

## الأحماض والقواعد

**الفكرة الرئيسية** 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 الاستهلاكية

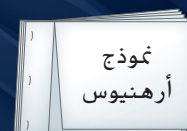
#### ماذا يوجد في خزانتك؟

يمكنك أن تتعلم شيئاً حول خصائص المنتجات الموجودة في منزلك عن طريق اختبار هذه الأشياء بأشرطة من الورق تُسمى وَرَق تَبَاع الشُّس. هل تستطيع تصنيف المنتجات الموجودة في منزلك إلى مجموعتين؟ في هذه التجربة المختبرية، سوف تحدد ما إذا كانت المادة حمضاً أو قاعدة.

**المطويات**  
**منظم الدراسة**

#### الأحماض والقواعد

اصنع مطوية من جانبيين. قم بتسمية كل جانب حسبها هو موضح. استخدمها في مقارنة النماذج الرئيسية للأحماض والقواعد.



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 الجنوبي 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

# مقدمة في الأحماض والقواعد

## القسم 1

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

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.

## الكيمياء في حياتك

### خصائص الأحماض والقواعد

عندما يشعر النمل بالخطر على مستعمرة النمل، فإن النمل يبحث 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 الاستهلاكية، 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 والإسكوريك يعطيان مشروبي الليمون والجريب فروت الحموضة التي تميزهما ويجعل حمض الأسيتيك مذاق الخل حامضيًا. قد تعرف أيضًا أن المحاليل القاعدية مرة المذاق وزلقة اللمس. 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.

### الأسئلة الرئيسة

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

### مراجعة المفردات

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

### المفردات الجديدة

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



نبات المخلدية



نبات الوردية

**الشكل 1** يزدهر نبات الوردية 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 قليلًا.



أما القواعد فتحول ورقة تباغ الشمس الحمراء للون الأزرق.



تحول الأحماض ورقة تباغ الشمس الزرقاء للون الأحمر.

■ **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.

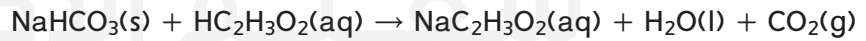
**الخصائص الكيميائية** ربما تكون قد قمت بالفعل بالتعرف على الأحماض والقواعد من خلال تأثيرها على ورق تباغ الشمس. يمكن التعرف على الأحماض أيضًا من خلال تفاعلاتها مع بعض الفلزات وكربونات الفلزات.

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



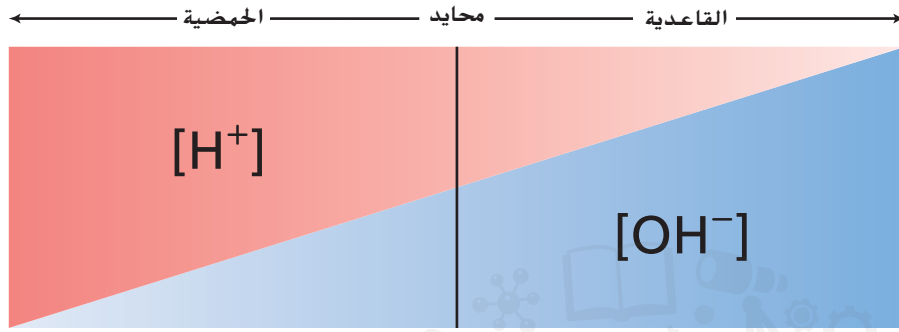
كربونات الفلزات والكربونات الهيدروجينية تتفاعل أيضًا مع المحاليل المائية للأحماض لتنتج غاز ثاني أكسيد الكربون (CO<sub>2</sub>). عند إضافة الخل إلى صودا الخبز، يحدث تفاعل بين حمض الأسيتيك (HC<sub>2</sub>H<sub>3</sub>O<sub>2</sub>) الذائب في الخل، وكربونات الصوديوم الهيدروجينية (NaHCO<sub>3</sub>). يفسر إنتاج غاز CO<sub>2</sub> حدوث الفقاعات.



يتعرف الجيولوجيون على الصخور على أنها صخور جيرية (تتكون بصفة أساسية من CaCO<sub>3</sub>) باستخدام محلول حمض الهيدروكلوريك. إذا أنتجت بضع قطرات من الحمض فقاعات ثاني أكسيد الكربون، فإن الصخر يكون محتويًا على الجير.

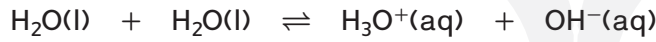
## تطبيقات

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.



■ 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.



أيون هيدروكسيد      أيون هيدرونيوم      جزيئات الماء

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



#### الشكل 4 تاريخ الأحماض والقواعد

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

1909 أتاح تطوير مقياس pH للعلماء تحديد حمضية المادة.

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

1910

1890

1870

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

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

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



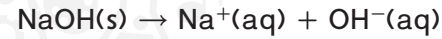
## نموذج أرهنيوس

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

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



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



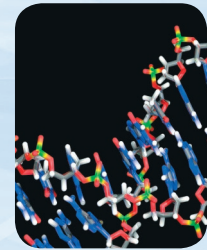
على الرغم من أن نموذج أرهنيوس مفيد في تفسير الكثير من المحاليل الحمضية والقاعدية، فإن به بعض مواطن القصور. على سبيل المثال، لا تحتوي الأمونيا ( $NH_3$ ) وكربونات الصوديوم ( $Na_2CO_3$ ) على مجموعة هيدروكسيد، ولكن كلتا المادتين تنتجان أيونات الهيدروكسيد في المحلول وهما قاعدتان معروفتان. كربونات الصوديوم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



**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 حاليًا 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

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

1990

1970

**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.

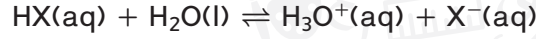
1950

**1933-34** قام العلماء بتطوير مقاييس الرقم الهيدروجيني pH المحمولة.

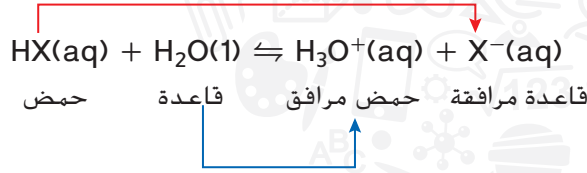
## نموذج برونشتد - لوري

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

**المانح والمستقبل لأيون الهيدروجين** يمثل الرمزان X و Y عناصر لافلزوية 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  $H^+$ .



عندما يستقبل جزيء الماء أيون  $H^+$ ، يصبح حمضاً وتكون صيغته  $H_3O^+$ ، والذي يعتبر حمض لأن به أيون  $H^+$  إضافي يمكنه أن يمنحه. عند منح الأيون  $H^+$ ، يصبح الحمض HX قاعدة.  $X^-$ . 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.

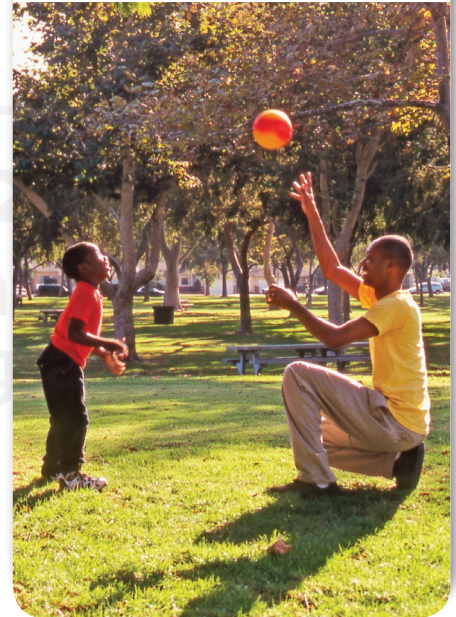


**الأحماض والقواعد المرافقة** التفاعل الأمامي هو تفاعل حمض وقاعدة. كما أن التفاعل العكسي هو أيضاً تفاعل حمض وقاعدة. الحمض والقاعدة اللذان يتفاعلان في التفاعل العكسي ومُعَرَّفان في المعادلة السابقة كحمض مرافق وكقاعدة مرافقة. **الحمض المرافق** هو النوع الذي ينتج عندما تستقبل قاعدة أيون هيدروجين. تستقبل 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 الهيدروجين ( $H_3O^+$ ) 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.

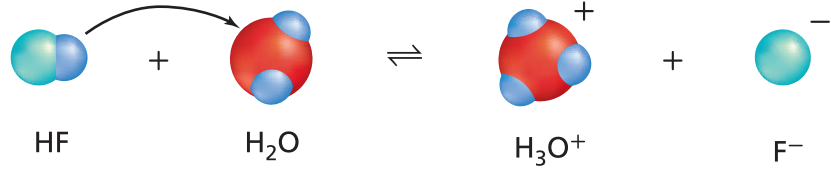
يُظهر **الشكل 6** تمثيلاً لزوج الحمض - القاعدة المرافق. عندما تكون الكرة بيد الأب، فهو الحمض. يُلقى الأب الكرة (أيون هيدروجين) لابنه. الآن ابنه هو الحمض لأن الكرة معه (أيون هيدروجين) ليقوم بمنحها. الأب الآن هو القاعدة لأنه يستطيع استقبال الكرة (أيون هيدروجين). الأب هو الحمض، والابن هو القاعدة في التفاعل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

✓ **التأكد من فهم النص** فسر كيف يمكن أن يكون الأيون  $HCO_3^-$  حمضاً 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.

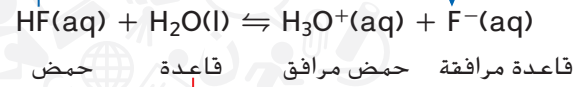


■ **الشكل 7** يقوم فلوريد الهيدروجين بمنح أيون هيدروجين لجزء ماء، وهكذا فإن فلوريد الهيدروجين حمض.  
**قرر أي نوع هو القاعدة المرافقة لفلوريد الهيدروجين.**



■ **المُفردات**  
**أصل الكلمة**  
**Conjugate (مرافق)**  
**البادئة -con**: من اللغة اللاتينية، معناها مع أو ممًا  
**jugare**، فعل: من اللغة اللاتينية، معناها ينضم إلى

**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  $\text{F}^-$ . القاعدة في التفاعل العكسي، الماء، القاعدة في التفاعل الأمامي تُنتج حمضها المرافق  $\text{H}_3\text{O}^+$ ، الحمض في التفاعل العكسي.



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 أرهنيوس وبرونشستد-لوري.

**الأمونيا - قاعدة برونشتد-لوري** جميع الأحماض والقواعد التي تندرج تحت تعريف أرهنيوس للأحماض والقواعد تندرج كذلك تحت تعريف برونشستد-لوري. ولكن بعض المواد الأخرى التي تنقصها مجموعة هيدروكسيد، ومن ثم، لا يمكن اعتبارها قواعد طبقاً لتعريف أرهنيوس، يمكن تصنيفها كقواعد طبقاً لنموذج برونشستد-لوري. الأمونيا ( $\text{NH}_3$ ) مثال على ذلك. عندما تذوب الأمونيا في الماء، فإن الماء هي حمض برونشستد-لوري في التفاعل الأمامي. نظرًا لأن جزيء  $\text{NH}_3$  يستقبل أيون  $\text{H}^+$  لتكوين أيون الأمونيوم ( $\text{NH}_4^+$ )، فإن الأمونيا هي قاعدة برونشستد-لوري في التفاعل الأمامي.



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



في التفاعل العكسي، يقوم أيون الأمونيوم ( $\text{NH}_4^+$ ) بإعطاء أيون  $\text{H}^+$  لتكوين جزيء الأمونيا، وهكذا يتفاعل كحمض برونشستد-لوري. أيون الأمونيوم هو الحمض المرافق لقاعدة الأمونيا. يستقبل أيون الهيدروكسيد أيون  $\text{H}^+$  لتكوين جزيء ماء، ولذلك هو قاعدة برونشستد-لوري. أيون الهيدروكسيد هو القاعدة المرافقة لحمض الماء.

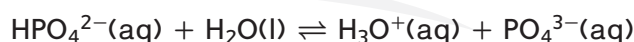
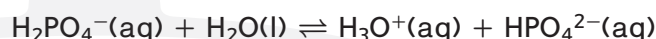
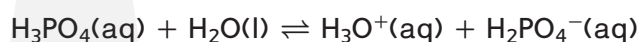
**الماء - حمض وقاعدة برونشستد-لوري** تذكر أنه عندما يذوب HF في الماء، يتفاعل الماء كقاعدة؛ وعندما يذوب  $\text{NH}_3$  في الماء، يتفاعل الماء كحمض. بناء على ماهية المواد الأخرى في المحلول، يمكن أن يتفاعل الماء إما كحمض أو كقاعدة. الماء والمواد الأخرى التي تتفاعل كأحماض وقواعد يُقال عنها أنها **أمفوتيرية**.



## الجدول 1 بعض الأحماض الشائعة وقواعدها المرافقة

القاعدة المرافقة		الحمض	
الصيغة	الإسم	الصيغة	الإسم
Cl <sup>-</sup>	أيون الكلوريد	HCl	حمض الهيدروكلوريك
NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	أيون النترات	HNO <sub>3</sub>	حمض النيتريك
HSO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	أيون الكبريتات الهيدروجينية	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	حمض الكبريتيك
SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	أيون الكبريتات	HSO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	أيون الكبريتات الهيدروجينية
F <sup>-</sup>	أيون الفلوريد	HF	حمض الهيدروفلوريك
CN <sup>-</sup>	أيون السيانيد	HCN	حمض الهيدروسيانيك
C <sub>2</sub> H <sub>3</sub> O <sub>2</sub> <sup>-</sup>	أيون الأسيتات	HC <sub>2</sub> H <sub>3</sub> O <sub>2</sub>	حمض الأسيتيك (الخليك)
H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	أيون فوسفات ثنائي الهيدروجين	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	حمض الفوسفوريك
HPO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	أيون الفوسفات الهيدروجينية	H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	أيون فوسفات ثنائي الهيدروجين
PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	أيون الفوسفات	HPO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	أيون الفوسفات الهيدروجينية
HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	أيون الكربونات الهيدروجينية	H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	حمض الكربونيك
CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	أيون الكربونات	HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	أيون الكربونات الهيدروجينية

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



الجدول 1 يوضح بعض الأحماض أحادية البروتون ومتعددة البروتون الشائعة.

### نموذج لويس

دمج المعلومات الواردة بهذا القسم في مطوبتك.

#### المطويات

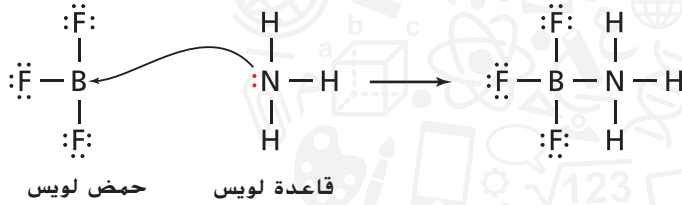
لاحظ أن كل المواد المصنفة كأحماض وقواعد حسب نموذج أرهنيوس مصنفة كأحماض وقواعد حسب نموذج برونشتد-لوري. بالإضافة إلى ذلك، بعض المواد التي ليست مصنفة كقواعد حسب نموذج أرهنيوس مصنفة كقواعد حسب نموذج برونشتد-لوري

ربما لن تكون مندهشاً لأن تعلم أن عالم الكيمياء الأمريكي جي إن لويس (1875-1946) اقترح نموذجاً للأحماض والقواعد أكثر عمومية. تذكر أن لويس طور نظرية الزوج الإلكتروني للارتباط الكيميائي، وقد أدخل بني 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 خالي يمكن أن يستقبل (يشارك) زوج إلكترونات. أما القاعدة فهي أيون أو جزيء به زوج إلكترونات غير مرتبط يمكنه أن يمنحه (يشاركه). وبحسب **نموذج لويس**، فإن حمض لويس عبارة عن مستقبل لزوج إلكترونات، وقاعدة لويس عبارة عن مانح لزوج إلكترونات. لاحظ أن نموذج لويس يشمل كل المواد المصنفة كأحماض وقواعد حسب نموذج برونشتد-لوري وغيرها الكثير.

**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.



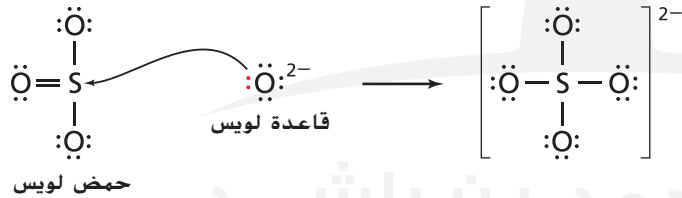
في هذا التفاعل، أيون  $H^+$  هو حمض لويس. فلكه الأول الخالي يستقبل زوج إلكترونات من الأيون  $F^-$ . أيون الفلوريد هو قاعدة لويس. وهو يمنح زوج إلكترونات غير المرتبط لتكوين رابطة الهيدروجين - الفلور في  $HF$ . لاحظ أن هذا التفاعل يتوافق كذلك مع نموذج برونشتد-لوري للأحماض والقواعد لأن  $H^+$  يمكن اعتباره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



تذكر 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 ( $MgO$ ).



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. تلخص نماذج أرهنيوس، وبرونشتد - لوري، ولويس للأحماض والقواعد في الجدول 2.

الجدول 2 ثلاثة نماذج للأحماض والقواعد		
النموذج	تعريف الحمض	تعريف القاعدة
أرهنيوس	مُنْتِج $H^+$	مُنْتِج $OH^-$
برونشتد - لوري	مانح $H^+$	مستقبل $H^+$
لويس	مستقبل زوج إلكترونات	مانح زوج إلكترونات

**المُفردات**  
**مفردات علمية**  
**يتوافق مع Conform**  
يُشبهه أو يُماثل  
يتوافق سلوكهم مع توقعات المجتمع.....



# قوة الأحماض والقواعد

## القسم 2

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

### الأسئلة الرئيسية

- 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

strong acid	حمض قوي
weak acid	حمض ضعيف
acid ionization constant	ثابت تأين الحمض
strong base	قاعدة قوية
weak base	قاعدة ضعيفة
base ionization constant	ثابت تأين القاعدة

## 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.

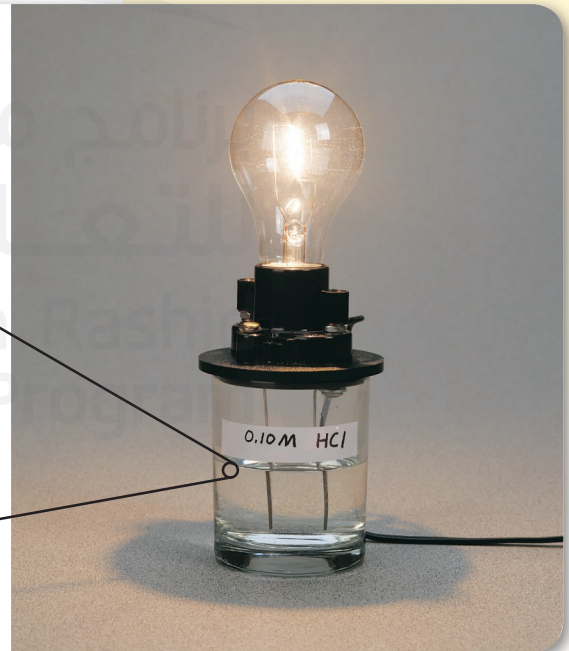
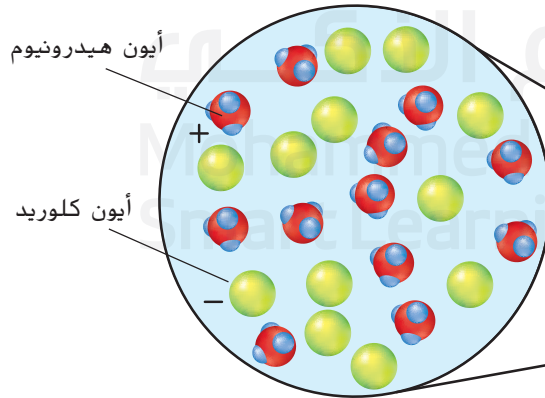
### قوة الأحماض

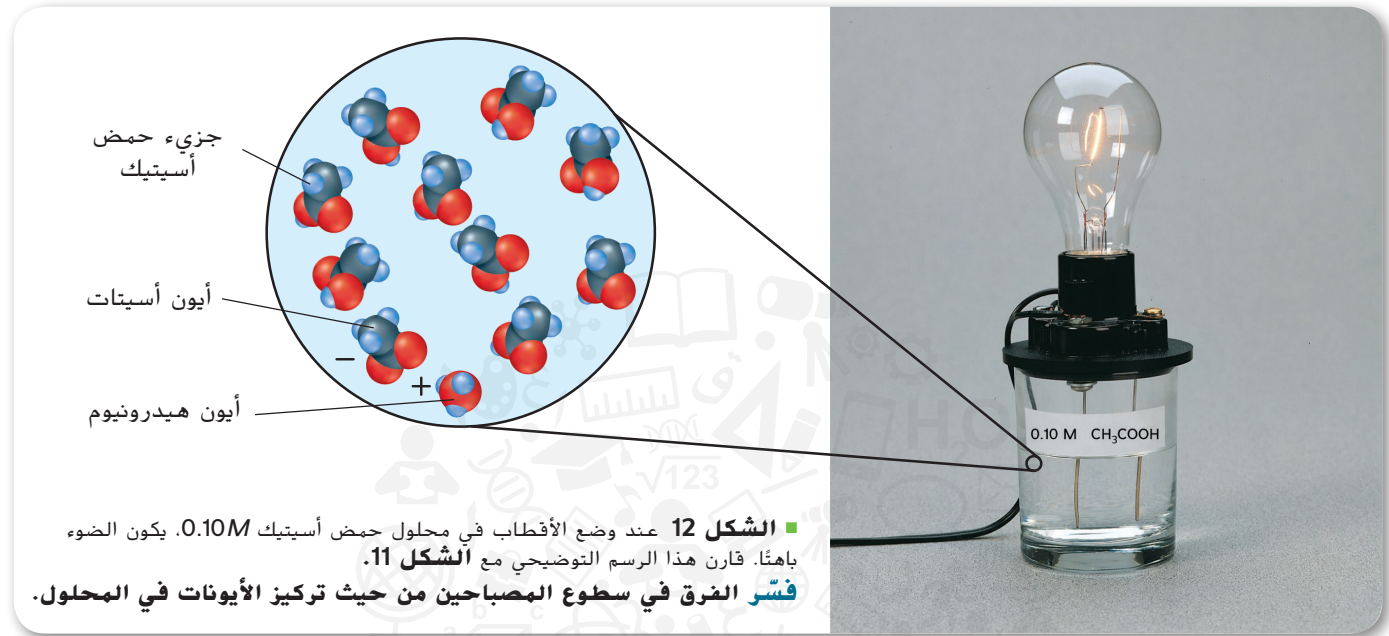
إحدى خصائص المحاليل الحمضية والقاعدية أنها توصل الكهرباء. ما الذي يمكن أن تستنتجه من قدرة التوصيل الكهربائي بالنسبة لأيونات الهيدروجين والهيدروكسيد في هذه المحاليل المائية؟

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 قارنت سَطوع مصباح موصل بمحلول  $HCl$  في الشكل 11 مع سَطوع مصباح موصل بمحلول  $HC_2H_3O_2$  في الشكل 12، لا بد وأنت 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  $0.10M$ ؟

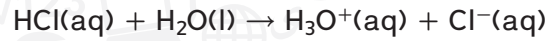
**الأحماض القوية** الإجابة هي أن الأيونات تحمل التيار الكهربائي خلال المحلول، وكل جزيئات  $HCl$  التي يحتويها المحلول تأينت تمامًا إلى أيونات الهيدرونيوم وأيونات الكلوريد. الأحماض التي تتأين تمامًا تُسمى **أحماض قوية**. نظرًا لأن الأحماض القوية تُنتج أقصى عدد من الأيونات، فإنها موصلات جيدة للكهرباء.

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





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



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  $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$ ، 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 تأيّنًا 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 ضعيفة		أحماض قوية	
معادلات التأين	الإسم	معادلة التأين	الإسم
$\text{HF} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{F}^-$	الهيدروفلوريك	$\text{HCl} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$	الهيدروكلوريك
$\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$	الأسيتيك	$\text{HI} \rightarrow \text{H}^+ + \text{I}^-$	الهيدرويوديك
$\text{H}_2\text{S} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HS}^-$	الهيدروكبريتيك	$\text{HClO}_4 \rightarrow \text{H}^+ + \text{ClO}_4^-$	البيركلوريك
$\text{H}_2\text{CO}_3 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HCO}_3^-$	الكربونيك	$\text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}^+ + \text{NO}_3^-$	النيتريك
$\text{HClO} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{ClO}^-$	الهيبوكلوروز	$\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}^+ + \text{HSO}_4^-$	الكبريتيك

## الكيمياء في الحياة اليومية

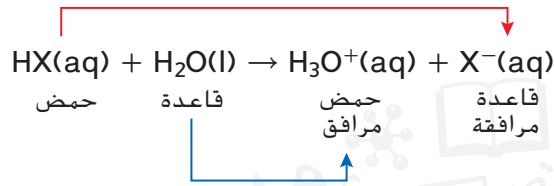
### سيانيد الهيدروجين



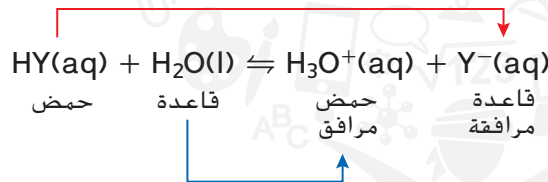
#### مُركب مهميت

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) وُعثة 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 السيانوهيدريونات، والتي تتحول إلى حمض هيدروسيانيك في الجهاز الهضمي في حالة أكل النواة. ولكن لا يتم إنتاج حمض هيدروسيانيك في لب هذه الفواكه، ولذلك يمكن تناول الفواكه بأمان.

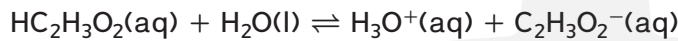
**قوة الحمض ونموذج برونشتد - لوري** هل يستطيع نموذج برونشتد - لوري تفسير السبب وراء تأين HCl تأيناً تاماً بينما لا يكون سوى أيونات قليلة فقط؟ تأمل تأين أي حمض قوي، HX. تذكر أن الحمض في جهة المواد المتفاعلة للمعادلة يُنتج قاعدة مرافقة في جهة النواتج. بالمثل، فإن القاعدة في جهة المواد المتفاعلة تُنتج حمضاً مرافقاً.



يمثل HX حمضاً قوياً، وقاعدته المرافقة ضعيفة. معنى هذا أن HX يتأين بنسبة 100% تقريباً لأن H<sub>2</sub>O قاعدة أقوى (في التفاعل الأمامي) من القاعدة المرافقة X<sup>-</sup> (في التفاعل العكسي). بعبارة أخرى، يتجه اتزان التأين كله تقريباً إلى اليمين لأن القاعدة H<sub>2</sub>O تمتلك جذباً أكبر بكثير بالنسبة لأيون H<sup>+</sup> مما تمتلكه القاعدة X<sup>-</sup>. فكّر في هذا على أنه تنافس بين القواعد: أي من الاثنتين (H<sub>2</sub>O أو X<sup>-</sup>) 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؟



يتجه اتزان التأين بالنسبة للحمض الضعيف بعيداً إلى اليسار لأن القاعدة المرافقة Y<sup>-</sup> تمتلك جذباً لأيون H<sup>+</sup> أكبر من القاعدة H<sub>2</sub>O. في التنافس بين القواعد، تكون القاعدة المرافقة Y<sup>-</sup> (في التفاعل العكسي) أقوى من القاعدة H<sub>2</sub>O (في التفاعل الأمامي) وتنتج في اقتناص أيون H<sup>+</sup>. في حالة حمض الأسيتيك، القاعدة المرافقة C<sub>2</sub>H<sub>3</sub>O<sub>2</sub><sup>-</sup> (في التفاعل العكسي) تملك جذباً أقوى لأيونات الهيدروجين من القاعدة H<sub>2</sub>O (في التفاعل الأمامي).



لاحظ أن المعادلة تظهر بأسهم اتزان.

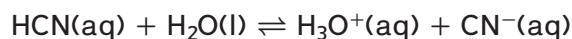
✓ **التأكد من فهم النص** لخصّ الفرق المهم بين الأحماض القوية والأحماض الضعيفة من حيث قوة القواعد.

**ثوابت تأين الحمض** على الرغم من أن نموذج 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 قرأت، يُنتج الحمض الضعيف مزيج اتزان من الجزيئات والأيونات في محلول مائي. وهكذا، فإن ثابت الاتزان، K<sub>eq</sub>، يقدم مقياساً كمياً لدرجة تأين الحمض. تأمل حمض الهيدروسيانيك (HCN)، والمعروف أيضاً باسم حمض البروسيك والذي يُستخدم في الصبغ والنقش وتقسية الفولاذ.

## مهن في مجال الكيمياء

**عامل المشتل** تكاثر ونمو النباتات هو المهمة الرئيسية لعامل المشتل. ويشمل هذا الزراعة والتقليم والشتل. ويبيع 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.

معادلة التأيّن وتعبير ثابت الاتزان لحمض الهيدروسيانيك هي كما يلي:



$$K_{\text{eq}} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{CN}^-]}{[\text{HCN}][\text{H}_2\text{O}]}$$

تركيز  $\text{H}_2\text{O}$  السائل في مقام التعبير يُعتبر ثابتًا في محاليل الماء المخففة. ولذلك يمكن دمجه مع  $K_{\text{eq}}$  ليعطي ثابت اتزان جديد،  $K_a$ .

$$K_{\text{eq}} [\text{H}_2\text{O}] = K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{CN}^-]}{[\text{HCN}]} = 6.2 \times 10^{-10}$$

$K_a$  يُسمى ثابت تأيّن الحمض. **ثابت تأيّن الحمض** هو قيمة تعبير ثابت الاتزان لتأيّن 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 التأيّن لعدة أحماض ضعيفة في **الجدول 4**. لاحظ أن الأحماض متعددة البروتونات ليست أحماضًا قوية بالضرورة بالنسبة لأي من خطوات التأيّن الخاصة بها. كل عملية تأيّن لحمض متعدد البروتونات لها قيمة  $K_a$ ، وتنخفض القيم بالنسبة لكل عملية تأيّن تالية.

## تطبيقات

12. اكتب معادلات تأيّن وتعبيرات ثابت التأيّن لكل حمض.

a.  $\text{HClO}_2$     b.  $\text{HNO}_2$     c.  $\text{HIO}$

13. اكتب معادلة التأيّن الأولى والثانية لـ  $\text{H}_2\text{SeO}_3$ .

14. **مسألة للتحدي** إذا كان تعبير ثابت الاتزان لتفاعل هو  $K_a = \frac{[\text{AsO}_4^{3-}][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HAsO}_4^{2-}]}$ ، اكتب المعادلة الموزونة لهذا التفاعل.

## الجدول 4 ثوابت التأيّن للأحماض الضعيفة

الحمض	معادلة التأيّن	$K_a$ (298 K)
الهيدروكبريتيك، التأيّن الأول	$\text{H}_2\text{S} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HS}^-$	$8.9 \times 10^{-8}$
الهيدروكبريتيك، التأيّن الثاني	$\text{HS}^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{S}^{2-}$	$1 \times 10^{-19}$
الهيدروفلوريك	$\text{HF} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{F}^-$	$6.3 \times 10^{-4}$
الهيدروسيانيك	$\text{HCN} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{CN}^-$	$6.2 \times 10^{-10}$
الأسيتيك	$\text{CH}_3\text{COOH} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{CH}_3\text{COO}^-$	$1.8 \times 10^{-5}$
الكربونيك، التأيّن الأول	$\text{H}_2\text{CO}_3 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HCO}_3^-$	$4.5 \times 10^{-7}$
الكربونيك، التأيّن الثاني	$\text{HCO}_3^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-}$	$4.7 \times 10^{-11}$

# تجربة مصفرة

## قارن بين قوة الأحماض

كيف تحدد القوة النسبية لمحاليل الأحماض؟

الإجراءات 

1. حدّد احتياطات السلامة لنشاط المختبر قبل بدء العمل.
2. استخدم المخبر المدرج 10mL لقياس 3 mL من حمض الأسيتيك الثلجي. استخدم قطارة 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 المخبر المدرج والقطارة بالماء. قم بقياس 3 mL من 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.

