2+}(aq) + 2OH^-(aq)$
$Ba(OH)_2(s) \rightarrow Ba^{2+}(aq) + 2OH^-(aq)$

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

الجدول 6 ثوابت التأين للقواعد الضعيفة

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}
أمونيا	$NH_3(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons NH_4^+(aq) + OH^-(aq)$	2.5×10^{-5}
أنيلين	$C_6H_5NH_2(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons C_6H_5NH_3^+(aq) + OH^-(aq)$	4.3×10^{-10}

يتجه هذا الاتزان إلى أقصى اليسار لأن القاعدة، CH_3NH_2، ضعيفة والقاعدة المرافقة، OH^-، قوية. يتمتع أيون الهيدروكسيد بجذب لأيون الهيدروجين أكبر مما يمتلكه جزيء الميثيل أمين

ثوابت تأين القواعد مثل الأحماض الضعيفة، تُكوّن القواعد الضعيفة أيضًا مخاليط اتزان من الجزيئات والأيونات في محلول مائي. يوفر ثابت الاتزان مقياسًا لدرجة تأين القاعدة. يُحدد ثابت الاتزان الخاص بتأين الميثيل أمين في الماء وفق تعبير ثابت الاتزان التالي.

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

ثابت تأين القاعدة K_b، هو قيمة تعبير ثابت الاتزان لتأين القاعدة. كلما قلت قيمة K_b، ضعفت القاعدة. تظهر قيم K_b ومعادلات التأين لعدة قواعد ضعيفة في **الجدول 6.**

تطبيقات

15. اكتب معادلات التأين وتعبيرات ثابت تأين القاعدة للقواعد الآتية:

a. هكسيل أمين ($C_6H_{13}NH_2$)
b. بروبيل أمين ($C_3H_7NH_2$)
c. أيون الكربونات (CO_3^{2-})
d. أيون الكبريتيت الهيدروجيني (HSO_3^-)

16. مسألة للتحدي اكتب معادلة للاتزان العكسي حيث تكون القاعدة في التفاعل الأمامي PO_4^{3-} والقاعدة في التفاعل العكسي OH^-.

القسم 2 مراجعة

مُلخّص القسم

- الأحماض القوية والقواعد القوية تتأين تمامًا في المحاليل المائية المخففة. الأحماض الضعيفة والقواعد الضعيفة تتأين جزئيًا في المحاليل المائية المخففة.
- بالنسبة للأحماض الضعيفة والقواعد الضعيفة، قيمة ثابت تأين الحمض أو القاعدة هي مقياس لقوة الحمض أو القاعدة.

17. الفكرة **الرئيسة** **صِفْ** محتويات المحاليل المائية المخففة للحمض القوي HI والحمض الضعيف HCOOH.

18. اربط قوة الحمض الضعيف بقوة قاعدته المرافقة.

19. حدِّد أزواج الحمض — القاعدة المرافقة في كل معادلة.

a. $HCOOH(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons HCOO^-(aq) + H_3O^+(aq)$

b. $NH_3(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons NH_4^+(aq) + OH^-(aq)$

20. وضِّح ما يمكن أن تستفيده من معرفة أن K_b للأنيلين ($C_6H_5NH_2$) هو ($K_b = 4.3 \times 10^{-10}$).

21. فسِّر البيانات استخدم البيانات في **الجدول 4** لترتب الأحماض السبعة تصاعديًا وفقًا لدرجة توصيلها للتيار الكهربائي.

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

القسم 3

أيونات الهيدروجين والـ pH

الفكرة الرئيسة pH و pOH عبارة عن مقاييس لوغاريتمية تُعبِّر عن تراكيز أيونات الهيدروجين وأيونات الهيدروكسيد في المحاليل المائية.

الأسئلة الرئيسة

- عرّف كلًا من pH و pOH ؟
- كيف تربط كل من pH و pOH بثابت تأين الماء؟
- كيف تُحسب قيمة pH و pOH في المحاليل المائية؟

مراجعة المفردات

مبدأ لو شاتيليه Le Châtelier's principle: ينص على أنه في حالة أثر توتر على نظام في حالة اتزان، فإن النظام يتحول بالاتجاه الذي يخفف هذا التوتر.

المفردات الجديدة

ثابت تأين الماء ion product constant for water

درجة الحموضة أو الرقم الهيدروجيني pH

الرقم الهيدروكسيدي pOH

الكيمياء في حياتك

فكر في طفلين يلعبان على لعبة التوازن (السيسو). عندما يرتفع أحد الطرفين، ينزل الطرف الآخر. أحيانًا، يتوازن لوح الخشب في المنتصف. تتصرف تراكيز أيونات الهيدروجين وأيونات الهيدروكسيد في المحاليل المائية بطريقة مشابهة.

ثابت تأين الماء

تذكر أن الماء النقي يحتوي على تراكيز متساوية من أيونات H^+ و OH^- التي تنتج عن طريق التأين الذاتي. **الشكل 13** يوضح أنه في التأين الذاتي، تتكون أعداد متساوية من أيونات الهيدرونيوم والهيدروكسيد. يمكن تبسيط معادلة الاتزان بالطريقة الآتية.

$$H_2O(l) \rightleftharpoons H^+(aq) + OH^-(aq)$$

كتابة K_w يُشير السهم المزدوج إلى أن هذا يمثّل اتزانًا. تذكّر أن تعبير ثابت الاتزان يُكتب عن طريق وضع تراكيز النواتج في البسط وتراكيز المواد المتفاعلة في المقام. في هذه الحالة، جميع المواد مرفوعة للأس واحد لأن كل المعاملات في المعادلة الكيميائية الموزونة تساوي 1. تركيز الماء النقي ثابت، ولذلك فإن $[H_2O]$ لا يظهر في المقام.

ثابت تأين الماء

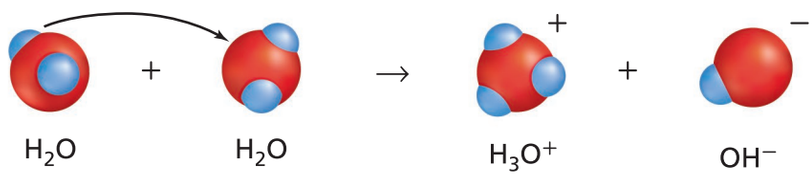
$$K_w = [H^+][OH^-]$$

K_w هو ثابت تأين الماء.
$[H^+]$ يمثل تركيز أيون الهيدروجين. $[OH^-]$ يمثل تركيز أيون الهيدروكسيد.

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

تعبير K_w هو تعبير خاص لثابت الاتزان ينطبق فقط على الماء يُطلق على الثابت K_w اسم ثابت تأين الماء. **ثابت التأين للماء** هو قيمة تعبير ثابت الاتزان للتأين الذاتي للماء. تُظهر التجارب أنه في الماء النقي عند 298 K، فإن $[H^+]$ و $[OH^-]$ كلاهما يساوي $1.0 \times 10^{-7} M$. ومن ثم، فإنه عند 298 K، تكون قيمة K_w 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** في التأين الذاتي للماء، يعمل جزيء واحد من الماء كحمض، في حين يعمل الجزيء الآخر كقاعدة.

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

K_w ومبدأ لو شاتيليه ناتج ضرب $[H^+]$ و $[OH^-]$ يساوي دائمًا 1.0×10^{-14} عند 298 K. معنى هذا أنه إذا زاد تركيز أيونات H^+ ، فإن تركيز أيونات OH^- لا بد أن ينقص. بالمثل، الزيادة في تركيز أيونات OH^- تتسبب في نقص في تركيز أيونات H^+. فكّر في هذه التغيرات في ضوء مبدأ لو شاتيليه، الذي قرأت عنه من قبل. إضافة أيونات هيدروجين أخرى إلى الماء عند الاتزان يمثل توترًا على النظام. يتفاعل النظام بطريقة تخفف التوتر. أيونات H^+ المضافة تتفاعل مع أيونات OH^- لتكوين المزيد من جزيئات الماء. وهكذا ينخفض تركيز أيونات OH^-. المثال 1 يظهر كيف يمكنك استخدام K_w لحساب تركيز H^+ أو OH^- إذا كنت تعرف تركيز أحدهما.

التأكد من فهم النص **فسّر** السبب وراء عدم تغير K_w عند زيادة تركيز أيونات الهيدروجين.

مثال 1

احسب $[H^+]$ و $[OH^-]$ باستخدام K_w عند 298 K، يكون تركيز الأيون H^+ في فنجان القهوة $1.0 \times 10^{-5} M$. ما هو تركيز الأيون OH^- في القهوة؟ هل القهوة حمضية أم قاعدية، أم متعادلة؟

1 تحليل المسألة

معك تركيز أيون H^+، وتعرف أن K_w يساوي 1.0×10^{-14}. يمكنك استخدام تعبير ثابت تأين الماء لإيجاد قيمة $[OH^-]$. نظرًا لأن $[H^+]$ أكبر من 1.0×10^{-7}. يمكنك توقع أن $[OH^-]$ سيكون أقل من 1.0×10^{-7}.

معلوم

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

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

مجهول

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

2 حساب المجهول

استخدم ثابت تأين الماء.

اكتب تعبير ثابت تأين الماء.

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

حل لإيجاد قيمة $[OH^-]$.

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

استبدل $K_w = 1.0 \times 10^{-14}$. استبدل $[H^+] = 1.0 \times 10^{-5} M$ وحل المسألة.

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

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

3 تقييم الإجابة

الإجابة مكتوبة بالشكل الصحيح برقمين معنويين لأن $[H^+]$ و K_w يمتلكان رقمين معنويين لكل منهما. كما تم توقعه، فإن $[OH^-]$ أقل من $1.0 \times 10^{-7}\ mol/L$.

تطبيقات

22. تم ذكر تركيز أيون H^+ أو أيون OH^- بالنسبة لأربعة محاليل مائية عند 298 K. احسب $[H^+]$ أو $[OH^-]$ لكل محلول. اذكر إذا ما كان المحلول حمضي أو قاعدي أو متعادل.

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

b. $[OH^-] = 1.0 \times 10^{-7} M$

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

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

23. مسألة للتحدي احسب عدد أيونات H^+ وعدد أيونات OH^- في 300 mL من الماء النقي عند 298 K.

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

pH و pOH

تراكيز أيونات H^+ عبارة عن أرقام صغيرة في الغالب ويتم التعبير عنها بالترميز العلمي. نظرًا لأن هذه الأرقام مزعجة، فقد استخدم علماء الكيمياء طريقة أكثر سهولة للتعبير عن تركيز أيونات H^+.

ما الرقم الهيدروجيني pH؟ يعبر علماء الكيمياء عن تركيز أيونات الهيدروجين باستخدام مقياس pH بناء على اللوغاريتمات الشائعة. الرقم الهيدروجيني pH لمحلول هو سالب لوغاريتم تركيز أيون الهيدروجين.

pH

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

$[H^+]$ يمثل تركيز أيون الهيدروجين.

الرقم الهيدروجيني pH لمحلول يساوي سالب لوغاريتم تركيز أيون الهيدروجين.

عند 298 K، تمتلك المحاليل الحمضية قيم pH أقل من 7. تمتلك المحاليل القاعدية قيم pH أكبر من 7. وهكذا، فإن محلول رقمه الهيدروجيني 0.0 يكون حمضًا قويًا؛ في حين أن محلول رقمه الهيدروجيني 14.0 يكون قاعدة قوية. الطبيعة اللوغاريتمية لمقياس pH تعني أن أي تغير في وحدة pH يمثل تغيرًا بمعدل عشرة أضعاف في تركيز الأيون. المحلول الذي يكون رقمه الهيدروجيني 3.0 يكون تركيز أيون الهيدروجين به عشرة أضعاف قيمته في محلول رقمه الهيدروجيني 4.0. مقياس الرقم الهيدروجيني pH وقيم الرقم الهيدروجيني pH لبعض المواد الشائعة، يوضحها **الشكل 14**.

ما الرقم الهيدروكسيدي pOH؟ أحيانًا من الملائم التعبير عن قاعدية أو قلوية المحلول على مقياس pOH والذي يلاحظ العلاقة بين pH و$[H^+]$. الرقم الهيدروكسيدي pOH لمحلول هو سالب لوغاريتم تركيز أيون الهيدروكسيد.

الرقم الهيدروكسيدي pOH

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

$[OH^-]$ يمثل تركيز أيون الهيدروكسيد.

الرقم الهيدروكسيدي pOH لمحلول يساوي سالب لوغاريتم تركيز أيون الهيدروكسيد.

عند 298 K، فإن المحلول الذي يكون pOH الخاص به أقل من 7.0 يكون قاعديًا؛ بينما المحلول الذي يكون pOH الخاص به مساويًا 7.0 يكون متعادلًا؛ أما المحلول الذي يكون pOH الخاص به أكبر من 7.0 فيكون حمضيًا. كما هي الحال مع مقياس pH، فإن التغير في وحدة pOH واحدة يعبر عن تغير في تركيز الأيون قدره عشرة أضعاف.

العلاقة البسيطة بين pH وpOH تجعل من السهل حساب أي من الكميتين في حالة معرفة الكمية الأخرى.

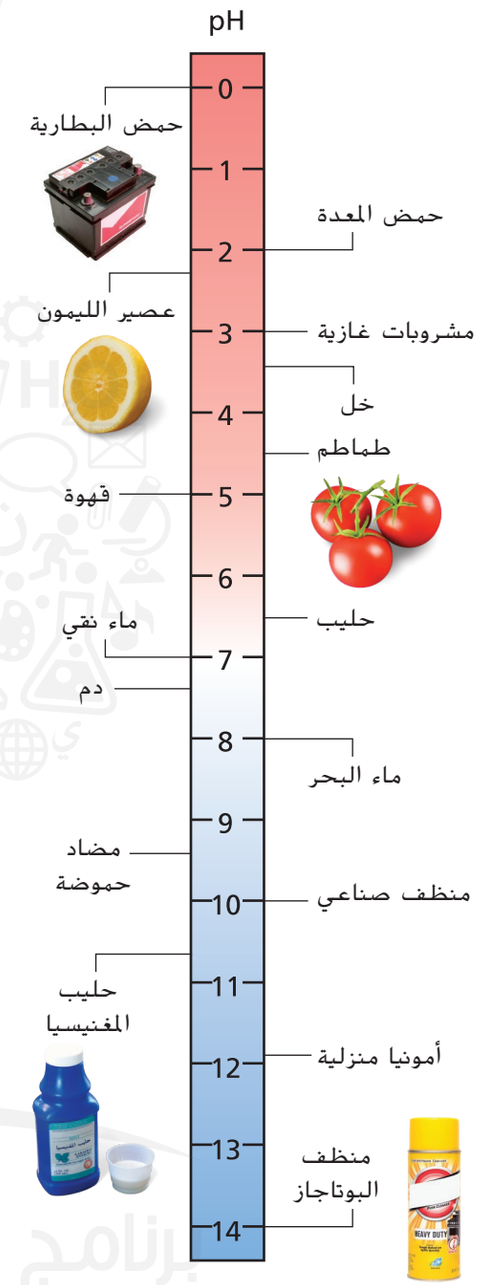
كيف يرتبط pH و pOH

$$pH + pOH = 14.00$$

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

مجموع pH و pOH يساوي 14.00.