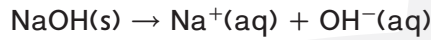
### التحليل

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 اشكاب الحمض على نسيج حي.

## قوة القواعد

ما قرأته عن الأحماض يمكن أن ينطبق على القواعد، باستثناء اشتراك أيونات  $OH^-$  بدلاً 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.

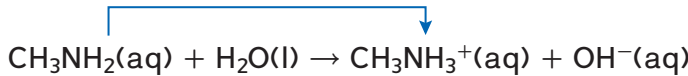


بعض الهيدروكسيدات الفلزية، مثل هيدروكسيد الكالسيوم ( $Ca(OH)_2$ ) تتمتع بقدرة ضعيفة على الذوبان ومن ثم فهي مصادر فقيرة لأيونات  $OH^-$ . لاحظ أن ثابت حاصل الإذابة،  $K_{sp}$ ، لهيدروكسيد الكالسيوم ( $Ca(OH)_2$ ) يكون صغيرًا، مما يشير إلى وجود أيونات قليلة من  $OH^-$  في محلول مشبع.



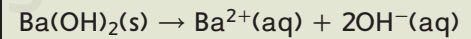
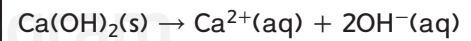
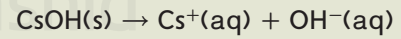
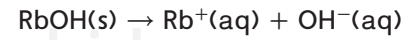
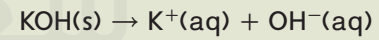
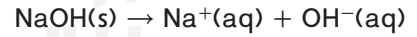
ومع ذلك، هيدروكسيد الكالسيوم والهيدروكسيدات الفلزية القابلة للذوبان قليلاً الأخرى، تعتبر قواعد قوية لأن كل المركب الذي يذوب متفكك تمامًا. تظهر معادلات التفكك للعديد من القواعد القوية في **الجدول 5**.

**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 أتران من جزيئات  $CH_3NH_2$  وأيونات  $CH_3NH_3^+$  وأيونات  $OH^-$ .



قاعدة                      حمض                      حمض مرافق                      قاعدة مرافقة

### الجدول 5 معادلات التفكك للقواعد القوية



## الجدول 6 ثوابت التآين للقواعد الضعيفة

$K_b$ (298 K)	معادلة التآين	القاعدة
$5.0 \times 10^{-4}$	$C_2H_5NH_2(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons C_2H_5NH_3^+(aq) + OH^-(aq)$	إيثيل أمين
$4.3 \times 10^{-4}$	$CH_3NH_2(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons CH_3NH_3^+(aq) + OH^-(aq)$	ميثيل أمين
$2.5 \times 10^{-5}$	$NH_3(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons NH_4^+(aq) + OH^-(aq)$	أمونيا
$4.3 \times 10^{-10}$	$C_6H_5NH_2(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons C_6H_5NH_3^+(aq) + OH^-(aq)$	أنيلين

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 تآين القواعد** مثل الأحماض الضعيفة، تُكوّن القواعد الضعيفة أيضاً مَخاليلَ اتزان من الجزيئات والأيونات في محلول مائي. يوفر ثابت الاتزان مقياساً لدرجة تآين القاعدة. يُحدد ثابت الاتزان الخاص بتآين الميثيل أمين في الماء وفق تعبير ثابت الاتزان التالي.

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

**ثابت تآين القاعدة  $K_b$**  هو قيمة تعبير ثابت الاتزان لتآين القاعدة. كلما قلت قيمة  $K_b$ ، ضعفت القاعدة. تظهر قيم  $K_b$  ومعادلات التآين لعدة قواعد ضعيفة في الجدول 6.

## تطبيقات

15. اكتب معادلات التآين وتعبيرات ثابت تآين القاعدة للقواعد الآتية:
- a. هكسيل أمين ( $C_6H_{13}NH_2$ )      c. أيون الكربونات ( $CO_3^{2-}$ )  
b. بروبييل أمين ( $C_3H_7NH_2$ )      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

17. الفكرة الرئيسية صِف محتويات المحاليل المائية المخففة للحمض القوي HI والحمض الضعيف HCOOH.
18. اربط قوة الحمض الضعيف بقوة قاعدته المرافقة.
19. حدّد 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. وضح ما يمكن أن تستفيده من معرفة أن  $K_b$  للأنيلين ( $C_6H_5NH_2$ ) هو  $(K_b = 4.3 \times 10^{-10})$ .
21. فسّر البيانات استخدم البيانات في الجدول 4 لترتب الأحماض السبعة تصاعدياً وفقاً لدرجة توصيلها للتيار الكهربائي.

- ملخص القسم**
- الأحماض القوية والقواعد القوية تتآين تماماً في المحاليل المائية المخففة. الأحماض الضعيفة والقواعد الضعيفة تتآين جزئياً في المحاليل المائية المخففة.
  - بالنسبة للأحماض الضعيفة والقواعد الضعيفة، قيمة ثابت تآين الحمض أو القاعدة هي مقياس لقوة الحمض أو القاعدة.

# أيونات الهيدروجين والـ pH

## القسم 3

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

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

## الكيمياء في حياتك

### 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.



**كتابة  $K_w$**  يُشير السهم المزدوج إلى أن هذا يمثل اتزاناً. نذكر 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

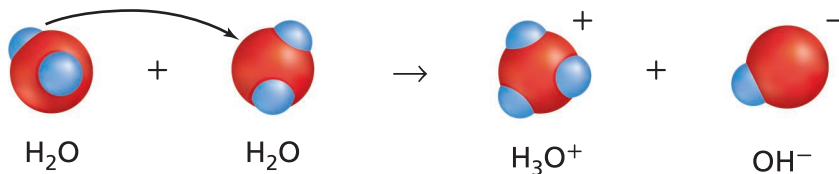
$K_w$  هو ثابت تأين الماء.  
 $[H^+]$  يمثل تركيز أيون الهيدروجين.  $[OH^-]$  يمثل تركيز أيون الهيدروكسيد.

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

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  $1.0 \times 10^{-14}$ .

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



■ الشكل 13 في التأين الذاتي للماء، يعمل جزيء واحد من الماء كحمض، في حين يعمل الجزيء الآخر كقاعدة.

### 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

pOH

الرقم الهيدروكسيدي

**$K_w$  ومبدأ لو شاتيليه** ناتج ضرب  $[H^+]$  و  $[OH^-]$  يساوي دائماً  $1.0 \times 10^{-14}$  عند  $298\text{ K}$ . 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 توتراً 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  $298\text{ K}$ .** يكون تركيز الأيون  $H^+$  في فنجان القهوة  $1.0 \times 10^{-5}\text{ M}$ . 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  $1.0 \times 10^{-14}$ . يمكنك استخدام تعبير ثابت تأين الماء لإيجاد قيمة  $[OH^-]$ . نظراً لأن  $[H^+]$  أكبر من  $1.0 \times 10^{-7}$ ، يمكنك توقع أن  $[OH^-]$  سيكون أقل من  $1.0 \times 10^{-7}$ .

**مجهول**  
 $[OH^-] = ? \text{ mol/L}$

**معلوم**  
 $[H^+] = 1.0 \times 10^{-5}\text{ M}$   
 $K_w = 1.0 \times 10^{-14}$

### 2 حساب المجهول

استخدم ثابت تأين الماء.

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

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

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

لأن  $[H^+] > [OH^-]$ ، 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  $1.0 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$ .

## تطبيقات

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

- a.  $[H^+] = 1.0 \times 10^{-13}\text{ M}$       c.  $[OH^-] = 1.0 \times 10^{-3}\text{ M}$   
b.  $[OH^-] = 1.0 \times 10^{-7}\text{ M}$       d.  $[H^+] = 4.0 \times 10^{-5}\text{ M}$

**23. مسألة للتحدي** احسب عدد أيونات  $H^+$  وعدد أيونات  $OH^-$  في  $300\text{ mL}$  من الماء النقي عند  $298\text{ K}$ .

## 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 بناءً على اللوغاريتمات الشائعة. الرقم الهيدروجيني pH لمحلول هو سالب لوغاريتم تركيز أيون الهيدروجين.

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

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 قلووية المحلول على مقياس pOH والذي يلاحظ العلاقة بين pH و  $[OH^-]$ . الرقم الهيدروكسيدي pOH لمحلول هو سالب لوغاريتم تركيز أيون الهيدروكسيد.

### الرقم الهيدروكسيدي pOH

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

الرقم الهيدروكسيدي pOH لمحلول يساوي سالب لوغاريتم تركيز أيون الهيدروكسيد.

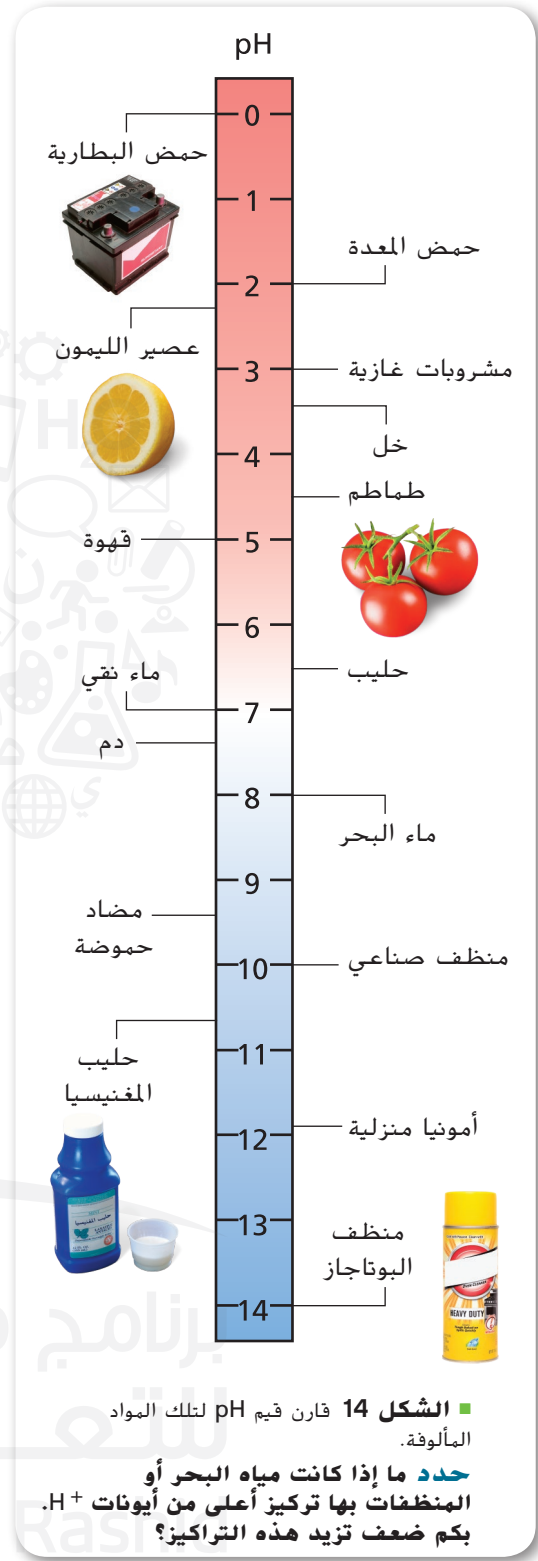
عند 298 K، فإن المحلول الذي يكون pOH الخاص به أقل من 7.0 يكون قاعديًا؛ بينما المحلول الذي يكون pOH الخاص به مساويًا 7.0 يكون متعادلاً؛ أما المحلول الذي يكون pOH الخاص به أكبر من 7.0 فيكون حمضيًا. كما هي الحال مع مقياس pH، فإن التغير في وحدة pOH واحدة يعبر عن تغير في تركيز الأيون قدره عشرة أضعاف. العلاقة البسيطة بين pH و pOH تجعل من السهل حساب أي من الكمييتين في حالة معرفة الكمية الأخرى.

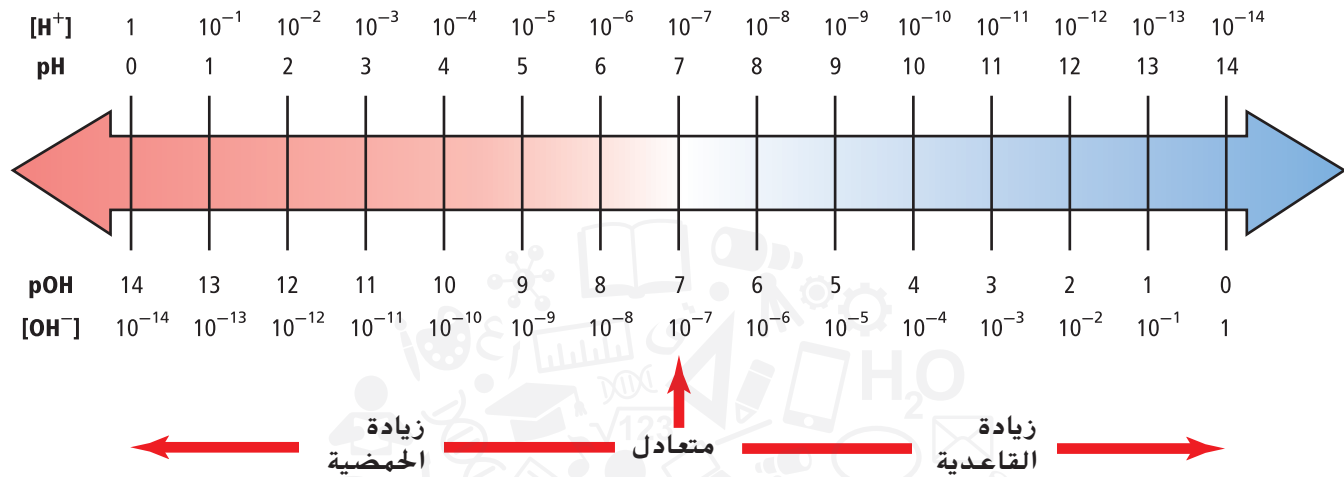
### كيف يرتبط pH و pOH

$$pH + pOH = 14.00$$

مجموع pH و pOH يساوي 14.00.

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





الشكل 15 ادرس هذا الرسم ليزداد فهيك لكل من pH و pOH. لاحظ أنه عند كل وضع عمودي، يكون مجموع pH (أعلى السهم) و pOH (أسفل السهم) مساوياً 14. لاحظ أيضاً أنه عند كل الأوضاع، يكون ناتج ضرب [H<sup>+</sup>] و [OH<sup>-</sup>] مساوياً 10<sup>-14</sup>.

## مثال 2

احسب PH من [H<sup>+</sup>] ما قيمة pH لمحلل متعادل عند 298 K؟

### 1 تحليل المسألة

في محلل متعادل عند 298 K، [H<sup>+</sup>] = 1.0 × 10<sup>-7</sup> M. يجب أن تجد سالب لوغاريتم [H<sup>+</sup>].

مجهول  
pH = ?

معلوم  
[H<sup>+</sup>] = 1.0 × 10<sup>-7</sup> M

### 2 حساب المجهول

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

اكتب معادلة pH.

$$\text{pH} = -\log (1.0 \times 10^{-7})$$

استبدل [H<sup>+</sup>] = 1.0 × 10<sup>-7</sup> M.

الرقم الهيدروجيني pH لمحلل متعادل عند 298 K يساوي 7.00.

### 3 تقييم الإجابة

يُعبّر عن قيم pH بعدد من المنازل العشرية يساوي عدد الأرقام المعنوية في تركيز أيون H<sup>+</sup>. يُذكر pH بالشكل الصحيح بمنزلتين عشريتين.

## تطبيقات

24. احسب pH للمحاليل التالية عند 298 K.

a. [H<sup>+</sup>] = 1.0 × 10<sup>-2</sup> M

b. [H<sup>+</sup>] = 3.0 × 10<sup>-6</sup> M

25. احسب pH للمحاليل المائية التالية عند 298 K.

a. [H<sup>+</sup>] = 0.0055 M

b. [H<sup>+</sup>] = 0.000084 M

26. مسألة للتحدي احسب pH لمحلل حيث [OH<sup>-</sup>] = 8.2 × 10<sup>-6</sup> M.

### 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 مستخدماً تعريفه. ثم احسب pH مستخدماً العلاقة  $pH + pOH = 14.00$ .

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

#### 2 حساب المجهول

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

pOH للمحلول هو 2.40.

استخدم العلاقة بين pH و pOH لإيجاد pH.

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

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

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

pH للمحلول هو 11.60.

#### 3 تقييم الإجابة

التركيز به رقمان معنويان، ولذلك فقد تم التعبير بشكل صحيح عن pH و pOH بمنزلتين عشريتين. نظراً 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 و pOH للمحاليل المائية التالية عند 298 K.

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

28. احسب pH و pOH للمحاليل المائية التالية عند 298 K.

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

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

**حساب تركيز الأيونات من pH** أحياناً، 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 مساوياً 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**

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

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

### 2 حساب المجهول

حدد  $[H^+]$ .

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

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

$$[H^+] = 10^{-7.40}$$

$$[H^+] = 4.0 \times 10^{-8} M$$

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

حدد  $[OH^-]$ .

$$pH + pOH = 14.00$$

$$pOH = 14.00 - pH$$

$$pOH = 14.00 - 7.40 = 6.60$$

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

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

$$[OH^-] = 10^{-6.60}$$

$$[OH^-] = 2.5 \times 10^{-7} M$$

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 الأولي.

## تطبيقات

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

a. الحليب،  $pH = 6.50$

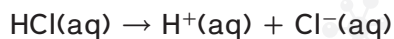
b. عصير الليمون،  $pH = 2.37$

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

c. محلول المغنيسيا،  $pH = 10.50$

d. الأمونيا المنزلية،  $pH = 11.90$

**المولارية والرقم الهيدروجيني pH للأحماض القوية** انظر إلى دوارق محاليل الأحماض والقواعد في الشكل 17. تم تجهيز المحاليل حديثاً ووضع بطاقات عليها تشير إلى المولارية 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). تذكر أن الأحماض القوية هي بالضرورة 100% في صورة أيونات في المحلول. معنى هذا أن التفاعل التالي لأيونات حمض HCl في طريقه للاكتمال.



يُنتج كل جزيء HCl أيوناً واحداً من  $\text{H}^+$ . الزجاجاة التي عليها بطاقة 0.1M HCl تحتوي على 0.1 mol من أيونات  $\text{H}^+$  في اللتر و 0.1 mol من أيونات  $\text{Cl}^-$  في اللتر. بالنسبة لكل الأحماض أحادية البروتون، تركيز الحمض هو تركيز أيونات  $\text{H}^+$ . وهكذا، يمكنك استخدام مولارية الحمض لحساب pH.

**المولارية والرقم الهيدروجيني pH للقواعد القوية** بالمثل، فإن المحلول 0.1M من القاعدة القوية NaOH في الشكل 17 مؤينٌ تآيئاً تاماً.



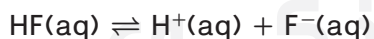
وحدة صيغة واحدة من NaOH تُنتج أيون  $\text{OH}^-$  واحد. وهكذا، فإن تركيز أيونات  $\text{OH}^-$  هو نفس مولارية المحلول، 0.1M.

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

على الرغم من أن الأحماض القوية والقواعد القوية تتأين تآيئاً تاماً في المحاليل المائية المخففة، تذكر أن الأحماض الضعيفة والقواعد الضعيفة تتأين تآيئاً جزئياً فقط. ومن ثم، يجب عليك استخدام قيم  $K_a$  و  $K_b$  لتحديد تراكيز أيونات  $\text{H}^+$  و  $\text{OH}^-$  في محاليل الأحماض والقواعد الضعيفة.

✓ **التأكد من فهم النص** فسّر السبب وراء عدم قدرتك على الحصول على  $[\text{H}^+]$  مباشرةً من مولارية محلول حمض ضعيف.

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



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

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

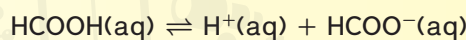


■ **الشكل 17** البطاقة على زجاجة حمض قوي أو قاعدة قوية تدل على تركيز أيونات الهيدروجين أو أيونات الهيدروكسيد في المحلول. وذلك لأنه، في المحلول، توجد الأحماض والقواعد عمومًا كأيونات. **حدد  $[\text{H}^+]$  في دورق HCl و  $[\text{OH}^-]$  في دورق NaOH.**

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  $K_a$  لحمض  $HCOOH$ ؟

### 1 تحليل المسألة

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



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

معلوم

$$pH = 2.38$$

$$0.100M = \text{تركيز المحلول}$$

مجهول

$$K_a = ?$$

### 2 حساب المجهول

استخدم pH لحساب  $[H^+]$ .

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

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

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

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

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

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

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

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

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

ثابت تأين الحمض لحمض  $HCOOH$  هو  $1.8 \times 10^{-4}$ .

### 3 تقييم الإجابة

يُعتبر  $K_a$  معقولًا بالنسبة لحمض ضعيف. الإجابة المذكورة 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  $pH = 1.80$

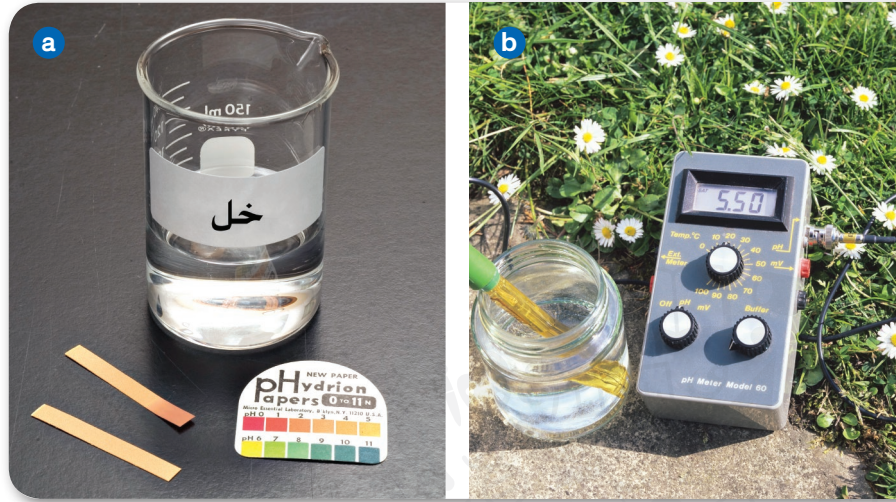
33. احسب  $K_a$  للأحماض الآتية مستخدمًا المعلومات المعطاة.

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.



■ 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 قياساً أكثر دقة في صورة عرض رقمي لـ pH.

**قياس pH** ربما تكون قد استخدمت الورق الكاشف لقياس pH المحلول. ورق تباع الشمس الذي استخدمته في التجربة الاستهلاكية 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 حمضاً أو قاعدة، إلا أن أوراق كواشف الرقم الهيدروجيني المعالجة بعدة كواشف يمكن أن تحدد مجموعة من قيم pH. الفينولفثالين، الذي استخدمته كذلك في التجربة الاستهلاكية، 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، يُعَارَن اللون الجديد مع ألوان pH القياسية على المخطط، كما يظهر في الشكل 18. يوفر مقياس الرقم الهيدروجيني pH في الشكل 18 قياساً أكثر دقة لـ pH. عند وضع الأقطاب في محلول، يُعطي المقياس قراءة مباشرة رقمية لـ pH.

## القسم 3 مراجعة

### ملخص 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 الرئيسية فسّر السبب وراء كون pH المحلول الحمضي دائماً رقم أصغر من الرقم الهيدروكسيدي pOH لنفس المحلول.
36. صف كيف تحدد pH محلول ما إذا عرفت pOH لهذا المحلول.
37. فسّر دلالة  $K_w$  في المحاليل المائية.
38. فسّر، 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 تقريباً. كم يكون  $[H^+]$  و  $[OH^-]$  لثمرة طماطم؟
41. حدّد pH لمحلول يحتوي على  $1.0 \times 10^{-9}$  mol من أيونات  $OH^-$  في اللتر.
42. احسب pH المحاليل الآتية:
 

a. 1.0M HI	c. 1.0M KOH
b. 0.050M $HNO_3$	d. $2.4 \times 10^{-5}M$ $Mg(OH)_2$
43. تفسير المخططات ارجع إلى الشكل 15 للإجابة على هذه الأسئلة: ماذا يحدث لـ  $[H^+]$  و  $[OH^-]$  و pH و pOH عندما يصبح محلول متعادل أكثر حمضية؟ عندما يصبح محلول متعادل أكثر قاعدية؟

**الفكرة الرئيسية** في تفاعل تعادل، يتفاعل الحمض مع القاعدة لإنتاج ملح وماء.

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

## الكيمياء في حياتك

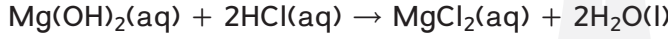
### التفاعلات بين الأحماض والقواعد

إذا حدث وتعرضت لحرقة في المعدة أو سوء هضم، فقد تأخذ أحد مضادات الحموضة الموضحة في الشكل 19 لتخفيف ما تعانیه من اضطراب وألم. ما هو نوع التفاعل الذي يحدث عند تلامس هيدروكسيد المغنسيوم (Mg(OH)<sub>2</sub>)، المكوّن الفعّال في محلول المغنيسيا، مع محلول حمض الهيدروكلوريك (H<sup>+</sup> و Cl<sup>-</sup>) الذي تُفرزه المعدة؟

عند تفاعل Mg(OH)<sub>2</sub> و HCl، يحدث تفاعل تعادل.

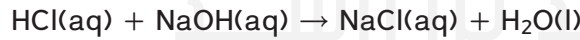
**تفاعل التعادل** عبارة عن تفاعل يتفاعل فيه حمض وقاعدة في محلول مائي لإنتاج ملح وماء. **الملح** عبارة عن مركب أيوني مكوّن من كاتيون (أيون موجب) من قاعدة وأنيون (أيون سالب) من حمض. التعادل عبارة عن تفاعل استبدال ثنائي.

**كتابة معادلات تعادل** في التفاعل بين هيدروكسيد المغنسيوم وحمض الهيدروكلوريك، يحل المغنيسيوم محل الهيدروجين في HCl ويحل الهيدروجين محل المغنيسيوم في Mg(OH)<sub>2</sub>.



لاحظ أن الكاتيون من القاعدة (Mg<sup>2+</sup>) يتحد مع الأنيون من الحمض (Cl<sup>-</sup>) في الملح MgCl<sub>2</sub>.

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



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

### الأسئلة الرئيسية

- كيف تبدو المعادلات الكيميائية لتفاعلات التعادل؟
- كيف تُستخدم تفاعلات التعادل في معايرات الحمض – القاعدة؟
- كيف تُقارن 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

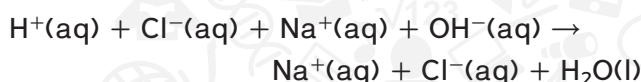
#### المفردات الجديدة

تفاعل تعادل	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

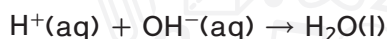


■ **الشكل 20** يقوم أيون الهيدرونيوم بنقل أيون هيدروجين إلى أيون هيدروكسيد. يترتب على فقد  $\text{H}_3\text{O}^+$  لأيون هيدروجين تكوين جزيء ماء. يترتب على اكتساب  $\text{OH}^-$  لأيون هيدروجين كذلك تكون جزيء ماء.

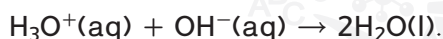
نظرًا لأن HCl حمض قوي، و NaOH قاعدة قوية، و NaCl ملح قابل للذوبان، فإن كل هذه المركبات الثلاث توجد كأيونات في المحلول المائي.



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.



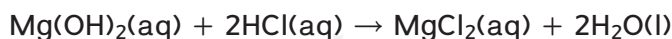
تذكر أنه في المحلول المائي، يوجد أيون  $\text{H}^+$  كأيون  $\text{H}_3\text{O}^+$ ، ولذلك فإن المعادلة الأيونية الصرفة لتفاعل تعادل حمض - قاعدة هي



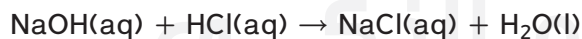
يوضح **الشكل 20** تفاعل التعادل هذا.

✓ **التأكد من فهم النص ووضّح** أن المعادلة الموضحة في **الشكل 20** تمثل تعادل أي حمض قوي بقاعدة قوية عن طريق كتابة المعادلة الأيونية الكاملة والمعادلة الأيونية الصرفة لتعادل  $\text{HNO}_3$  بواسطة KOH.

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

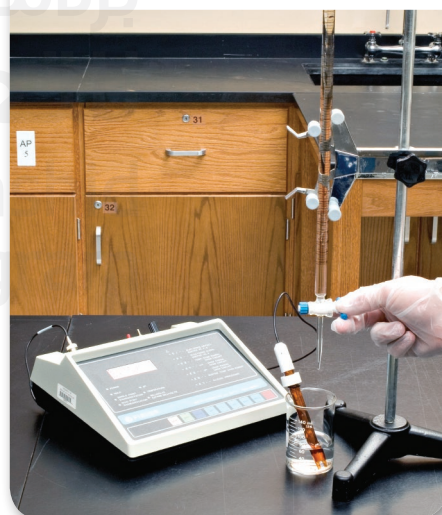


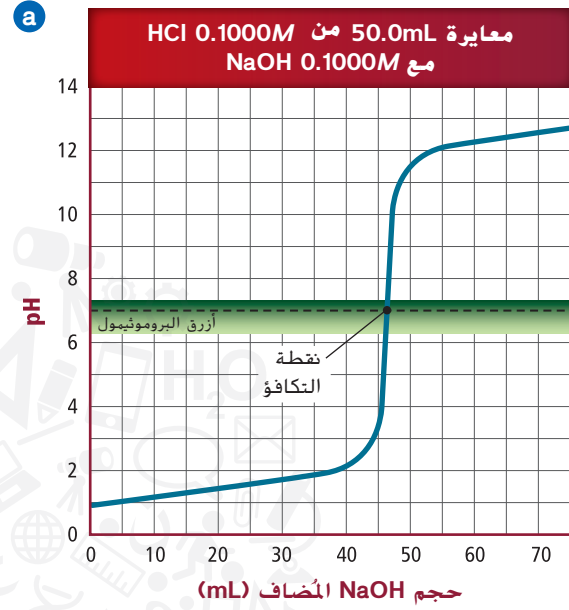
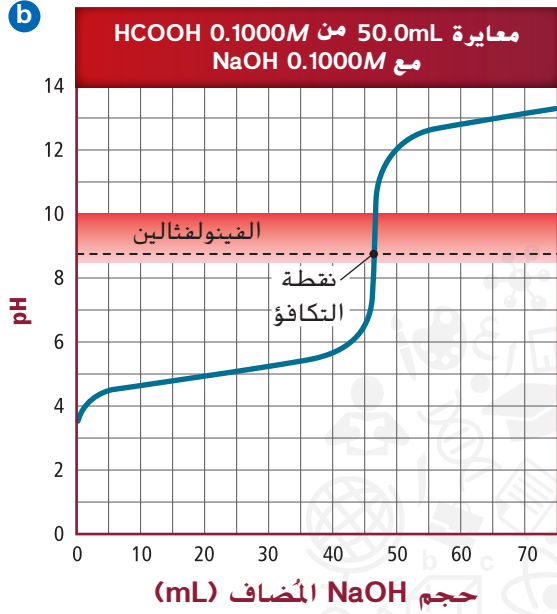
في تفاعل هيدروكسيد الصوديوم وحمض الهيدروكلوريك، فإن مقدار 1 mol من NaOH يُعادل 1 mol من HCl.



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 - 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.





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 المنقط) 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.

### خطوات إجراء المعايرة كيف تتم عملية معايرة الحمض - 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 0.100M HCl، وهو حمض قوي، مع 0.100M NaOH، وهو قاعدة قوية. pH الابتدائية لـ 0.100M 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 متعادلاً. 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  $pH = 9$ .

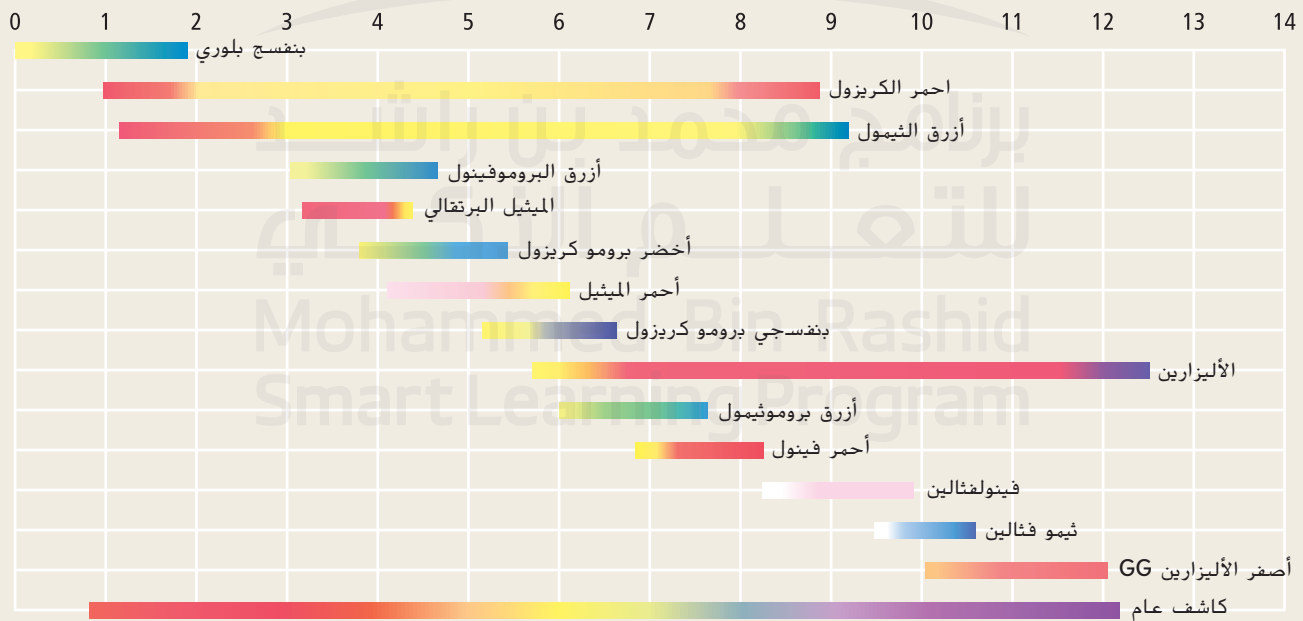
✓ **التحقق من الرسم البياني حدّد** طريقتين تختلف فيهما الرسوم البيانية في الشكل 22.

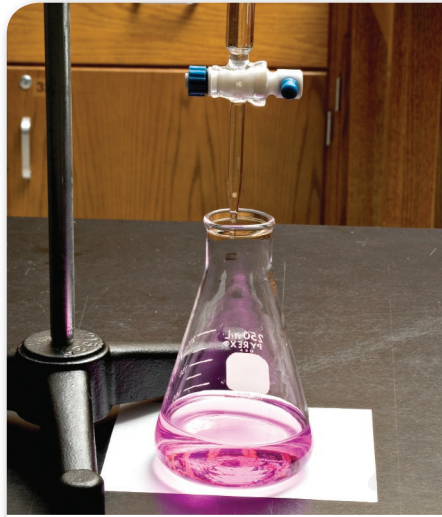


■ **الشكل 23** يصبح لون الشاي الداكن البألوف فاتحًا عند إضافة بعض عصير الليمون إليه. المادة التي يحتويها الشاي هي الكاشف. معظم الكواشف عبارة عن جزيئات كبيرة تعمل كأحماض ضعيفة. تفسر الفروق البسيطة في أنماط الترابط عند تأين أو عدم تأين جزيء الكاشف التغيرات في اللون.

**كواشف الحمض – القاعدة** يستخدم الكيميائيون في الغالب صبغًا كيميائيًا بدلاً من مقياس الرقم الهيدروجيني لتحديد نقطة تكافؤ معايرة الحمض – القاعدة. يطلق على الأصباغ الكيميائية التي تتأثر ألوانها بالمحاليل الحمضية والقاعدية اسم **كواشف الحمض – القاعدة**. تعمل الكثير من المواد الطبيعية ككواشف. إذا استخدمت عصير الليمون في مشروبك من الشاي، ربما تكون قد لاحظت أن لون الشاي البني يُصبح فاتحًا عند إضافة عصير الليمون إليه، كما يظهر في **الشكل 23**. يحتوي الشاي على مركبات تُسمى البوليفينولات 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 الفينولفتالين 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  $pH = 7$ .

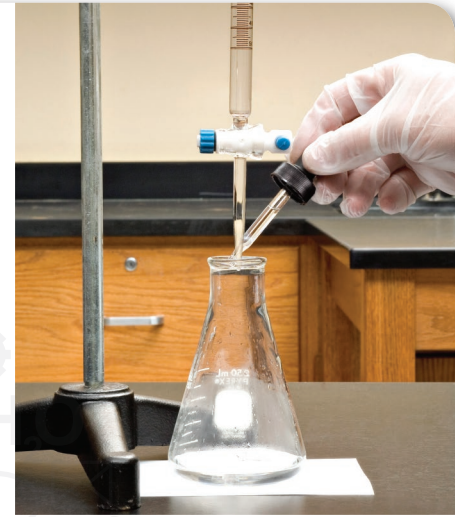




تظهر نقطة نهاية المعايرة مع لون وردي دائم، ولكنه خفيف للغاية. تكشف القراءة الدقيقة للسحاحة أنه تمت إضافة 18.28 mL من 0.1000M NaOH.



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.



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

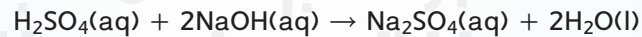
■ **الشكل 25** المعايرة عبارة عن إجراء دقيق ويحتاج إلى الممارسة. يوفر الورق الأبيض تحت الدورق المخروطي خلفية لملاحظة تغير لون الكاشف.

**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. تذكر 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 0.1000M NaOH.

## استراتيجيات حل المسائل

### حساب المولارية

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



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

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

2. من المعادلة، تعرف أن النسبة المولية لـ NaOH إلى  $\text{H}_2\text{SO}_4$  هي 2:1. يجب توافر مولين من NaOH لمعادلة 1 mol من  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

$$\text{mol H}_2\text{SO}_4 = \text{mol NaOH} \times \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{2 \text{ mol NaOH}}$$

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

$$\frac{\text{mol H}_2\text{SO}_4}{V_A} = M_A$$

طَبِّق هذه الاستراتيجية بينما تقوم بدراسة المثال 6.

## مثال 6

**المولارية من بيانات المعايرة** كان يلزم استخدام حجم قدره 18.28 mL من محلول قياسي من 0.1000M 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 0.1M.

**مجهول**

$$M_A = ? \text{ mol/L}$$

**معلوم**

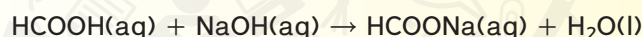
$$V_A = 25.00 \text{ mL HCOOH}$$

$$V_B = 18.28 \text{ mL NaOH}$$

$$M_B = 0.1000M$$

### 2 حساب المجهول

اكتب معادلة موازنة بالصيغ لتفاعل التعادل.



1 mol HCOOH يُعادل 1 mol NaOH .

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

احسب مولات NaOH.

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

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

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

احسب مولات HCOOH.

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

طبق علاقة الحسابات الكيميائية.

احسب مولارية HCOOH.

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

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

أوجد حل  $M_A$ .

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

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

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

استبدل  $V_A = 0.02500 \text{ L}$ .

### 3 تقييم الإجابة

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

## تطبيقات

44. ما مولارية محلول حمض النيتريك إذا لزم 43.33 mL من محلول 0.1000M 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 0.5900M HCl لمعادلة 25.00 mL من المحلول؟
46. **مسألة للتحدي** كم عدد المليلترات من 0.500M NaOH التي تُعادل 25.00 mL من 0.100M H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>؟

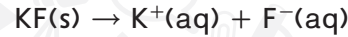
## التحلل المائي للأملح (التميؤ) Salt Hydrolysis



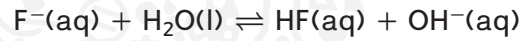
■ **الشكل 26** الكاشف أزرق البروموثيمول يعطي نتائج مُدهشة عند إضافته إلى ثلاثة محاليل من الأملاح الأيونية. محلول  $\text{NH}_4\text{Cl}$  حمضي، بينما محلول  $\text{NaNO}_3$  متعادل، ومحلول  $\text{KF}$  قاعدي. يجب أن يرتبط التفسير بقوة الأحماض والقواعد التي تكوّن منها الملح.

في **الشكل 26**، تمت إضافة عدة قطرات من محلول كاشف أزرق البروموثيمول إلى محاليل مائية  $0.10M$  من أملاح كلوريد الأمونيوم ( $\text{NH}_4\text{Cl}$ )، ونيترات الصوديوم ( $\text{NaNO}_3$ )، وفلوريد البوتاسيوم ( $\text{KF}$ ). تُحوّل نيترات الصوديوم الكاشف إلى اللون الأخضر، وهو ما يُعني أن المحلول متعادل. اللون الأزرق لمحلول  $\text{KF}$  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 أيونات الملح المتفكك أيونات الهيدروجين من الماء أو تقوم كاتيونات الملح المتفكك بمنح أيونات الهيدروجين للماء.

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

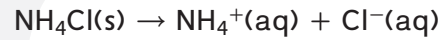


لا تتفاعل أيونات  $\text{K}^+$  مع الماء، ولكن أيونات  $\text{F}^-$  فهي قاعدة برونشند-لوري ضعيفة. بعض أيونات الفلوريد تُحدث هذا الاتزان مع الماء.

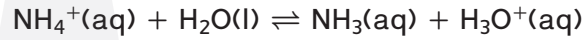


يتم إنتاج جزيئات فلوريد الهيدروجين وأيونات  $\text{OH}^-$ . إنتاج أيونات  $\text{OH}^-$  يجعل المحلول قاعديًا.

**الأملاح التي تُنتج محاليل حمضية**  $\text{NH}_4\text{Cl}$  عبارة عن ملح قاعدة ضعيفة ( $\text{NH}_3$ ) وحمض قوي ( $\text{HCl}$ ). وعند الذوبان في الماء، يتفكك الملح إلى أيونات أمونيوم وأيونات كلوريد.



لا تتفاعل أيونات  $\text{Cl}^-$  مع الماء، ولكن أيون  $\text{NH}_4^+$  فهو حمض برونشند-لوري ضعيف. تتفاعل أيونات الأمونيوم مع جزيئات الماء وينشأ هذا الاتزان.



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

**الأملاح التي تُنتج محاليل متعادلة** نيترات الصوديوم ( $\text{NaNO}_3$ ) عبارة عن ملح لحمض قوي ( $\text{HNO}_3$ ) وقاعدة قوية ( $\text{NaOH}$ ). يحدث القليل من التحلل المائي للأملاح (التميؤ) أو لا يحدث على الإطلاق لأنه لا  $\text{Na}^+$  ولا  $\text{NO}_3^-$  يتفاعلان مع الماء. ومن ثم، فإن محلول نيترات الصوديوم متعادل.

### تطبيقات

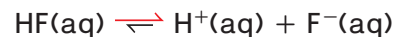
**47.** اكتب معادلات تفاعلات تميؤ الأملاح التي تحدث عند ذوبان الأملاح التالية في الماء. صنف كلاً منها كحمضي أو قاعدي أو متعادل.

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

**48.** مسألة للتحدي اكتب المعادلة الخاصة بالتفاعل الذي يحدث في معايرة هيدروكسيد الأمونيوم ( $\text{NH}_4\text{OH}$ ) مع بروميد الهيدروجين ( $\text{HBr}$ ). هل ستكون pH عند نقطة التكافؤ أكبر أم أصغر من 7؟



**إضافة قاعدة** عند إضافة قاعدة إلى المحلول المنظم حمض الهيدروفلوريك / أيون الفلوريد، فإن أيونات  $\text{OH}^-$  المضافة تتفاعل مع أيونات  $\text{H}^+$  من  $\text{H}_2\text{O}$ . ويقلل هذا تركيز أيونات  $\text{H}^+$ ، وينزاح الاتزان نحو اليمين لتعويض أيونات  $\text{H}^+$ .



على الرغم من أن الإزاحة نحو اليمين تستهلك جزيئات HF وتنتج أيونات  $\text{F}^-$  إضافية، يظل pH ثابتاً إلى حدٍ ما لأن تركيز أيون  $\text{H}^+$  لم يتغير بشكل كبير أو ملحوظ. قدرة المحلول المنظم على مقاومة تغير pH يمكن تجاوزها عن طريق إضافة الحمض أو 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 – القاعدة المرافق متساوية أو متساوية تقريباً. تأمل المحلول المنظم  $\text{H}_2\text{PO}_4^-/\text{HPO}_4^{2-}$  الناتج عن مزج مقادير مولية متساوية من  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$  و  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$ .



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

$$K_a = 6.2 \times 10^{-8} = \frac{[\text{H}^+][\text{HPO}_4^{2-}]}{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]}$$

نظراً لأن المحلول قد تم الحصول عليه عن طريق استخدام مقادير مولارية متساوية من  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$  و  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$ ، فإن  $[\text{HPO}_4^{2-}]$  يساوي  $[\text{H}_2\text{PO}_4^-]$ . وهكذا، فإن الطرفين في تعبير تآين الحمض يتساويان.

$$6.2 \times 10^{-8} = \frac{[\text{H}^+][\text{HPO}_4^{2-}]}{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]} = [\text{H}^+]$$

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

وهكذا، في حالة تواجد مقادير مولارية متساوية من كل مكون من المكونات في المنظم  $\text{HPO}_4^{2-}/\text{H}_2\text{PO}_4^-$ ، فإن المحلول المنظم يمكنه الاحتفاظ بـ pH قريب جداً من 7.21. لاحظ أن pH هو سالب لوغاريتم  $K_a$ . يوضح الجدول 7 عدة أنظمة لمحاليل منظمة، مع الـ pH الذي يكون عنده كل نظام من هذه الأنظمة فعالاً.

### المفردات الاستخدام العلمي مقابل الاستخدام العادي

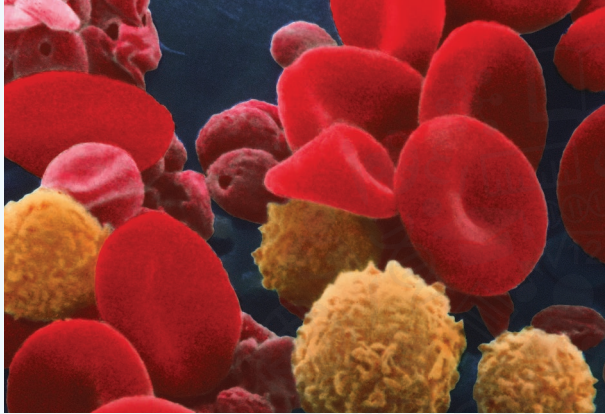
**المحلول المنظم buffer**  
الاستخدام العلمي: محلول يُقاوم التغير في pH عند إضافة كميات محدودة من الحمض أو القاعدة. يقرر الكيميائي استخدام مُنظم يتكون من مقادير مولارية متساوية من حمض الفورميك وفورمات الصوديوم.  
الاستخدام العادي: شيء يُستعمل كحاجز وقائي بالنسبة للبيوت المتاخمة للشاطئ، يعمل الجدار البحري المرتفع كحاجز ضد أمواج البحر الهائجة.

### الجدول 7 المحاليل المنظمة مع مكونات متساوية المولارية.

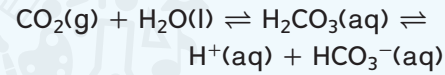
أثران المحلول المنظم	زوج الحمض – القاعدة المرافق في المحلول المنظم	pH للمحلول المنظم
$\text{HF}(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{H}^+(\text{aq}) + \text{F}^-(\text{aq})$	HF/F <sup>-</sup>	3.20
$\text{CH}_3\text{COOH}(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{H}^+(\text{aq}) + \text{CH}_3\text{COO}^-(\text{aq})$	CH <sub>3</sub> COOH/CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup>	4.76
$\text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{H}^+(\text{aq}) + \text{HCO}_3^-(\text{aq})$	H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> /HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	6.35
$\text{H}_2\text{PO}_4^-(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{H}^+(\text{aq}) + \text{HPO}_4^{2-}(\text{aq})$	H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> <sup>-</sup> /HPO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	7.21
$\text{NH}_3(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{NH}_4^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup> /NH <sub>3</sub>	9.4
$\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$	C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> NH <sub>3</sub> <sup>+</sup> /C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> NH <sub>2</sub>	10.70

# 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 زيف. 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 ( $\text{H}_2\text{CO}_3/\text{HCO}_3^-$ ) هو الأكثر أهمية.



### فكر بشكل ناقِد

1. **حدد** كم مرة يتضاعف  $[\text{H}^+]$  لو أن pH الدم تغير من 7.4 إلى 7.1.
  2. **اقترح** سبباً وراء كون نسبة 20:1 لحمض  $\text{HCO}_3^-$  إلى  $\text{CO}_2$  في الجسم مناسبة للإبقاء على pH عند مستوى صحي.
  3. **توقع** ما إذا كان، في كل وضع على حدة، pH الدم سيرتفع أو ينخفض، والطريقة التي سينزاح بها التوازن  $\text{H}_2\text{CO}_3/\text{HCO}_3^-$ .
- a. شخص مُصاب بفيروس حاد في المعدة يتقيأ مرات كثيرة خلال مدة 24 ساعة.
- b. لمقاومة حرقة المعدة، يتناول الشخص الكثير من  $(\text{NaHCO}_3)$ .

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

### التحليل

بناء على معدل الأيض في جسمك وغير ذلك من العوامل الأخرى، فسوف يتحول التوازن  $\text{H}_2\text{CO}_3/\text{HCO}_3^-$  طبقاً لمبدأ لو شاتيليه. علاوة على ذلك، تستطيع الرئتان تغيير معدل إخراج غاز  $\text{CO}_2$  من الجسم عن طريق التنفس، وتستطيع الكليتان تغيير معدل إزالة أيونات  $\text{HCO}_3^-$ .

## القسم 4 مراجعة

### ملخص القسم

- في تفاعل تعادل، يتفاعل الحمض مع القاعدة لإنتاج ملح وماء.
- المعادلة الأيونية الصرفة لتفاعل حمض قوي بقاعدة قوية هي  $\text{H}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
- المعايرة هي العملية التي يُستخدم فيها تفاعل تعادل حمض - قاعدة لتحديد تركيز المحلول.
- تحتوي المحاليل المنظمة على جزيئات وأيونات تُقاوم التغيرات في pH.

49. الفكرة الرئيسية **فسّر** السبب وراء كون المعادلة الأيونية الصرفة لتفاعل تعادل أي حمض قوي بأي قاعدة قوية هي دائماً نفس المعادلة لا تتغير.
50. **فسّر** الفرق بين نقطة التكافؤ ونقطة النهاية في المعايرة.
51. **قارن** نتائج تجربتين: أولاً، إضافة مقدار صغير من القاعدة إلى محلول غير منظم حيث pH له يساوي 7. ثانياً، إضافة نفس المقدار من القاعدة إلى محلول منظم حيث pH له يساوي 7.
52. **احسب** مولارية محلول حمض الهيدروبروميك ( $\text{HBr}$ ) إذا كان يلزم استخدام 30.35 mL من 0.1000M NaOH لمعايرة 25.00 mL من الحمض وصولاً إلى نقطة التكافؤ.
53. **فسّر** 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. **صمّم تجربة** صمّم كيف تصمم وتنفذ عملية معايرة تستخدم فيها 0.250M  $\text{HNO}_3$  لتحديد مولارية محلول هيدروكسيد السيزيوم. اكتب الصيغ والمعادلة الأيونية الصرفة.

# الكيمياء في الحياة اليومية



**الشكل 2** يعمل الخبز على حجز الفقاعات المتكونة خلال التفاعل بين الحمض والقاعدة، مما يؤدي إلى صنع كعكة خفيفة وهشة.

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

**مسحوق الخبز** إذا كانت الوصفة لا تتضمن سائلاً حمضياً، يتم استخدام مسحوق الخبز. معظم مسحوق الخبز عبارة عن مزيج صودا الخبز 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.

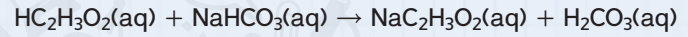
## الكتابة في الكيمياء

**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؟ فسر.

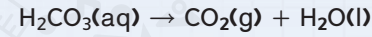
## تفاعلات الحمض القاعدة التي تحدث في عملية الخبز

هل تتذكر مدى بهجتك عند مشاهدتك فوران بركان صودا الخبز والخل؟ فقاعات ثاني أكسيد الكربون (CO<sub>2</sub>) الناتجة عن تفاعل الانحلال (التفكك) والذي تبع سريعاً تفاعل الحمض القاعدة بين الخل (HC<sub>2</sub>H<sub>3</sub>O<sub>2</sub>)، الحمض وصودا الخبز (NaHCO<sub>3</sub>)، قاعدة، كما يظهر أدناه.

### تفاعل حمض - قاعدة



### الانحلال (التفكك)



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

**صودا الخبز** كربونات الصوديوم الهيدروجينية، وتسمى 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، والعلس، وعصير الليمون، ومخيض اللبن، وغيرها الكثير.



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

# مختبر الكيمياء

## معايرة قاعدة

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

**السؤال: كيف تحدد مولارية محلول قاعدي؟**

بيانات المعايرة	
تجربة 1	
كتلة زجاجة الوزن والحمض	
كتلة زجاجة الوزن	
كتلة الحمض الصلب	ملعقة
مولات الحمض	دورق مخروطي سعة 250 mL
مولات القاعدة المطلوبة	حجمي سعته 500 mL مع سدادة مطاطية
القراءة النهائية لسحاحة القاعدة	كأس سعة 250 mL
القراءة الابتدائية لسحاحة القاعدة	ميزان حساس
حجم القاعدة المستخدم بالمليتر mL	زجاجة وزن
مولارية القاعدة	زجاجة غسل

### المواد

سحاحة 50 mL	ماسك سحاحة
محمل حلقي	هيدروكسيد الصوديوم (NaOH)
فثالات البوتاسيوم الهيدروجينية (KHC <sub>8</sub> H <sub>4</sub> O <sub>4</sub> )	محلول فينولفثالين
ماء مقطر	

### احتياطات السلامة



**تحذيرات: تُنتج عملية إذابة NaOH في الماء حرارة. الفينولفثالين قابل للاشتعال. أبتعد عن السنة اللهب.**

### الإجراءات

- عندما يبدأ اللون الوردي في البقاء فترة أطول مع تدوير الدورق المخروطي، أضف القاعدة قطرةً قطرةً.
- 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.
- احسب مولارية قاعدتك مستخدمًا الخطوات 1-4 في قسم التحليل والاستنتاج.
- املاً السحاحة مرة أخرى. اغسل الدورق المخروطي بالماء. كرر المعايرة حتى تتقارب قيم المولارية المحسوبة في التجارب الثلاثة.
- التنظيف والتخلص من النفايات** اغسل المحاليل المتعادلة في الحوض باستخدام قدر كبير من الماء.

### التحليل والنتائج

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

- اقرأ تعليمات السلامة لهذا المختبر قبل بدء العمل.
- 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.
- استخدم زجاجة الوزن لأخذ كتلة مقدارها تقريبًا 0.40 g من فثالات البوتاسيوم الهيدروجينية (KHC<sub>8</sub>H<sub>4</sub>O<sub>4</sub>). الكتل المولية = 204.32 g/mol وانقلها إلى دورق مخروطي 250 mL قم بتسجيل هذه الكتلة.
- استخدم زجاجة الغسل لتغسل الجوانب الداخلية للدورق المخروطي، وأضف حوالي 50 mL من الماء. أضف قطرتين من محلول كاشف الفينولفثالين.
- اغسل السحاحة بمقدار 10 mL من محلول القاعدة المتوفر لديك. تخلص من محلول الغسل في كأس النفايات. ثبت السحاحة بالمحمل الحلقي مستخدمًا ماسك السحاحة.
- املاً السحاحة بمحلول NaOH. يجب أن يكون مستوى السائل عند العلامة صفراً أو تحتها. لإزالة أي هواء محبوس في طرف السحاحة، اترك قدرًا قليلاً من القاعدة يخرج من طرف السحاحة إلى كأس النفايات. اقرأ السحاحة إلى أقرب 0.02 mL، وسجل هذه القراءة الابتدائية.
- ضع قفازة ورقية بيضاء على قاعدة المحمل الحلقي. قم بتدوير الدورق المخروطي بينما تسمح لمحلول NaOH بأن ينساب ببطيئاً من السحاحة إلى الدورق المخروطي.

### توسيع نطاق الاستفسارات

**صمم تجربة** حدد تركيز محلول الخل بدون استخدام كاشف.

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

### القسم 1 مقدمة في الأحماض والقواعد

الفكرة الرئيسية تساعد النماذج المختلفة في وصف سلوك الأحماض والقواعد.

- المفردات**
- المحلول الحمضي
  - المحلول القاعدي
  - نموذج أرهنيوس
  - نموذج وبرونشتد - لوري
  - الحمض المرافق
  - القاعدة المرافقة
  - زوج الحمض - القاعدة المرافق
  - الأمفوتيري
  - نموذج لويس

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

### القسم 2 قوة الأحماض والقواعد

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

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

- 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.

### القسم 3 أيونات الهيدروجين والـ pH

الفكرة الرئيسية pH و pOH عبارة عن مقياس لوغاريتمي تعبر عن تراكيز أيونات الهيدروجين وأيونات الهيدروكسيد في المحاليل المائية.

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

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 تركيز أيون الهيدروكسيد. pH زائد pOH يساوي 14.

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

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

$$pH + pOH = 14.00$$

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

### القسم 4 التعادل

الفكرة الرئيسية في تفاعل تعادل، يتفاعل الحمض مع القاعدة لإنتاج ملح وماء.

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

- في تفاعل تعادل، 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 تعادل حمض - قاعدة لتحديد تركيز محلول.
- تحتوي المحاليل المنظمة على جزيئات وأيونات تُقاوم التغيرات في pH.

### القسم 1

#### إتقان المفاهيم

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

56. اكتب معادلة كيميائية موزونة تمثل التأين الذاتي للماء.

57. صتّف كل مركب من حيث كونه حمض أرهنيّوس أو قاعدة أرهنيّوس؟

- 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؟

← القاعدية ————— التعادل ————— الحمضية →



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 مثالاً 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

#### إتقان 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 الدوايق الموضحة في الشكل 29 قد تحتوي على محلول حمض الهيپوكلوروز  $0.1M$ ؟ فسّر إجابتك.

68. فسّر كيف ستنظر 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 الهيپوكلوروز عبارة عن مُطهّر صناعي. اكتب المعادلة الكيميائية والتعبير  $K_a$  لتأين حمض الهيپوكلوروز في الماء.

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

73. تتفاعل قاعدة ضعيفة افتراضية  $ZaH_2$  مع الماء لتعطي محلول  $OH^-$  بتركيز أيونات قدره

$2.68 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$  المعادلة الكيميائية للتفاعل هي  
 $ZaH_2(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons ZaH_3^+(aq) + OH^-(aq)$   
إذا كان  $[ZaH_2]$  عند الاتزان  $0.0997 \text{ mol/L}$ ، 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.

## القسم 3

### إتقان المفاهيم

75. ما العلاقة بين pOH وتركيز أيونات  $\text{OH}^-$  في المحلول؟
76. الرقم الهيدروجيني pH للمحلول A هو 2.0. الرقم الهيدروجيني pH للمحلول B هو 5.0. أي المحلولين أكثر حمضية؟ بناء على تركيزي أيون  $\text{H}^+$  في المحلولين. كم ضعفاً تبلغ هذه الزيادة في الحمضية؟
77. إذا نقص تركيز أيونات  $\text{H}^+$  في محلول مائي. ما الذي يجب أن يحدث لتركيز أيونات  $\text{OH}^-$ ؟ لماذا؟
78. استخدم مبدأ لو شاتيليه لشرح ما يحدث للإتزان  $\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{H}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$  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  $\text{H}^+ = 4.0 \times 10^{-10} \text{M}$ ؟  
d. أيها pOH له يساوي 11.0؟  
e. كم عدد مرات زيادة قاعدية مضاد الحموضة عن الدم؟

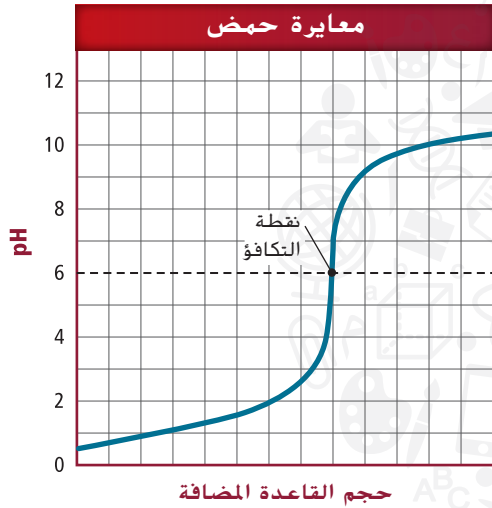
### إتقان حل المسائل

80. ما هو  $[\text{OH}^-]$  في محلول مائي عند 298 K يكون به  $[\text{H}^+] = 5.40 \times 10^{-3} \text{M}$ ؟
81. ما قيمتا pH و pOH للمحلول الموصوف في السؤال 80؟
82. إذا أضيف 5.00 mL من 6.00M HCl إلى 95.00 mL من الماء النقي، فسوف يكون الحجم النهائي للمحلول 100.00 mL. ما قيمة pH للمحلول؟
83. بالنظر إلى المحلولين 0.10M HCl و 0.10M HF. أي المحلولين يمتلك تركيزاً أكبر من أيونات  $\text{H}^+$ ؟ احسب قيم pH للمحلولين. إذا كان  $[\text{H}^+] = 7.9 \times 10^{-3} \text{M}$  في 0.10M HF.
84. **منظف الفلزات** يُستخدم حمض الكروميك كمنظف صناعي للفلزات. ما قيمة  $K_a$  للتأين الثاني لحمض الكروميك ( $\text{H}_2\text{CrO}_4$ ) إذا كان pH لمحلول 0.040M كرومات الصوديوم الهيدروجينية هو 3.946؟

## القسم 4

### إتقان المفاهيم

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



الشكل 30

86. ما هي كواشف الحمض - 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 - قاعدة؟
88. ماذا يحدث عند إضافة حمض إلى المحلول المنظم  $\text{HF}/\text{F}^-$ ؟
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.  $\text{KHCO}_3$  c.  $\text{NH}_4\text{NO}_2$  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 0.3340M ووجد أنه يلزم 15.22 mL من الحمض للوصول إلى نقطة نهاية المعايرة. ما هي مولارية محلول حمض LiOH؟
93. في معايرة الحمض - القاعدة، تتم معايرة 45.78 mL من محلول حمض الكبريتيك حتى نقطة النهاية بمقدار 74.30 mL من 0.4388M محلول هيدروكسيد الصوديوم. ما هي مولارية محلول  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ؟

مراجعة عامة

94. اكتب معادلة تفاعل التآين وتعبير ثابت التآين للقاعدة الإيثيل أمين ( $C_2H_5NH_2$ ) في الماء.
95. كم عدد المليلترات من  $0.225M$  HCl يلزم استخدامها لمعايرة  $6.00$  g من KOH؟
96. ما قيمة pH لمحلول  $0.200M$  حمض الهيپوبروموز ( $HBrO$ )؟  $K_a = 2.8 \times 10^{-9}$
97. أي مما يلي أحماض متعددة البروتونات؟ اكتب معادلات تآين 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 تآين 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، فسّر 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 pH الخاصة بالمحاليل؟

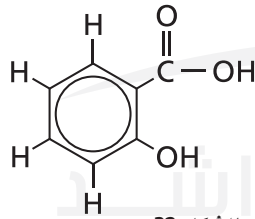


الشكل 31

101. قطب مقياس pH في الشكل 31 مغمور في محلول  $0.200M$  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  $H_2PO_4^-/HPO_4^{2-}$ .
103. المحلول المنظم المكون من حمض البنزويك ( $C_6H_5COOH$ ) وبنزوات الصوديوم ( $C_6H_5COONa$ ) تركيزهما  $0.0500M$ . إذا كان  $K_a$  لحمض البنزويك يساوي  $6.4 \times 10^{-5}$ ، ما قيمة pH للمحلول؟

التفكير الناقد

104. أُنقد العبارة التالية: "المادة التي تكون صيغتها الكيميائية تحتوي على مجموعة هيدروكسيل يجب اعتبارها قاعدة."
105. التحليل والنتائج هل من الممكن بالنسبة لحمض أرهنيوس ألا يكون حمض برونشترد-لوري؟ هل من الممكن بالنسبة لحمض حسب نموذج برونشترد-لوري ألا يكون حمض أرهنيوس؟ هل من الممكن بالنسبة لحمض لويس ألا يُصنّف سواء كحمض أرهنيوس ولا كحمض برونشترد-لوري؟ فسّر واذكر أمثلة.
106. تطبيق المفاهيم استخدم ثابت تآين الماء  $298$  K لشرح السبب وراء كون أي محلول له pH تساوي  $3.0$  يجب أن تكون pOH له  $11.0$ .
107. حدد أحماض و قواعد 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 ارسـم منحنى تقريبي للحجم مقابل pH، الذي سينتج عن معايرة حمض ثنائي البروتون بمحلول  $0.10M$  NaOH.
109. إدراك السبب والنتيجة وضح طريقة عمل المحلول المنظم مستخدماً 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 ساليسيليك، والاسم الشائع له هو الأسبرين. قيم ذرات الهيدروجين في جزيء حمض الساليسيليك بناءً على معرفتك بالهيدروجين القابل للتآين في جزيء حمض الأسيتيك،  $CH_3COOH$ . توقع أي ذرات الهيدروجين في حمض الساليسيليك يُحتمل أن تكون قابلة للتآين.
111. تطبيق المفاهيم مثل كل ثوابت الاتزان، تختلف قيمة  $K_w$  باختلاف درجة الحرارة.  $K_w$  يساوي  $2.92 \times 10^{-15}$  عند درجة حرارة  $10^\circ C$  و  $1.00 \times 10^{-14}$  عند درجة حرارة  $25^\circ C$  و  $2.92 \times 10^{-14}$  عند درجة حرارة  $40^\circ C$ . في ضوء هذه المعلومات، احسب وقارن قيم pH الخاصة بالماء النقي عند درجات الحرارة الثلاثة هذه. بناءً على حساباتك، هل صحيح أن تقول أن pH للماء النقي هو دائماً  $7.0$ ؟ فسّر إجابتك.