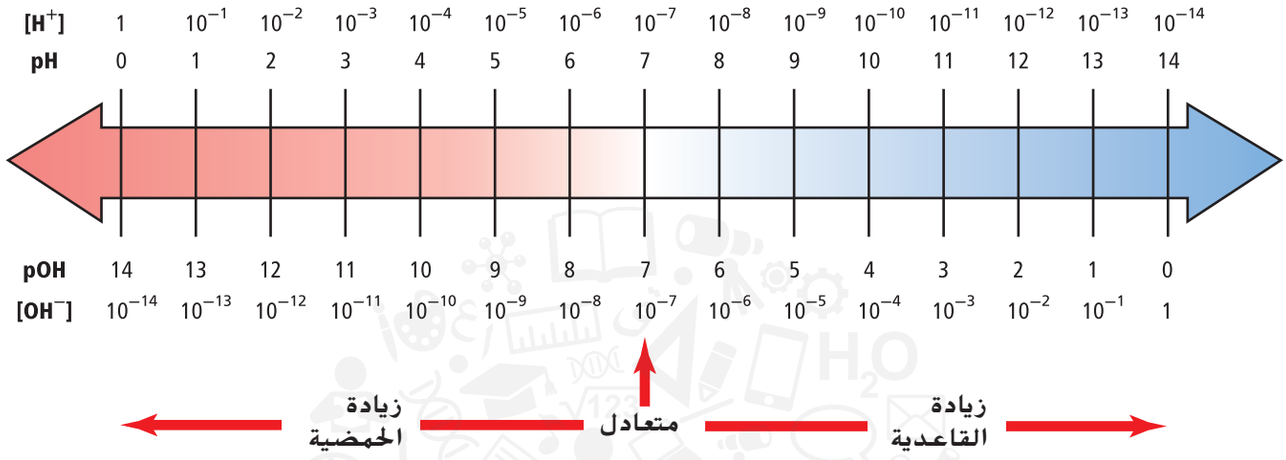
الشكل 15 يوضح العلاقة بين pH وتركيز H^+ والعلاقة بين pOH وتركيز OH^- عند 298 K.



■ **الشكل 14** قارن قيم pH لتلك المواد المألوفة.

حدد ما إذا كانت مياه البحر أو المنظفات بها تركيز أعلى من أيونات H^+. بكم ضعف تزيد هذه التراكيز؟

McGraw-Hill Education حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة



■ **الشكل 15** ادرس هذا الرسم ليزداد فهمك لكل من pH و pOH. لاحظ أنه عند كل وضع عمودي، يكون مجموع pH (أعلى السهم) و pOH (أسفل السهم) مساويًا 14. لاحظ أيضًا أنه عند كل الأوضاع، يكون ناتج ضرب $[H^+]$ و $[OH^-]$ مساويًا 10^{-14}.

مثال 2

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

1 تحليل المسألة

في محلول متعادل عند 298 K ، $[H^+] = 1.0 \times 10^{-7} M$.
يجب أن تجد سالب لوغاريتم $[H^+]$.

معلوم
$[H^+] = 1.0 \times 10^{-7}\ M$

مجهول
pH = ?

2 حساب المجهول

$pH = -\log [H^+]$ اكتب معادلة pH.

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

الرقم الهيدروجيني pH لمحلول متعادل عند 298 K يساوي **7.00**.

3 تقييم الإجابة

يُعبر عن قيم pH بعدد من المنازل العشرية يساوي عدد الأرقام المعنوية في تركيز أيون H^+. يُذكر pH بالشكل الصحيح بمنزلتين عشريتين.

تطبيقات

24. احسب pH للمحاليل التالية عند 298 K.

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

25. احسب pH للمحاليل المائية التالية عند 298 K.

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

26. مسألة للتحدي احسب pH لمحلول حيث $[OH^-] = 8.2 \times 10^{-6} M$.

برنامج محمد بن راشد للتعلم الذكي
Mohammed Bin Rashid Smart Learning Program

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

مثال 3

احسب pOH و pH من $[OH^-]$ في **الشكل 16**، يتم إطعام بقرة القش والتبن المعالجين بالأمونيا. إضافة الأمونيا إلى علف الحيوانات يعزز نمو البروتين في الحيوان. هناك استخدام آخر للأمونيا كمنظف منزلي، وهو محلول مائي لغاز الأمونيا. التركيز الأيوني للمنظف القياسي هو $4.0 \times 10^{-3} M$. احسب pOH و pH للمنظف عند 298 K.

1 تحليل المسألة

تم إعطاؤك تركيز أيون الهيدروكسيد، ويجب عليك حساب pOH و pH. أولاً، احسب pOH مستخدمًا تعريفه. ثم احسب pH مستخدماً العلاقة $pH + pOH = 14.00$.

معلوم

$[OH^-] = 4.0 \times 10^{-3} M$

مجهول

$pOH = ?$

$pH = ?$

2 حساب المجهول

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

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

pOH للمحلول هو **2.40**.

استخدم العلاقة بين pH و pOH لإيجاد pH.

$pH + pOH = 14.00$ — اكتب المعادلة التي تربط pH و pOH.

$pH = 14.00 - pOH$ — حل لإيجاد قيمة pH.

$pH = 14.00 - 2.40 = 11.60$ — استبدل $pOH = 2.40$.

pH للمحلول هو **11.60**.

3 تقييم الإجابة

التركيز به رقمان معنويان، ولذلك فقد تم التعبير بشكل صحيح عن pH و pOH بمنزلتين عشريتين. نظرًا لأن الأمونيا قاعدة، فإن قيمة pOH الصغيرة وقيمة pH الكبيرة معقولتان.

■ **الشكل 16** يستطيع المزارعون زيادة القيمة الغذائية لمواد الخضروات منخفضة الجودة، وبقايا المحاصيل الزراعية الأخرى عن طريق غمر المواد في محيط من غاز الأمونيا لمدة ثلاثة أسابيع.

تطبيقات

27. احسب pH وpOH للمحاليل المائية التالية عند 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. $[H^+] = 2.5 \times 10^{-2} M$

28. احسب pH وpOH للمحاليل المائية التالية عند 298 K.

a. $[OH^-] = 0.000033 M$

b. $[H^+] = 0.0095 M$

29. مسألة للتحدي احسب pH و pOH لمحلول مائي يحتوي 1.0×10^{-3} mol من HCl المذاب في محلول حجمه 5.0L.

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

حساب تركيز الأيونات من pH أحيانًا، يجب عليك حساب تركيز أيونات H^+ وأيونات OH^- في محلول من قيمة pH. المثال 4 يوضح كيف تفعل ذلك.

مثال 4

حساب $[H^+]$ و $[OH^-]$ من pH ما $[H^+]$ و $[OH^-]$ في دم الشخص السليم والذي يكون به pH مساويًا 7.40؟ افترض أن درجة حرارة الدم عند 298 K.

1 تحليل المسألة

تم إعطاؤك الرقم الهيدروجيني pH لمحلول ويجب عليك حساب $[H^+]$ و $[OH^-]$.
يمكنك الحصول على $[H^+]$ باستخدام المعادلة التي تحدد pH. ثم، اطرح pH من 14.00 لتحصل على pOH واستخدام المعادلة التي تحدد pOH لتحصل على $[OH^-]$.

معلوم

$pH = 7.40$

مجهول

$[H^+] = ?\ mol/L$

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

2 حساب المجهول

حدد $[H^+]$.

$pH = -\log [H^+]$ — اكتب معادلة pH.

$[H^+] = 10^{-pH}$ — عدل المعادلة لحساب تركيز أيونات الهيدرجين.

$[H^+] = 10^{-7.40}$ — استبدل $pH = 7.40$.

$[H^+] = 4.0 \times 10^{-8} M$ — تُظهر الآلة الحاسبة أن اللوغاريتم المضاد لـ -7.40 هو 4.0×10^{-8}.

تركيز أيونات H^+ في الدم $4.0 \times 10^{-8} M$.

حدد $[OH^-]$.

$pH + pOH = 14.00$ — اكتب المعادلة التي تربط pH و pOH.

$pOH = 14.00 - pH$ — أوجد حل pOH.

$pOH = 14.00 - 7.40 = 6.60$ — استبدل $pH = 7.40$.

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

$[OH^-] = 10^{-pOH}$ — عدل المعادلة لحساب تركيز أيونات الهيدرجين.

$[OH^-] = 10^{-6.60}$ — استبدل $pOH = 6.60$.

$[OH^-] = 2.5 \times 10^{-7} M$ — الآلة الحاسبة تُظهر أن اللوغاريتم المضاد لـ -6.60 هو 2.5×10^{-7}.

تركيز أيونات OH^- في الدم $2.5 \times 10^{-7} M$.

3 تقييم الإجابة

قيمة pH بها منزلتين عشريتين، ولذلك يجب أن تحتوي الإجابات على رقمين معنويين. عندما يكون $[H^+]$ أقل من 10^{-7} و $[OH^-]$ أكبر من 10^{-7} فإنهما يكونان معقولين، بالنظر إلى pH الأوليّ.

تطبيقات

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

a. الحليب، $pH = 6.50$

b. عصير الليمون، $pH = 2.37$

c. محلول المغنيسيا، $pH = 10.50$

d. الأمونيا المنزلية، $pH = 11.90$

31. مسألة للتحدي احسب $[H^+]$ و $[OH^-]$ في عينة من مياه البحر حيث $pOH = 5.60$.

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

■ **الشكل 17** البطاقة على زجاجة حمض قوي أو قاعدة قوية تدلك على تركيز أيونات الهيدروجين أو أيونات الهيدروكسيد في المحلول. وذلك لأنه، في المحلول، توجد الأحماض والقواعد عمومًا كأيونات.
حدد $[H^+]$ في دورق HCl و $[OH^-]$ في دورق NaOH.

الموالارية والرقم الهيدروجيني pH للأحماض القوية انظر إلى دوارق محاليل الأحماض والقواعد في **الشكل 17**. تم تجهيز المحاليل حديثًا ووضع بطاقات عليها تشير إلى الموالارية الخاصة بها، وهي عدد مولات الجزيئات أو وحدة الصيغة التي ذابت في 1 L من المحلول. يحتوي أحد الدوارق على حمض قوي (HCl)، ويحتوي الآخر على قاعدة قوية (NaOH). تذكّر أن الأحماض القوية هي بالضرورة 100% في صورة أيونات في المحلول. معنى هذا أن التفاعل التالي لأيونات حمض HCl في طريقه للاكتمال.

$$HCl(aq) \rightarrow H^+(aq) + Cl^-(aq)$$

يُنتج كل جزيء HCl أيونًا واحدًا من H^+. الزجاجة التي عليها بطاقة 0.1M HCl تحتوي على 0.1 mol من أيونات H^+ في اللتر و 0.1 mol من أيونات Cl^- في اللتر. بالنسبة لكل الأحماض أحادية البروتون، تركيز الحمض هو تركيز أيونات H^+. وهكذا، يمكنك استخدام مولارية الحمض لحساب pH.

الموالارية والرقم الهيدروجيني pH للقواعد القوية بالمثل، فإن المحلول **0.1*M*** من القاعدة القوية NaOH في **الشكل 17** مؤيّنٌ تأينًا تامًا.

$$NaOH(aq) \rightarrow Na^+(aq) + OH^-(aq)$$

وحدة صيغة واحدة من NaOH تُنتج أيون OH^- واحد. وهكذا، فإن تركيز أيونات OH^- هو نفس مولارية المحلول، 0.1*M*.

بعض القواعد القوية، مثل هيدروكسيد الكالسيوم، $Ca(OH)_2$، تحتوي على أيونين أو أكثر من OH^- في كل وحدة صيغة. تركيز أيون OH^- في محلول $Ca(OH)_2$ ضعف مولارية المركب الأيوني. على سبيل المثال، تركيز أيونات الهيدروكسيد في محلول $7.5 \times 10^{-4}M$ $Ca(OH)_2$ هو $7.5 \times 10^{-4}M \times 2 = 1.5 \times 10^{-3}M$.

على الرغم من أن الأحماض القوية والقواعد القوية تتأين تأينًا تامًا في المحاليل المائية المخففة، تذكّر أن الأحماض الضعيفة والقواعد الضعيفة تتأين تأينًا جزئيًا فقط. ومن ثم، يجب عليك استخدام قيم K_b و K_a لتحديد تراكيز أيونات H^+ و OH^- في محاليل الأحماض والقواعد الضعيفة.

التأكد من فهم النص فسّر السبب وراء عدم قدرتك على الحصول على $[H^+]$ مباشرةً من مولارية محلول حمض ضعيف.

حساب K_a من pH افترض أنك قستَ pH لمحلول 0.100*M* من حمض ضعيف HF ووجدت أنه 3.20. هل ستكون لديك معلومات كافية لحساب Ka لـ HF؟

$$HF(aq) \rightleftharpoons H^+(aq) + F^-(aq)$$

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

من الـ pH، يمكنك حساب $[H^+]$. ثم، تذكّر أنه لكل مول في اللتر من أيون H^+ يجب أن يكون هناك تركيز مساوٍ من أيون F^-. معنى هذا أنك تعرف متغيرين في التعبير Ka. ماذا عن المتغير الثالث، [HF]؟ تركيز HF عند الاتزان يساوي التركيز الابتدائي للحمض (0.100*M*) ناقص المولات في اللتر من HF التي تفككت، والتي تساوي $[H^+]$.

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

مثال 5

احسب K_a من pH يُستخدم حمض الفورميك لمعالجة السائل الذي يُؤخذ من أشجار المطاط وتحويله إلى مطاط طبيعي. الرقم الهيدروجيني pH لمحلول $0.100M$ من حمض الفورميك (HCOOH) هو 2.38. ما قيمة Ka لحمض HCOOH؟

1 تحليل المسألة

تم إعطاؤك pH لمحلول حمض الفورميك، وهو ما يُتيح لك حساب تركيز أيون الهيدروجين.

$$HCOOH(aq) \rightleftharpoons H^+(aq) + HCOO^-(aq)$$

تُظهر المعادلة الكيميائية الموزونة أن تركيز $HCOO^-$ يساوي تركيز H^+. تركيز حمض HCOOH غير المؤين هو الفرق بين التركيز الابتدائي للحمض و $[H^+]$.