## مسألة تحدي

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

## مراجعة تراكمية

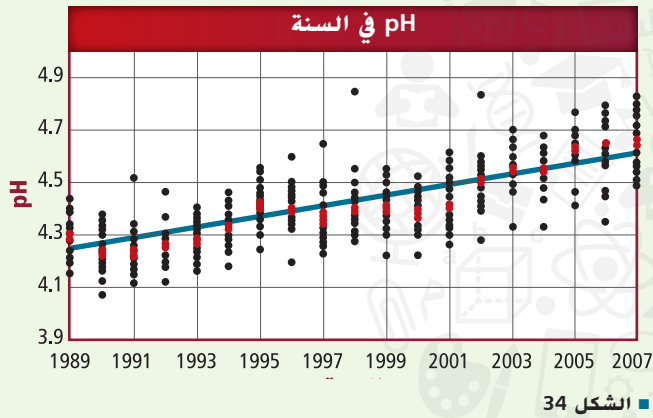
113. ما العوامل التي تحدد كون الجزيء قطبي أم غير قطبي؟  
114. ما هي خواص بعض السوائل التي تفسر السطح الهالالي الذي يتكون عند سطح محلول في سحاحة؟  
115. أي العمليات الفيزيائية الآتية طارد للحرارة بالنسبة للماء – التجمد، الغليان، التكثف، التسامي، التبخر؟  
116. فسّر السبب وراء سخونة منفاخ هوائي عندما تقوم 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 خطاباً إلى عالم الكيمياء السويدي سفانت أرهنيوس تناقش معه الفروق بين نظريتك ونظريته ووضح له مزايا نظريتك.  
118. الحمض الأميني يتحد عشرون حمضاً أمينياً 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.

## أسئلة مبنية على المستندات DBQ

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.

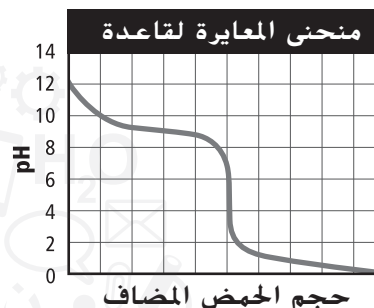


119. على وجه العموم، ما هو الاتجاه في متوسط pH للسنوات 1989 حتى 2007؟  
120. احسب  $[H^+]$  لأقل وأكبر قياسات pH تم تسجيلها على التمثيل البياني. ما هو عدد مرات الزيادة في حمضية ماء المطر الأكثر حمضية عن ماء المطر الأقل حمضية؟  
121. ما خط اتجاه pH في 2007؟ ما مدى تغير متوسط pH بين عامي 1989 و2007؟

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

### الاختبار من متعدد

استخدم التمثيل البياني أدناه للإجابة على السؤالين 1 و 2.



1. ما قيمة pH عند نقطة تكافؤ هذه المعايرة؟

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

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

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

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

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

استخدم الجدول أدناه للإجابة على الأسئلة 4–6.

بيانات ثابت التأيّن و pH لمجموعة من الأحماض العضوية الضعيفة		
$K_a$	pH لمحلول تركيزه 1.000M	الحمض
$1.78 \times 10^{-4}$	1.87	الفورميك
$3.55 \times 10^{-3}$	?	سيانوأستيك
?	2.43	البروبانويك
$7.08 \times 10^{-3}$	1.09	اللوتيدنيك
$9.77 \times 10^{-5}$	2.01	الباربيتيوريك

4. ما الحمض الأقوى؟

- A. حمض الفورميك
- B. حمض السيانوأستيك
- C. حمض اللوتيدنيك
- D. حمض الباربيتيوريك

5. ما تركيز أيون الهيدرونيوم لحمض البروبانويك؟

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

6. ما قيمة pH لمحلول 0.40M من حمض السيانوأستيك؟

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

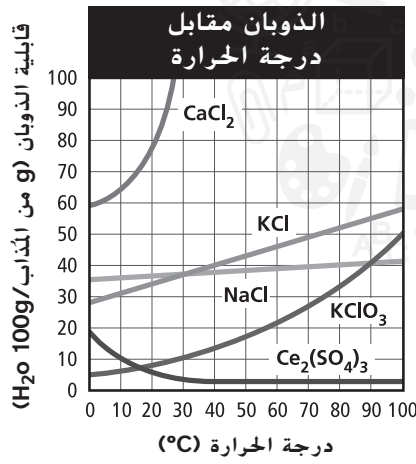
7. ما معنى أن قيمة  $K_{eq}$  أكبر من 1؟

- 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.

## اختبار SAT في المادّة: 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 التمثيل البياني أدناه للإجابة على السؤالين 15 و 16.



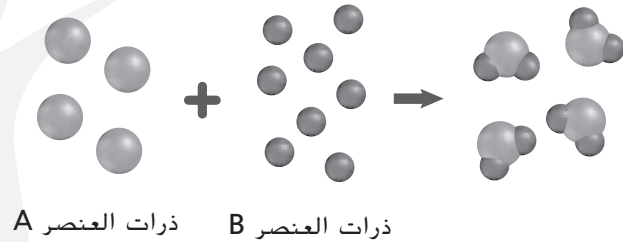
15. ما المركب الذي تكون قابليته للذوبان 38 g/100 g H<sub>2</sub>O عند درجة حرارة 50°C؟
- A. CaCl<sub>2</sub>                      D. KClO<sub>3</sub>  
B. KCl                              E. Ce<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub>  
C. NaCl
16. أي المركبات الآتية تكون الزيادة في قابليته للذوبان هي الأكبر مع زيادة درجة الحرارة؟
- A. Ce<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub>                      D. NaCl  
B. CaCl<sub>2</sub>                              E. KCl  
C. KClO<sub>3</sub>

## أسئلة ذات إجابات قصيرة

- استخدم وصف التجربة أدناه للإجابة على الأسئلة 8-10.
- تم إطلاق عيتين 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<sub>2</sub>).
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 سيغمله؟

## أسئلة ذات إجابات مفتوحة

استخدم الشكل أدناه للإجابة على السؤال 11.



11. اشرح كيف يثبت التفاعل الكيميائي الموضح في هذا الشكل قانون حفظ الكتلة.
12. صِف إجراءات المختبر لتحضير محلول مائي 0.50M من NaOH ومحلول مائي 0.50m من NaOH.
13. وضح كيف تعبر عن تركيز المحلول 0.50m في السؤال 12 في صورة كسر من المول.

# تفاعلات الأكسدة والاختزال

الفكرة الرئيسية تعتبر تفاعلات الأكسدة والاختزال من بين أكثر العمليات الكيميائية شيوعاً في كل من الطبيعة والصناعة- وهي تتضمن انتقال للإلكترونات.

## الأقسام

### 1 الأكسدة والاختزال

### 2 وزن معادلات الأكسدة والاختزال

## التجربة الاستهلاكية

### ماذا يحدث عند تفاعل الحديد مع كبريتات النحاس (II)؟

ينتج الصدأ عن التفاعل بين الحديد والأكسجين. يمكن للحديد التفاعل مع مواد أخرى غير الأكسجين. في هذه التجربة، ستدرس التفاعل بين الحديد وكبريتات النحاس (II)

المطويات  
منظم الدراسة

## وزن معادلات الأكسدة والاختزال

قم بعمل مطوية. قم بتسميتها كما هو موضح في الشكل. قم باستخدامها لتلخيص الطرق المختلفة المستخدمة في وزن معادلات الأكسدة والاختزال.

نصف التفاعل	<input type="checkbox"/>
معادلة الأكسدة والاختزال الأيونية	<input type="checkbox"/>
طريقة عدد الأكسدة	<input type="checkbox"/>
وزن معادلات الأكسدة والاختزال	<input type="checkbox"/>

تفاعل الأكسدة والاختزال في أنبوب الضوء (عصا التوهج) ينتج عنه ضوء بدون حرارة. من تفاعلات الأكسدة والاختزال الأخرى الشائعة التي ينتج عنها الضوء مثل الكائنات البحرية التي تعيش في الأعماق والبراغات.



# الأكسدة والاختزال

## القسم 1

الفكرة الرئيسية يعتبر تفاعلا الأكسدة والاختزال تفاعلين متكاملين، حيث تتأكسد مادة وتختزل مادة أخرى.

الضوء الناتج من عصي الإحتفالات هو نتيجة لتفاعل كيميائي. عندما تكسر الكبسولة الزجاجية داخل الأنبوب البلاستيكي تتفاعل مادتين كيميائيتين ويحدث انتقال للإلكترونات. ونتيجة لهذا التفاعل فإن الطاقة الكيميائية تتحول إلى طاقة ضوئية.

## الكيمياء في حياتك

### انتقال الإلكترون وتفاعل الأكسدة والاختزال

كما تعلمت سابقاً أن التفاعل الكيميائي يمكن تصنيفه كأحد الأنواع الخمسة\_الاتحاد أو التفكك أو الاحتراق أو استبدال أحادي أو استبدال ثنائي. السمة المميزة للاحتراق وتفاعلات الاستبدال الأحادي أنهما يشتركا في انتقال الإلكترونات من مادة إلى أخرى كما يحدث في الكثير من تفاعلات الاتحاد والتفكك. مثال لذلك، تفاعل الاتحاد بين الصوديوم (Na) والكلور (Cl<sub>2</sub>) لتكوين مركب كلوريد الصوديوم الأيوني (NaCl). حيث ينتقل إلكترونان من ذرتي الصوديوم إلى جزيء Cl<sub>2</sub> ويتكون أيونين من Cl<sup>-</sup>.

المعادلة الكيميائية الكاملة:  $2\text{Na}(s) + \text{Cl}_2(g) \rightarrow 2\text{NaCl}(s)$

المعادلة الكيميائية الأيونية الصرفة:  $2\text{Na}(s) + \text{Cl}_2(g) \rightarrow 2\text{Na}^+ + 2\text{Cl}^-$

مثال لتفاعل الاحتراق هو احتراق المغنيسيوم في الهواء والذي يتضمن انتقال للإلكترونات.

المعادلة الكيميائية الكاملة:  $2\text{Mg}(s) + \text{O}_2(g) \rightarrow 2\text{MgO}(s)$

المعادلة الأيونية الصرفة:  $2\text{Mg}(s) + \text{O}_2(g) \rightarrow 2\text{Mg}^{2+} + 2\text{O}^{2-}$

عندما يتفاعل المغنيسيوم مع الأكسجين كما هو موضح في الشكل 1، فإن كل ذرة مغنيسيوم تمنح إلكترونين لكل ذرة أكسجين. ذرتا المغنيسيوم يصبحان أيونين مغنيسيوم (Mg<sup>2+</sup>)، وذرتا الأكسجين تصبح أيونين أكسيد (O<sup>2-</sup>). يسمى التفاعل الذي فيه تنتقل الإلكترونات من مادة إلى أخرى **تفاعل أكسدة واختزال**.

### الأسئلة الرئيسية

- ما الأكسدة والاختزال؟
- كيف يمكن تحديد عوامل الأكسدة والاختزال؟
- كيف يتم تحديد عدد التأكسد لعنصر ما في مركب؟

### مراجعة المفردات

الأيون المتفرج *spectator ion*: الأيون الذي لا يشارك في التفاعل ولا يظهر عادةً في المعادلة الأيونية

### المفردات الجديدة

تفاعل الأكسدة والاختزال

*oxidation reduction reaction*

الأكسدة *oxidation*

الاختزال *reduction*

عدد التأكسد *oxidation number*

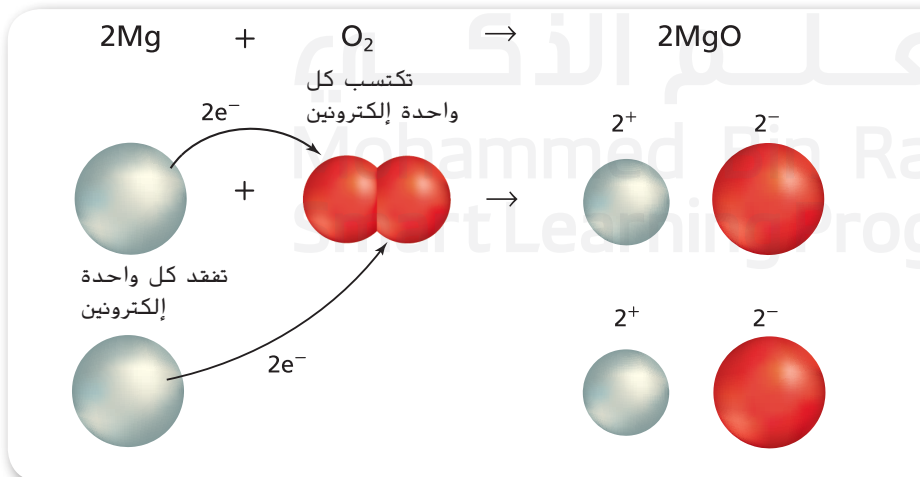
عامل مؤكسد *oxidizing agent*

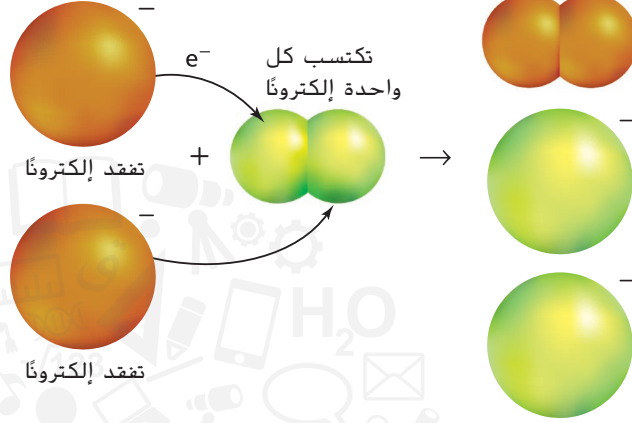
عامل مختزل *reducing agent*

### الشكل 1 يتضمن تفاعل المغنيسيوم

والأكسجين انتقال للإلكترونات من المغنيسيوم إلى الأكسجين. وبناءً عليه، فإن هذا التفاعل هو تفاعل أكسدة واختزال.

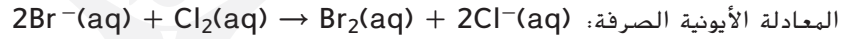
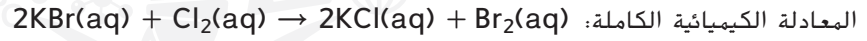
**صنف التفاعل بين المغنيسيوم والأكسجين.**





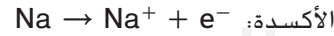
■ **الشكل 2** التفاعل بين أيونات البروميد وغاز الكلور تفاعل أكسدة واختزال. هنا، يتم انتقال الإلكترونات من أيونات البروميد إلى الكلور.

تأمل تفاعل الاستبدال الأحادي حيث يتفاعل فيه الكلور مع أيونات البروميد الناتجة من محلول مائي لبروميد البوتاسيوم الموضح في **الشكل 2**.

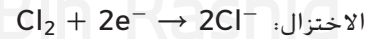


علماً بأن الكلور يستقبل الإلكترونات من أيونات البروميد ليصبح أيونات الكلوريد. عندما يفقد أيون البروميد الإلكترونات ترتبط ذرات البروم وتشكل رابطة تساهمية مع بعضها لتكوين جزيء  $\text{Br}_2$ .

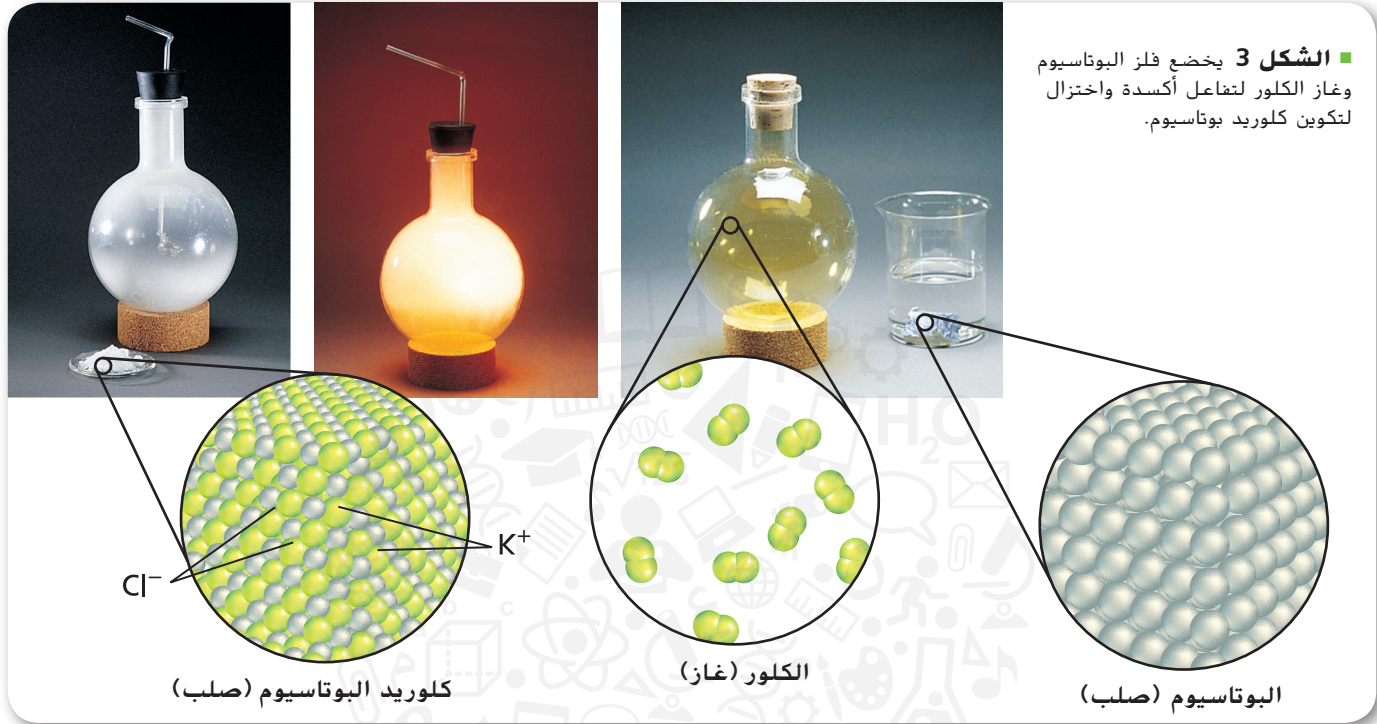
**الأكسدة والاختزال** في الأصل، تشير كلمة الأكسدة إلى التفاعلات التي تحدث فيها المادة مع الأكسجين. حالياً، **الأكسدة** تُعرف بأنها فقد للإلكترونات من قبل المادة المتفاعلة. انظر مرة أخرى إلى المعادلة الأيونية الصرفة لتفاعل الصوديوم والكلور. تأكسد الصوديوم لأنه فقد إلكترون.



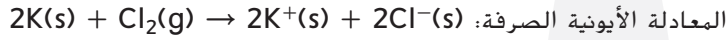
لكي تحدث الأكسدة، فإنه يجب أن تُكتسب الإلكترونات المفقودة من المادة التي تأكسدت من قبل ذرات أو أيونات مادة أخرى. وبمعنى آخر، يجب أن يكون هناك عملية مصاحبة تتضمن اكتساب الإلكترونات. **الاختزال** هو اكتساب للإلكترونات من قبل المادة المتفاعلة. بتتبع مثال كلوريد الصوديوم فإن تفاعل الاختزال الذي يُصاحب أكسدة الصوديوم هو اختزال الكلور.



الأكسدة والاختزال هما عمليتان مترافقتان: الأكسدة لا يمكن أن تحدث ما لم يحدث الاختزال أيضاً. من المهم أن تفرق وتميز بين الأكسدة والاختزال.



**أعداد التأكسد** يسمى الرقم المحدد لذرة أو لأيون ليوضح درجتها من الأكسدة أو الاختزال **عدد التأكسد**. على سبيل المثال، يرتبط عدد التأكسد لعنصر في المركب الأيوني بعدد الإلكترونات المفقودة أو المكتسبة من ذرة العنصر عندما تصبح أيون. تفاعل فلز البوتاسيوم مع غاز الكلور، كما هو مبين في **الشكل 3**، هو تفاعل أكسدة واختزال. معادلة التفاعل تكون كالتالي.



يقع البوتاسيوم في المجموعة 1 التي تميل إلى فقدان إلكترون واحد في التفاعلات بسبب سالبيتها الكهربائية المنخفضة فيكون عدد تأكسده +1 في KCl. من ناحية أخرى، الكلور يقع في المجموعة 17 الذي تميل ذراتها لاكتساب إلكترون واحد في التفاعلات بسبب سالبيتها الكهربائية العالية فيكون عدد تأكسده -1 في KCl. في شروط الأكسدة والاختزال، يمكنك القول بأن ذرات البوتاسيوم تأكسدت من 0 إلى الحالة +1 لأن كل ذرة تفقد إلكترون واحد وذرات الكلور اختزلت من 0 إلى الحالة -1 لأن كل ذرة تكتسب إلكترون واحد. عندما تُختزل ذرة أو أيون، فإنه تنخفض القيمة الرقمية لعدد التأكسد. وعلى العكس من ذلك، عندما تتأكسد ذرة أو أيون فإنه يزداد عدد التأكسد.

أعداد التأكسد هي أدوات يستخدمها العلماء في كتابة المعادلات الكيميائية لمساعدتهم على تتبع مسار حركة الإلكترونات في تفاعل الأكسدة والاختزال. مثل بعض الأدوات الأخرى التي عرفت، أعداد التأكسد تكتب بطريقة محددة بحيث توضع الإشارة السالبة أو الموجبة قبل الرقم (+2، +3)، بينما تكتب الشحنة الأيونية بوضع الإشارة بعد الرقم (+2، +3).

الشحنة الأيونية: +3

عدد التأكسد: +3

✓ **التحقق من فهم النص تحديد** ما العنصر الأكثر مقدرة على اكتساب الإلكترونات، البوتاسيوم أم الكلور؟

## مهن في الكيمياء

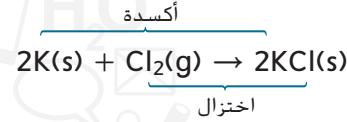
**حرفي الخزف** حرفي الخزف هو الفنان الذي يصنع الفخار. يستخدم هو أو هي مواد تحتوي أيونات فلزية لها حالات أكسدة متعددة لتحقيق مجموعة متنوعة من الألوان على الخزف. تُنتج المواد التي تحتوي على أيونات نحاس لون أخضر مائل للأزرق عندما تتأكسد وتنتج لون محمر عندما تُختزل في الموقد.

جدول 1 ملخص تفاعلات الأكسدة والاختزال	
	<b>عمليات</b>
<ul style="list-style-type: none"> <li>• X يفقد إلكترون.</li> <li>• X عامل مختزل ويتأكسد.</li> <li>• عدد تأكسد X يزداد.</li> </ul>	<b>الأكسدة</b> <ul style="list-style-type: none"> <li>• يفقد المتفاعل إلكترون.</li> <li>• العامل المختزل يتأكسد.</li> <li>• زيادة عدد التأكسد.</li> </ul>
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Y يكتسب إلكترون.</li> <li>• Y عامل مؤكسد ويختزل.</li> <li>• عدد تأكسد Y يقل.</li> </ul>	<b>الاختزال</b> <ul style="list-style-type: none"> <li>• يكتسب المتفاعل الآخر إلكترون.</li> <li>• العامل المؤكسد يُختزل.</li> <li>• يقل عدد التأكسد.</li> </ul>

## العوامل المؤكسدة والعوامل المختزلة

تفاعل البوتاسيوم والكلور كما في الشكل 3 يمكن أيضاً وصفه بقول "البوتاسيوم يتأكسد بالكلور" هذا الوصف مفيد نظراً لأنه يحدد بوضوح كلاً من المادة التي تتأكسد والمادة التي اختزلت.

المادة التي تؤكسد مادة أخرى باكتسابها إلكترونات تسمى **عامل مؤكسد**. يصف هذا المصطلح المادة المختزلة. المادة التي اختزلت مادة أخرى بفقدان الإلكترونات تسمى **عامل مختزل**. يعطي العامل المختزل إلكترونات للعامل المؤكسد. يتأكسد العامل المختزل لأنه يفقد إلكترونات. العامل المختزل في تفاعل البوتاسيوم أو الكلور هو البوتاسيوم-المادة التي تأكسدت.



عامل مؤكسد:  $Cl_2$

عامل مختزل: البوتاسيوم

من التطبيقات الشائعة لتفاعلات الأكسدة والاختزال تنظيف أسطح الفلزات. تكون العوامل المؤكسدة والعوامل المختزلة الأخرى مفيدة في الحياة اليومية. على سبيل المثال، عندما تضيف مبيض الغسيل لتبييض الملابس فأنت تستخدم محلول مائي من هيبوكلوريت الصوديوم ( $NaClO$ ) وهو عامل مؤكسد. يؤكسد الصبغات والبقع وغيرها من المواد التي تلتصق بالملابس. **جدول 1** يلخص الطرائق المختلفة لوصف تفاعلات الأكسدة والاختزال.

## تجربة مصفرة

### ملاحظة أحد تفاعلات الأكسدة والاختزال

كيف يمكن إزالة الشوائب عن الفضة؟

#### الإجراء

1. اقرأ تعليمات السلامة الخاصة بهذه التجربة قبل بداية العمل.
2. ادلك برفق رقائق من الألمنيوم بقطعة من الصوف الفولاذي لتنظيفها من الشوائب.
3. قم بلف قطعة صغيرة من الفضة التي عليها شوائب في رقائق الألمنيوم، وتأكد من تلامس منطقة الشوائب جيداً مع رقائق الألمنيوم.
4. ضع القطعة الملقوفة في كأس سعة 400 mL وأضف مقداراً كافياً من ماء الصنبور لتغطيتها تماماً.
5. أضف حوالي ملعقة واحدة ممتلئة من **صودا الخبيز** وحوالي ملعقة واحدة ممتلئة من **ملح الطعام** إلى الكأس.

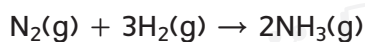
6. باستخدام ماسك احمل الكأس وضعه، بمحتوياته على سخان كهربائي، وقم بالتسخين حتى غليان الماء. مع الحفاظ على الحرارة لمدة 15 min تقريباً حتى تختفي الشوائب.

#### التحليل

1. **اكتب** معادلة تفاعل الفضة مع كبريتيد الهيدروجين الذي ينتج كبريتيد الفضة والهيدروجين.
2. **اكتب** معادلة تفاعل الشوائب (كبريتيد الفضة) مع رقائق الألمنيوم التي تنتج كبريتيد الألمنيوم والفضة.
3. **حدّد** أي فلز (الألمنيوم أم الفضة)، يكون أكثر تفاعلاً. كيف عرفت ذلك من النتائج الخاصة بك؟
4. **فسّر** لماذا يجب عليك عدم استخدام أواني الألمنيوم عند تنظيف أواني الفضة.

## تفاعلات الأكسدة والاختزال والسالبية الكهربائية

كيمياء تفاعلات الأكسدة والاختزال ليست مقتصرة على ذرات العناصر التي تتحول إلى أيونات أو العكس. تتضمن بعض تفاعلات الأكسدة والاختزال تغيرات في المواد الجزيئية أو الأيونات متعدد الذرات حيث ترتبط فيها الذرات بروابط تساهمية بذرات أخرى. على سبيل المثال، تمثل المعادلة التالية تفاعل الأكسدة والاختزال المستخدم في صناعة الأمونيا (NH<sub>3</sub>).

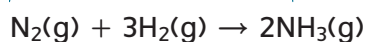


لا تتضمن هذه العملية أيونات ولا انتقال واضح للإلكترونات. المواد المتفاعلة والنواتج كلها مركبات جزيئية. إلا أنه لا يزال هناك تفاعل أكسدة واختزال حيث يكون النيتروجين هو العامل المؤكسد ويكون الهيدروجين هو العامل المختزل. في حالات مثل تكون الأمونيا حيث تتشارك ذرتان الإلكترونات، كيف يمكن أن نقول أن ذرة واحدة فقدت الإلكترونات وتأكسدت في حين أن ذرة أخرى اكتسبت الإلكترونات وأختزلت؟ للإجابة على ذلك، ينبغي عليك معرفة أي الذرات تجذب الإلكترونات بقوة أكبر أو بمعنى آخر أي الذرات هي أكثر سالبية كهربائية. قد تجد أنه من المفيد مراجعة مناقشة أنماط السالبية الكهربائية في الجدول الدوري.

**الشكل 4** يوضح زيادة السالبية الكهربائية من اليسار إلى اليمين عبر الدورة ونقل عموماً عند الانتقال للأسفل في المجموعة. العناصر ذات قيم السالبية الكهربائية المنخفضة (مجموعات 1 و 2) هي عوامل مختزلة قوية وتلك العناصر ذات قيم السالبية الكهربائية العالية (مجموعة 17 والأكسجين في المجموعة 16) هي عوامل مؤكسدة قوية.

الهيدروجين لديه سالبية كهربائية قدرها 2.20، والنيتروجين لديه سالبية كهربائية قدرها 3.04. لغرض دراسة تفاعلات الأكسدة والاختزال فإنه يتم التعامل مع العنصر الأكثر سالبية كهربائية (النيتروجين) كما لو كان قد تم اختزاله بإكتساب إلكترونات من عنصر آخر (الهيدروجين). على العكس من ذلك، يتم التعامل مع العنصر الأقل سالبية كهربائية (الهيدروجين) كما لو كان قد تم أكسده بفقدان إلكترونات إلى العنصر الآخر (النيتروجين).

اختزال (اكتساب جزئي لـ e<sup>-</sup>)



تأكسد (فقدان جزئي لـ e<sup>-</sup>)

السالبية الكهربائية

	1	2	13	14	15	16	17	18
1								
2	Li	Be				O <sub>2</sub>	F <sub>2</sub>	
3	Na	Mg					Cl <sub>2</sub>	
4	K	Ca					Br <sub>2</sub>	
5	Rb	Sr					I <sub>2</sub>	
6	Cs	Ba						
7								

السالبية الكهربائية

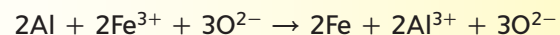
■ عامل مختزل ■ عامل مؤكسد

■ **الشكل 4** تزداد السالبية الكهربائية للعناصر من اليسار إلى اليمين عبر الدورات في الجدول الدوري وتقل كلما اتجهنا إلى أسفل في المجموعة. العناصر ذات قيم السالبية الكهربائية المنخفضة هي عوامل مختزلة قوية والعوامل ذات قيم السالبية الكهربائية العالية عوامل مؤكسدة قوية.

**تنبأ ما العنصر الذي سيكون أقوى عامل مؤكسد. وأيها أقوى كعامل مختزل؟**

## مثال 1

**التعرف على تفاعلات الأكسدة والاختزال** المعادلة الآتية تمثل تفاعل أكسدة واختزال للألمنيوم والحديد.



تعرف على المادة التي تأكسدت والمادة التي اختزلت في هذا التفاعل. تعرف على العامل المؤكسد والعامل المختزل.

## الكيمياء في الحياة اليومية

### الأكسدة



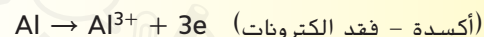
**صدأ** عندما يتفاعل الهواء الرطب مع الحديد، يتأكسد الحديد. أكسيد الحديد ( $\text{Fe}_2\text{O}_3$ )، الذي يطلق عليه اسم الصدأ، وهو شائع لأن الحديد يتفاعل مع الأكسجين. الحديد النقي غير منتشر في الطبيعة. الفولاذ خليط يحتوي على حديد، وهو يستخدم بدلاً من الحديد. يوجد طرائق مختلفة للحماية، مثل الدهان والطلاء الكهربائي أو التغطية بالبلاستيك أو الجلفنة. جميعها يمكن أن تمنع تكون أكسيد الحديد.

### 1 تحليل المسألة

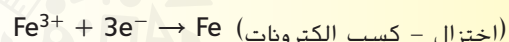
معروف لديك المواد المتفاعلة والنواتج في التفاعل. يجب عليك تحديد انتقال الإلكترونات الذي حدث. وبعد ذلك، يمكنك تطبيق مفهومي العامل المؤكسد والعامل المختزل للإجابة على السؤال.

### 2 حساب المجهول

تعرف على عمليات الأكسدة وعمليات الاختزال.



ذرة الألمنيوم تفقد ثلاثة إلكترونات وتصبح أيون ألمنيوم.



أيون الحديد يكسب الثلاثة إلكترونات المفتوحة من الألمنيوم ويصبح ذرة حديد.

Al تأكسد وبالتالي فهو عامل مختزل.  $\text{Fe}^{3+}$  اكتسب إلكترونات وبالتالي فهو عامل مؤكسد.

### 3 تقييم الإجابة

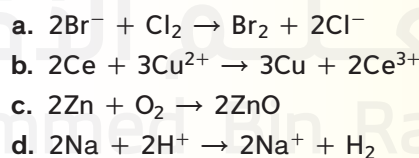
في هذه العملية، ذرات الألمنيوم تفقد إلكترونات وهي التي تأكسدت بينما أيونات الحديد تكتسب إلكترونات وهي التي اختزلت. تنطبق تعريفات الأكسدة والاختزال والعامل المؤكسد والعامل المختزل. ملاحظة أن الشحنة الأيونية للأكسجين لم تتغير في هذا التفاعل وبالتالي فإن الأكسجين ليس عاملاً رئيساً في هذه المسألة.

## تطبيقات

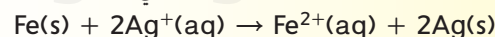
1. حدد إذا كانت كل من التغيرات التالية أكسدة أم اختزال.



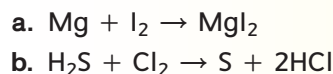
2. تعرف على المادة التي تأكسدت والمادة التي اختزلت في العمليات الآتية:



3. تعرف على العامل المؤكسد والعامل المختزل في المعادلة الآتية. فسر إجابتك.



4. تحدي تعرف على العامل المؤكسد والعامل المختزل في كل تفاعل:



## تحديد أعداد التأكسد

لفهم جميع أنواع تفاعلات الأكسدة والاختزال يجب أن يكون لديك وسيلة لتحديد عدد التأكسد ( $n$ ) لكل عنصر مشترك في التفاعل. **الجدول 2** يحدد القواعد التي يستخدمها الكيميائيون لجعل هذا التحديد أسهل. الجدول أدناه لا يتضمن العناصر الانتقالية والفلزات واللافلزات التي يكون لها أكثر من عدد تأكسد في المركبات. على سبيل المثال، لدى الحديد أعداد تأكسد مختلفة، يتم التعرف عليها من خلال تنوع الألوان كما هو مبين في **الشكل 5**، والتي تعتمد أيضًا على المعادن الموجودة.



■ **الشكل 5** صخور الحديد الرسوبية—  
الموضحة في هذا المقطع العرضي للصخور  
—تعتبر نتيجة وجود عدة حالات أكسدة  
للحديد كما أنها تعتمد على المعادن الموجودة.

الجدول 2 قواعد تحديد أعداد التأكسد		
القاعدة	مثال	عنصر $n$
1. عدد التأكسد لذرة عنصر غير متحد يساوي صفر.	Na, O <sub>2</sub> , Cl <sub>2</sub> , H <sub>2</sub>	0
2. عدد تأكسد الأيون أحادي الذرة يساوي شحنة الأيون.	Ca <sup>2+</sup>	+2
	Br <sup>-</sup>	-1
3. عدد التأكسد للذرة الأكثر سالبية كهربائية في الجزيء أو الأيون المعقد هو نفس مقدار شحنته لو كان أيونًا.	NH <sub>3</sub> في N	-3
	NO في O	-2
4. عدد التأكسد للعنصر الأكثر سالبية كهربائية، الفلور هو دائماً -1 عندما يرتبط بعنصر آخر.	LiF في F	-1
5. عدد تأكسد الأكسجين في المركبات يساوي دائماً -2 ماعداً في فوق الأكاسيد مثل بيروكسيد الهيدروجين (H <sub>2</sub> O <sub>2</sub> ). يكون -1. وعندما يرتبط مع الفلور وهو العنصر الوحيد الأكثر سالبية كهربائية من الأكسجين فإن عدد التأكسد للأكسجين يكون موجب.	NO <sub>2</sub> في O	-2
	H <sub>2</sub> O <sub>2</sub> في O	-1
6. يكون عدد التأكسد للهيدروجين في معظم مركباته +1، ما عدا في هيدريدات الفلزات يكون عدد التأكسد -1.	NaH في H	-1
7. أعداد التأكسد للمجموعة 1 و 2 والألمنيوم موجبة وتساوي عدد إلكترونات التكافؤ.	K	+1
	Ca	+2
	Al	+3
8. مجموع أعداد التأكسد في مركب متعادل يساوي صفر.	CaBr <sub>2</sub>	(+2) + 2(-1) = 0
9. مجموع أعداد التأكسد للذرات في أيون متعدد الذرات يساوي شحنة الأيون.	SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	(+4) + 3(-2) = -2

### تحديد أعداد التأكسد

استخدم قواعد تحديد عدد التأكسد لإيجاد عدد التأكسد لكل العناصر الموجودة في كل من



#### 1 تحليل المسألة

في القواعد المرتبطة بتحديد عدد التأكسد، يتم إعطاؤك أعداد التأكسد للأكسجين والبيوتاسيوم. وتم إعطاؤك أيضاً الشحنة الكلية للمركب أو الأيون. باستخدام هذه المعلومات وتطبيق القواعد، حدد أعداد التأكسد. (ليكن  $n$  يساوي عدد التأكسد للعنصر في سؤال).

مجهول

$$n_{\text{Cl}} = ?$$

$$n_{\text{S}} = ?$$

معلوم



$$n_{\text{O}} = -2$$

$$n_{\text{K}} = +1$$

#### 2 حساب المجهول

حدد أعداد التأكسد المعروفة لعناصرها، واضبط مجموع كل أعداد التأكسد إلى الصفر أو إلى شحنة الأيون وقم بإيجاد حل لعدد التأكسد المجهول.

$$(n_{\text{K}}) + (n_{\text{Cl}}) + 3(n_{\text{O}}) = 0$$

$$(+1) + (n_{\text{Cl}}) + 3(-2) = 0$$

$$1 + n_{\text{Cl}} + (-6) = 0$$

$$n_{\text{Cl}} = +5$$

مجموع أعداد التأكسد في مركب متعادل تساوي صفر.  
لمجموعة 1،  $n_{\text{عنصر}} = +1$ . عوض  $n_{\text{O}} = -2$ ,  $n_{\text{K}} = +1$ .

حل لإيجاد  $n_{\text{Cl}}$ .

$$(n_{\text{S}}) + 3(n_{\text{O}}) = -2$$

$$(n_{\text{S}}) + 3(-2) = -2$$

$$n_{\text{S}} + (-6) = -2$$

$$n_{\text{S}} = +4$$

مجموع أعداد التأكسد للأيون متعدد الذرات تساوي مقدار الشحنة في الأيون.  
عوض  $n_{\text{O}} = -2$ .

حل لإيجاد  $n_{\text{S}}$ .

#### 3 تقييم الإجابة

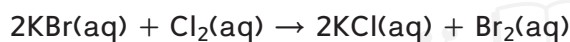
لقد تم تطبيق قواعد أعداد التأكسد بشكل صحيح.

#### تطبيقات

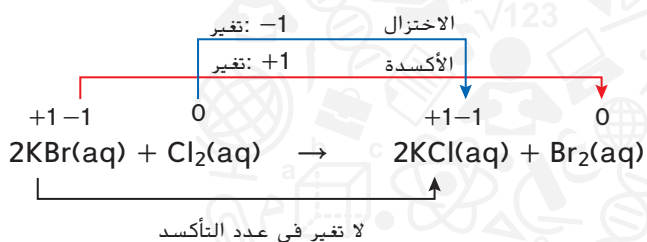
5. حدد عدد التأكسد للعنصر المكتوب بخط سيمك في صيغ المركبات التالية:
    - a.  $\text{NaClO}_4$
    - b.  $\text{AlPO}_4$
    - c.  $\text{HNO}_2$
  6. حدد عدد التأكسد للعنصر المكتوب بخط سيمك في صيغ الأيونات التالية:
    - a.  $\text{NH}_4^+$
    - b.  $\text{AsO}_4^{3-}$
    - c.  $\text{CrO}_4^{2-}$
  7. حدد عدد التأكسد للنيتروجين في كل من الجزيئات التالية:
  8. تحدي حدد التغير الكلي في عدد تأكسد جميع العناصر الموجودة في معادلات الأكسدة والاختزال الآتية:
    - a.  $\text{NH}_3$
    - b.  $\text{KCN}$
    - c.  $\text{N}_2\text{H}_4$
- a.  $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$
  - b.  $\text{Cl}_2 + \text{ZnI}_2 \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{I}_2$
  - c.  $\text{CdO} + \text{CO} \rightarrow \text{Cd} + \text{CO}_2$

## أعداد التأكسد في تفاعلات الأكسدة والاختزال

كما درست أعداد التأكسد فإنه يجب أن تكون قادر على ربط تفاعلات الأكسدة والاختزال بالتغيرات في عدد التأكسد. ارجع إلى معادلة التفاعل التي رأيتها في بداية هذا القسم. استبدال البروم في المحلول المائي لبروميد البوتاسيوم (KBr) بالكلور (Cl<sub>2</sub>).



لمعرفة كيف تغيرت أعداد التأكسد، ابدأ بتحديد الأعداد مستخدماً **الجدول 3** لجميع العناصر في المعادلة الموزونة. ثم قم بمراجعة التغيرات كما هو مبين في المعادلة الآتية:



ينبغي ملاحظة أن عدد تأكسد البروم قد تغير من -1 إلى 0، بزيادة قدرها 1. في نفس الوقت، تغير عدد أكسدة الكلور من 0 إلى -1، أي بانخفاض قدره 1. وبالتالي، فإن الكلور اختزل والبروميد تأكسد. كل تفاعلات الأكسدة والاختزال تتبع نفس النمط. عند أكسدة ذرة أو أيون فإن عدد الأكسدة يزداد. عند اختزال ذرة أو أيون فإن عدد الأكسدة ينخفض. لاحظ أنه لا يوجد تغير في عدد تأكسد البوتاسيوم. أيون البوتاسيوم لا يشارك في التفاعل وبالتالي فهو أيون متفرج.

## جدول 3 أعداد التأكسد لبعض العناصر

عدد التأكسد	-2	-1	+3	+2	+1	
الألمنيوم			X			
الباريوم				X		
البروم		X				
الكادميوم				X		
الكالسيوم				X		
السيزيوم					X	
الكلور		X				
الفلور		X				
الهيدروجين		X			X	
اليود		X				
الليثيوم					X	
المغنيسيوم				X		
الأكسجين	X					
البوتاسيوم					X	
الصوديوم					X	
الفضة					X	
السترانشيوم				X		

## القسم 1 مراجعة

### ملخص القسم

- تتضمن تفاعلات الأكسدة والاختزال انتقال للإلكترونات من ذرة إلى أخرى.
- عند اختزال ذرة أو أيون فإن عدد الأكسدة ينخفض. عند أكسدة ذرة أو أيون فإن عدد الأكسدة يزداد.
- في تفاعلات الأكسدة والاختزال التي تتضمن مركبات جزيئية (أو الأيونات متعددة الذرات ذات الروابط التساهمية)، الذرات ذات السالبية الكهربائية العالية يتم التعامل معها كأنها اختزلت. الذرات ذات السالبية الكهربائية المنخفضة يتم التعامل معها كأنها تأكسدت.

- الفكرة الرئيسية فسّر لماذا يجب أن تحدث الأكسدة والاختزال معاً.
- صف دور العوامل المؤكسدة والعوامل المختزلة في تفاعل الأكسدة والاختزال. كيف يتغير كل منها في التفاعل؟
- اكتب معادلة تفاعل فلز الحديد مع حمض الهيدروبروميك لينتج بروميد الحديد (III) وغاز الهيدروجين. حدد التغير في عدد التأكسد للعنصر الذي اختزل وللعنصر الذي تأكسد.
- حدد عدد التأكسد للعنصر المكتوب بخط سميك في المركبات التالية:
  - HNO<sub>3</sub>
  - Ca<sub>3</sub>N<sub>2</sub>
  - Sb<sub>2</sub>O<sub>5</sub>
  - CuWO<sub>4</sub>
- حدد عدد التأكسد للعنصر المكتوب بخط سميك في الأيونات التالية:
  - IO<sub>4</sub><sup>-</sup>
  - MnO<sub>4</sub><sup>-</sup>
  - B<sub>4</sub>O<sub>7</sub><sup>2-</sup>
  - NH<sub>2</sub><sup>-</sup>
- إنشاء التمثيلات البيانية واستخدامها الفلزات القلوية هي عوامل مختزلة قوية. صمم رسماً بيانياً موضحاً كيف تزداد أو تقل قابلية الفلزات القلوية للاختزال كلما توجهت نزولاً من الصوديوم إلى الفرانسيوم.

# وزن معادلات الأكسدة والاختزال

## القسم 2

المفكرة الرئيسية تصبح معادلة الأكسدة والاختزال موزونة عند تساوي مجموع الزيادة في أعداد الأكسدة مجموع الانخفاض الكلي لأعداد أكسدة الذرات أو الأيونات في التفاعل.

عندما تفسد المواد الدهنية في الأطعمة، فإنها تصدر رائحة كريهة كمؤشر. يتم تكسير الجزيئات الكبيرة أثناء عمليات الأكسدة والاختزال التي ينتج عنها نواتج ذات رائحة كريهة. المعادلة لهذه العملية معقدة ولكن يمكن وزنها باستخدام نفس القواعد المستخدمة في وزن المعادلات الأبسط.

## الكيمياء في حياتك

### طريقة عدد التأكسد

يجب وزن المعادلات الكيميائية لإظهار الكميات الصحيحة من المواد المتفاعلة والنواتج. ادرس المعادلة غير الموزونة التالية للتفاعل الذي يحدث عندما يتم وضع فلز النحاس في حمض النيتريك المركز. هذا التفاعل موضح في الشكل 6 الفاز الناتج بني اللون هو ثاني أكسيد النيتروجين ( $\text{NO}_2$ ). نتيجة اختزال أيونات النترات ( $\text{NO}_3^-$ ). والمحلول الأزرق هو ناتج أكسدة النحاس (Cu) إلى أيونات النحاس (II) ( $\text{Cu}^{2+}$ ).



لاحظ أن الأوكسجين يظهر في متفاعل واحد فقط هو  $\text{HNO}_3$ . لكن يظهر في النواتج الثلاثة. يظهر النيتروجين في  $\text{HNO}_3$  وفي اثنين من النواتج. معادلات الأكسدة والاختزال مثل هذه المعادلة التي تُظهر نفس العنصر في عدة مواد متفاعلة ونواتج يصعب وزنها. طبقاً لما قرأت، عندما تفقد ذرة أو أيون إلكترونات فإنه يزداد عدد التأكسد وعندما تكتسب ذرة أو أيون إلكترونات فإنه ينخفض عدد التأكسد. عدد الإلكترونات المفقودة من ذرات أو أيونات يجب أن يساوي عدد الإلكترونات المكتسبة من ذرات أو أيونات أخرى. وبالتالي، يجب أن يتساوى مجموع الزيادة في أعداد التأكسد (الأكسدة) بمجموع النقصان في أعداد التأكسد (الاختزال) للذرات أو الأيونات التي تشارك في التفاعل. تسمى هذه الطريقة **عدد التأكسد** وخطوات هذه الطريقة موضحة في جدول 4.

### جدول 4 طريقة عدد التأكسد

1. حدد أعداد التأكسد لجميع الذرات الموجودة في المعادلة.
2. قم بالتحقق على الذرات أو الأيونات التي تأكسدت أو اختزلت.
3. حدد التغير في عدد التأكسد للذرات أو الأيونات التي تأكسدت وللذرات أو الأيونات التي اختزلت.
4. اجعل التغير في أعداد التأكسد مساوياً في القيمة عن طريق ضبط المعاملات في المعادلة.
5. إذا لزم الأمر، استخدم الطريقة التقليدية لوزن المعادلة النهائية.

### الأسئلة الرئيسية

- كيف ترتبط التغيرات في عدد التأكسد بانتقال الإلكترونات؟
- كيف يمكن أن تُستخدم التغيرات في عدد التأكسد لوزن معادلات الأكسدة والاختزال؟
- ما نصف التفاعل وكيف يمكن استخدامه لوزن معادلات الأكسدة والاختزال؟

### مراجعة المفردات

#### المعادلة الأيونية الصرفة

**net ionic equation**: هي معادلة أيونية تحتوي على الجسيمات التي تشارك في التفاعل

#### المفردات الجديدة

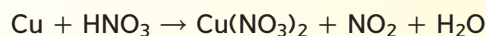
##### طريقة عدد التأكسد

**oxidation-number method** أنواع  
**species** نصف تفاعل  
**half-reaction**

■ **الشكل 6** يصعب وزن بعض المعادلات الكيميائية لتفاعلات الأكسدة والاختزال مثل التفاعل بين النحاس وحمض النيتريك وذلك لأن العناصر قد تظهر أكثر من مرة واحدة على كل طرف من المعادلة.



طريقة عدد التأكسد زن معادلة الأكسدة والاختزال التالية:



### 1 تحليل المسألة

استخدم القواعد لتحديد عدد التأكسد. الزيادة في عدد التأكسد للذرات أو الأيونات التي تأكسدت لابد أن يساوي نقص عدد التأكسد للذرات أو الأيونات التي اختزلت. قم بضبط المعاملات لتحقيق وزن المعادلة.

### 2 حساب المجهول

حدد أعداد التأكسد لكل الذرات الموجودة في المعادلة.



زاد عدد التأكسد للنحاس من 0 إلى +2. ونقص عدد التأكسد للنتروجين من +5 إلى +4.

التعرف على أي الذرات أو الأيونات التي تأكسدت والتي اختزلت والتي لم يتغير عدد أكسدها.

Cu تأكسد.

N اختزل.

H لم يتغير.

O لم يتغير.

N لم يتغير في أيون النترات ( $\text{NO}_3^-$ )

حدد التغيرات في عدد التأكسد للذرات أو الأيونات التي تأكسدت وللذرات أو الأيونات التي اختزلت.

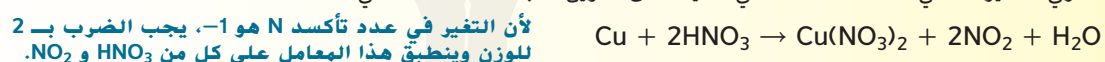
التغيرات في عدد التأكسد:

زاد عدد تأكسد Cu بمقدار +2

قل عدد تأكسد N بمقدار -1

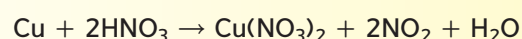
ساوي التغيرات في أعداد التأكسد في القيمة عن طريق ضبط المعاملات في المعادلة.

تأكسد النحاس لأنه فقد إلكترونات .  
اختزل النتروجين لأنه اكتسب إلكترونات.

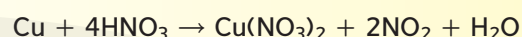


لأن التغير في عدد تأكسد N هو -1، يجب ضرب  $\text{HNO}_3$  و  $\text{NO}_2$  بـ 2 لتوازن وينطبق هذا المعامل على كل من  $\text{HNO}_3$  و  $\text{NO}_2$ .

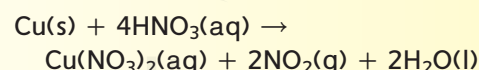
استخدم الطريقة التقليدية لوزن باقي المعادلة.



يجب ضرب معامل  $\text{HNO}_3$  بـ 2 ليصبح عدد ذرات النتروجين متساوي في طرفي المعادلة.



يجب ضرب معامل  $\text{H}_2\text{O}$  بـ 2 ليصبح عدد ذرات الهيدروجين متساوي في طرفي المعادلة.

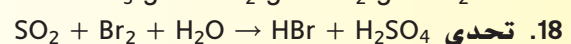
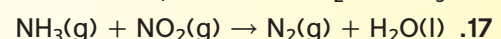
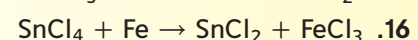
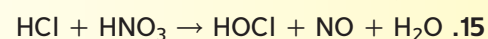


### 3 تقييم الإجابة

عدد ذرات كل عنصر يساوي نظيرها في الطرف الآخر للمعادلة.

### تطبيقات

استخدم طريقة عدد التأكسد لوزن معادلات الأكسدة والاختزال التالية:



# مختبر تحليل البيانات

## استناداً إلى بيانات حقيقية\* التحليل والنتائج

**كيف يمكن لتفاعلات الأكسدة والاختزال رفع مكوك الفضاء؟** يكتسب مكوك الفضاء ما يقرب من 72% من قوة اندفاعه عن معززات التيار الصاروخي الصلبة (SRBs) خلال أول دقيقتين من إطلاقه. يرتبط صاروخان SRB اللذان يتخذان شكل قلم رصاص على جانبي خزان الهيدروجين والأكسجين السائل. كل صاروخ SRB يحتوي على حوالي 499,000 kg من خليط الوقود الصاروخي.

### البيانات والملاحظات

SRB خليط الوقود الصاروخي	
النسبة المئوية للتركيب	المركب
69.6	بيركلورات الأمونيوم
16	الألمنيوم
0.4	الحقاز
12.04	رابط
1.96	عامل معالجة

\*أخذت البيانات من: دومولين، جيم "المعزز الصاروخي الصلب". الدليل المرجعي الموكي من NSTS. لعام 1988.

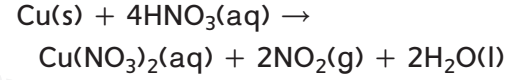
### التفكير الناقد

1. **قُم بوزن المعادلة** استخدم طريقة عدد التأكسد لوزن المعادلة الكيميائية لتفاعل صاروخ SRB.  

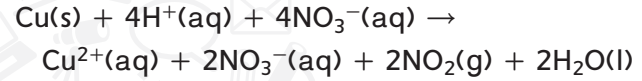
$$\text{NH}_4\text{ClO}_4(\text{s}) + \text{Al}(\text{s}) \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3(\text{g}) + \text{HCl}(\text{g}) + \text{N}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g})$$
2. **وَصِّح** أي من العناصر اختزلت وأيها تأكسدت؟
3. **استدلّ** ماهي مميزات استخدام SRBs لأول دقيقتان من الإنطلاق؟
4. **احسب** كم عدد مولات بخار الماء الناتجة من تفاعل وقود أحد المعززات الصاروخية الصلبة SRB؟

## وزن المعادلات الأيونية الصرفة

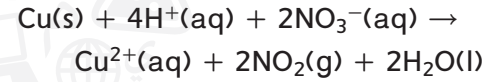
أحياناً يفضل الكيميائيون التعبير عن تفاعلات الأكسدة والاختزال بأبسط الطرق كمعادلة توضح فقط عمليات الأكسدة والاختزال. ارجع إلى المعادلة الموزونة لأكسدة النحاس بحمض النيتريك.



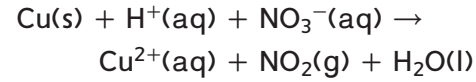
لاحظ أن التفاعل يحدث في محلول مائي،  $\text{HNO}_3$  وهو حمض قوي يتأين تأيئاً تاماً. وبالمثل، نترات النحاس (II) ( $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ ) ستفصل إلى أيونات. ولذلك، يمكن أيضاً كتابة المعادلة بشكل أيوني.



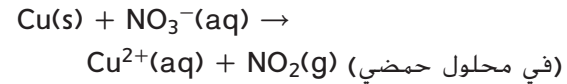
هناك أربعة أيونات نترات بين المتفاعلات، ولكن يخضع اثنين منهم فقط للتغيير لتكوين جزيئين من ثاني أكسيد النيتروجين. أيونا النترات الآخرين هما أيونات متفرجان ويمكن استبعادهما من المعادلة. تصبح المعادلة:



الآن، تفحص المعادلة في صيغتها غير الموزونة.



ولتبسيط كتابة معادلات الأكسدة والاختزال يمكن أن تكتب المعادلة كالتالي:



وفي هذه الحالة، فإن أيون الهيدروجين وجزئ الماء قد تم حذفهما لأنه لم يحدث لهما أكسدة أو اختزال. في محلول حمضي، أيونات الهيدروجين ( $\text{H}^+$ ) وجزئ الماء متوفرة وحررة للمشاركة في عمليات الأكسدة والاختزال سواء في المواد المتفاعلة أو الناتجة. يمكن أن تحدث بعض تفاعلات الأكسدة والاختزال في محلول قاعدي. عند موازنة معادلات تلك التفاعلات، يمكنك إضافة أيونات هيدروكسيد ( $\text{OH}^-$ ) وجزئيات الماء لطرفي المعادلة.





■ **الشكل 7** تلجأ الكائنات الحية لاستخدام التلألؤ البيولوجي لأغراض مختلفة. قد تشمل بعض الأغراض جذب الإناث والدفاع. قد يساعد التلألؤ البيولوجي على الرؤية والإدراك في أعماق المحيطات.

الربط بعلم الأحياء

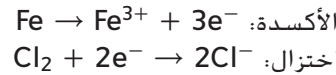
ما السمات المشتركة بين العديد من الأسماك في أعماق البحار والبراعات والبكتيريا، *Xenorhabdus luminescens*؟ هذه وغيرها من الكائنات الحية تبعث ضوء. التلألؤ البيولوجي هو تحويل طاقة الوضع في الروابط الكيميائية إلى ضوء أثناء تفاعل الأكسدة والاختزال. اعتماداً على هذه الأنواع، فإنه يتم إنتاج الضوء بمواد كيميائية مختلفة وبوسائل مختلفة. في البراعات، الموضحة في **الشكل 7**، ينتج الضوء من تأكسد جزيء مادة لوسيفيرين. مازال يبحث العلماء عن حل لغز التلألؤ البيولوجي. بعض الكائنات الحية المُضيئة تبعث ضوء باستمرار، بينما البعض الآخر يبعث ضوء عندما يكون منزعجاً. تظهر بعض أسماك المياه العميقة وقناديل البحر لتكون قادرة على السيطرة على الضوء الذي تبعثه ونوع واحد من عيش الغراب معروف بأنه يبعث ضوء بلونين مختلفين. قد قرر علماء الحيوان أيضاً أن بعض الكائنات الحية التي ينبعث منها الضوء لا تنتج الضوء بأنفسها ولكنها تُنتجها بإيواء بكتيريا التلألؤ البيولوجي.

## وزن معادلات الأكسدة والاختزال باستخدام نصف التفاعل

في الكيمياء، **النوع species** هو أي جسيم كيميائي يشارك في العملية. في المعادلة التالية:  $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$ ، توجد أربعة أنواع؛ جزيئي  $\text{NH}_3$  و  $\text{H}_2\text{O}$  وأيوني  $\text{NH}_4^+$  و  $\text{OH}^-$ . تحدث تفاعلات الأكسدة والاختزال عندما توجد أنواع قادرة على منح الإلكترونات (عامل مختزل) لأنواع أخرى يمكنها قبولها (عامل مؤكسد). مثال لذلك، يمكن للحديد أن يختزل أنواع عديدة والتي تكون عوامل مؤكسدة بما في ذلك الكلور.



في هذا التفاعل، تتأكسد كل ذرة حديد بفقدان ثلاثة إلكترونات لكي تصبح أيون  $\text{Fe}^{3+}$ . في نفس الوقت، كل ذرة كلور في  $\text{Cl}_2$  يتم اختزالها باكتساب إلكترون لتصبح أيون  $\text{Cl}^-$ .



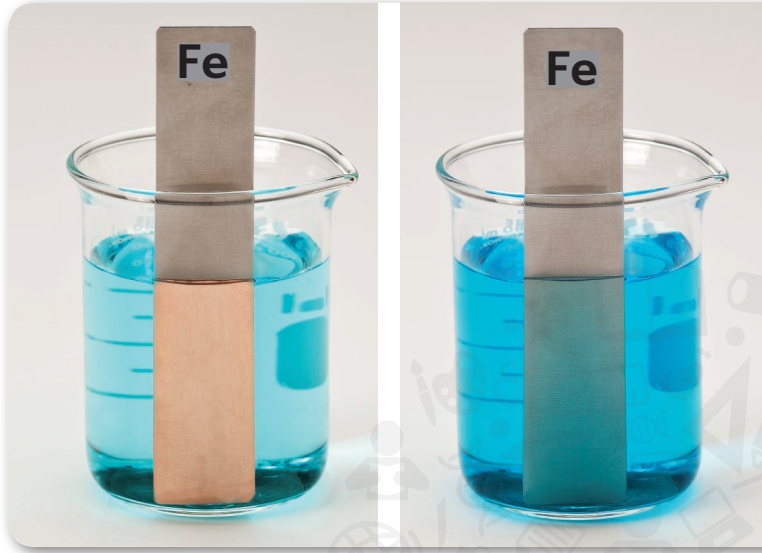
تمثل مثل هذه المعادلات نصفية تفاعل. **نصف تفاعل** هو أحد جزئي تفاعل الأكسدة والاختزال. أي تفاعل الأكسدة أو تفاعل الاختزال **الشكل 5** يوضح تنوع أنصاف تفاعلات الاختزال التي تشترك في أكسدة Fe ليصبح  $\text{Fe}^{3+}$ .

## المفردات الاستخدام العلمي مقابل الاستخدام العام أنواع

**الاستخدام العلمي:** في الكيمياء، يشترك أي نوع من جسيم ممثل في العمليات في تفاعل الاتحاد، يتحد نوعان مميزان لتكوين ناتج واحد.  
**الاستخدام العام:** ينتمي الثمر والأسد إلى النوع نفسه.