معلوم

$pH = 2.38$

تركيز المحلول $= 0.100M$

مجهول

$K_a = ?$

2 حساب المجهول

استخدم pH لحساب $[H^+]$.

اكتب معادلة pH.

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

اضرب كلا الجانبين في 1− وخذ اللوغاريتم المضاد لكل جانب.

$$[H^+] = \text{antilog}\,(-pH)$$

استبدل $pH = 2.38$.

$$[H^+] = \text{antilog}\,(-2.38)$$

تُظهر الحاسبة أن اللوغاريتم المضاد لـ 2.38− هو 4.2×10^{-3}.

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

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

$[HCOOH]$ يساوي التركيز الابتدائي ناقص $[H^+]$.

اطرح $[H^+]$ من التركيز الأوليّ للحمض $[HCOOH]$.

$$[HCOOH] = 0.100M - 4.2 \times 10^{-3}M = 0.096M$$

اكتب تعبير ثابت تأين الحمض.

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

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

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

ثابت تأين الحمض لحمض HCOOH هو 1.8×10^{-4}.

3 تقييم الإجابة

يُعتبر K_a معقولًا بالنسبة لحمض ضعيف. الإجابة مذكورة بالشكل الصحيح برقمين معنويين.

تطبيقات

32. احسب K_a للأحماض الآتية مستخدمًا المعلومات المعطاة.

a. محلول H_3AsO_4 تركيزه $0.220M$ و $pH = 1.50$

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

33. احسب K_a للأحماض الآتية مستخدمًا المعلومات المعطاة.

a. محلول حمض البنزويك **(C_6H_5COOH)** تركيزه $0.00330M$ و $pOH = 10.70$

b. محلول حمض السيانيك **(HCNO)** تركيزه $0.100M$ و $pOH = 11.00$

c. محلول حمض البوتانويك **(C_3H_7COOH)** تركيزه $0.150M$ و $pOH = 11.18$

34. مسألة للتحدي احسب K_a لمحلول $0.0091M$ لحمض غير معروف (HX) حيث pOH الخاص به هو 11.32. استخدم **الجدول 4** للتعرف على الحمض.

برنامج محمد بن راشد للتعليم الذكي
Mohammed Bin Rashid Smart Learning Program

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

■ **الشكل 18** الرقم الهيدروجيني التقريبي pH للمحلول يمكن الحصول عليه عن طريق تبليل قطعة من ورق pH بالمحلول ومقارنة لون الورقة المبللة بمجموعة من الألوان القياسية كما يظهر في **a**. مقياس الرقم الهيدروجيني المحمول في **b**، والذي يتم استخدامه لقياس pH مياه المطر، يوفر قياسًا أكثر دقة في صورة عرض رقمي لـــ pH.

قياس pH ربما تكون قد استخدمت الورق الكاشف لقياس pH المحلول. ورق تباع الشمس الذي استخدمته في التجربة الاستهلالية مثال على نوع من كاشف الرقم الهيدروجيني pH paper. تتم معالجة كل أوراق كواشف الرقم الهيدروجيني بمادة أو أكثر من المواد تُسمى كواشف/مؤشرات (indicators) يتغير لونها حسب تركيز أيونات الهيدروجين في المحلول. في حين أن ورق تباع الشمس يشير فقط إلى ما إذا كانت المادة حمضًا أو قاعدة، إلا أن أوراق كواشف الرقم الهيدروجيني المعالجة بعدة كواشف يمكن أن تحدد مجموعة من قيم pH . الفينولفثالين، الذي استخدمته كذلك في التجربة الاستهلالية، مثال على نوع من الكواشف.

عند غمس شريط من ورقة كاشف الرقم الهيدروجيني في محلول حمضي أو محلول قاعدي، يتغير لونها. لتحديد الرقم الهيدروجيني pH، يُقارَن اللون الجديد مع ألوان pH القياسية على المخطط، كما يظهر في **الشكل 18**. يوفر مقياس الرقم الهيدروجيني pH في **الشكل 18** قياسًا أكثر دقة لـــ pH. عند وضع الأقطاب في محلول، يُعطي المقياس قراءة مباشرة رقمية لـــ pH.

القسم 3 مراجعة

مُلخّص القسم

- ثابت تأين الماء، K_w، يساوي ناتج ضرب تركيز أيون H^+ وتركيز أيون OH^-.
- الرقم الهيدروجيني pH لمحلول هو سالب لوغاريتم تركيز أيون الهيدروجين.
  الرقم الهيدروكسيدي pOH هو سالب لوغاريتم تركيز أيون الهيدروكسيد. pH زائد pOH يساوي 14.
- المحلول المتعادل به pH يساوي 7.0 و pOH يساوي 7.0 لأن تراكيز أيونات الهيدروجين وأيونات الهيدروكسيد متساوية.

35. الفكرة **الرئيسة فسِّر** السبب وراء كون pH المحلول الحمضي دائمًا رقم أصغر من الرقم الهيدروكسيدي pOH لنفس المحلول.
36. **صِف** كيف تحدد pH محلول ما إذا عرفت pOH لهذا المحلول.
37. **فسِّر** دلالة K_w في المحاليل المائية.
38. **فسِّر**، باستخدام مبدأ لو شاتيليه، ماذا يحدث $[H^+]$ لمحلول حمض الأسيتيك $0.10M$ عند إضافة قطرة من محلول NaOH.
39. **اذكر** المعلومات المطلوبة لحساب K_a لحمض ضعيف.
40. **احسب** pH ثمرة طماطم يساوي 4.50 تقريبًا. كم يكون $[H^+]$ و $[OH^-]$ لثمرة طماطم؟
41. **حدِّد** pH لمحلول يحتوي على 1.0×10^{-9} mol من أيونات OH^- في اللتر.
42. **احسب** pH المحاليل الآتية:
    a. $1.0M$ HI
    b. $0.050M$ HNO_3
    c. $1.0M$ KOH
    d. $2.4 \times 10^{-5}M$ $Mg(OH)_2$
43. **تفسير المخططات** ارجع إلى **الشكل 15** للإجابة على هذه الأسئلة: ماذا يحدث لـــ $[H^+]$ و $[OH^-]$ و pH و pOH عندما يصبح محلول متعادل أكثر حمضيةً؟ عندما يصبح محلول متعادل أكثر قاعديةً؟

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

القسم 4

التعادل

الفكرة الرئيسة في تفاعل تعادُل، يتفاعل الحمض مع القاعدة لإنتاج ملح وماء.

الأسئلة الرئيسة

- كيف تبدو المعادلات الكيميائية لتفاعلات التعادل؟
- كيف تُستخدم تفاعلات التعادل في معايرات الحمض ــ القاعدة؟
- كيف تُقارَن خصائص المحاليل المنظمة وغير المنظمة؟

مراجعة المفردات

الحسابات الكيميائية stoichiometry: دراسة العلاقات الكمية بين مقادير المواد المتفاعلة المستخدمة والنواتج المتكونة بواسطة تفاعل كيميائي؛ وتعتمد على قانون حفظ الكتلة

المفردات الجديدة

تفاعل تعادُل	neutralization reaction
ملح	salt
معايرة	titration
محلول المعايرة	titrant
نقطة التكافؤ	equivalence point
كاشف حمض – قاعدة	acid–base indicator
نقطة النهاية	end point
تميؤ الأملاح	salt hydrolysis
المحلول المنظم	buffer
سعة المحلول المنظم	buffer capacity

الكيمياء في حياتك

عندما يقوم فريقان في مناظرة بعرض وجهات نظر متساوية في مستوى الإقناع، فقد تجد أنك تقف على الحياد ــ حيث لا تفضل وجهة النظر هذه ولا تلك. بالمثل، يكون المحلول متعادلًا عندما يتساوى عدد أيونات الهيدروجين وأيونات الهيدروكسيد.

التفاعلات بين الأحماض والقواعد

إذا حدث وتعرضت لحرقة في المعدة أو سوء هضم، فقد تأخذ أحد مضادات الحموضة الموضحة في **الشكل 19** لتخفيف ما تعانيه من اضطراب وألم. ما هو نوع التفاعل الذي يحدث عند تلامس هيدروكسيد المغنسيوم ($Mg(OH)_2$)، المكوّن الفعّال في محلول المغنيسيا، مع محلول حمض الهيدروكلوريك (H^+ و Cl^-) الذي تُفرزه المعدة؟

عند تفاعل $Mg(OH)_2$ و HCl، يحدث تفاعل تعادل.

تفاعل التعادل عبارة عن تفاعل يتفاعل فيه حمض وقاعدة في محلول مائي لإنتاج ملح وماء. **الملح** عبارة عن مركب أيوني مكوّن من كاتيون (أيون موجب) من قاعدة وأنيون (أيون سالب) من حمض. التعادل عبارة عن تفاعل استبدال ثنائي.

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

$$Mg(OH)_2(aq) + 2HCl(aq) \rightarrow MgCl_2(aq) + 2H_2O(l)$$

قاعدة + حمض → ملح + ماء

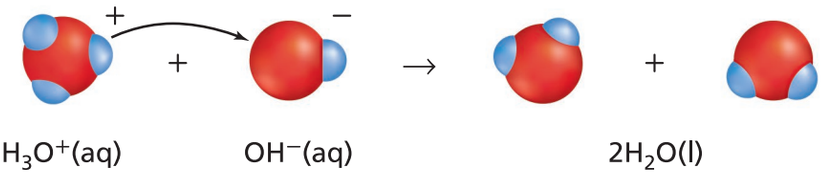
لاحظ أن الكاتيون من القاعدة (Mg^{2+}) يتحد مع الأنيون من الحمض (Cl^-) في الملح $MgCl_2$.

عند كتابة معادلات التعادل، يجب عليك معرفة ما إذا كانت كل المواد المتفاعلة والنواتج في المحلول موجودة كجزيئات أو كوحدات صيغة. على سبيل المثال، لاحظ المعادلة بالصيغة والمعادلة الأيونية للتفاعل بين حمض الهيدروكلوريك وهيدروكسيد الصوديوم.

$$HCl(aq) + NaOH(aq) \rightarrow NaCl(aq) + H_2O(l)$$

■ **الشكل 19** تعمل جرعة واحدة من أي من مضادات الحموضة هذه على تخفيف أعراض عُسر الهضم بالتفاعل مع المحلول الحمضي في المعدة ومعادلة هذا المحلول.

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education



■ **الشكل 20** يقوم أيون الهيدرونيوم بنقل أيون هيدروجين إلى أيون هيدروكسيد. يترتب على فقد H_3O^+ لأيون هيدروجين تكوين جزيء ماء. يترتب على اكتساب OH^- لأيون هيدروجين كذلك تكون جزيء ماء.

نظرًا لأن HCl حمض قوي، و NaOH قاعدة قوية، و NaCl ملح قابل للذوبان، فإن كل هذه المركبات الثلاث توجد كأيونات في المحلول المائي.

$$H^+(aq) + Cl^-(aq) + Na^+(aq) + OH^-(aq) \rightarrow Na^+(aq) + Cl^-(aq) + H_2O(l)$$

يظهر أيون الكلوريد وأيون الصوديوم على كلا جانبي المعادلة، ولذلك فهما أيونات متفرجة. ويمكن استبعادها للحصول على معادلة أيونية صرفة لتعادل حمض قوي بقاعدة قوية.

$$H^+(aq) + OH^-(aq) \rightarrow H_2O(l)$$

تذكّر أنه في المحلول المائي، يوجد أيون H^+ كأيون H_3O^+، ولذلك فإن المعادلة الأيونية الصرفة لتفاعل تعادل حمض ــ قاعدة هي

$$H_3O^+(aq) + OH^-(aq) \rightarrow 2H_2O(l).$$

يوضح **الشكل 20** تفاعل التعادل هذا.

☑ **التأكد من فهم النص** **وضِّح** أن المعادلة الموضحة في **الشكل 20** تمثل تعادل أي حمض قوي بقاعدة قوية عن طريق كتابة المعادلة الأيونية الكاملة والمعادلة الأيونية الصرفة لتعادل HNO_3 بواسطة KOH.

معايرة الحمض ــ القاعدة الحسابات الكيميائية لتفاعل تعادل حمض ــ قاعدة هي نفسها بالنسبة لأي تفاعل آخر يحدث في المحلول. في تفاعل مضاد الحموضة الموصوف أعلاه، فإن مقدار 1 mol من $Mg(OH)_2$ يُعادل 2 mol من HCl.

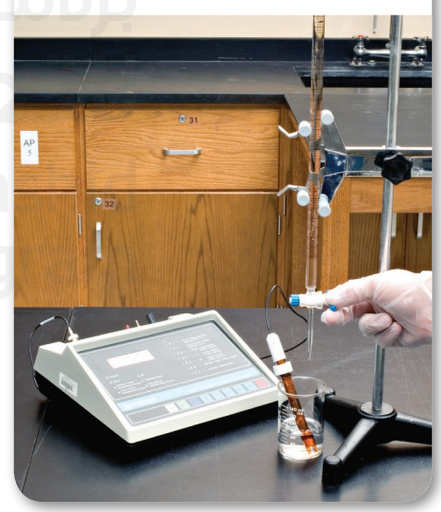
$$Mg(OH)_2(aq) + 2HCl(aq) \rightarrow MgCl_2(aq) + 2H_2O(l)$$

في تفاعل هيدروكسيد الصوديوم وحمض الهيدروكلوريك، فإن مقدار 1mol من NaOH يُعادل 1 mol من HCl.

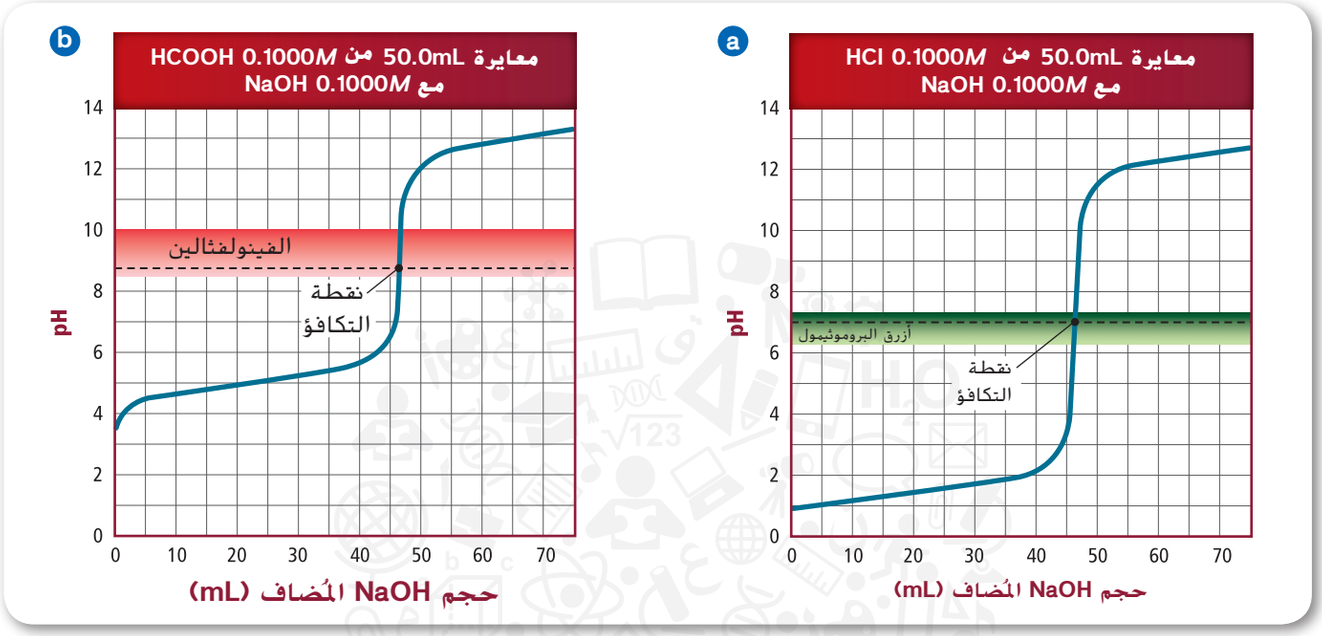
$$NaOH(aq) + HCl(aq) \rightarrow NaCl(aq) + H_2O(l)$$

توفر الحسابات الكيميائية الأساس لإجراء يُطلق عليه المعايرة، وتستخدم في تحديد تراكيز محاليل الأحماض والقواعد. **المعايرة** عبارة عن طريقة لتحديد تركيز محلول بواسطة تفاعل حجم معلوم من ذلك المحلول مع محلول معلوم التركيز. إذا كنت ترغب في إيجاد تركيز محلول الحمض، فسوف تقوم بمعايرة محلول الحمض مع محلول قاعدة معلوم التركيز. يمكنك أيضًا معايرة قاعدة مجهولة التركيز مع حمض معلوم التركيز. كيف تتم عملية معايرة الحمض ــ القاعدة؟ يوضح **الشكل 21** الأدوات الخاصة بإجراء المعايرة المذكور في الصفحة التالية. في هذا الإجراء، يتم استخدام مقياس الرقم الهيدروجيني pH meter لمراقبة التغير في pH مع تقدم عملية المعايرة.

■ **الشكل 21** في معايرة حمض بقاعدة، يقيس مقياس الرقم الهيدروجيني pH لمحلول الحمض في الدورق بينما تتم إضافة محلول قاعدة معلوم التركيز من السحاحة.



حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education



خطوات إجراء المعايرة كيف تتم عملية معايرة الحمض ــ القاعدة؟

1. يتم وضع حجم مُقاس من محلول حمضي أو قاعدي بتركيز مجهول في كأس. يتم غمر قطب مقياس الرقم الهيدروجيني في هذا المحلول، وتؤخذ قراءة pH الأولية وتُسجل.
2. يتم ملئ سحاحة بمحلول معايرة معلوم التركيز. يُطلق على هذا المحلول اسم المحلول القياسي أو **محلول المعايرة.**
3. تُضاف الأحجام المُقاسة من المحلول القياسي ببطء وتُمزج في المحلول في الكأس. تتم قراءة pH وتسجيلها بعد كل إضافة. تستمر هذه العملية حتى يصل التفاعل إلى **نقطة التكافؤ**، وهي تلك النقطة التي تتساوى عندها مولات أيون H^+ من الحمض مع مولات أيون OH^- من القاعدة.

يوضح **الشكل 22a** كيف يتغير pH المحلول خلال معايرة 50.0 mL من 0.100*M* HCl، وهو حمض قوي، مع 0.100*M* NaOH، وهو قاعدة قوية. pH الابتدائية لـ 0.100*M* HCl تساوي 1.00. مع إضافة NaOH، يتعادل الحمض وتزيد pH المحلول تدريجيًا. ولكن، عندما يكون قد تم استخدام كل أيونات H^+ من الحمض تقريبًا، تزيد pH بشكل كبير مع إضافة حجم صغير للغاية من NaOH. تحدث هذه الزيادة المفاجئة في pH عند نقطة تكافؤ المعايرة. بعد الوصول إلى نقطة التكافؤ، يترتب على إضافة المزيد من NaOH مرة أخرى زيادة تدريجية في pH.

قد تعتقد أن كل المعايرات لا بد وأن تكون نقطة التكافؤ لها عند pH = 7 لأن هذه هي النقطة التي تتساوى عندها تراكيز أيونات الهيدروجين والهيدروكسيد ويكون المحلول متعادلًا. إلا أن الحال ليست كذلك دائمًا. بعض المعايرات تكون نقاط التكافؤ بها عند قيمة pH أقل من 7، وتكون نقاط التكافؤ في معايرات أخرى عند pH أكبر من 7. تحدث هذه الاختلافات بسبب التفاعلات بين الأملاح المتكونة حديثًا والماء، كما ستقرأ في وقت لاحق. يوضح **الشكل 22b** أن نقطة التكافؤ لمعايرة حمض الميثانويك (حمض ضعيف) مع هيدروكسيد الصوديوم (قاعدة قوية) تقع بين pH = 8 و pH = 9.

التحقق من الرسم البياني **حدِّد** طريقتين تختلف فيهما الرسوم البيانية في **الشكل 22**.

■ **الشكل 22** في معايرة حمض قوي بواسطة قاعدة قوية تظهر في **a**، فإن الارتفاع الحاد في pH لمحلول الحمض يشير إلى أن كل أيونات H^+ من الحمض تمت معادلتها بأيونات OH^- من القاعدة. النقطة التي ينثني عندها المنحنى (عند تقاطعه مع الخط المنقّط) هي نقطة تكافؤ المعايرة. أزرق البروموثيمول عبارة عن كاشف يتغير لونه عند نقطة التكافؤ. في **b**، تتم معايرة الحمض الضعيف (HCOOH) بالقاعدة القوية (NaOH). نقطة التكافؤ ليست عند pH مساوٍ 7. الفينولفثالين عبارة عن كاشف يتغير لونه عند نقطة التكافؤ.

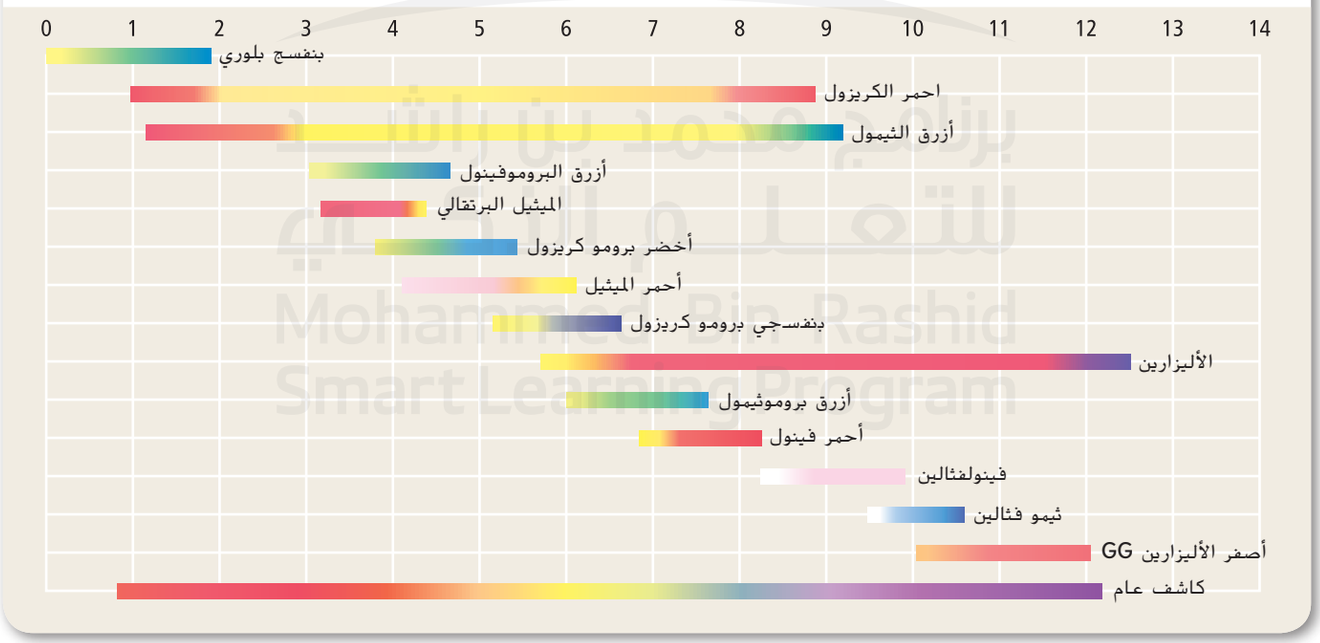
قارن نقطتي التكافؤ في الشكلين التوضيحيين.

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

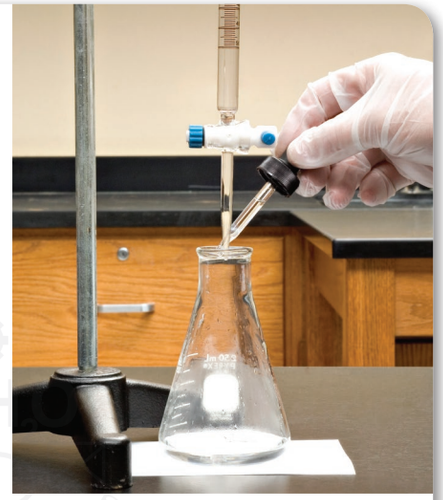
■ **الشكل 23** يصبح لون الشاي الداكن المألوف فاتحًا عند إضافة بعض عصير الليمون إليه. المادة التي يحتويها الشاي هي الكاشف. معظم الكواشف عبارة عن جزيئات كبيرة تعمل كأحماض ضعيفة. تفسر الفروق البسيطة في أنماط الترابط عند تأين أو عدم تأين جزيء الكاشف التغيرات في اللون.

كواشف الحمض ــ القاعدة يستخدم الكيميائيون في الغالب صبغًا كيميائيًا بدلًا من مقياس الرقم الهيدروجيني لتحديد نقطة تكافؤ معايرة الحمض ــ القاعدة. يطلق على الأصباغ الكيميائية التي تتأثر ألوانها بالمحاليل الحمضية والقاعدية اسم **كواشف الحمض ــ القاعدة.** تعمل الكثير من المواد الطبيعية ككواشف. إذا استخدمت عصير الليمون في مشروبك من الشاي، ربما تكون قد لاحظتَ أن لون الشاي البني يُصبح فاتحًا عند إضافة عصير الليمون إليه، كما يظهر في **الشكل 23.** يحتوي الشاي على مركبات تُسمى البولي فينولات أو متعددات الفينول والتي تحتوي على ذرات هيدروجين قابلة للتأين بشكل طفيف ومن ثم فهي أحماض ضعيفة. إضافة الحمض في صورة عصير الليمون إلى فنجان الشاي يُثبط عملية التأين طبقًا لمبدأ لو شاتيليه، ويُصبح لون البوليفينولات غير المتأينة أكثر وضوحًا. يوضح **الشكل 24** الكثير من الكواشف التي يستخدمها الكيميائيون. كما يظهر في **الشكل 22**، فإن أزرق البروموثيمول يعتبر خيارًا جيدًا لمعايرة حمض قوي مع قاعدة قوية، ويتغير لون الفينولفثالين عند نقطة تكافؤ معايرة حمض ضعيف مع قاعدة قوية.

■ **الشكل 24** يعتبر اختيار الكاشف المناسب مهمًا. إذ أن لون الكاشف يجب أن يتغير عن نقطة تكافؤ المعايرة والتي لا تكون دائمًا عند pH = 7.

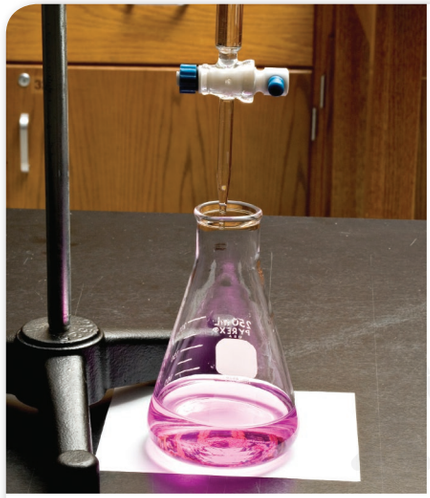


حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education



تحتوي السحاحة على المحلول القياسي (0.1000*M* NaOH). ويحتوي الدورق المخروطي على 25.00 mL من محلول HCOOH مع مقدار صغير من كاشف الفينولفثالين.

يُضاف المحلول القياسي ببطء إلى محلول الحمض. يتحول لون كاشف الفينولفثالين إلى اللون الوردي (pink)، ولكن يختفي اللون عند المزج، حتى الوصول إلى نقطة النهاية.



تظهر نقطة نهاية المعايرة مع لون وردي دائم، ولكنه خفيف للغاية. تكشف القراءة الدقيقة للسحاحة أنه تمت إضافة 18.28 mL من 0.1000*M* NaOH.

■ **الشكل 25** المعايرة عبارة عن إجراء دقيق ويحتاج إلى الممارسة. يوفر الورق الأبيض تحت الدورق المخروطي خلفية لمشاهدة تغير لون الكاشف.

الكواشف ونقطة نهاية المعايرة الكثير من الكواشف المستخدمة في المعايرة عبارة عن أحماض ضعيفة. ويكون لكل كاشف منها pH الخاص به أو مجموعة pH الخاصة به التي يحدث تغيير اللون فيها. يُطلق على النقطة التي يتغير فيها لون الكاشف المستخدم في المعايرة اسم **نقطة نهاية** المعايرة. من المهم اختيار كاشف للمعايرة يتغير لونه عند نقطة تكافؤ المعايرة. تذكّر أن دور الكاشف هو أن يكشف لك، عن طريق تغير اللون، أنه تم إضافة قدر من محلول المعايرة بما يكفي لمعادلة المحلول المجهول. يصف الشكل 25 معايرة محلول مجهول من حمض الميثانويك (HCOOH) مع 0.1000*M* NaOH.