## الجدول 5 تفاعلات الأكسدة والاختزال التي يتأكسد فيها الحديد

نصف تفاعل الاختزال	نصف تفاعل الأكسدة	التفاعل الكلي (غير موزون)
$\text{O}_2 + 4\text{e}^- \rightarrow 2\text{O}^{2-}$	$\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{3+} + 3\text{e}^-$	$\text{Fe} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3$
$\text{F}_2 + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{F}^-$		$\text{Fe} + \text{F}_2 \rightarrow \text{FeF}_3$
$2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2$		$\text{Fe} + \text{HBr} \rightarrow \text{H}_2 + \text{FeBr}_3$
$\text{Ag}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}$		$\text{Fe} + \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{Ag} + \text{Fe}(\text{NO}_3)_3$
$\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$		$\text{Fe} + \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu} + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$

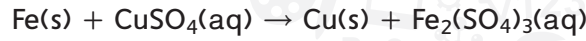


■ **الشكل 8** نتيجة لتفاعل الأكسدة والاختزال بين الحديد ومحلل كبريتات النحاس. نجد أن فلز النحاس الصلب قد ترسب على الحديد. بإمكانك استخدام طريقة نصف التفاعل لوزن المعادلة الكيميائية لهذا التفاعل.

سوف تتعلم المزيد عن أهمية أنصاف التفاعلات عند دراستك الكيمياء الكهربائية. الآن يمكنك تعلم استخدام نصفي التفاعل لوزن معادلة الأكسدة والاختزال. مثال لذلك، المعادلة غير الموزونة التالية تمثل التفاعل الذي يحدث عندما تضع مسمار حديد في محلول كبريتات النحاس (II). كما هو مبين في **الشكل 8**.

#### المطويات®

أدرج معلومات من هذا القسم وكتبها في مطوبتك.



تم اختزال أيونات الحديد حيث فقدت إلكترونات لأيونات النحاس (II). خطوات وزن معادلات الأكسدة والاختزال باستخدام طريقة نصف التفاعل موضحه في **الجدول 6**.

### جدول 6 طريقة نصف التفاعل

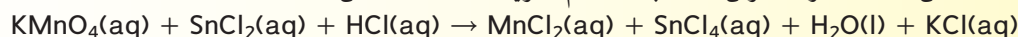
1. اكتب المعادلة الأيونية غير الموزونة للتفاعل مستبعدًا الأيونات المتفرجة.	
$\text{Fe} + \text{Cu}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{Cu} + 2\text{Fe}^{3+} + 3\text{SO}_4^{2-}$ $\text{Fe} + \text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Cu} + 2\text{Fe}^{3+}$	
2. اكتب تفاعلي الأكسدة والاختزال منفصلين.	
$0 \quad +3$ $\text{Fe} \rightarrow 2\text{Fe}^{3+} \text{ (الأكسدة)}$	$+2 \quad 0$ $\text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Cu} \text{ (الاختزال)}$
3. زن الذرات في تفاعلي الأكسدة والاختزال ثم زن الشحنات بإضافة إلكترونات للمواد المتفاعلة أو الناتجة.	
$2\text{Fe} \rightarrow 2\text{Fe}^{3+} + 6e^-$	$\text{Cu}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Cu}$
4. قم بضبط المعاملات بحيث يكون عدد الإلكترونات المفقودة في الأكسدة يساوي عدد الإلكترونات المكتسبة في الاختزال.	
$2\text{Fe} \rightarrow 2\text{Fe}^{3+} + 6e^-$	$3\text{Cu}^{2+} + 6e^- \rightarrow 3\text{Cu}$
5. اجمع تفاعلي الأكسدة والاختزال الموزونين.	
$2\text{Fe} + 3\text{Cu}^{2+} \rightarrow 3\text{Cu} + 2\text{Fe}^{3+}$	
6. أعد الأيونات المتفرجة إن رغبت.	
$2\text{Fe(s)} + 3\text{CuSO}_4(\text{aq}) \rightarrow 3\text{Cu(s)} + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3(\text{aq})$	

### المفردات ..... المفردات الأكاديمية طريقة:

طريقة القيام بشئ ما يدرس الطلاب للإمتحان بطرائق مختلفة.

## مثال 5

وزن معادلة الأكسدة والاختزال باستخدام طريقة نصف التفاعل  
 زن معادلة تفاعل الأكسدة والاختزال أدناه باستخدام طريقة نصف التفاعل.

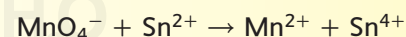


### 1 تحليل المسألة

يحدث التفاعل في محلول حمضي. اتبع القواعد لتحديد أعداد التأكسد وخطوات الوزن باستخدام طريقة نصف التفاعل لوزن معادلة التفاعل.

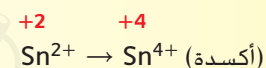
### 2 حساب المجهول

اكتب المعادلة الأيونية غير الموزونة للتفاعل.

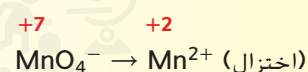


قم بحذف الأيونات المتفرجة ورموز الحالة.

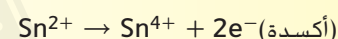
اكتب معادلات غير كاملة لأنصاف تفاعلات الأكسدة والاختزال متضمنة أعداد التأكسد.



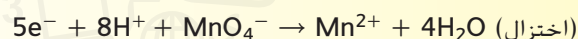
استخدم القواعد في الجدول 2 والجدول 6



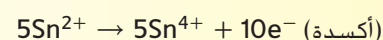
قم بموازنة الذرات والشحنات في التفاعلات النصفية.



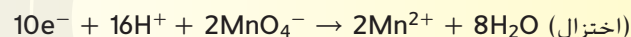
في المحلول الحمضي تكون جزيئات  $\text{H}_2\text{O}$  متوفرة بكثرة ويمكن استخدامها لوزن ذرات الأكسجين؛ أيونات  $\text{H}^+$  متوفرة وتستخدم لوزن الشحنة.



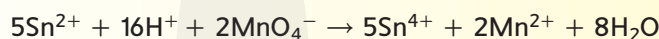
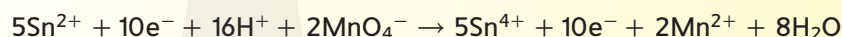
قم بضبط المعاملات حتى يكون عدد الإلكترونات المفقودة في الأكسدة (2) مساوياً عدد الإلكترونات المكتسبة في الاختزال (5).



المضاعف المشترك الأصغر ل 2 و 5 هو 10.  
 تضرب تفاعل الأكسدة بـ 5 وتفاعل الاختزال بـ 2.

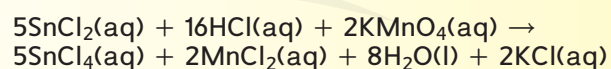


قم بجمع تفاعلي الأكسدة والاختزال وبسط المعادلة بحذف الأنواع المتشابهة.



استعد وصف الحالة وأعد الأيونات المتفرجة ( $\text{K}^+$  و  $\text{Cl}^-$ ).

أضف أيونات  $\text{K}^+$  إلى أيوني  $\text{MnO}_4^-$  اليسار وأضف أيوني  $\text{K}^+$  إلى اليمين. أضف أيونات  $\text{Cl}^-$  إلى  $\text{Sn}^{2+}$  و  $\text{H}^+$  إلى اليسار وإلى  $\text{Mn}^{2+}$ ،  $\text{Sn}^{2+}$ ، و  $\text{K}^+$  إلى اليمين.

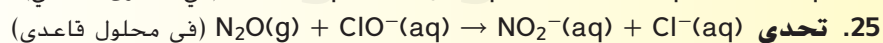
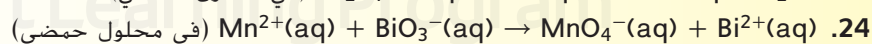
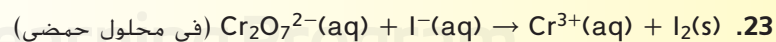


### 3 تقييم الإجابة

تُشير المعادلة الموزونة إلى أن عدد ذرات كل عنصر هو نفسه في طرفي المعادلة.

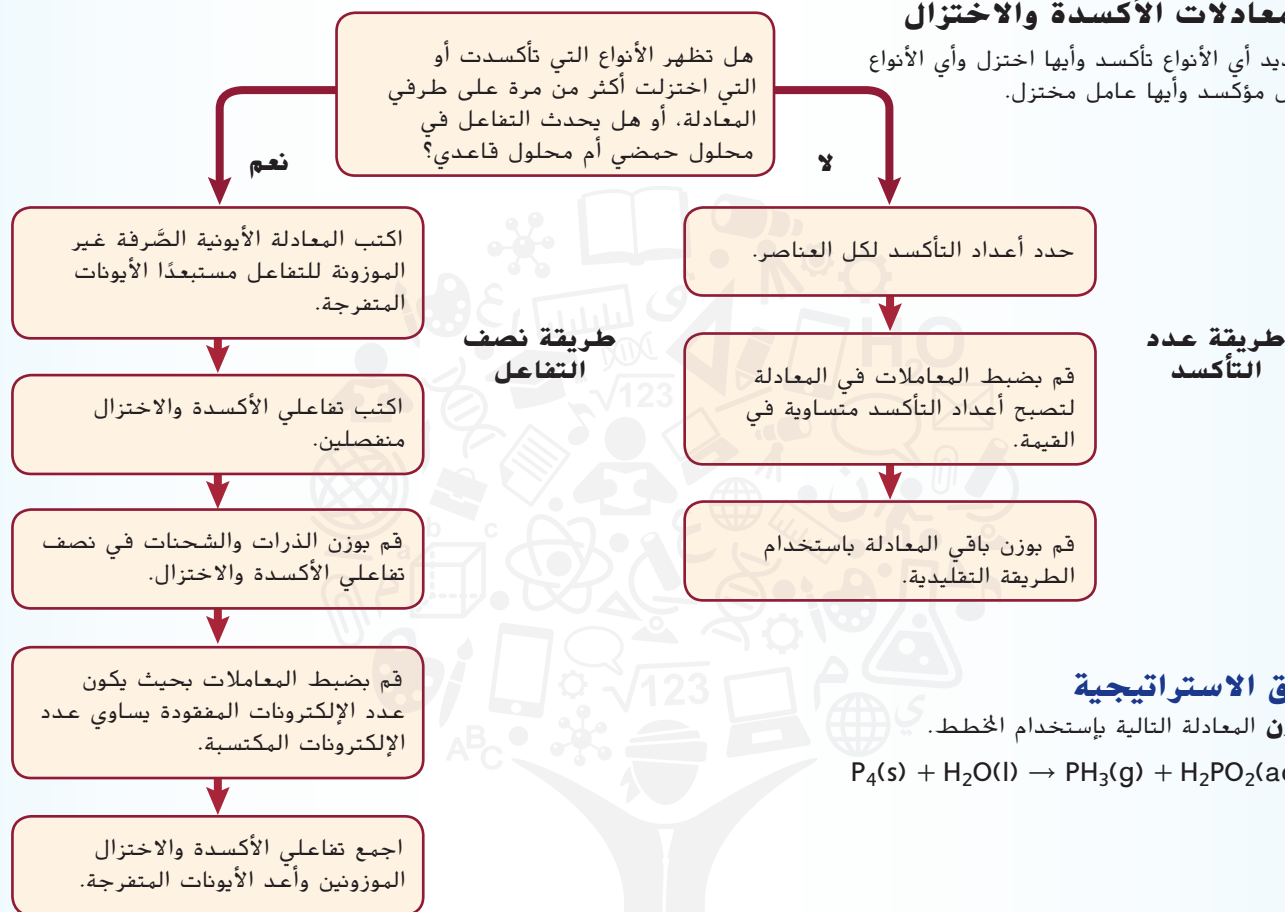
## تطبيقات

استخدم طريقة نصف التفاعل لوزن معادلات الأكسدة والاختزال التالية:



### وزن معادلات الأكسدة والاختزال

قم بتحديد أي الأنواع تأكسد وأيها اختزل وأي الأنواع هو عامل مؤكسد وأيها عامل مختزل.



## القسم 2 مراجعة

### ملخص القسم

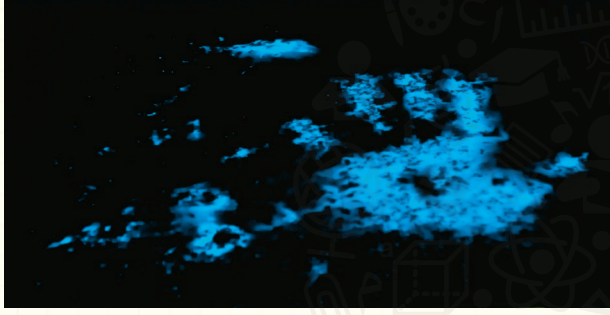
- يصعب وزن معادلات الأكسدة والاختزال التي تُظهر نفس العنصر في عدة مواد متفاعلة ونواتجة بالطريقة التقليدية.
- تستند طريقة عدد التأكسد على أن عدد الإلكترونات المفقودة من ذرات أو أيونات تساوي عدد الإلكترونات التي اكتسبتها ذرات أو أيونات أخرى.
- لوزن معادلات التفاعلات التي تحدث في وسط حمضي، قم بإضافة أيونات الهيدروجين وجزيئات الماء.
- لوزن معادلات التفاعلات التي تحدث في وسط قاعدي، قم بإضافة أيونات الهيدروكسيد وجزيئات الماء.
- نصف التفاعل هو أحد جزأي تفاعل الأكسدة والاختزال.

26. الفكرة الرئيسية وضح كيف يرتبط التغير في عدد التأكسد بالإلكترونات المنتقلة في تفاعل الأكسدة والاختزال. كيف ترتبط هذه التغيرات بعمليات الأكسدة والاختزال؟
27. صف لماذا من المهم معرفة الوسط الذي يحدث فيه تفاعل الأكسدة والاختزال عند وزن معادلة التفاعل.
28. وضح خطوات طريقة عدد التأكسد لوزن معادلات الأكسدة والاختزال.
29. حدّد ماذا يوضح كل من نصف تفاعل الأكسدة. ونصف تفاعل الاختزال؟
30. اكتب تفاعلي الأكسدة والاختزال لمعادلة الأكسدة والاختزال.
- $$Pb(s) + Pd(NO_3)_2(aq) \rightarrow Pb(NO_3)_2(aq) + Pd(s)$$
31. حدّد إذا كان تفاعل الأكسدة لتفاعل أكسدة واختزال هو  $Au^{3+} + 3e^- \rightarrow Au$  وتفاعل الاختزال هو  $Sn^{2+} \rightarrow Sn^{4+} + 2e^-$  ما هو الحد الأدنى لأيونات  $Sn^{2+}$  وأيونات  $Au^{3+}$  التي يمكنها التفاعل لكي لا يبقى إلكترونات؟
32. تطبيق زن المعادلات التالية:

- a.  $HClO_3(aq) \rightarrow ClO_2(g) + HClO_4(aq) + H_2O(l)$
- b.  $H_2SeO_3(aq) + HClO_3(aq) \rightarrow H_2SeO_4(aq) + Cl_2(g) + H_2O(l)$
- c.  $Cr_2O_7^{2-}(aq) + Fe^{2+}(aq) \rightarrow Cr^{3+}(aq) + Fe^{3+}(aq)$   
(في المحلول الحمضي)

# الكيمياء و المهن

## المهنة: محقق جنائي الدم المضيء



**الشكل 1** صورة اللومينول من مسرح الجريمة يمكن مقارنته ببصمة المشتبه به.

**رذاذ الملاذ الأخير** يمكن لمواد أخرى تحتوي على الحديد بالإضافة إلى الدم أن تتسبب في توهج اللومينول على الرغم من أن الخبراء يمكنهم أن يتبينوا الفرق. وقد يتداخل اللومينول مع اختبارات أخرى. لهذا السبب، المحققون عادة لا يستخدموا اللومينول إلا بعد إكمال جميع التحقيقات الأخرى.

### الكتابة في الكيمياء

**مقال إخباري** إجراء المزيد من البحوث حول استخدام اللومينول في تحقيقات مسرح الجريمة. اكتب مقال صحفي يبين كيف قاد اللومينول المحققين إلى المشتبه به. صف نوع الأدلة المستخدمة في التحقيق.

في مسرحية شكسبير ماكبيث، تمسح السيدة ماكبيث دم الملك دونكان من يديها لكنها ما زالت ترى بقع الدم. في التحقيقات الجنائية الحديثة هناك مادة كيميائية تدعى لومينول تفيد المحققون بنتائج بصرية مماثلة.

**الأزرق المخضر** يتأكسد اللومينول عندما يتفاعل مع الحديد كما هو موضح في **الشكل 1**. أثناء المعالجة تطلق الجزيئات طاقة على هيئة ضوء أزرق مائل إلى الأخضر. في غرفة مظلمة، التوهج الأزرق الخافت للومينول قد يكشف للمحققين ما لا يمكن أن يروه بأعينهم - آثار دماء غير ظاهرة. تتكون كرات الدم الحمراء من الهيموجلوبين - وهو البروتين الذي يحتوي على الحديد.

لاستخدام اللومينول يقوم المحققون بخلط بودرة بيضاء ( $C_8H_7O_3N_3$ ) بقوق أكسيد الهيدروجين ( $H_2O_2$ ) ومركبات كيميائية أخرى. ينتج هذا التفاعل سائل يمكن رشه على المناطق المشتبه بوجود الدم فيها. إذا وجد الدم ولو بكميات ضئيلة لا ترى بالعين سيتوهج اللومينول. يلتقط المصورون الجنائيون صوراً بكاميراتهم الخاصة التي يمكنها التقاط توهج اللومينول والضوء في المناطق المحيطة.

**الأدلة المتوهجة** قد تكشف بقع الدم عن بصمات وتعطي الأدلة حول نوع السلاح المستخدم في ارتكاب الجريمة. علامات اللومينول الباهتة على السجاد يمكن أن ترشد المحققين إلى الكثير من بقع الدماء الضخمة. بصمات أيادي ملطخة بالدماء كما هو موضح **بالشكل 1** ربما تقود المحققون إلى القاتل هناك استخدامات أخرى للومينول إلى جانب التحقيقات الجنائية. في حادث سيارة قد تكشف مادة اللومينول ما إذا كانت الضحية ترتدي حزام الأمان حتى بعد أن تتعرض السيارة للمطر والبرد أو أشعة الشمس المباشرة التي يمكنها أن تغير كثيراً من بقع الدم.

# مقياس مختبر الكيمياء صغير

## التحقيقات الجنائية: التعرف على عربة النقل المتهاكة

الملاحظات				
المجهول	ZnSO <sub>4</sub>	HCl	AgNO <sub>3</sub>	
				Cu
				Fe
				Pb
				Mg

**الخلفية:** يتفاعل شيء ما مع الفلزات الموجودة في هياكل العديد من الزوارق المستخدمة في الخور. توصل المحققون أن هناك ثلاث ملوثات محتملة لكل منها مصدر مختلف. مهمتك اختبار الملوثات المحتملة الثلاثة ومقارنتها مع عينة من الخور. الحيوانات التي تعتمد على الخور كمصدر رئيس للمياه تعتمد عليك في حل غموض المركبة التالفة.

**السؤال:** كيف يمكن استخدام سلسلة تفاعلات كيميائية لتحديد ما تم ضخه في مصدر مياه؟

11. كرر الخطوة 8. مضيفاً المحلول المجهول في العمود الرابع.
12. دع التفاعلات تستمر لمدة 5 min. ثم صف التفاعلات بعد ذلك. اكتب لا تفاعل لأي من الحفر التي ليس لديها مؤشر على التفاعل.
13. **التنظيف والتخلص من النفايات** تخلص من المواد الصلبة والمحاليل حسب توجيهات المعلم الخاص بك. نظف وأعد كل أدوات المختبر إلى مكانها الصحيح.

### التحليل والنتائج

1. **لخص** النتائج التي لاحظتها في كل حفرة. كيف يمكنك معرفة حدوث التفاعل الكيميائي؟
2. **اكتب** المعادلة الكيميائية الموزونة لكل تفاعل لاحظته. وحدد الأنواع التي تأكسدت أو اختزلت في كل تفاعل.
3. **استنتج** استناداً إلى البيانات الخاصة بك أي المحاليل يلجج ضرراً بالخور؟ علل إجابتك.
4. **استخدم المتغيرات والثوابت والضوابط** لماذا كان من المهم مقارنة تفاعلات المحلول المجهول مع أكثر من تفاعل معلوم؟
5. **البحث** انظر إلى قائمة المواد الكيميائية التي استخدمتها ووضح أثرها على النظام البيئي.
6. **التوسع** ماذا تتوقع إذا كان محلول نترات الرصاص (Pb(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>) كان من ضمن المحاليل المستخدمة؟
7. **تحليل الخطأ** قارن النتائج الخاصة بك مع نتائج أصدقاء آخرين في المختبر. فسّر أي فروق أو اختلافات.

### التوسع في الاستقصاء

**تصميم تجربة** ضع فرضية لطريقة يمكنك بواسطتها إزالة هذه المادة الكيميائية من الخور دون إلحاق المزيد من الأضرار بالنظام البيئي للمنطقة. صمم تجربة لاختبار الفرضية الخاصة بك.

### المواد

- 0.1 M AgNO<sub>3</sub>
- 0.1 M HCl
- 0.1 M ZnSO<sub>4</sub>
- محلول غير معروف
- أسلاك نحاس
- رصاص
- برادة حديد
- أشرطة مغنيسيوم
- ملاقط
- قطارات (4)
- صحن متعدد الحفر (24 حفرة)

### احتياطات السلامة



**تحذير:** محلول نترات الفضة (AgNO<sub>3</sub>) سام للغاية ويترك بقعا على الجلد أو الملابس.

### الإجراءات

1. اقرأ تعليمات السلامة لهذه التجربة قبل البدء في العمل.
2. أنشئ جدولاً لتسجيل بياناتك.
3. ضع صحن الحفر بشكل جيد على ورقة بيضاء.
4. ضع قطع من الأسلاك النحاسية في أربع حفر في الصف الأول.
5. كرر الخطوة 4. مضيفاً عينات صغيرة من برادة الحديد إلى الحفر في الصف الثاني.
6. كرر الخطوة 4. مضيفاً عينات صغيرة من الرصاص إلى الحفر في الصف الثالث.
7. كرر الخطوة 4. مضيفاً قطع صغيرة من شريط المغنيسيوم إلى الحفر في الصف الرابع.
8. ضع 20 قطرة من محلول نترات الفضة (AgNO<sub>3</sub>) في كل حفرة في العمود الأول.
9. كرر الخطوة 8. مضيفاً حمض الهيدروكلوريك (HCl) في العمود الثاني.
10. كرر الخطوة 8. مضيفاً محلول كبريتات الخارصين (ZnSO<sub>4</sub>) في العمود الثالث.

الفكرة الرئيسية تعتبر تفاعلات الأكسدة والاختزال - من بين أكثر العمليات الكيميائية شيوعًا في الطبيعة والصناعة - وهي تتضمن انتقال للإلكترونات.

### القسم 1 الأكسدة والاختزال

- المفردات**
- تفاعل الأكسدة والاختزال
  - أكسدة
  - اختزال
  - عدد التأكسد
  - عامل مؤكسد
  - عامل مختزل
- الفكرة الرئيسية يُعتبر تفاعلًا للأكسدة والاختزال تفاعلين متكاملين. حيث تتأكسد مادة وتختزل مادة أخرى.
- تتضمن تفاعلات الأكسدة والاختزال على انتقال الإلكترونات من مادة إلى أخرى.
  - عند اختزال ذرة أو أيون، فإن عدد الأكسدة ينخفض. أما عند أكسدة ذرة أو أيون، فإن عدد الأكسدة يرتفع.
  - في تفاعلات الأكسدة والاختزال التي تشمل مركبات جزيئية (أو أيونات متعددة الذرات ذات روابط تساهمية)، معظم الذرات ذات السالبية الكهربائية العالية يتم التعامل معها كأنها اختزلت. ويتم التعامل مع الذرات ذات السالبية الكهربائية المنخفضة على أنها تأكسدت.

السالبية الكهربائية

	1	2		13	14	15	16	17	18
1									
2	Li	Be					O <sub>2</sub>	F <sub>2</sub>	
3	Na	Mg						Cl <sub>2</sub>	
4	K	Ca						Br <sub>2</sub>	
5	Rb	Sr						I <sub>2</sub>	
6	Cs	Ba							
7									

السالبية الكهربائية

عامل مؤكسد

عامل مختزل

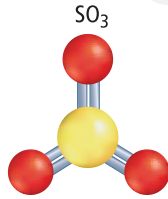
### القسم 2 وزن معادلات الأكسدة والاختزال

- المفردات**
- طريقة عدد التأكسد
  - أنواع
  - نصف تفاعل
- الفكرة الرئيسية تصبح معادلة الأكسدة والاختزال موزونة عند تساوي مجموع الزيادة في أعداد الأكسدة مجموع الانخفاض لأعداد أكسدة الذرات أو الأيونات في التفاعل.
- يصعب وزن معادلات الأكسدة والاختزال التي تُظهر نفس العنصر في عدة مواد متفاعلة ونواتجة بالطريقة التقليدية.
  - تستند طريقة عدد التأكسد على أن عدد الإلكترونات المفقودة من ذرات أو أيونات يساوي عدد الإلكترونات التي اكتسبتها ذرات أو أيونات أخرى.
  - لوزن المعادلات في الوسط الحمضي، قم بإضافة أيونات الهيدروجين وجزيئات الماء.
  - لوزن المعادلات في الوسط القاعدي، قم بإضافة أيونات الهيدروكسيد وجزيئات الماء.
  - نصف التفاعل هو أحد جزأي تفاعل الأكسدة والاختزال.

### القسم 1

#### إتقان المفاهيم

45. حدد عدد التأكسد للعنصر المكتوب بخط سميك في المركبات والأيونات التالية:
- a. **CaCrO<sub>4</sub>**      c. **NO<sub>2</sub><sup>-</sup>**  
b. **NaHSO<sub>4</sub>**      d. **BrO<sub>3</sub><sup>-</sup>**
46. حدد أي أنصاف التفاعلات التالية أكسدة، وأيها اختزال؟  
a. **Al → Al<sup>3+</sup> + 3e<sup>-</sup>**  
b. **Cu<sup>2+</sup> + e<sup>-</sup> → Cu<sup>+</sup>**
47. أي من هذه المعادلات لا تمثل تفاعل أكسدة واختزال؟ فسر إجابتك.  
a. **LiOH + HNO<sub>3</sub> → LiNO<sub>3</sub> + H<sub>2</sub>O**  
b. **MgI<sub>2</sub> + Br<sub>2</sub> → MgBr<sub>2</sub> + I<sub>2</sub>**
48. حدد عدد تأكسد النيتروجين في المركبات أو الأيونات التالية:  
a. **NO<sub>3</sub>**      b. **N<sub>2</sub>O**      c. **NF<sub>3</sub>**
49. حدد عدد التأكسد لكل عنصر في المركبات أو الأيونات التالية:  
a. **Au<sub>2</sub>(SeO<sub>4</sub>)<sub>3</sub>** (سيلينيات الذهب (III))  
b. **Ni(CN)<sub>2</sub>** (سيانيد النيكل (III))



الشكل 10

50. فسر كيف أن أيون الكبريتيت (**SO<sub>3</sub><sup>2-</sup>**) يختلف عن ثالث أكسيد الكبريت (**SO<sub>3</sub>**). الموضح في الشكل 10.

### القسم 2

#### إتقان المفاهيم

51. قارن بين طريقة وزن معادلات الأكسدة والاختزال في المحاليل الحمضية والمحاليل القاعدية.
52. فسر لماذا يعتبر استخدام أيونات الهيدروجين **H<sup>+</sup>** في تفاعلات الأكسدة والاختزال تبسيط للواقع.
53. قبل محاولتك لوزن معادلة تفاعل أكسدة - اختزال لماذا تحتاج لمعرفة هل تم التفاعل في محلول حمضي أم في محلول قاعدي؟
54. ما هو الأيون المقترح؟
55. عرف المصطلح الأنواع تبعًا لتفاعلات الأكسدة والاختزال.
56. هل المعادلة الآتية موزونة؟ فسر إجابتك.  
**Fe(s) + Ag<sup>+</sup>(aq) → Fe<sup>2+</sup>(aq) + Ag(s)**
57. هل تمثل المعادلة الآتية عملية اختزال أم أكسدة؟ فسر إجابتك.  
**Zn<sup>2+</sup> + 2e<sup>-</sup> → Zn**

33. ما هي السمة الأساسية لتفاعلات الأكسدة والاختزال؟

34. فسر لماذا لا تحتوي كل تفاعلات الأكسدة على أكسجين.

35. ماذا يحدث عندما تتأكسد الذرة؟ ومتى تختزل الذرة؟

36. عرّف عدد التأكسد.

37. **الفلزات** ما عدد التأكسد للفلزات القلوية الأرضية في مركباتها؟ وما عدد تأكسد الفلزات القلوية في مركباتها؟

38. كيف يرتبط عدد التأكسد في عملية الأكسدة بعدد الإلكترونات المفقودة؟ كيف يرتبط عدد التأكسد في عملية الاختزال بعدد الإلكترونات المكتسبة؟



الشكل 9

39. ما السبب في اختلاف ألوان مركبات النحاس كما هو موضح في الشكل 9؟

40. **النحاس والهواء** تماثل النحاس مثل تماثل الحرية تظهر باللون الأخضر بعد تعرضها للهواء. في عملية الأكسدة يتفاعل فلز النحاس مع الأكسجين لتكوين أكسيد النحاس الصلب الذي يشكل الطبقة الخضراء. اكتب تفاعل عملية الأكسدة وتعرف على العامل المؤكسد والعامل المختزل في التفاعل.

#### إتقان حل المسائل

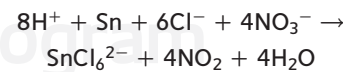
41. تعرف على الأنواع التي تأكسدت والأنواع التي اختزلت في كل من معادلات الأكسدة والاختزال التالية:

- a. **3Br<sub>2</sub> + 2Ga → 2GaBr<sub>3</sub>**  
b. **2HCl + Zn → ZnCl<sub>2</sub> + H<sub>2</sub>**  
c. **3Mg + N<sub>2</sub> → Mg<sub>3</sub>N<sub>2</sub>**

42. تعرف على العامل المؤكسد والعامل المختزل في كل من معادلات الأكسدة والاختزال التالية:

- a. **N<sub>2</sub> + 3H<sub>2</sub> → 2NH<sub>3</sub>**  
b. **2Na + I<sub>2</sub> → 2NaI**

43. ما العامل المختزل في المعادلة الموزونة التالية؟



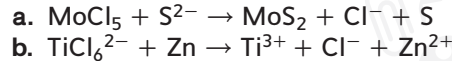
44. ما عدد تأكسد المنجنيز في **KMnO<sub>4</sub>**؟



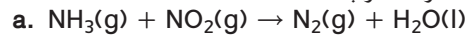
الشكل 12

**67. النحاس** عندما يتم وضع النحاس الصلب في محلول نترات الفضة كما هو مبين بالشكل 12. فإنه يظهر فلز الفضة ويتكون محلول نترات النحاس (II) ذو اللون الأزرق. اكتب المعادلة الكيميائية غير المتوازنة. حدد حالة الأكسدة لكل عنصر في المعادلة. اكتب نصفي معادلة التفاعل وحدد أيها أكسدة وأيها اختزال. أخيراً اكتب المعادلة المتوازنة لهذا التفاعل.

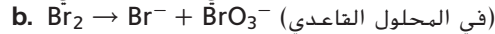
**68.** استخدم طريقة عدد التأكسد لوزن معادلات الأكسدة والاختزال الأيونية التالية:



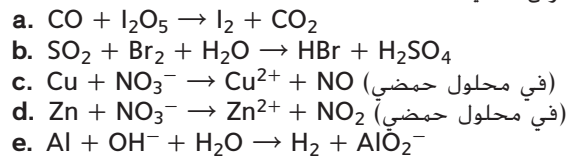
**69.** استخدم طريقة نصف التفاعل لوزن معادلات الأكسدة والاختزال. أضف جزيئات الماء وأيونات الهيدروجين أو أيونات الهيدروكسيد كما هو مطلوب.