استراتيجيات | حل المسائل

حساب المولارية

المعادلة الموزونة لتفاعل المعايرة هي المفتاح لحساب المولارية غير المعروفة. على سبيل المثال، يُعاير حمض الكبريتيك بهيدروكسيد الصوديوم طبقًا لهذه المعادلة.

$$H_2SO_4(aq) + 2NaOH(aq) \rightarrow Na_2SO_4(aq) + 2H_2O(l)$$

1. احسب مولات NaOH في المحلول القياسي من بيانات المعايرة: مولارية القاعدة (M_B) وحجم القاعدة (V_B).

$$(M_B)\,(V_B) = (\text{mol/L})(\text{L}) = \text{mol NaOH}$$

2. من المعادلة، تعرف أن النسبة المولية لـ NaOH إلى H_2SO_4 هي 2:1. يجب توافر مولين من NaOH لمعادلة 1 mol من H_2SO_4.

$$\text{mol } H_2SO_4 = \text{mol NaOH} \times \frac{1 \text{ mol } H_2SO_4}{2 \text{ mol NaOH}}$$

3. تمثل M_A مولارية الحمض، وتمثل V_A حجم الحمض باللترات.

$$\frac{\text{mol } H_2SO_4}{V_A} = M_A$$

طبّق هذه الاستراتيجية بينما تقوم بدراسة المثال 6.

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

مثال 6

المولارية من بيانات المعايرة كان يلزم استخدام حجم قدره 18.28 mL من محلول قياسي من 0.1000*M* NaOH لمعادلة 25.00mL من محلول حمض الميثانويك (HCOOH). ما هي مولارية محلول حمض الميثانويك؟

1 تحليل المسألة

تم إعطاؤك مولارية وحجم محلول NaOH وحجم محلول حمض الميثانويك (HCOOH). حجم القاعدة المستخدمة يبلغ حوالي أربعة أخماس حجم الحمض، ولذلك فإن مولارية محلول الحمض يجب أن تكون أقل من 0.1*M*.

معلوم

$V_A = 25.00\ mL\ HCOOH$

$V_B = 18.28\ mL\ NaOH$

$M_B = 0.1000M$

مجهول

$M_A = ?\ mol/L$

2 حساب المجهول

اكتب معادلة موزونة بالصيغ لتفاعل التعادل.

$$HCOOH(aq) + NaOH(aq) \rightarrow HCOONa(aq) + H_2O(l)$$

1 mol NaOH يُعادل 1 mol HCOOH.

اكتب العلاقة المولية بين الحمض والقاعدة.

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

حوّل حجم القاعدة من mL إلى L.

احسب مولات NaOH.

$$mol\ NaOH = (M_B)(V_B)$$

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

$$mol\ NaOH = (0.1000\ mol/\cancel{L})(0.01828\ \cancel{L}) = 1.828 \times 10^{-3}\ mol\ NaOH$$

استبدل $V_B = 0.01828\ L$ و $M_B = 0.1000M$.

احسب مولات HCOOH.

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

طبّق علاقة الحسابات الكيميائية.

احسب مولارية HCOOH.

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

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

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

أوجد حل M_A.

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

حوّل حجم الحمض من mL إلى L.

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

استبدل $V_A = 0.02500\ L$.

3 تقييم الإجابة

تتفق الإجابة مع التوقع بأن مولارية HCOOH أقل من 0.1*M*. وهي مسجلة بالشكل الصحيح بأربعة أرقام معنوية وبالوحدة المناسبة.

تطبيقات

44. ما مولارية محلول حمض النيتريك إذا لزم 43.33 mL من محلول 0.1000*M* KOH لمعادلة 20.00 mL من محلول الحمض؟
45. ما تركيز محلول الأمونيا المستخدم في التنظيف المنزلي إذا كانت هناك حاجة إلى 49.90 mL من 0.5900*M* HCl لمعادلة 25.00 mL من المحلول؟
46. **مسألة للتحدي** كم عدد المليلترات من 0.500*M* NaOH التي تُعادل 25.00 mL من $0.100M\ H_3PO_4$؟

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

التحلل المائي للأملاح (التميؤ) Salt Hydrolysis

في **الشكل 26**، تمت إضافة عدة قطرات من محلول كاشف أزرق البروموثيمول إلى محاليل مائية 0.10*M* من أملاح كلوريد الأمونيوم (NH_4Cl)، ونيترات الصوديوم ($NaNO_3$)، وفلوريد البوتاسيوم (KF). تُحوّل نيترات الصوديوم الكاشف إلى اللون الأخضر، وهو ما يُعني أن المحلول متعادل. اللون الأزرق لمحلول KF يُعني أن المحلول قاعدي، بينما يشير اللون الأصفر لمحلول كلوريد الأمونيوم إلى أن المحلول حمضي. لماذا تكون بعض المحاليل المائية للأملاح متعادلة، وبعضها قاعدية، وبعضها حمضية؟ تتفاعل الكثير من الأملاح مع الماء في عملية تُعرف باسم التحلل المائي للأملاح (التميؤ). في **التحلل المائي للأملاح (التميؤ)**، تستقبل أنيونات الملح المتفكك أيونات الهيدروجين من الماء أو تقوم كاتيونات الملح المتفكك بمنح أيونات الهيدروجين للماء.

■ **الشكل 26** الكاشف أزرق البروموثيمول يعطي نتائج مُدهشة عند إضافته إلى ثلاثة محاليل من الأملاح الأيونية. محلول NH_4Cl حمضي، بينما محلول $NaNO_3$ متعادل، ومحلول KF قاعدي. يجب أن يرتبط التفسير بقوة الأحماض والقواعد التي تكوّن منها الملح.

الأملاح التي تُنتج محاليل قاعدية فلوريد البوتاسيوم هو ملح لقاعدة قوية (KOH) وحمض ضعيف (HF). وهو يتفكك إلى أيونات بوتاسيوم وأيونات فلوريد.

$$KF(s) \rightarrow K^+(aq) + F^-(aq)$$

لا تتفاعل أيونات K^+ مع الماء، ولكن أيونات F^- فهي قاعدة برونشتد– لوري ضعيفة. بعض أيونات الفلوريد تُحدِث هذا الاتزان مع الماء.

$$F^-(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons HF(aq) + OH^-(aq)$$

يتم إنتاج جزيئات فلوريد الهيدروجين وأيونات OH^-. إنتاج أيونات OH^- يجعل المحلول قاعديًا.

الأملاح التي تُنتج محاليل حمضية NH_4Cl عبارة عن ملح قاعدة ضعيفة (NH_3) وحمض قوي (HCl). وعند الذوبان في الماء، يتفكك الملح إلى أيونات أمونيوم وأيونات كلوريد.

$$NH_4Cl(s) \rightarrow NH_4^+(aq) + Cl^-(aq)$$

لا تتفاعل أيونات Cl^- مع الماء، ولكن أيون NH_4^+ فهو حمض برونشتد–لوري ضعيف. تتفاعل أيونات الأمونيوم مع جزيئات الماء وينشأ هذا الاتزان.

$$NH_4^+(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons NH_3(aq) + H_3O^+(aq)$$

يتم إنتاج جزيئات الأمونيا وأيونات الهيدرونيوم. وجود أيونات الهيدرونيوم يجعل المحلول حمضيًا.

الأملاح التي تُنتج محاليل متعادلة نيترات الصوديوم ($NaNO_3$) عبارة عن ملح لحمض قوي (HNO_3) وقاعدة قوية (NaOH). يحدث القليل من التحلل المائي للأملاح (التميؤ) أو لا يحدث على الإطلاق لأنه لا Na^+ ولا NO_3^- يتفاعلان مع الماء. ومن ثم، فإن محلول نيترات الصوديوم متعادل.

تطبيقات

47. اكتب معادلات تفاعلات تميؤ الأملاح التي تحدث عند ذوبان الأملاح التالية في الماء. صنّف كلًا منها كحمضي أو قاعدي أو متعادل.

a. نيترات الأمونيوم
b. كبريتات البوتاسيوم
c. أسيتات الرُّوبيديوم
d. كربونات الكالسيوم

48. مسألة للتحدي اكتب المعادلة الخاصة بالتفاعل الذي يحدث في معايرة هيدروكسيد الأمونيوم (NH_4OH) مع بروميد الهيدروجين (HBr). هل ستكون pH عند نقطة التكافؤ أكبر أم أصغر من 7؟

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

■ **الشكل 27** لتوفير بيئة صحية لقناديل البحر هذه، يجب تعديل pH لماء الحوض في حديقة أسماك بحيث يظل في نطاق 8.1 إلى 8.4.
توقع ما سيحدث إذا انخفضت pH إلى 7.0.

المحاليل المُنظّمَة (محاليل ثابتة الأس الهيدروجيني) Buffered Solutions

من المهم بالنسبة لقناديل البحر التي تظهر في **الشكل 27** أن يظل حوض الماء في نطاق pH ضيق. كما أن ثبات pH مهم أيضاً في جسمك. يجب أن تظل pH في جسمك في نطاق 7.1 إلى 7.7. يجب أن يكون pH العُصارات الهضمية في معدتك بين 1.6 و 1.8 حتى يمكن تعزيز هضم بعض الأطعمة. يُبقي جسمك على قيم pH في تلك الحدود الضيقة من خلال إنتاج المُنظمات.

ما المحلول المنظم "buffer"؟ **المحاليل المنظمة** عبارة عن محاليل تُقاوم التغيرات في pH عند إضافة كميات محدودة من الحمض أو القاعدة. على سبيل المثال، إضافة 0.01 mol من HCl إلى 1 L من الماء النقي يُقلل pH الماء بمعدل 5.0 وحدات، من 7.0 إلى 2.0. بالمثل، إضافة 0.01 mol من NaOH إلى 1 L من الماء النقي يُزيد pH الماء من 7.0 إلى 12.0. ولكن، إذا أضفتَ نفس المقدار من HCl أو NaOH إلى 1 L من محلول مُنظَّم، فقد تتغير pH بمعدل لا يتجاوز 0.1 وحدة.

كيف تعمل المحاليل المنظمة؟ المحلول المنظم عبارة عن مزيج من حمض ضعيف وقاعدته المرافقة أو قاعدة ضعيفة وحمضها المرافق. مزيج الأيونات والجزيئات في المحلول المنظِّم يقاوم التغيرات في pH عن طريق التفاعل مع أي أيونات هيدروجين أو أيونات هيدروكسيد تُضاف إلى المحلول المنظَّم.

افترض أن محلولًا منظمًا يحتوي على تركيز 0.1*M* من حمض الهيدروفلوريك (HF) وفلوريد الصوديوم (NaF). يوفر NaF تركيز 0.1*M* من أيونات F^-. HF هو الحمض، و F^- هو قاعدته المرافقة. يجب الوصول إلى الاتزان التالي.

$$HF(aq) \rightleftharpoons H^+(aq) + F^-(aq)$$

إضافة حمض عند إضافة حمض إلى المحلول المنظم، ينزاح الاتزان نحو اليسار. طبقًا لمبدأ لو شاتيليه، فإن أيونات H^+ المضافة من الحمض تمثل ضغطًا على الاتزان، وهو ما يتم تقليله عن طريق تفاعل أيونات H^+ مع أيونات F^-لتكوين جزيئات HF غير متفككة إضافية.

$$HF(aq) \leftharpoondown H^+(aq) + F^-(aq)$$

يتم تحقيق الاتزان مرة أخرى مع وجود مقدار أكبر من HF غير المتفكك. ولكن، pH المحلول تتغير قليلًا لأن الانزياح نحو اليسار استهلك معظم أيون H^+ المُضاف.

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

إضافة قاعدة عند إضافة قاعدة إلى المحلول المنظم حمض الهيدروفلوريك / أيون الفلوريد، فإن أيونات OH^- المضافة تتفاعل مع أيونات H^+ من H_2O. ويقلل هذا تركيز أيونات H^+ ، وينزاح الاتزان نحو اليمين لتعويض أيونات H^+.

$$HF(aq) \rightleftharpoons H^+(aq) + F^-(aq)$$

على الرغم من أن الإزاحة نحو اليمين تستهلك جزيئات HF وتُنتج أيونات F^- إضافية، يظل pH ثابتًا إلى حدٍ ما لأن تركيز أيون H^+ لم يتغير بشكل كبير أو ملحوظ.

قدرة المحلول المنظم على مقاومة تغير pH يمكن تجاوزها عن طريق إضافة الحمض او القاعدة أكثر من اللازم. مقدار الحمض أو القاعدة الذي يستطيع المحلول المنظم امتصاصه بدون حدوث تغير كبير في pH، يُطلق عليه اسم **سعة المحلول المنظم** الخاصة بالمحلول. كلما زادت تراكيز الجزيئات والأيونات في المحلول المنظم ، زادت سعة المحلول المنظم.

اختيار المحلول المنظم يكون المحلول المنظم في وضعية هي الأكثر فاعلية عندما يكون تركيزي زوج الحمض ــ القاعدة المرافق متساوية أو متساوية تقريباً. تأمل المحلول المنظم $H_2PO_4^-/HPO_4^{2-}$ الناتج عن مزج مقادير مولية متساوية من NaH_2PO_4 و Na_2HPO_4.

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

ما قيمة pH لذلك المحلول المنظم؟ يمكن أن تُتاح الإجابة من خلال تعبير ثابت التأين للاتزان.

$$K_a = 6.2 \times 10^{-8} = \frac{[H^+][HPO_4^{2-}]}{[H_2PO^{4-}]}$$

نظرًا لأن المحلول قد تم الحصول عليه عن طريق استخدام مقادير مولارية متساوية من Na_2HPO_4 و NaH_2PO_4، فإن $[HPO_4^{2-}]$ يُساوي $[H_2PO^{4-}]$. وهكذا، فإن الطرفين في تعبير تأين الحمض يتساويان.

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

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

وهكذا، في حالة تواجد مقادير مولارية متساوية من كل مكوّن من المكونات في المنظم $HPO_4^-/H_2PO_4^{2-}$، فإن المحلول المنظم يمكنه الاحتفاظ بـــ pH قريبٌ جدًا من 7.21. لاحظ أن pH هو سالب لوغاريتم K_a. يوضح **الجدول 7** عدة أنظمة لمحاليل منظمة، مع الـــ pH الذي يكون عنده كل نظام من هذه الأنظمة فعالًا.

المفردات

الاستخدام العلمي مقابل الاستخدام العادي

المحلول المنظم buffer

الاستخدام العلمي: محلول يُقاوم التغيير في pH عند إضافة كميات محدودة من الحمض أو القاعدة. يقرر الكيميائي استخدام مُنظم يتكون من مقادير مولارية متساوية من حمض الفورميك وفورمات الصوديوم.