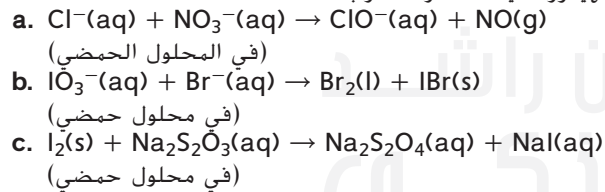
(في محلول حمضي)



**70.** استخدم طريقة عدد التأكسد لوزن معادلات الأكسدة والاختزال التالية:



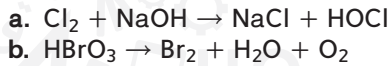
**71.** استخدم طريقة نصف التفاعل لوزن معادلات الأكسدة والاختزال. أضف جزيئات الماء وأيونات الهيدروجين أو أيونات الهيدروكسيد كما هو مطلوب.



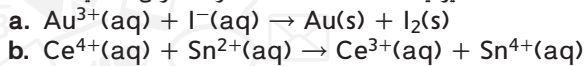
**58.** صف ماذا يحدث للإلكترونات في كل نصف تفاعل من عملية الأكسدة والاختزال.

### إتقان حل المسائل

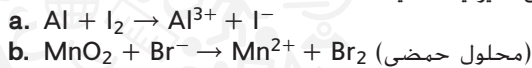
**59.** استخدم طريقة عدد التأكسد لوزن معادلات الأكسدة والاختزال التالية:



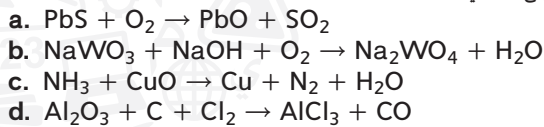
**60.** زن المعادلات الأيونية لتفاعلات الأكسدة والاختزال التالية:



**61.** استخدم طريقة عدد التأكسد لوزن معادلات الأكسدة والاختزال الأيونية التالية:



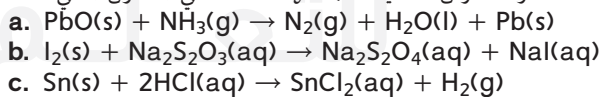
**62.** استخدم طريقة عدد التأكسد لوزن معادلات الأكسدة والاختزال التالية:



الشكل 11

**63. الباقوت** يتكون معدن الكوراندوم من أكسيد الألمنيوم ( $\text{Al}_2\text{O}_3$ ) وهو رمادي اللون. الباقوت هو غالباً أكسيد الألمنيوم ولكنه يحتوي على كميات صغيرة من  $\text{Fe}^{2+}$  و  $\text{Ti}^{4+}$ . لون الباقوت ناتج عن عملية انتقال الإلكترون من  $\text{Fe}^{2+}$  إلى  $\text{Ti}^{4+}$ . استناداً للشكل 11. اكتب المعادلة الكيميائية التي تصف التفاعل الذي يكون المعدن الموجود ناحية اليمين. ما العامل المؤكسد والعامل المختزل؟

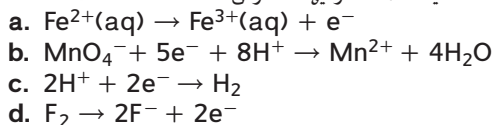
**64.** اكتب نصفي تفاعل الأكسدة والاختزال لكل من تفاعلات الأكسدة والاختزال التالية علماً أنها تحدث في محلول مائي:



**65.** اكتب نصفي التفاعل اللذين يكونان تفاعل الأكسدة والاختزال التالي:



**66.** أي التفاعلات التالية أكسدة وأيها اختزال؟



## مراجعة عامة

72. حدد عدد التأكسد للعنصر المكتوب بخط عريض في كل من التالي:

- a. OF<sub>2</sub>      b. UO<sub>2</sub><sup>2+</sup>      c. RuO<sub>4</sub>      d. Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>

73. قم بتحديد أي من التغيرات التالية أكسدة وأيها اختزال؟

- a. 2Cl<sup>-</sup> → Cl<sub>2</sub> + 2e<sup>-</sup>      c. Ca<sup>2+</sup> + 2e<sup>-</sup> → Ca  
b. Na → Na<sup>+</sup> + e<sup>-</sup>      d. O<sub>2</sub> + 4e<sup>-</sup> → 2O<sup>2-</sup>

74. استخدم قواعد تحديد أعداد التأكسد لكي تكمل الجدول 7.

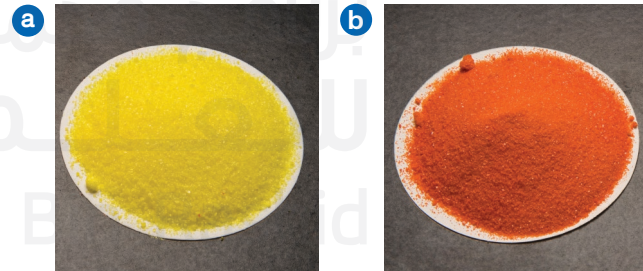
جدول 7 تعيين عدد التأكسد		
القاعدة	عدد التأكسد	العنصر
	+1	K في KBr
8		KBr في Br
1		Cl <sub>2</sub> في Cl
7		KCl في K
	-1	KCl في Cl
	0	Br <sub>2</sub> في Br

75. حدد العامل المختزل في كل من المعادلات التالية:

- a. 4NH<sub>3</sub> + 5O<sub>2</sub> → 4NO + 6H<sub>2</sub>O  
b. Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> + 4C → Na<sub>2</sub>S + 4CO  
c. 4IrF<sub>5</sub> + Ir → 5IrF<sub>4</sub>

76. اكتب معادلة الأكسدة والاختزال الأيونية الموزونة مستخدماً أنصاف تفاعلات الأكسدة والاختزال التالية:

- a. Fe → Fe<sup>2+</sup> + 2e<sup>-</sup>  
Te<sup>2+</sup> + 2e<sup>-</sup> → Te  
b. IO<sub>4</sub><sup>-</sup> + 2e<sup>-</sup> → IO<sub>3</sub><sup>-</sup>  
Al → Al<sup>3+</sup> + 3e<sup>-</sup> (في محلول حمضي)  
c. I<sub>2</sub> + 2e<sup>-</sup> → 2I<sup>-</sup>  
N<sub>2</sub>O → 2NO<sub>3</sub><sup>-</sup> + 8e<sup>-</sup> (في محلول حمضي)



الشكل 13

77. ما السبب في اختلاف أشكال مركبات الكروم كما هو موضح في الشكل 13؟

78. زن معادلات الأكسدة والاختزال الأيونية مستخدماً أي طريقة من طرائق وزن المعادلات:

- a. Sb<sup>3+</sup> + MnO<sub>4</sub><sup>-</sup> → SbO<sub>4</sub><sup>3-</sup> + Mn<sup>2+</sup>  
(في محلول حمضي)  
b. N<sub>2</sub>O + ClO<sup>-</sup> → Cl<sup>-</sup> + NO<sub>2</sub><sup>-</sup>  
(في المحلول القاعدي)

79. الأحجار الكريمة الياقوت من الأحجار الكريمة يتكون من أكسيد الألمنيوم ولونه الأحمر ينتج من الكمية الضئيلة من أيونات الكروم (III) مستبدلاً بعض أيونات الألمنيوم. اكتب صيغة أكسيد الألمنيوم ووضح التفاعل الذي يحل فيه أيون الكروم محل أيون الألمنيوم. هل هذا تفاعل أكسدة واختزال؟

80. زن معادلات الأكسدة والاختزال الأيونية مستخدماً أي طريقة من طرائق وزن المعادلات:

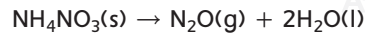
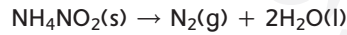
- a. Mg + Fe<sup>3+</sup> → Mg<sup>2+</sup> + Fe  
b. ClO<sub>3</sub><sup>-</sup> + SO<sub>2</sub> → Cl<sup>-</sup> + SO<sub>4</sub><sup>2-</sup> (في المحلول الحمضي)

81. زن معادلات الأكسدة والاختزال الأيونية مستخدماً أي طريقة من طرائق الوزن:

- a. P + H<sub>2</sub>O + HNO<sub>3</sub> → H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> + NO  
b. KClO<sub>3</sub> + HCl → Cl<sub>2</sub> + ClO<sub>2</sub> + H<sub>2</sub>O + KCl

## التفكير الناقد

82. تطبيق المعادلات الآتية تظهر تفاعلات الأكسدة والاختزال التي تستخدم أحياناً في المختبر لإنتاج غاز النيتروجين وغاز أحادي أكسيد ثنائي النيتروجين النقي (أكسيد النيتروز، N<sub>2</sub>O).

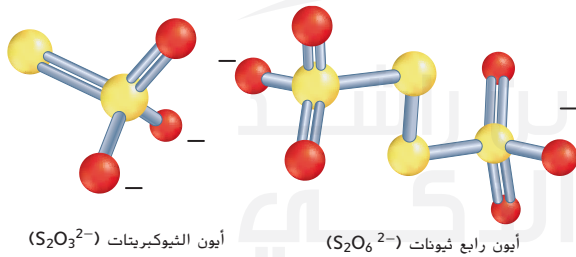
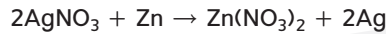


a. حدد عدد التأكسد لكل عنصر في المعادلتين ثم بعد ذلك قم برسم مخطط موضحاً التغيرات في أعداد التأكسد التي حدثت في كل تفاعل.

b. حدد الذرة التي تأكسدت والذرة التي اختزلت في كل من التفاعلين.

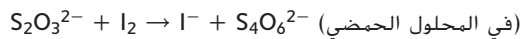
c. حدد العامل المؤكسد والعامل المختزل في كل من التفاعلين.

d. اكتب جملة توضح كيف أن انتقال الإلكترون الحاد في هذين التفاعلين يختلف عن ذلك الحاد في التفاعل أدناه.



الشكل 14

83. التحليل أفحص المعادلة الأيونية أدناه فيما يتعلق بالتفاعل الحاد عندما يتأكسد أيون الثيوكبريتات S<sub>2</sub>O<sub>3</sub><sup>2-</sup> إلى أيون رابع ثيونات S<sub>4</sub>O<sub>6</sub><sup>2-</sup>. وزن المعادلة باستخدام طريقة نصف التفاعل. الشكل 14 سيساعدك لتحديد أعداد التأكسد المستخدمة.



## الكتابة في الكيمياء

**89. الفولاذ** ابحث في دور تفاعلات الأكسدة والاختزال في صناعة الفولاذ. اكتب ملخص للنتائج الخاصة بك، متضمناً في ذلك الرسومات التخطيطية الملائمة والمعادلات التي تمثل التفاعلات.

**90. الفضيات** قم بممارسة مهارات الكتابة التقنية الخاصة بك عن طريق كتابة إرشادات لتنظيف الفضيات الملطخة بعملية أكسدة واختزال كيميائية. من المؤكد أن تشمل المعلومات الأساسية التي تصف العملية، فضلاً عن الخطوات التفصيلية التي تسمح لأي شخص أن ينجز المهمة.

**91.** كان النحاس فلزاً مفيداً حتى قبل أن يستخرج الحديد والفضة والذهب من خاماتها واستخدامها كأدوات وأواني ومجوهرات، وفي الأعمال الفنية. تم صهر النحاس في درجات حرارة عالية قبل 8000 سنة. قارن بين عمليات استخراج النحاس واستخداماته في الحضارات القديمة واليوم.

**84. تبنياً** ضع في اعتبارك أن كل ما يلي هي مركبات مستقرة. ما الذي يمكنك أن تستدل عليه عن حالة الأكسدة لعنصر الفسفور في مركباته؟



**85. حل** برمنجنات البوتاسيوم تؤكسد أيونات الكلوريد إلى غاز الكلور. زن معادلة تفاعل الأكسدة والاختزال هذه علماً أن التفاعل يحدث في محلول حمضي.

**86.** في نصف التفاعل  $\text{NO}_3^- \rightarrow \text{NH}_4^+$  في أي من طرفي المعادلة يجب إضافة الإلكترونات؟ اضع عدد الإلكترونات الصحيح للطرف الذي يحتاج إليها وأعد كتابة المعادلة.



الشكل 15

**87.** تفاعل الأكسدة والاختزال بين أيونات  $(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-})$  وأيونات  $(\text{I}^-)$  في المحلول الحمضي موضح بالشكل 15. استخدم طريقة نصف التفاعل لوزن معادلة الأكسدة والاختزال.

## DBQ أسئلة مبنية على المستندات

**طلاب الزجاج** تشكيل الألوان في زجاج السيراميك، كما في الشكل 16، يمكن أن يتأثر بظروف عملية التصنيع (مثل: درجة الحرارة). أيونات الفلزات التي لديها أكثر من حالة أكسدة مثل النحاس يمكنها أن تعطي ألواناً مختلفة للسيراميك. عند القيام بعملية التسخين تتوفر كميات كبيرة من الأكسجين مما يجعل أيونات النحاس تحول لون السيراميك من اللون الأخضر إلى اللون الأزرق. في ظل ظروف الاختزال يكون الأكسجين محدوداً وثاني أكسيد الكربون متوفرًا. تعطي أيونات النحاس في مادة السيراميك لوناً محمراً.



الشكل 16

**92.** اكتب المعادلة لما حدث في الأنية المبينة في الشكل 16.

**93.** استناداً إلى لون الأنية الفخارية، ماهي حالة أكسدة النحاس المختزلة؟ المؤكسدة؟

## مسألة تحدي

**88.** لكل تفاعل موصوف. اكتب المعادلة الكيميائية غير الموزونة التي تمثله. حدد حالة الأكسدة لكل عنصر في المعادلة. ثم، اكتب نصفي التفاعل وصنفها إلى تفاعل أكسدة وتفاعل اختزال. أخيراً اكتب المعادلة الموزونة لهذا التفاعل.

**a.** يوضع أكسيد الزئبق (II) الصلب في أنبوبة الاختبار ويسخن برفق. يتكون الزئبق السائل على الجانبين وفي الجزء السفلي من الأنبوبة وتخرج فقاعات غاز الأكسجين من أنبوبة الاختبار.

**b.** عند وضع قطع نحاس صلبة في محلول نترات الفضة، يترسب فلز الفضة ويتكون محلول نترات النحاس (II) الأزرق.

## اختبار الكفاءة الدراسية (SAT) في مادة: الكيمياء

استخدم القائمة أدناه للإجابة على الأسئلة من 7 إلى 10

خمسة دوارق يحتوي كل منها 500 mL من محلول مائي تركيزه 0.250 M المائي من المركبات الكيميائية التالية:

- A. KCl
- B. CH<sub>3</sub>OH
- C. Ba(OH)<sub>2</sub>
- D. CH<sub>3</sub>COOH
- E. NaOH

7. ما المركب الكيميائي الذي سيتفكك إلى أكبر عدد من الجسيمات عند إذابته في محلول؟

8. ما المركب الكيميائي صاحب أكبر كتلة مولية؟

9. أي الدوارق يحتوي على 9.32 g من المركب الكيميائي المخصص؟

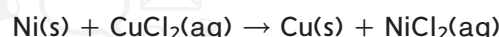
10. أي الدوارق تتكون محتوياتها من 18.7% أكسجين؟

## الاختبار من متعدد

1. أي مما يلي لا يعتبر عامل مختزل في تفاعل الأكسدة والاختزال؟

- A. المادة التي تأكسدت
- B. المادة المستقبلة للإلكترون
- C. المادة الأقل سالبة كهربائية
- D. المادة المانحة للإلكترون

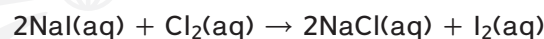
2. التفاعل بين النيكل وكلوريد النحاس (II) الموضح أدناه.



ما نصف تفاعلات الأكسدة والاختزال؟

- A.  $\text{Ni} \rightarrow \text{Ni}^{2+} + 2\text{e}^-$ ,  $\text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{Cl}^- + 2\text{e}^-$
- B.  $\text{Ni} \rightarrow \text{Ni}^{2+} + \text{e}^-$ ,  $\text{Cu}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$
- C.  $\text{Ni} \rightarrow \text{Ni}^{2+} + 2\text{e}^-$ ,  $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$
- D.  $\text{Ni} \rightarrow \text{Ni}^{2+} + 2\text{e}^-$ ,  $2\text{Cu}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$

وظف التفاعل بين يوديد الصوديوم والكلور الموضح أدناه في الإجابة عن السؤالين 3 و 4



3. ما سبب عدم تغير عدد تأكسد الصوديوم؟

- A.  $\text{Na}^+$  أيون متفرج.
- B.  $\text{Na}^+$  لا يمكن اختزاله.
- C. الصوديوم عنصر غير متحد.
- D.  $\text{Na}^+$  أيون أحادي الذرة.

4. أي التالية العامل المؤكسد في التفاعل؟

- A.  $\text{Cl}_2$
- B.  $\text{I}_2$
- C.  $\text{NaCl}$
- D.  $\text{NaI}$

## أسئلة ذات إجابات قصيرة

استخدم المعادلة أدناه للإجابة عن الأسئلة 5 و 6.



5. حدد عدد التأكسد لكل عنصر في التفاعل.

6. اشرح كيفية التعرف على العنصر الذي تأكسد والعنصر الذي اختزل.



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

# الكيمياء الكهربائية

الفكرة الرئيسية يمكن تحويل الطاقة الكيميائية إلى طاقة كهربائية والطاقة الكهربائية إلى طاقة كيميائية.

## الأقسام

1 الخلايا الفولتية

2 البطاريات

3 التحليل الكهربائي

## التجربة الاستهلاكية

كيف يمكنك صنع بطارية من لييمونة؟

يمكنك شراء مصدرًا من الطاقة المحمولة من أي متجر من المتاجر - بطارية. كما يمكنك أيضا إضاءة مصباح باللييمونة. سوف تدرس، في هذا المختبر مدى تشابه مصادر الطاقة هذه.

مطوياتي®

منظم الدراسة

## الخلايا الكهروكيميائية

اصنع مطوية. وضع عليها علامات كما هو موضح. استخدمها لمساعدتك في المقارنة بين الخلايا الفولتية والخلايا الكهروكيميائية.

الخلايا الفولتية	الخلايا الإلكتروليتية
------------------	-----------------------

بطارية ليثيوم لآلة التصوير

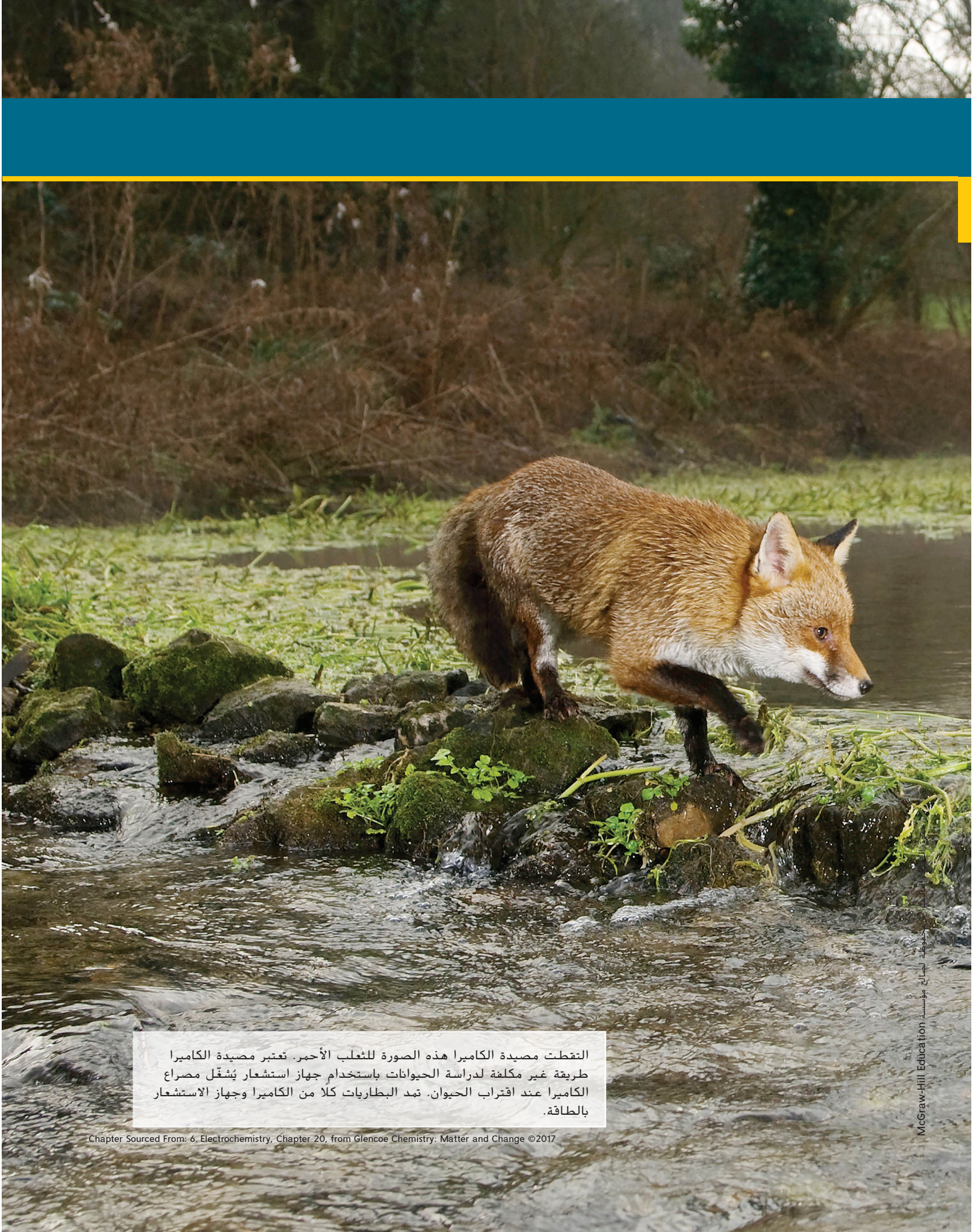


ثمان خلايا فلووية



مصيدة الكاميرا

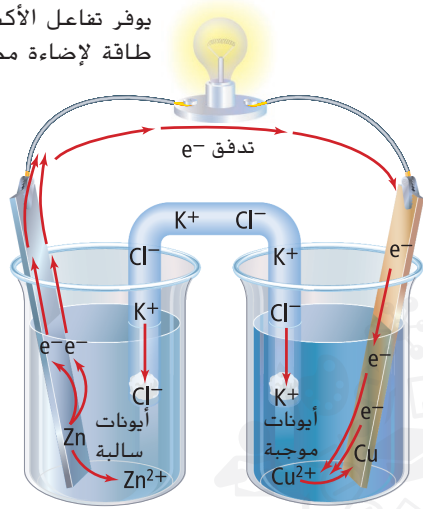




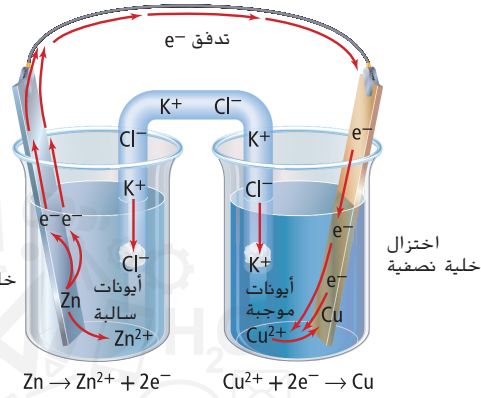
التقطت مصيدة الكاميرا هذه الصورة للثعلب الأحمر. تعتبر مصيدة الكاميرا طريقة غير مكلفة لدراسة الحيوانات باستخدام جهاز استشعار يُشغّل مصراع الكاميرا عند اقتراب الحيوان. تمد البطاريات كلاً من الكاميرا وجهاز الاستشعار بالطاقة.



يوفر تفاعل الأكسدة والاختزال طاقة لإضاءة مصباح.



توفر القنطرة الملحية والسلك مسارا غير منقطع لانتقال الشحنة الكهربائية.



الشكل 2 تؤدي إضافة القنطرة الملحية إلى إكمال المسار. تتحرك الأيونات السالبة عبر القنطرة الملحية وصولاً إلى جهة النحاس. تتحرك الأيونات الموجبة عبر القنطرة الملحية وصولاً إلى جهة النحاس.

توجد مشكلتان تحول دون حدوث تفاعل الأكسدة والاختزال. الأولى. لا توجد طريقة لنقل الإلكترونات من ذرات الخارصين إلى أيونات النحاس (II). يمكن حل هذه المشكلة من خلال ربط لוחي الخارصين والنحاس بسلك فلزي. كما هو موضح في الشكل 1b حيث يعمل هذا السلك كمسار لانتقال الإلكترونات من لوح الخارصين إلى لوح النحاس. الثانية. عند وضع الألواح الفلزية في المحاليل الخاصة بها، تبدأ عملية الأكسدة في لوح الخارصين ويبدأ الاختزال لأيونات النحاس - ولكن لا يمكن لهذه التفاعلات أن تستمر. يرجع السبب في هذا إلى أنه عند تأكسد الخارصين. تتراكم أيونات الخارصين الموجبة حول القطب الكهربائي للخارصين. وبينما يتم اختزال أيونات النحاس في محلول كبريتات النحاس، تتراكم أيونات الكبريتات السالبة حول القطب الكهربائي للنحاس. ويمنع تراكم الشحنات استمرار التفاعل. ولحل هذه المشكلة، تجب إضافة قنطرة ملحية للنظام. **القنطرة الملحية** هي مسار للحفاظ على تعادل المحلول حيث يسمح بمرور الأيونات من جهة إلى الأخرى، كما هو موضح في الشكل 2. تتكون القنطرة الملحية من أنبوب يحتوي على محلول ملح قابل للذوبان وموصل للتيار الكهربائي مثل KCl والذي يحفظ في مكانه باستخدام هلام آجار أو أي مادة أخرى يمكن للأيونات الانتقال خلالها، بينما لا يسمح باختلاط المحلولين.

عندما يتم وضع السلك الفلزي الموصل والقنطرة الملحية في مكانهما، تبدأ عملية الأكسدة والاختزال في الحدوث تلقائياً. تنتقل الإلكترونات عبر السلك من تفاعل الأكسدة النصفية إلى تفاعل الاختزال النصفية، بينما تتحرك الأيونات السالبة والموجبة عبر القنطرة الملحية. يُطلق على تدفق الجسيمات المشحونة تيار كهربائي في الشكل 2، تتدفق الإلكترونات عبر السلك وتتدفق الأيونات عبر القنطرة الملحية فيتكون ما يعرف بالتيار الكهربائي. يمكن استخدام طاقة الإلكترونات المتدفقة لإضاءة مصباح. كما هو موضح في الشكل 2.

**الخلايا الكهروكيميائية** يُعد الجهاز الموضح في الشكل 2 نوع من أنواع الخلايا الكهروكيميائية والتي تُدعى الخلايا الفولتية. **الخلية الكهروكيميائية** هي جهاز يستخدم تفاعل الأكسدة والاختزال لإنتاج الطاقة الكهربائية أو يستخدم الطاقة الكهربائية لإحداث تفاعل كيميائي. **الخلية الفولتية** هي نوع من أنواع الخلايا الكهروكيميائية التي تحول الطاقة الكيميائية إلى طاقة كهربائية من خلال تفاعل الأكسدة والاختزال التلقائي. تُسمى الخلية الفولتية، كما هو موضح في الشكل 3 بذلك الاسم نسبة إلى عالم الفيزياء الإيطالي أليساندرو فولتا (1745-1827) الذي يرجع إليه الفضل في اختراعها عام 1800.



الشكل 3 يتشابه هذا الشكل مع إحدى الخلايا الأولى لأليساندرو فولتا والتي تتكون من أقراص من الخارصين والنحاس مرتبة في طبقات متبادلة ويفصلها قطع من القماش أو الورق المقوى المغطس في محلول حمضي. يزداد التيار الكهربائي بزيادة عدد الأقراص الفلزية المستخدمة.



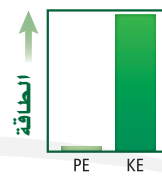
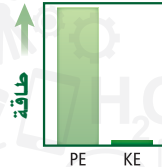
## كيمياء الخلايا الفولتية

تتكون الخلية الكهروكيميائية من جزأين يُطلق عليهما **نصفاً** **الخلية** حيث يحدث كل من تفاعلات الأكسدة والاختزال كل على حدة. يحتوي كل نصف على قطب ومحلول يحتوي على أيونات. القطب هو مادة موصلة للكهرباء، عادة ما تكون شريطاً فلزياً أو ساق من الجرافيت والذي يوصل الإلكترونات داخل وخارج المحلول في الخلية النصفية. في **الشكل 2**، نجد الكأس الذي يحتوي على قطب الخارصين حيث تحدث عملية الأكسدة والتي تعتبر نصف تفاعل الأكسدة والاختزال. كما نجد الكأس الذي يحتوي على قطب النحاس حيث تحدث عملية الاختزال والتي تعتبر النصف الثاني للتفاعل الذي يحدث. يُطلق على التفاعل الذي يحدث في كل نصف من الخلايا النصفية تفاعلاً لخلية نصفية. يُطلق على الإلكترود (القطب) حيث تحدث عملية الأكسدة **الأنود**. يُطلق على الإلكترود (القطب) حيث تحدث عملية الاختزال **الكاثود**.

✓ **التأكد من فهم النص حدد أي من الكأسين في الشكل 2** يحتوي على الأنود.

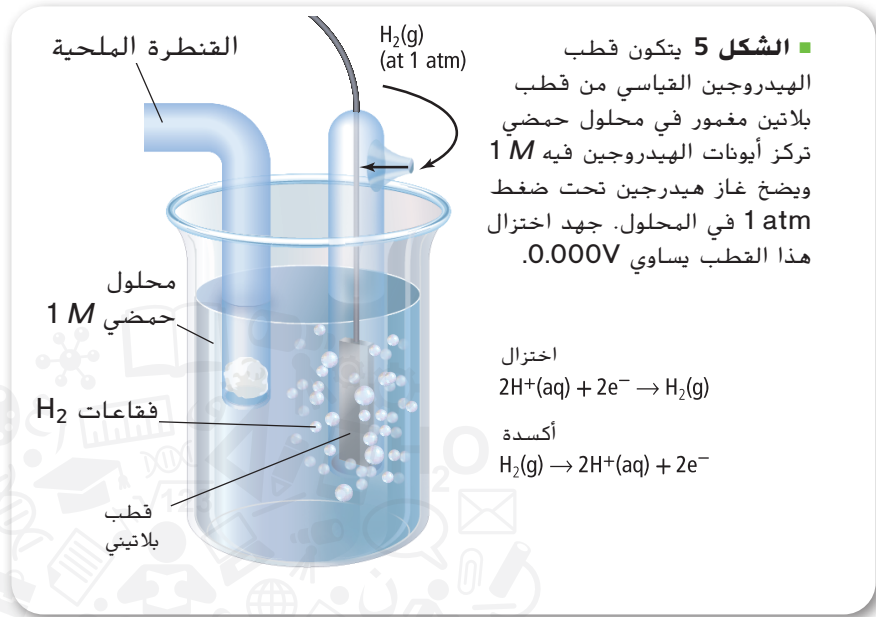
**الخلايا الفولتية والطاقة** تذكر أن الطاقة الكامنة للقطب ترجع إلى وضعه أو تكوينه. في الكيمياء الكهربائية، تعتبر الطاقة الكهربائية الكامنة مقياس لمقدار التيار الذي يمكن توليده من الخلية الفولتية للقيام بالشغل. يمكن للشحنة الكهربائية الانتقال بين نقطتين فقط عندما يوجد اختلاف في الطاقة الكهربائية الكامنة بينهما. في الخلية الكهروكيميائية، هاتان النقطتان هما القطبان ويُعتقد أن الإلكترونات المتولدة عند الأنود، جانب التأكسد، يتم دفعها أو تحريكها نحو الكاثود بواسطة القوة الدافعة الكهربائية (EMF). تتولد هذه القوة نتيجة للفرق في الطاقة الكهربائية الكامنة بين القطبين ويُشار إليها بجهد الخلية. الفولت هو وحدة قياس جهد الخلية ويعتبر فرق الجهد الكهربائي للخلية الفولتية مؤشراً للطاقة المتوفرة لتحريك الإلكترونات من الأنود إلى الكاثود.