الاستخدام العادي: شيء يُستعمل كحاجز وقائي بالنسبة للبيوت المتاخمة للشاطئ، يعمل الجدار البحري المرتفع كحاجز ضد أمواج البحر الهائجة.

الجدول 7 المحاليل المنظمة مع مكونات متساوية المولارية.

اتّزان المحلول المنظم	زوج الحمض ــ القاعدة المرافق في المحلول المنظم	pH للمحلول المنظم
$HF(aq) \rightleftharpoons H^+(aq) + F^-(aq)$	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

Mohammed Bin Rashid Smart Learning Program

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

مختبر حل المشكلات

استخدم التفسيرات العلمية

كيف يحافظ دمك على مستوى الرقم الهيدروجيني pH الخاص به؟

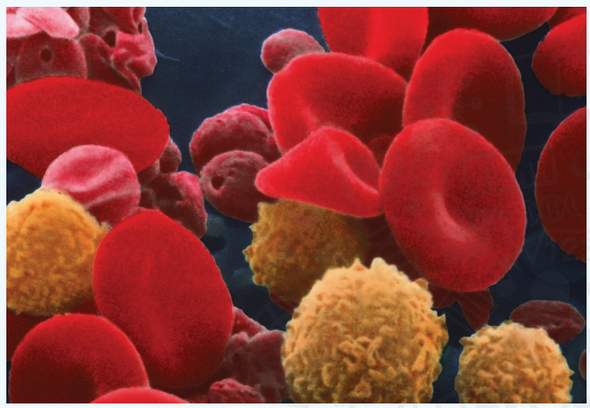
يحتوي دم الإنسان على ثلاثة أنواع من الخلايا. خلايا الدم الحمراء توصل الأكسجين إلى جميع أجزاء الجسم. أما خلايا الدم البيضاء فتحارب الأمراض المعدية، وتقوم الصفائح الدموية بالمساعدة في التجلط عند حدوث أي نزيف. تفسد هذه الوظائف الهامة لهذه الأنواع الثلاث من الخلايا إذا حدث ولم يتم الإبقاء على مستوى pH في الدم في ذلك المدى الضيق بين 7.1 إلى 7.7. في حالة تجاوز هذا المدى، تفقد بروتينات الجسم بنيتها وقدرتها على القيام بوظائفها. ولحسن الحظ، تحافظ العديد من المحاليل المنظمة على التوازن المطلوب بين الحمض والقاعدة. المحلول المنظم من حمض الكربونيك / الكربونات الهيدروجينية (H_2CO_3/HCO_3^-) هو الأكثر أهمية.

$$CO_2(g) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_2CO_3(aq) \rightleftharpoons H^+(aq) + HCO_3^-(aq)$$

بمجرد دخول الأحماض والقواعد في مجرى الدم نتيجة للنشاط المعتاد، تتحول المحاليل المنظمة في الدم إلى العمل بشكل فعّال على الحفاظ على مستوى pH صحي.

التحليل

بناء على معدل الأيض في جسمك وغير ذلك من العوامل الأخرى، فسوف يتحول اتّزان H_2CO_3/HCO_3^- طبقًا لمبدأ لو شاتيليه. علاوة على ذلك، تستطيع الرئتان تغيير معدل إخراج غاز CO_2 من الجسم عن طريق التنفس، وتستطيع الكليتان تغيير معدل إزالة أيونات HCO_3^-.



فَكِّر بِشكلٍ ناقِد

1. **حدد** كم مرة يتضاعف $[H^+]$ لو أن pH الدم تغير من 7.4 إلى 7.1.
2. **اقترح** سببًا وراء كون نسبة 20:1 لحمض HCO_3^- إلى CO_2 في الجسم مناسبة للإبقاء على pH عند مستوى صحي.
3. **توقّع** ما إذا كان، في كل وضع على حدة، pH الدم سيرتفع أو ينخفض، والطريقة التي سينزاح بها اتّزان H_2CO_3/HCO_3^-.
   - **a.** شخص مُصاب بفيروس حاد في المعدة يتقيأ مرات كثيرة خلال مدة 24 ساعة.
   - **b.** لمقاومة حرقة المعدة، يتناول الشخص الكثير من ($NaHCO_3$).

القسم 4 مراجعة

مُلخّص القسم

- في تفاعل تعادُل، يتفاعل الحمض مع القاعدة لإنتاج ملح وماء.
- المعادلة الأيونية الصرفة لتعادل حمض قوي بقاعدة قوية هي $H^+(aq) + OH^-(aq) \rightarrow H_2O(l)$.
- المعايرة هي العملية التي يُستخدم فيها تفاعل تعادُل حمض ــ قاعدة لتحديد تركيز المحلول.
- تحتوي المحاليل المنظَّمة على جزيئات وأيونات تُقاوم التغيرات في pH.

49. الفكرة **الرئيسة فسِّر** السبب وراء كون المعادلة الأيونية الصرفة لتفاعل تعادل أي حمض قوي بأي قاعدة قوية هي دائمًا نفس المعادلة لا تتغير.
50. **فسِّر** الفرق بين نقطة التكافؤ ونقطة النهاية في المعايرة.
51. **قارن** نتائج تجربتين: أولًا، إضافة مقدار صغير من القاعدة إلى محلول غير منظَّم حيث pH له يساوي 7. ثانيًا، إضافة نفس المقدار من القاعدة إلى محلول منظَّم حيث pH له يساوي 7.
52. **احسب** مولارية محلول حمض الهيدروبروميك (HBr) إذا كان يلزم استخدام 30.35 mL من 0.1000*M* NaOH لمعايرة 25.00 mL من الحمض وصولًا إلى نقطة التكافؤ.
53. **فسِّر** ما هي المواد التي يمكن استخدامها لصنع محلول منظم حيث pH له يساوي 9.4. كيف يمكن ربط مقادير المواد ببعضها. استخدم **الجدول 7.**
54. **صمِّم تجربة** صِفْ كيف تصمم وتنفذ عملية معايرة تستخدم فيها 0.250*M* HNO_3 لتحديد مولارية محلول هيدروكسيد السيزيوم. اكتب الصيغ والمعادلة الأيونية الصرفة.

McGraw-Hill Education حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة

الكيمياء في الحياة اليومية

تفاعلات الحمض القاعدة التي تحدث في عملية الخبز

هل تتذكر مدى بهجتك عند مشاهدتك فوران بركان صودا الخبز والخل؟ فقاعات ثاني أكسيد الكربون (CO_2) الناتجة عن تفاعل الانحلال (التفكك) والذي تبع سريعًا تفاعل الحمض القاعدة بين الخل ($HC_2H_3O_2$)، الحمض وصودا الخبز ($NaHCO_3$)، قاعدة، كما يظهر أدناه.

تفاعل حمض – قاعدة

$$HC_2H_3O_2(aq) + NaHCO_3(aq) \rightarrow NaC_2H_3O_2(aq) + H_2CO_3(aq)$$

الانحلال (التفكك)

$$H_2CO_3(aq) \rightarrow CO_2(g) + H_2O(l)$$

تحرير ثاني أكسيد الكربون نتيجة للتفاعل الكيميائي بين حمض وقاعدة، كما يظهر في **الشكل 1**، جزءٌ من السبب وراء انتفاخ العجينة المخبوزة. المُكوّن الذي يتسبب في جعل خليط الخَبْز يرتفع عند خبزه يطلق عليه اسم معامل التخمير. صودا الخَبز ومسحوق الخبز هما عاملا التخمير الكيميائيان الأساسيان.

صودا الخبز كربونات الصوديوم الهيدروجينية، وتُسمى أيضاً بيكربونات الصوديوم، هي الاسم العلمي لصودا الخبز. عند استعمال صودا الخبز في الطبخ، فإنها تتفاعل مع سوائل معتدلة الحمضية،، وتتكون فقاعات ثاني أكسيد الكربون. تشمل السوائل الحمضية المعتدلة الخل، والعسل، وعصير الليمون، ومخيض اللبن، وغيرها الكثير.

الشكل 1 يقوم ثاني أكسيد الكربون بتكوين الفقاعات عند إضافة صودا الخبز، وهي قاعدة، إلى الخل، وهو حمض.

الشكل 2 يعمل الخبز على حجز الفقاعات المتكونة خلال التفاعل بين الحمض والقاعدة، مما يؤدي إلى صُنع كعكلة خفيفة وهشّة.

يجب مزج صودا الغسيل مع مكونات جافة أخرى وتُضاف آخر شيء إلى مزيج الخبز حتى يكون انطلاق ثاني أكسيد الكربون موجودًا في كل مزيج الخبز. يحدث هذا التفاعل بين الحمض والقاعدة سريعًا. إذا كانت صودا الخبز هي عامل التخمير الوحيد في الوصفة، يجب خبز المزيج على الفور قبل أن تتمكن الفقاعات من الهرب ومغادرة المزيج. يعمل الخَبز على جعل الفقاعات تتمدد، وارتفاع الكعكة. مع تماسك المزيج، يتم حجز الفقاعات، كما يظهر في **الشكل 2**.

مسحوق الخَبز إذا كانت الوصفة لا تتضمن سائلًا حمضيًا، يتم استخدام مسحوق الخَبز. معظم مسحوق الخَبز عبارة عن مزيج صودا الخَبز وحمضين جافين. يتفاعل أحد الحمضين مع صودا الخبز عند ذوبانها في المزيج، بينما يتفاعل الحمض الآخر مع صودا الخبز عند تسخينها.

مثل صودا الخبز، يتم مزج مسحوق الخبز مع المكونات الجافة الأخرى ويكون هو آخر شيء يُضاف للمزيج. ومع ذلك، فإن المزيج المصنوع باستخدام مسحوق الخبز لا يجب خبزه على الفور.

أحياناً، يشتمل المزيج المصنوع بسوائل حمضية معتدلة على كل من مسحوق الخبز وصودا الخبز. أي زيادة في مقدار الحمض يمكن أن تُعطل عمل مسحوق الخبز. يوفر مسحوق الخبز مصدرًا موثوقًا به لثاني أكسيد الكربون، وتساعد صودا الخبز في معادلة الحمض.

الكتابة في الكيمياء

حلل إذا كانت هناك وصفة طعام تحتاج إلى الدقيق والملح والسكر وحبوب النخالة والحليب مع البيض وزيت نباتي، فسوف تستخدم صودا الخبز أم مسحوق الخبز؟ فسِّر.

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

مختبر الكيمياء

معايرة قاعدة

نبذة مختصرة: المعايرة عبارة عن إجراء يمكن من خلاله تحديد مولارية القاعدة.

السؤال: كيف تحدد مولارية محلول قاعدي؟

المواد

سحاحة 50 mL
ماسك سحاحة
حامل حلقي
هيدروكسيد الصوديوم (NaOH)
فثالات البوتاسيوم الهيدروجينية ($KHC_8H_4O_4$)
محلول فينولفثالين
ماء مقطر
ملعقة
دورق مخروطي سعة 250 mL
حجمي سعته 500 mL مع سدادة مطاطية
كأس سعة 250 mL
ميزان حساس
زجاجة وزن
زجاجة غسل

احتياطات السلامة

تحذيرات: تُنتج عملية إذابة NaOH في الماء حرارةً. الفينولفثالين قابل للاشتعال. ابتعد عن ألسنة اللهب.

الإجراءات

1. اقرأ تعليمات السلامة لهذا المختبر قبل بدء العمل.
2. ضع حوالي 5 g من NaOH في الدورق الحجمي 500 mL. أضف قدرًا كافيًا من الماء لإذابة الحبيبات واجعل مقدار حجم محلول NaOH يصل إلى العلامة. أغلق الدورق بالسدادة.
3. استخدم زجاجة الوزن لأخذ كتلة مقدارها تقريبًا 0.40 g من فثالات البوتاسيوم الهيدروجينية ($KHC_8H_4O_4$، الكتلة المولية = 204.32 g/mol) وانقلها إلى دورق مخروطي 250 mL قم بتسجيل هذه الكتلة.
4. استخدم زجاجة الغسل لتغسل الجوانب الداخلية للدورق المخروطي، وأضف حوالي 50 mL من الماء. أضف قطرتين من محلول كاشف الفينولفثالين.
5. اغسل السحاحة بمقدار 10 mL من محلول القاعدة المتوفر لديك. تخلص من محلول الغسل في كأس النفايات. ثبت السحاحة بالحامل الحلقي مستخدمًا ماسك السحاحة.
6. املأ السحاحة بمحلول NaOH. يجب أن يكون مستوى السائل عند العلامة صفر أو تحتها. لإزالة أي هواء محبوس في طرف السحاحة، اترك قدرًا قليلًا من القاعدة يخرج من طرف السحاحة إلى كأس النفايات. اقرأ السحاحة إلى أقرب 0.02mL، وسجل هذه القراءة الابتدائية.
7. ضع قصاصة ورقية بيضاء على قاعدة الحامل الحلقي. قم بتدوير الدورق المخروطي بينما تسمح لمحلول NaOH بأن ينساب بطيئًا من السحاحة إلى الدورق المخروطي.

بيانات المعايرة	
	تجربة 1
كتلة زجاجة الوزن والحمض	
كتلة زجاجة الوزن	
كتلة الحمض الصلب	
مولات الحمض	
مولات القاعدة المطلوبة	
القراءة النهائية لسحاحة القاعدة	
القراءة الابتدائية لسحاحة القاعدة	
حجم القاعدة المستخدم بالمليلتر mL	
مولارية القاعدة	

8. عندما يبدأ اللون الوردي في البقاء فترة أطول مع تدوير الدورق المخروطي، أضف القاعدة قطرةً قطرةً.
9. يتم الوصول إلى نقطة النهاية عندما تعمل نقطة إضافية واحدة من القاعدة إلى تحويل الحمض إلى اللون الوردي. يجب أن يبقى اللون الوردي مع تدوير الدورق المخروطي. سجل الحجم النهائي في السحاحة.
10. احسب مولارية قاعدتك مستخدمًا الخطوات 4–1 في قسم التحليل والاستنتاج.
11. املأ السحاحة مرة أخرى. اغسل الدورق المخروطي بالماء. كرر المعايرة حتى تتقارب قيم المولارية المحسوبة في التجارب الثلاثة.
12. **التنظيف والتخلص من النفايات** اغسل المحاليل المتعادلة في الحوض باستخدام قدر كبير من الماء.

التحليل والنتائج

1. **تفسير البيانات** لكل عملية معايرة، احسب عدد مولات الحمض المستخدمة وذلك عن طريق قسمة كتلة العينة على الكتلة المولية للحمض.
2. **استدل** كم عدد مولات القاعدة اللازمة للتفاعل مع مولات الحمض التي استخدمتها؟
3. **احسب** حول حجم القاعدة إلى لترات.
4. **احسب** مولارية القاعدة عن طريق قسمة مولات القاعدة على حجم القاعدة باللتر.
5. **تحليل الخطأ** هل تتفق حسابات المولارية التي قمت بإجرائها؟ فسّر أي اختلافات.

توسيع نطاق الاستفسارات

صمم تجربة حدد تركيز محلول الخل بدون استخدام كاشف.

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

الوحدة 3 دليل الدراسة

الفكرة الرئيسة **يمكن تعريف الأحماض والقواعد من حيث أيونات الهيدروجين وأيونات الهيدروكسيد أو من حيث أزواج الإلكترونات.**

القسم 1 مقدمة في الأحماض والقواعد

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

- تحدد تراكيز أيونات الهيدروجين وأيونات الهيدروكسيد ما إذا كان المحلول المائي حمضي أو قاعدي أو متعادل.
- يجب أن يحتوي حمض أرهِنُيُوس على ذرة هيدروجين قابلة للتأين. يجب أن تحتوي قاعدة أرهِنُيُوس على مجموعة هيدروكسيد قابلة للتأين.
- حمض برونشتد–لوري مانح لأيون الهيدروجين. قاعدة برونشتد–لوري مستقبلة لأيون الهيدروجين.
- حمض لويس يستقبل زوج إلكترونات. قاعدة لويس تمنح زوج إلكترونات.

المفردات

- **المحلول الحمضي**
- **المحلول القاعدي**
- **نموذج أرهِنُيُوس**
- **نموذج وبرونشتد - لوري**
- **الحمض المرافق**
- **القاعدة المرافقة**
- **زوج الحمض ــ القاعدة المرافق**
- **الأمفوتيري**
- **نموذج لويس**

القسم 2 قوة الأحماض والقواعد

الفكرة **الرئيسة** في المحلول، تتأين الأحماض والقواعد القوية تأينًا تامًا، في حين أن الأحماض والقواعد الضعيفة تتأين جزئيًا فقط.

- الأحماض القوية والقواعد القوية تتأين تمامًا في محلول مائي مخفف. الأحماض الضعيفة والقواعد الضعيفة تتأين جزئيًا في محلول مائي مخفف.
- بالنسبة للأحماض الضعيفة والقواعد الضعيفة، قيمة ثابت تأين الحمض أو القاعدة هي مقياس لقوة الحمض أو القاعدة.

المفردات

- **حمض قوي**
- **حمض ضعيف**
- **ثابت تأين الحمض**
- **قاعدة قوية**
- **قاعدة ضعيفة**
- **ثابت تأين القاعدة**

القسم 3 أيونات الهيدروجين والـ pH

الفكرة **الرئيسة** pH و pOH عبارة عن مقاييس لوغاريتمية تعبر عن تراكيز أيونات الهيدروجين وأيونات الهيدروكسيد في المحاليل المائية.

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

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

- الرقم الهيدروجيني pH لمحلول هو سالب لوغاريتم تركيز أيون الهيدروجين. الرقم الهيدروكسيدي pOH هو سالب لوغاريتم لتركيز أيون الهيدروكسيد. pH زائد pOH يساوي 14.

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

$$pH + pOH = 14.00$$

- المحلول المتعادل به pH تساوي 7.0 و pOH تساوي 7.0 لأن تراكيز أيونات الهيدروجين وأيونات الهيدروكسيد متساوية.

المفردات

- **ثابت تأين الماء**
- **درجة الحموضة أو الرقم الهيدروجيني pH**
- **الرقم الهيدروكسيدي pOH**

القسم 4 التعادل

الفكرة **الرئيسة** في تفاعل تعادُل، يتفاعل الحمض مع القاعدة لإنتاج ملح وماء.

- في تفاعل تعادُل، يتفاعل الحمض مع القاعدة لإنتاج ملح وماء.
- المعادلة الأيونية الصرفة لتعادل حمض قوي بقاعدة قوية هي $H^+(aq) + OH^-(aq) \rightarrow H_2O(l)$.
- المعايرة هي العملية التي يُستخدم فيها تفاعل تعادُل حمض ــ قاعدة لتحديد تركيز محلول.
- تحتوي المحاليل المنظَّمة على جزيئات وأيونات تُقاوم التغيرات في pH.

المفردات

- **تفاعل تعادُل**
- **ملح**
- **معايرة**
- **محلول المعايرة**
- **نقطة التكافؤ**
- **كاشف حمض – قاعدة**
- **نقطة النهاية**
- **تميؤ الأملاح**
- **المحلول المنظم**
- **سعة المحلول المنظم**

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

برنامج محمد بن راشد للتعليم الذكي
Mohammed Bin Rashid Smart Learning Program

الوحدة 3 التقويم

القسم 1

إتقانُ المفاهيم

55. ميّز بين المحاليل الحمضية والمتعادلة والقاعدية، من حيث تركيز الأيونات.

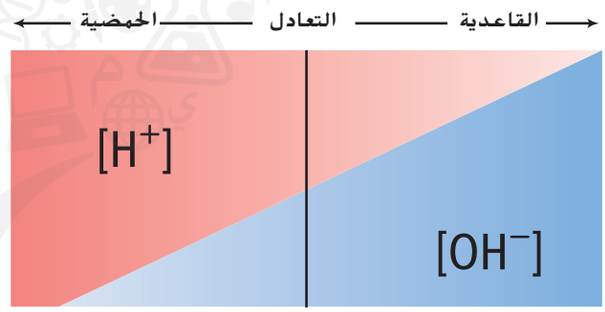
56. اكتب معادلة كيميائية موزونة تمثل التأين الذاتي للماء.

57. صنّف كل مركب من حيث كونه حمض أرهِنيُوس أو قاعدة أرهِنيُوس؟

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

b. RbOH **d.** H_3PO_4

58. **جيولوجيا** عندما يقوم الباحث الجيولوجي بإضافة بضع قطرات من حمض HCl إلى صخر، تتكون فقاعات غازية. ما الذي يمكن أن يستنتجه الباحث الجيولوجي حول طبيعة الغاز والصخر؟



■ **الشكل 28**

59. فسّر معنى المقاسات النسبية للمنطقتين المظللتين إلى يمين الخط الرأسي الداكن في **الشكل 28**.

60. فسّر الفرق بين حمض أحادي البروتون، وحمض ثنائي البروتون وحمض ثلاثي البروتون. اذكر مثالًا لكل منها.

61. ما السبب وراء استخدام H_3O^+ و H^+ بشكل متبادل في المعادلات الكيميائية؟

62. استخدم الرموز <، و >، و = للتعبير عن العلاقة بين تراكيز أيونات H^+ وأيونات OH^- في المحاليل الحمضية والمتعادلة والقاعدية.

63. فسّر كيف يختلف تعريف حمض لويس عن تعريف حمض برونشتد–لوري.

إتقان حل المسائل

64. اكتب معادلة كيميائية موزونة لكل مما يلي:

a. تفكك هيدروكسيد المغنيسيوم الصلب في الماء.

b. تفاعل فلز المغنيسيوم وحمض الهيدروبروميك

c. تأين حمض البروبانويك (CH_3CH_2COOH) في الماء

d. التأين الثاني لحمض الكبريتيك في الماء

القسم 2

إتقانُ المفاهيم

65. فسّر الفرق بين حمض قوي، وحمض ضعيف.

66. فسّر السبب وراء استخدام السهمين المتعاكسين في معادلات التأين لبعض الأحماض.

■ **الشكل 29**

67. أي الدوارق الموضحة في **الشكل 29** قد تحتوي على محلول حمض الهيبوكلوروز 0.1*M*؟ فسّر إجابتك.

68. فسّر كيف ستُقارن بين قوة حمضين ضعيفين بالتجربة؟ وكيف يمكنك ذلك باستخدام جدول أو كتيب ارشادي؟

69. حدد أزواج الحمض القاعدة المرافقة في تفاعل H_3PO_4 مع الماء.

إتقان حل المسائل

70. **منظف الأمونيا** اكتب المعادلة الكيميائية والتعبير K_b لتأين الأمونيا في الماء. ما مدى الأمان في استخدام عامل تنظيف النوافذ لمحلول الأمونيا، وهو قاعدة؟

71. **المطهر** حمض الهيبوكلوروز عبارة عن مُطَهِّر صناعي. اكتب المعادلة الكيميائية والتعبير K_a لتأين حمض الهيبوكلوروز في الماء.

72. اكتب المعادلة الكيميائية والتعبير K_b لتأين الأنيلين في الماء. النِّيلين حمض ضعيف صيغته $C_2H_5NH_2$.

73. تتفاعل قاعدة ضعيفة افتراضية ZaH_2، مع الماء لتعطي محلول OH^- بتركيز أيونات قدره 2.68×10^{-4} mol/L المعادلة 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، ماهي قيمة K_b للقاعدة ZaH_2؟

74. اختر حمضًا قويًا، ووضح كيف تقوم بتحضير محلول مخفف من الحمض. اختر حمضًا ضعيفًا، ووضح كيف تقوم بتحضير محلول مركز من الحمض.

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

القسم 3

إتقانُ المفاهيم

75. ما العلاقة بين pOH وتركيز أيونات OH^- في المحلول؟

76. الرقم الهيدروجيني pH للمحلول A هو 2.0. الرقم الهيدروجيني pH للمحلول B هو 5.0. أي المحلولين أكثر حمضيةً؟ بناء على تركيزي أيون H^+ في المحلولين، كم ضعفًا تبلغ هذه الزيادة في الحمضية؟

77. إذا نقص تركيز أيونات H^+ في محلول مائي، ما الذي يجب أن يحدث لتركيز أيونات OH^-؟ لماذا؟

78. استخدم مبدأ لو شاتيليه لشرح ما يحدث للإتزان $H_2O(l) \rightleftharpoons H^+(aq) + OH^-(aq)$ عند إضافة بضع قطرات من HCl إلى الماء النقي.

79. الاحماض والقواعد الشائعة استخدم البيانات في **الجدول 8** للإجابة على الأسئلة التالية.

الجدول 8 قيم pH

المادة	pH
الأمونيا المنزلية	11.3
عصير الليمون	2.3
مضاد الحموضة	9.4
الدم	7.4
المشروبات الغازية	3.0

a. ما المادة الأكثر قاعدية؟
b. ما المادة الأقرب إلى كونها متعادلة؟
c. أيها به تركيز $[H^+] = 4.0 \times 10^{-10} M$؟
d. أيها pOH له يساوي 11.0؟
e. كم عدد مرات زيادة قاعدية مضاد الحموضة عن الدم؟

إتقان حل المسائل

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

81. ما قيمتا pH وpOH للمحلول الموصوف في السؤال 80؟

82. إذا أضيف 5.00 mL من 6.00*M* HCl إلى 95.00 mL من الماء النقي، فسوف يكون الحجم النهائي للمحلول 100.00 mL. ما قيمة pH للمحلول؟

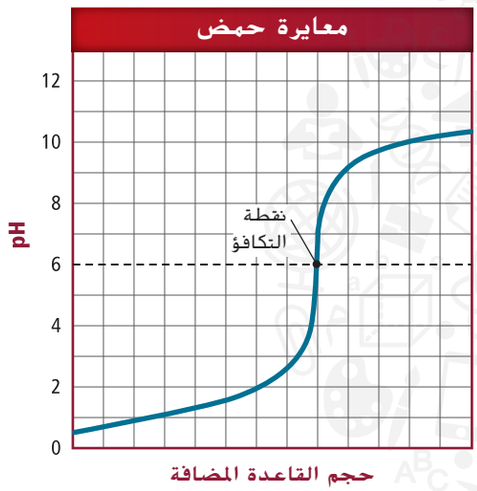
83. بالنظر إلى المحلولين 0.10*M* HCl و 0.10*M* HF. أي المحلولين يمتلك تركيزًا أكبر من أيونات H^+؟ احسب قيم pH للمحلولين، إذا كان $[H^+] = 7.9 \times 10^{-3} M$ في 0.10*M* HF.

84. منظف الفلزات يُستخدم حمض الكروميك كمنظف صناعي للفلزات. ما قيمة K_a للتأين الثاني لحمض الكروميك (H_2CrO_4) إذا كان pH لمحلول 0.040*M* كرومات الصوديوم الهيدروجينية هو 3.946؟

القسم 4

إتقانُ المفاهيم

85. ما الحمض والقاعدة اللذين يجب أن يتفاعلا لإنتاج محلول مائي من يوديد الصوديوم؟



■ **الشكل 30**

86. ما هي كواشف الحمض ــ القاعدة، التي تظهر في **الشكل 24**، ستكون ملائمة لتفاعل تعادل يظهر منحنى المعايرة الخاص به في **الشكل 30**؟ لماذا؟

87. متى يُحتمل أن يكون مقياس الرقم الهيدروجيني pH أفضل من الكاشف في تحديد نقطة النهاية لمعايرة حمض ــ قاعدة؟

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

89. عند إضافة الميثيل الأحمر إلى محلول مائي، ينتج عن ذلك لون وردي. عند إضافة الميثيل البرتقالي إلى نفس المحلول، ينتج لون أصفر. ما هو المدى التقريبي من pH للمحلول؟ استخدم **الشكل 24**.

90. اذكر اسم وصيغة الحمض والقاعدة اللذين تكون منهما كل ملح من الأملاح.

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

إتقان حل المسائل

91. اكتب المعادلات بالصيغ والمعادلات الأيونية الكاملة والمعادلة الأيونية الصرفة لتميؤ الأملاح التالية:.
a. كربونات الصوديوم **b.** بروميد الأمونيوم

92. مُنقي الهواء يُستخدم هيدروكسيد الليثيوم في تنقية الهواء عن طريق إزالة ثاني أكسيد الكربون. تتم معايرة عينة قدرها 25.00mL من هيدروكسيد الليثيوم بمحلول حمض هيدروكلوريك تركيزه 0.3340*M* ووجد أنه يلزم 15.22 mL من الحمض للوصول إلى نقطة نهاية المعايرة . ما هي مولارية محلول حمض LiOH؟

93. في معايرة الحمض ــ القاعدة، تتم معايرة 45.78 mL من محلول حمض الكبريتيك حتى نقطة النهاية بمقدار 74.30 mL من 0.4388*M* محلول هيدروكسيد الصوديوم. ما هي مولارية محلول H_2SO_4؟

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

مراجعة عامة

94. اكتب معادلة تفاعل التأين وتعبير ثابت التأين للقاعدة الإيثيل أمين ($C_2H_5NH_2$) في الماء.

95. كم عدد المليليترات من 0.225*M* HCl يلزم استخدامها لمعايرة 6.00 g من KOH؟

96. ما قيمة pH لمحلول 0.200M حمض الهيبوبروموز (HBrO)؟ $K_a = 2.8 \times 10^{-9}$

97. أيّ مما يلي أحماض متعددة البروتونات؟ اكتب معادلات تأين متتالية للأحماض متعددة البروتونات في الماء.

a. H_3BO_3 **c.** HNO_3

b. CH_3COOH **d.** H_2SeO_3

98. اكتب معادلات كيميائية موزونة لخطوات تأين حمض الكربونيك في الماء. حدد زوج القاعدة المرافقة في كل معادلة من المعادلات.

99. **تكرير السكر** يُستخدم هيدروكسيد السترونشيوم في تكرير سكر البنجر. إن كمية قدرها 4.1 g فقط من هيدروكسيد السترونشيوم يمكن أن تذوب في 1 L من الماء عند 273 K. أخذًا في الاعتبار أن قابليته للذوبان منخفضة جداً، فسِّر لماذا يُعتبر هيدروكسيد السترونشيوم قاعدةً قويةً.

100. ما هي تراكيز أيونات OH^- في المحاليل التي تكون قيم pH الخاصة بها 3.00 و 6.00 و 9.00 و 12.00 عند 298 K؟ ما هي قيم pOH الخاصة بالمحاليل؟

■ **الشكل 31**

101. قطب مقياس pH في **الشكل 31** مغمور في محلول 0.200*M* حمض أحادي البروتون، HA، عند 303 K. ما هي قيمة K_a للحمض عند 303 K؟

102. اكتب المعادلة الكيميائية للتفاعل الذي سيحدث عند إضافة قاعدة إلى محلول يحتوي على المحلول المنظم $HPO_4^{2-}/H_2PO_4^-$.

103. المحلول المنظم المكون من حمض البنزويك (C_6H_5COOH) وبنزوات الصوديوم ($C_6H_5COOHNa$) تركيزهما 0.0500*M*. إذا كان *Ka* لحمض البنزويك يساوي 6.4×10^{-5}، ما قيمة pH للمحلول؟

التّفكيرُ الناقِدُ

104. **أُنقد** العبارة التالية: "المادة التي تكون صيغتها الكيميائية تحتوي على مجموعة هيدروكسيل يجب اعتبارها قاعدة."

105. **التحليل والناتج** هل من الممكن بالنسبة لحمض أرهنيُوس ألا يكون حمض برونشتد–لوري؟ هل من الممكن بالنسبة لحمض حسب نموذج برونشتد–لوري ألا يكون حمض أرهنيُوس؟ هل من الممكن بالنسبة لحمض لويس ألا يُصنّف سواء كحمض أرهنيُوس ولا كحمض برونشتد–لوري؟ فسِّر واذكر أمثلة.

106. **تطبيق المفاهيم** استخدم ثابت تأين الماء 298 K لشرح السبب وراء كون أي محلول له pH تساوي 3.0 يجب أن تكون pOH له 11.0.

107. حدد أحماض وقواعد لويس في التفاعلات الآتية:

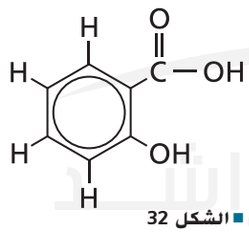
a. $H^+ + OH^- \rightleftharpoons H_2O$

b. $Cl^- + BCl_3 \rightleftharpoons BCl_4^-$

c. $SO_3 + H_2O \rightleftharpoons H_2SO_4$

108. **فسر الرسوم التوضيحية العلمية** ارسم منحنى تقريبي للحجم مقابل pH، الذي سينتج عن معايرة حمض ثنائي البروتون بمحلول 0.10*M* NaOH.

109. **إدراك السبب والنتيجة** وضح طريقة عمل المحلول المنظم مستخدمًا المحلول المنظم $C_2H_5NH_3^+/C_2H_5NH_2$. وضح بالمعادلات كيف يتأثر نظام القاعدة الضعيفة / الحمض المرافقة عند إضافة مقادير صغيرة من الحمض أو القاعدة إلى محلول يحتوي هذا المحلول المنظم.



■ **الشكل 32**

110. **توقع** يُستخدم حمض الساليسيليك، الموضح في **الشكل 32**، في تصنيع حمض الأسيتيل سالسيليك، والاسم الشائع له هو الأسبرين. قيّم ذرات الهيدروجين في جزيء حمض الساليسيليك بناء على معرفتك بالهيدروجين القابل للتأين في جزيء حمض الأسيتيك، CH_3COOH. توقّع أي ذرات الهيدروجين في حمض الساليسيليك يُحتمل أن تكون قابلة للتأين.

111. **تطبيق المفاهيم** مثل كل ثوابت الاتزان، تختلف قيمة K_w باختلاف درجة الحرارة. K_w يساوي 2.92×10^{-15} عند درجة حرارة 10°C، و 1.00×10^{-14} عند درجة حرارة 25°C، و 2.92×10^{-14} عند درجة حرارة 40°C. في ضوء هذه المعلومات، احسب وقارن قيم pH الخاصة بالماء النقي عند درجات الحرارة الثلاثة هذه. بناء على حساباتك، هل صحيح أن تقول أن pH للماء النقي هو دائمًا 7.0؟ فسر إجابتك.

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

مسألة تحدّي

112. لديك 20.0 mL من محلول حمض ضعيف، HX، حيث K_a الخاص به يساوي 2.14×10^{-6}. تبين أن pH للمحلول 3.800. كم مقدار الماء المقطر الذي يجب عليك إضافته إلى المحلول لزيادة pH إلى 4.000؟

مراجعة تراكمية

113. ما العوامل التي تحدد كون الجزيء قطبي أم غير قطبي؟

114. ما هي خواص بعض السوائل التي تفسّر السطح الهلالي الذي يتكون عند سطح محلول في سحاحة؟

115. أي العمليات الفيزيائية الآتية طارد للحرارة بالنسبة للماء ــ التجمد، الغليان، التكثف، التسامي، التبخر؟

116. فسِّر السبب وراء سُخونة منفاخ هوائي عندما تقوم بنفخ إطار دراجة هوائية.

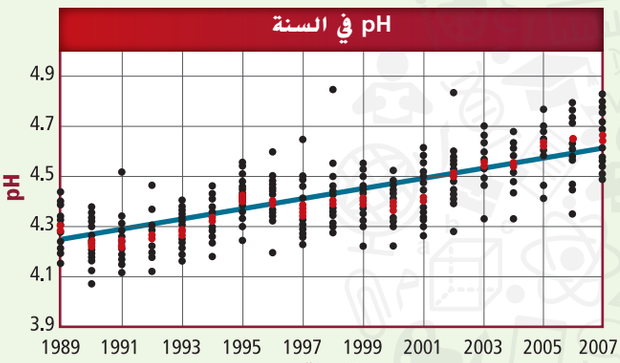
الكتابة في الكيمياء

117. **نظريات الحمض القاعدة** تخيل أنك عالم الكيمياء الدنماركي يوهانس برونشتد. وأنت الآن في عام 1923، وقد قمت بصياغة نظرية جديدة خاصة بالأحماض والقواعد. اكتب خطابًا إلى عالم الكيمياء السويدي سفانتِ أرهِنيُوس تناقش معه الفروق بين نظريتك ونظريته ووضح له مزايا نظريتك.

118. **الحمض الأميني** يتحد عشرون حمضًا أمينيًا لتكوين البروتينات في الأنظمة الحية. قم بعمليات بحثية على تراكيب وقيم K_a لخمسة أحماض أمينية. قارن قوة هذه الأحماض مع الأحماض في **الجدول 4.**

DBQ أسئلة مبنية على المستندات

مياه المطر الشكل 34 يُظهر قياسات pH التي أخذت في عدة مواقع في منطقة معينة. تمثل النقطة الوردية متوسط القياسات التي أخذت في جميع المواقع في وقت معين.



■ **الشكل 34**

119. على وجه العموم، ما هو الاتجاه في متوسط pH للسنوات 1989 حتى 2007؟

120. احسب $[H^+]$ لأقل وأكبر قياسات pH تم تسجيلها على التمثيل البياني. ما هو عدد مرات الزيادة في حمضية ماء المطر الأكثر حمضية عن ماء المطر الأقل حمضية؟

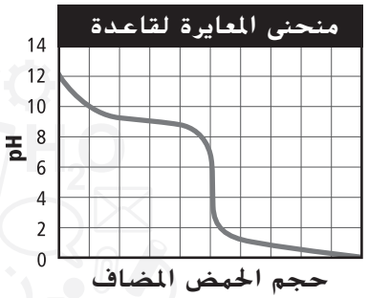
121. ما خط اتجاه pH في 2007؟ ما مدى تغير متوسط pH بين عامي 1989 و2007؟

برنامج محمد بن راشد للتعلم الذكي
Mohammed Bin Rashid Smart Learning Program

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

الاختيار من متعدد

استخدم التّمثيل البياني أدناه للإجابة على السُّؤالين 1 و 2.



1. ما قيمة pH عند نقطة تكافؤ هذه المعايرة؟

A. 10
B. 9
C. 5
D. 1

2. الكاشف الذي سيكون فعالًا لتحديد نقطة النهاية لهذه المعايرة؟

A. الميثيل البرتقالي، مداه 4.4–3.2
B. الفينولفثالين، مداه 10–8.2
C. البروموكريزول الأخضر، مداه 5.4–3.8
D. الثيمول الأزرق، مداه 9.6–8.0

3. بروميد الهيدروجين (HBr) حمض قوي أكّالُ بشدة. ما قيمة pOH لمحلول 0.0375M HBr؟

A. 12.574
B. 12.270
C. 1.733
D. 1.433

استخدم الجدول أدناه للإجابة على الأسئلة 6–4.

بيانات ثوابت التأين وpH لمجموعة من الأحماض العضوية الضعيفة

الحمض	pH لمحلول تركيزه 1.000M	K_a
الفورميك	1.87	1.78×10^{-4}
سيانوأسيتيك	?	3.55×10^{-3}
البروبانويك	2.43	?
اللوتيدينيك	1.09	7.08×10^{-3}
الباربيتوريك	2.01	9.77×10^{-5}

4. ما الحمض الأقوى؟

A. حمض الفورميك
B. حمض السيانوأسيتيك
C. حمض اللوتيدينيك
D. حمض الباربيتوريك

5. ما تركيز أيون الهيدرونيوم لحمض البروبانويك؟

A. 1.4×10^{-5}
B. 2.43×10^{0}
C. 3.72×10^{-3}
D. 7.3×10^{4}

6. ما قيمة pH لمحلول 0.40*M* من حمض السيانوأسيتيك؟

A. 2.06
B. 1.22
C. 2.45
D. 1.42

7. ما معنى أن قيمة K_{eq} أكبر من 1؟

A. هناك مواد متفاعلة أكثر من النواتج عند الاتزان.
B. هناك نواتج أكثر من المواد المتفاعلة عند الاتزان.
C. سرعة التفاعل الأمامي مرتفعة عند الاتزان.
D. سرعة التفاعل العكسي مرتفعة عند الاتزان.

برنامج محمد بن راشد للتعلم الذكي
Mohammed Bin Rashid Smart Learning Program

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

أسئلة ذات إجابات قصيرة

استخدم وصف التجربة أدناه للإجابة على الأسئلة 8–10.

تم إطلاق عينتين من الغازات كمية كل منهما 0.050mol عند درجة حرارة 20°C من طرفي أنبوب طويل في نفس الوقت. أحد الغازين هو الزينون (Xe)، أما الآخر فهو ثاني أكسيد الكبريت (SO_2).

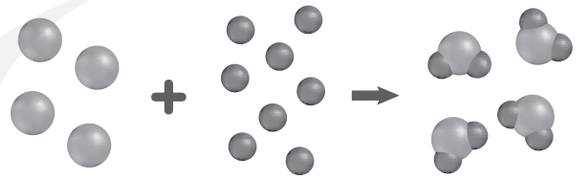
8. اشرح أي الغازين سيكون قد قطع مسافة أطول بعد 5 ثوانٍ. كيف توصلت إلى هذا؟

9. كيف ستؤثر زيادة درجة حرارة التجربة على معدل انتشار كل غاز؟

10. إذا كان الضغط على الزينون في نهاية التجربة 0.092atm، ما هو الحجم الذي سيشغله؟

أسئلة ذات إجابات مفتوحة

استخدم الشكل أدناه للإجابة على السؤال 11.



ذرات العنصر B ذرات العنصر A

11. اشرح كيف يثبت التفاعل الكيميائي الموضح في هذا الشكل قانون حفظ الكتلة.

12. صِفْ إجراءات المختبر لتحضير محلول مائي 0.50*M* من NaOH ومحلول مائي 0.50*m* من NaOH.

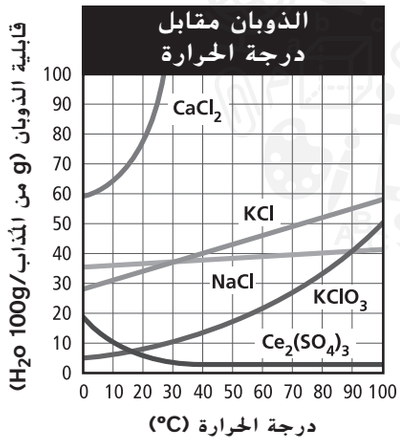
13. وضح كيف تعبر عن تركيز المحلول 0.50*m* في السؤال 12 في صورة كسر من المول.

اختبار SAT في المادَّة: الكيمياء

14. يرجع السبب في ارتفاع درجة غليان الماء بشكل غير عادي مقارنة بالمركبات الأخرى المشابهة في الكتلة المولية إلى _____.

A. الرابطة الهيدروجينية
B. قوة التلاصق
C. الرابطة التساهمية
D. قوة التشتت
E. رابطة باي **pi**

استخدم التّمثيل البياني أدناه للإجابة على السُّؤالين 15 و 16.



15. ما المركب الذي تكون قابليته للذوبان **38 g/100 g H_2O** عند درجة حرارة **50°C**؟

A. $CaCl_2$
B. KCl
C. NaCl
D. $KClO_3$
E. $Ce_2(SO_4)_3$

16. أي المركبات الآتية تكون الزيادة في قابليته للذوبان هي الأكبر مع زيادة درجة الحرارة؟

A. $Ce_2(SO_4)_3$
B. $CaCl_2$
C. $KClO_3$
D. NaCl
E. KCl

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

Mohammed Bin Rashid Smart Learning Program