راجع التشبيه الموضح في **الشكل 4**. يعتبر قطار الملاهي ثابتاً تقريباً على قمة مساره. ثم يهوي من مكانه المرتفع نتيجة للفرق في طاقة الوضع الجذبية (PE) بين قمة المسار وأسطله. يتم تحديد الطاقة الحركية (KE) لقطار الملاهي بحساب الفرق في الارتفاع بين قمة الأجزاء العلوية والسفلية للمسار. وبالمثل، يتم تحديد طاقة الإلكترونات المتدفقة من الأنود إلى الكاثود في الخلية الفولتية من خلال فرق الطاقة الكامنة الكهربائية بين القطبين. وفيما يتعلق بالأكسدة والاختزال، يتم تحديد جهد الخلية بمقارنة الفرق بين ميل كلا القطبين لاكتساب الإلكترونات. كلما زاد الفرق، زاد فرق الطاقة الكامنة بين القطبين وزاد جهد الخلية.



■ **الشكل 4** يمتلك قطار الملاهي في قمة المسار طاقة وضع عالية مقارنة بأسفل المسار بسبب الفرق في الارتفاع. وبالمثل، فإن الخلية الكهروكيميائية لديها طاقة وضع لإنتاج تيار بسبب وجود فرق بين جهدي القطبين لنقل الإلكترونات من الأنود إلى الكاثود.





### المفردات المفردات الأكاديمية يتوافق Correspond

يتفق أو يتناسب  
اتجاهاتها تتوافق مع الخريطة.

#### مطوياتي®

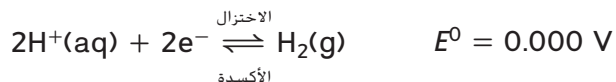
استخدم المعلومات  
الواردة في مطويتك.

تتسبب قوة الجاذبية دائمًا في اتجاه الغوص إلى الأسفل حيث حالة الطاقة المنخفضة وليس صعودًا نحو حالة الطاقة الأعلى مطلقًا. عندما يخطو الغوص خارج لوحة الغوص، فإن أولى حركاته التلقائية تكون دائمًا إلى الأسفل. وبالمثل، ففي خلية الخارصين والنحاس وفي ظل الظروف القياسية، تكسب أيونات النحاس (II) عند الكاثود إلكترونات بسهولة أكبر مقارنة بأيونات الخارصين عند الأنود. لذلك، يحدث تفاعل الأكسدة والاختزال تلقائيًا فقط عند تدفق الإلكترونات من الخارصين إلى النحاس.

## حساب جهود الخلايا الكهروكيميائية

تذكر أن عملية اكتساب الإلكترونات تُسمى الاختزال. وبناءً على هذه الحقيقة، فإن ميل المادة لاكتساب إلكترونات هو **جهود الاختزال**. لا يمكن تحديد جهود الاختزال للقطب الكهربائي مباشرةً حيث يجب اقتران تفاعل الاختزال النصفية مع تفاعل الأكسدة النصفية. عند اقتران التفاعلين النصفيين مع بعضهما البعض، يتوافق الجهد المتولد مع الفرق في الجهد بين التفاعلين. يتم التعبير عن فرق الجهد الكهربائي بين النقطتين بالفولت (V).

**قطب الهيدروجين القياسي** قرر الكيميائيون منذ زمن بعيد قياس جهد الاختزال لجميع الأقطاب الكهربائية مقابل قطب واحد وهو قطب الهيدروجين القياسي. يتكون **قطب الهيدروجين القياسي** من لوح صغير من البلاتين المغمور في محلول حمض الهيدروكلوريك (HCl) الذي يحتوي على أيونات الهيدروجين بتركيز 1 M. ويتم ضخ غاز الهيدروجين (H<sub>2</sub>) في المحلول عند ضغط 1 atm وتبقى درجة الحرارة ثابتة عند 25°C. كما هو موضح في الشكل 5. يُقدَّر هذا الجهد والذي يُسمى أيضًا بجهد الاختزال القياسي (E<sup>0</sup>) لقطب الهيدروجين القياسي بمقدار 0.000 V. يمكن لهذا القطب أن يكون بمثابة تفاعل الأكسدة النصفية أو تفاعل الاختزال النصفية، تبعًا للخلية النصفية المتصلة به. يتمثل التفاعلان المحتملان في قطب الهيدروجين القياسي فيما يلي:

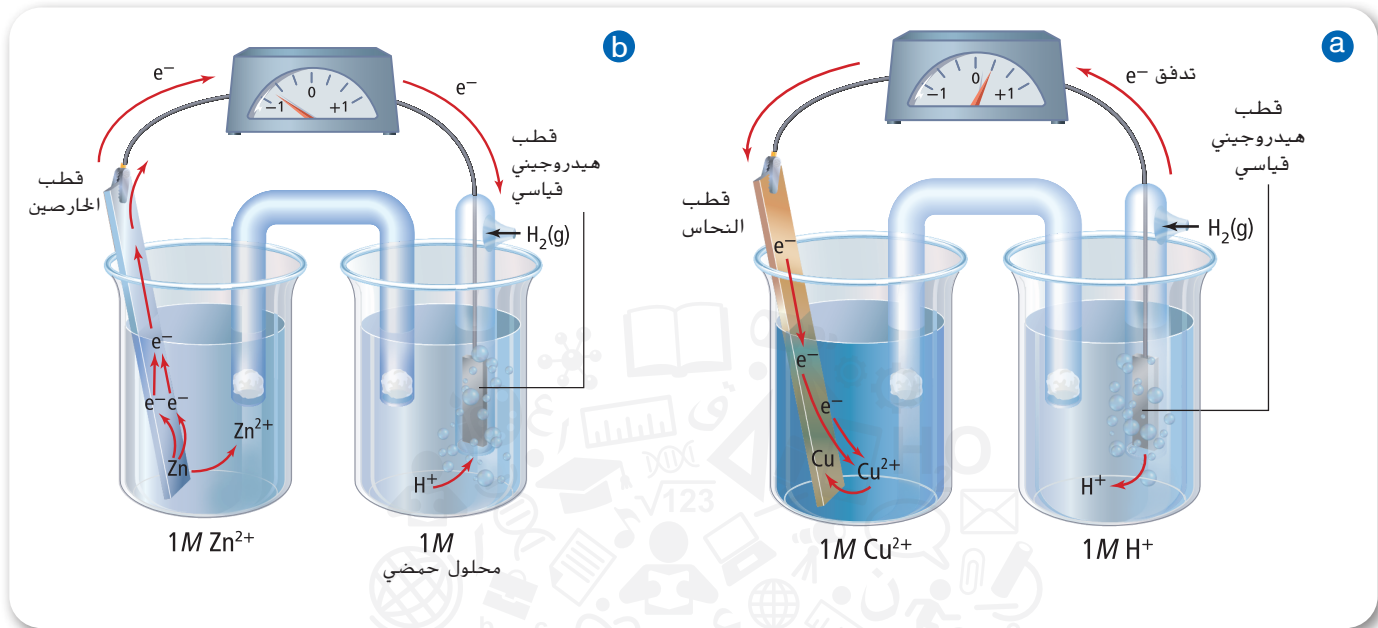


**جهود أنصاف الخلايا** لقد قاس الكيميائيون وسجلوا على مر السنين جهود الاختزال القياسية لأنصاف خلايا كثيرة ومختلفة. يسرد **الجدول 1** بعض التفاعلات لأنصاف الخلايا الشائعة مرتبة تصاعديًا تبعًا لجهود اختزالها. تم الحصول على القيم المُسجلة بالجدول عن طريق قياس الجهد عند توصيل كل نصف خلية بنصف خلية الهيدروجين القياسية. تم تسجيل التفاعلات النصفية في **الجدول 1** كتفاعلات اختزال. بالرغم من هذا، في الخلية الفولتية التي تشمل دائمًا على تفاعلين نصفين تلقائيين، سوف يتجه التفاعل النصفية ذو الجهد الاختزالي الأقل في الاتجاه العكسي وسوف يكون تفاعل التأكسد. أي يعتبر التفاعل النصفية الأكثر في القيمة الموجبة اختزالًا والتفاعل النصفية الأكثر في القيمة السالبة تأكسدًا. أي القطب الذي جهد اختزاله أعلى يكون الكاثود والقطب الذي جهد اختزاله أقل يكون الأنود. يجب أن يكون القطب الكهربائي الذي يتم قياسه خاضعًا للظروف القياسية، أي، يجب أن يكون مغموسًا في محلول يحتوي على  $1\text{ M}$  من الأيونات عند درجة حرارة  $25^\circ\text{C}$  وضغط  $1\text{ atm}$  يعتبر الصفر المكتوب فوق الحرف في الترميز  $E^0$  وسيلة مختصرة للإشارة إلى "القياس تحت الظروف القياسية".



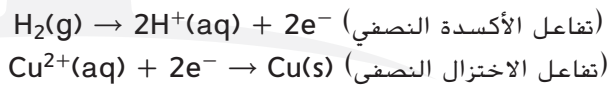
**الجدول 1 جهود الاختزال القياسية**

التفاعل النصفية	$E^0$ (V)	التفاعل النصفية	$E^0$ (V)
$\text{Cu}^{2+} + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cu}^+$	+0.153	$\text{Li}^+ + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Li}$	-3.0401
$\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cu}$	+0.3419	$\text{Ca}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ca}$	-2.868
$\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4\text{e}^- \rightleftharpoons 4\text{OH}^-$	+0.401	$\text{Na}^+ + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Na}$	-2.71
$\text{I}_2 + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{I}^-$	+0.5355	$\text{Mg}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Mg}$	-2.372
$\text{Fe}^{3+} + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+}$	+0.771	$\text{Be}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Be}$	-1.847
$\text{NO}_3^- + 2\text{H}^+ + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	+0.775	$\text{Al}^{3+} + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Al}$	-1.662
$\text{Hg}_2^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{Hg}$	+0.7973	$\text{Mn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Mn}$	-1.185
$\text{Ag}^+ + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ag}$	+0.7996	$\text{Cr}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cr}$	-0.913
$\text{Hg}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Hg}$	+0.851	$2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$	-0.8277
$2\text{Hg}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Hg}_2^{2+}$	+0.920	$\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Zn}$	-0.7618
$\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$	+0.957	$\text{Cr}^{3+} + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cr}$	-0.744
$\text{Br}_2(\text{l}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{Br}^-$	+1.066	$\text{S} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{S}^{2-}$	-0.47627
$\text{Pt}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Pt}$	+1.18	$\text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Fe}$	-0.447
$\text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}$	+1.229	$\text{Cd}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cd}$	-0.4030
$\text{Cl}_2 + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{Cl}^-$	+1.35827	$\text{PbI}_2 + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Pb} + 2\text{I}^-$	-0.365
$\text{Au}^{3+} + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Au}$	+1.498	$\text{PbSO}_4 + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Pb} + \text{SO}_4^{2-}$	-0.3588
$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	+1.507	$\text{Co}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Co}$	-0.28
$\text{Au}^+ + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Au}$	+1.692	$\text{Ni}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ni}$	-0.257
$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}$	+1.776	$\text{Sn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Sn}$	-0.1375
$\text{Co}^{3+} + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Co}^{2+}$	+1.92	$\text{Pb}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Pb}$	-0.1262
$\text{S}_2\text{O}_8^{2-} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{SO}_4^{2-}$	+2.010	$\text{Fe}^{3+} + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Fe}$	-0.037
$\text{F}_2 + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{F}^-$	+2.866	$2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{H}_2$	0.0000

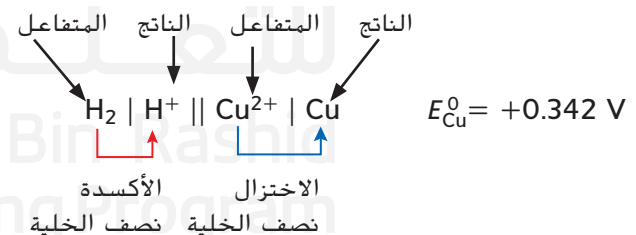


■ **الشكل 6 a.** عند توصيل قطب  $\text{Cu}^{2+}|\text{Cu}$  بالقطب الهيدروجيني، تنتقل الإلكترونات نحو شريط النحاس وتختزل  $\text{Cu}^{2+}$  إلى ذرات النحاس. يبلغ جهد هذا التفاعل  $+0.342\text{V}$  عند توصيل قطب  $\text{Zn}|\text{Zn}^{2+}$  بالقطب الهيدروجيني، تتدفق الإلكترونات من شريط الخارصين وتتأكسد ذرات الخارصين إلى أيونات  $\text{Zn}^{2+}$  يبلغ جهد هذا التفاعل  $-0.762\text{V}$ .

**قياس جهد الخلية الكهروكيميائية** يمكنك استخدام **الجدول 1** لحساب الجهد الكهربائي للخلية الفولتية التي تتكون من قطبي النحاس والخارصين تحت الظروف القياسية. الخطوة الأولى هي تحديد جهد الاختزال القياسي للخلية النصفية للنحاس ( $E^0_{\text{Cu}}$ ) عند توصيل قطب النحاس بالقطب القياسي للهيدروجين، كما في **الشكل 6a**، تتدفق الإلكترونات من القطب الهيدروجيني إلى قطب النحاس وتختزل أيونات النحاس إلى ذرات النحاس. قيمة  $E^0$ ، التي يتم قياسها بالفولتميتر  $+0.342\text{V}$ . يشير الجهد الموجب إلى أن أيونات  $\text{Cu}^{2+}$  في قطب النحاس تكسب الإلكترونات بسهولة أكبر من أيونات  $\text{H}^+$  في القطب القياسي للهيدروجين. لذلك، فإن عملية الأكسدة تحدث عند قطب الهيدروجين وعملية الاختزال تحدث عند قطب النحاس. تمثل التفاعلات النصفية لعمليتي الأكسدة والاختزال والتفاعل الكلي في:

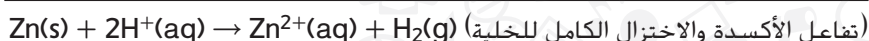
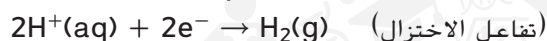
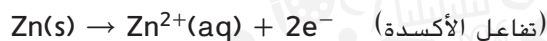


تفاعل الأكسدة والاختزال الكلي:  $\text{H}_2(\text{g}) + \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow 2\text{H}^+(\text{aq}) + \text{Cu}(\text{s})$   
يمكن كتابة هذا التفاعل في صيغته تُسمى بترميز الخلية.

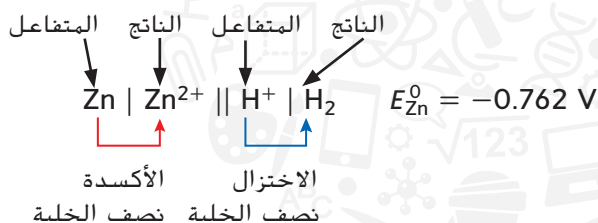


يتم كتابة طرفي تفاعل الأكسدة أولاً ووفقاً لترتيبهما الوارد في تفاعل الأكسدة للخلية النصفية - المادة المتفاعلة / الناتج. ويتبعان بخط عمودي مزدوج (||) والذي يمثل السلك الفلزي والقنطرة الملحية اللذين يصلان بين نصفي الخلية. ثم تتم كتابة طرفي تفاعل الاختزال بالطريقة نفسها المادة المتفاعلة/الناتج. لاحظ أنه بالنسبة للقيم الموجبة الخاصة بـ  $E^0$  من المعتاد أن يتم وضع إشارة موجب لناتج جمع قيم الفولتية.

الخطوة التالية هي تحديد جهد الاختزال القياسي للخلية النصفية حيث يوجد الخارصين ( $E^0_{Zn}$ ). عند قياس جهد اختزال الخارصين القياسي مقابل قطب الهيدروجين القياسي في ظل الظروف القياسية، كما هو موضح في الشكل 6b، تتدفق الإلكترونات من قطب الخارصين إلى قطب الهيدروجين. قيمة  $E^0$  للخلية النصفية حيث يوجد الخارصين والذي يتم قياسه بالفولتميتر  $-0.762 V$ . مما يعني أن أيونات الهيدروجين الموجبة في قطب الهيدروجين تكسب الإلكترونات بسهولة أكبر مما تفعله أيونات الخارصين. لذلك، فإن أيونات الهيدروجين لديها جهد اختزال أعلى من أيونات الخارصين. تذكر أنه قد تم تعيين جهد صفر لقطب الهيدروجين، لذا يجب أن يكون جهد الاختزال لقطب الخارصين ذا قيمة سالبة. تتم كتابة تفاعلي نصفي الخلية والتفاعل الكلي على النحو التالي:



يمكن كتابة هذا التفاعل بترميز الخلية كالتالي:



تمثل الخطوة الأخيرة في عملية حساب جهد الخلية الكهروكيميائية في جمع الخلايا النصفية للنحاس والخارصين باعتبارها خلية فولتية. يعني هذا إمكانية

الخلية  $E^0$  تُمثل الجهد الكلي القياسي للخلية.

كاثود  $E^0$  تُمثل الجهد القياسي لنصف الخلية الخاص بتفاعل الاختزال.

أنود  $E^0$  تُمثل الجهد القياسي لنصف الخلية الخاص بتفاعل الأكسدة.

الجهد القياسي للخلية هو الجهد القياسي للخلية النصفية حيث يحدث الاختزال ناقص الجهد القياسي للخلية النصفية حيث تحدث الأكسدة.

### القانون الخاص بجهد الخلية

$$E^0_{\text{الخلية}} = E^0_{\text{كاثود}} - E^0_{\text{أنود}}$$

حساب الجهد القياسي للخلية الفولتية باستخدام الصيغة التالية:

وحيث يحدث الاختزال عند قطب النحاس وتحدث الأكسدة عند قطب الخارصين يتم التعويض عن قيم  $E^0$  على النحو التالي:

$$\begin{aligned} E^0_{\text{الخلية}} &= E^0_{Cu^{2+}|Cu} - E^0_{Zn^{2+}|Zn} \\ &= +0.342 V - (-0.762 V) \\ &= +1.104 V \end{aligned}$$

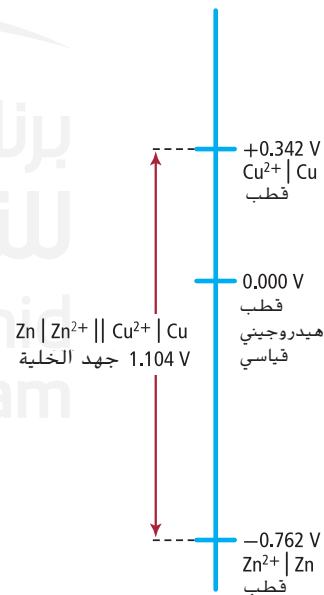
لاحظ أن علامة السالب في القانون تُغير تلقائيًا علامة تفاعل الأكسدة للخلية النصفية، لذا لا يجب عليك عكس علامة جهود الاختزال القياسي الواردة في الجدول 1 عندما يتم استخدامها في تفاعل الأكسدة النصفية.

يعرض المخطط في الشكل 7 كيفية ارتباط نصف الخلية التي يوجد بها الخارصين حيث جهد الاختزال منخفض ونصف الخلية التي يوجد بها النحاس حيث جهد الاختزال أعلى.

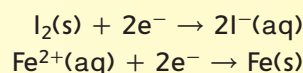
الشكل 7 يوضح هذا المخطط البسيط كيفية الحصول على الجهد الكلي للخلية من الفرق بين جهدي اختزال كلا القطبين. قارن ذلك بخط الأعداد، فرق الجهد بين قطبي الخارصين والنحاس هو  $+1.104 V$ .

### التأكد من فهم المخطط التوضيحي

حدد أي الفلزين، النحاس أم الخارصين، أسهل في الأكسدة من الهيدروجين.



حساب جهد الخلية تُمثل تفاعلات الاختزال النصفية التالية الخلايا النصفية للخلية الفولتية.



حدد تفاعل الخلية الكلي والجهد القياسي للخلية. صف الخلية مستعينًا بترميز الخلية.

### 1 تحليل المسألة

تم توفير التفاعلات النصفية الحادثة في الخلية ويمكنك إيجاد جهود الاختزال القياسية في الجدول 1. سيصبح التفاعل النصفى ذو جهد الاختزال الأقل تفاعل أكسدة. في ظل هذه المعلومات، يمكنك كتابة تفاعل الخلية الكامل وحساب جهد الخلية القياسي ووصف الخلية باستخدام ترميز الخلية.

#### معلوم

جهود الاختزال القياسية للخلايا النصفية  
 $E^0_{\text{أنود}} = E^0_{\text{كاتود}} - E^0_{\text{الخلية}}$

#### مجهول

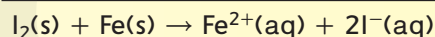
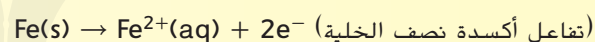
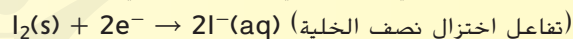
التفاعل الكلي للخلية = ؟  
 $E^0_{\text{الخلية}} = ?$   
 ترميز الخلية = ؟

### 2 حساب المجهول

يمكنك إيجاد جهود الاختزال القياسية لكل تفاعل نصفى في الجدول 1.

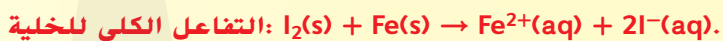


يعتبر اختزال اليود أعلى جهد اختزالي. لذلك يسير هذا التفاعل النصفى في الاتجاه الأمامى باعتباره اختزالاً. يسير التفاعل النصفى للحديد في الاتجاه العكسي باعتباره أكسدة.



أعد كتابة التفاعل النصفى للحديد في الاتجاه الصحيح.

اجمع المعادلتين.



احسب الجهد القياسي للخلية.

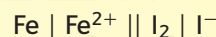
$$E^0_{\text{خلية}} = E^0_{\text{كاتود}} - E^0_{\text{أنود}}$$

$$E^0_{\text{خلية}} = E^0_{\text{I}_2|\text{I}^-} - E^0_{\text{Fe}^{2+}|\text{Fe}}$$

$$E^0_{\text{خلية}} = +0.536 \text{ V} - (-0.447 \text{ V})$$

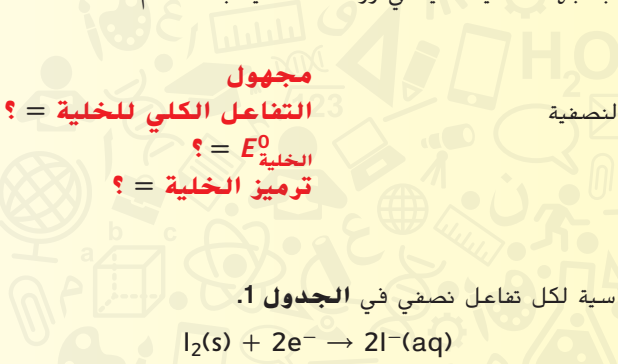
$$E^0_{\text{خلية}} = +0.983 \text{ V}$$

صف الخلية مستعينًا بترميز الخلية.



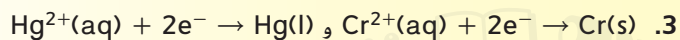
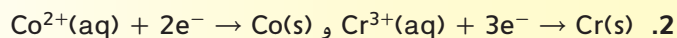
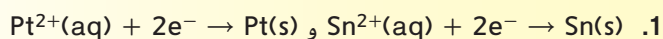
### 3 تقييم الإجابة

يعتبر الجهد المحسوب مقبولاً نظرًا لجهود الخلية النصفية. يشير  $E^0$  إلى الرقم الصحيح للأرقام المعنوية.

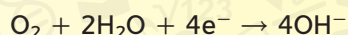
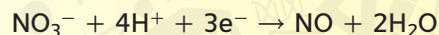


## تطبيق

اكتب المعادلة الموزونة للتفاعل الكلي للخلية واحسب جهد الخلية القياسي، لكل زوج من هذه الأزواج للتفاعلات النصفية للخلية. صف التفاعل مستعينًا بترميز الخلية. يمكنك الرجوع إلى الوحدة الخاصة بتفاعلات الأكسدة والاختزال لمراجعة كتابة وموازنة معادلات الأكسدة والاختزال.



4. تحدي. اكتب المعادلة الموزونة لتفاعل الخلية واحسب جهد الخلية القياسي للتفاعل الذي يحدث عند توصيل نصفي الخلية ببعضهما. صف التفاعل مستعينًا بترميز الخلية.



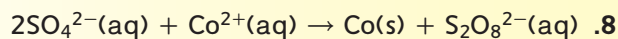
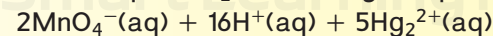
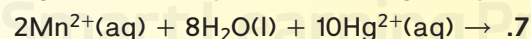
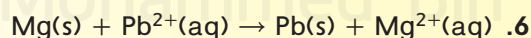
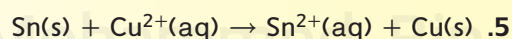
## استخدام جهود الاختزال القياسية

وضح لك المثال كيفية استخدام البيانات في جدول 1 لحساب الجهد القياسي (الجهد) للخلايا الفولتية. توجد فائدة أخرى هامة لجهود الاختزال القياسية وهي تحديد مدى تلقائية حدوث تفاعل مقترح في ظل الظروف القياسية. كيف يمكن لجهود الاختزال القياسية تحديد التلقائية؟ تتدفق الإلكترونات في الخلية الفولتية دائمًا من نصف الخلية ذات جهد الاختزال القياسي المنخفض تجاه نصف الخلية ذات جهد الاختزال القياسي المرتفع، مما يسبب جهدًا موجبًا للخلية. للتنبؤ بتلقائية حدوث أي تفاعل مقترح للأكسدة والاختزال، يمكنك ببساطة كتابة العملية في صيغة تفاعلات نصفية والبحث عن جهد الاختزال لكل منهما. استخدم القيم لحساب جهد الخلية الفولتية التي تعمل بالتفاعلين النصف خلويين. إذا كان الجهد الذي تم حسابه موجبًا، فإن التفاعل تلقائي. إذا كان الجهد الذي تم حسابه سالبًا، فإن التفاعل غير تلقائي. ومع ذلك سوف يحدث تفاعل معاكس للتفاعل غير التلقائي حيث سيوجد جهد موجب للخلية مما يعني أن التفاعل العكسي تفاعل تلقائي.

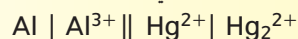
❑ لتأكد من فهم النص حدد إشارة جهد تفاعل الأكسدة والاختزال الذي يحدث تلقائيًا.

## تطبيقات

احسب جهد الخلية لتحديد إذا ما كان كل من تفاعلات الأكسدة والاختزال الموزونة التالية تلقائية كما هو مكتوب أم لا. استخدم جدول 1 لمساعدتك على تحديد التفاعلات النصفية الصحيحة.

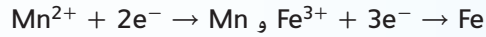


9. تحدي. باستخدام الجدول 1 اكتب المعادلة وحدد جهد الخلية ( $E^0$ ) للخلية التالية. هل التفاعل تلقائي؟



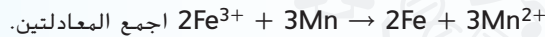
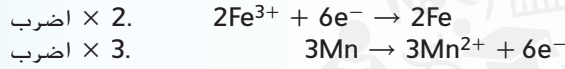
## حساب جهد الخلية

تلخص الخطوات الخمسة التالية إجراء حساب جهد الخلية الفولتية حيث يحدث تفاعل الأكسدة والاختزال التلقائي. افترض أنه يجب عليك كتابة تفاعل الخلية التي تتكون من التفاعلات النصفية التالية وحساب جهدها:



يُعد جدول جهود الاختزال، مثل **الجدول 1** كل ما نحتاج إليه.

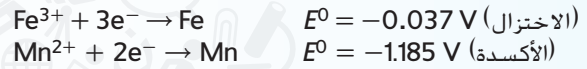
1. يمكنك إيجاد التفاعلات النصفية في **الجدول 1**.
2. قارن بين جهدي التفاعلين النصف خلويين. الخلية النصفية ذات الجهد الاختزالي الأعلى هي النصف الذي سيحدث فيه الاختزال. سوف تحدث الأكسدة في الخلية النصفية ذات الجهد الاختزالي الأقل.



5. لا تؤثر مساواة الإلكترونات المفقودة والمكتسبة على  $E^0$  للتفاعل الكلي. التالية لحساب جهد الخلية:

$$E^0_{\text{خلية}} = E^0_{\text{أنود}} - E^0_{\text{كاثود}}$$

$$\begin{aligned} E^0_{\text{خلية}} &= E^0_{\text{Fe}^{3+}|\text{Fe}} - E^0_{\text{Mn}^{2+}|\text{Mn}} = -0.037 \text{ V} - (-1.185 \text{ V}) \\ &= +1.148 \text{ V} \end{aligned}$$



3. اكتب معادلة الاختزال كما وردت في **الجدول 1**. اكتب معادلة الأكسدة في الاتجاه العكسي.



## تطبيق الاستراتيجية

**حدد**  $E^0$  لتفاعل الأكسدة والاختزال التلقائي الذي يحدث بين المغنيسيوم والنيكل.

## القسم 1 مراجعة

## ملخص القسم

- تحدث عملية الأكسدة والاختزال في الخلية الفولتية عند الأقطاب منفصلة عن بعضها البعض.
- الجهد القياسي لتفاعل نصف الخلية هو الجهد الخاص بها عند اقترانه بالقطب القياسي للهيدروجين في ظل ظروف قياسية.
- يكون جهد الاختزال لنصف الخلية سالبًا إذا خضع للتأكسد عند توصيله بقطب الهيدروجين القياسي. يكون جهد الاختزال لنصف الخلية موجبًا إذا خضع للاختزال عند توصيله بقطب الهيدروجين القياسي.
- الجهد القياسي للخلية الفولتية هو الفرق بين جهود الاختزال القياسية لتفاعلات نصف الخلية.

10. الفكرة الرئيسية صف الظروف التي بموجبها يُنتج تفاعل الأكسدة والاختزال تيارًا كهربائيًا يتدفق عبر السلك.

11. حدد مكونات الخلية الفولتية. اشرح دور كل مكون من المكونات ودوره في عمل الخلية.

12. اكتب المعادلة الموزونة لتفاعل الخلية التلقائي الذي يحدث في الخلية مصاحبًا لتفاعلات الاختزال النصفية:

- $\text{Ag}^{+}(\text{aq}) + \text{e}^{-} \rightarrow \text{Ag}(\text{s})$  و  $\text{Ni}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^{-} \rightarrow \text{Ni}(\text{s})$
- $\text{Mg}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^{-} \rightarrow \text{Mg}(\text{s})$  و  $2\text{H}^{+}(\text{aq}) + 2\text{e}^{-} \rightarrow \text{H}_2(\text{g})$
- $\text{Sn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^{-} \rightarrow \text{Sn}(\text{s})$  و  $\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + 3\text{e}^{-} \rightarrow \text{Fe}(\text{s})$
- $\text{PbI}_2(\text{s}) + 2\text{e}^{-} \rightarrow \text{Pb}(\text{s}) + 2\text{I}^{-}(\text{aq})$  و  $\text{Pt}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^{-} \rightarrow \text{Pt}(\text{s})$

13. حدد الجهد القياسي للخليا الكهروكيميائية الذي تعبر كل معادلة عن التفاعل الكلي للخلية. عرّف التفاعلات باعتبارها تلقائية أو غير تلقائية وفقًا لما هو مكتوب.

- $2\text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3\text{Cu}(\text{s}) \rightarrow 3\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{Al}(\text{s})$
- $\text{Hg}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{Cu}^{+}(\text{aq}) \rightarrow 2\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + \text{Hg}(\text{l})$
- $\text{Cd}(\text{s}) + 2\text{NO}_3^{-}(\text{aq}) + 4\text{H}^{+}(\text{aq}) \rightarrow \text{Cd}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{NO}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$

14. صمم خريطة مفاهيم للقسم 1 وابدأ من مصطلح الخلية الكهروكيميائية. أدرج جميع المصطلحات الجديدة في خريطةك.

# البطاريات

## القسم 2

الفكرة الرئيسية البطاريات هي عبارة عن خلايا فولتية تستخدم التفاعلات التلقائية لتوفير الطاقة لعدد من الأغراض.

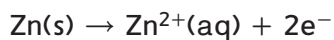
خذ من وقتك دقيقة لعمل قائمة بالأشياء التي تعرف أن البطاريات تستخدم فيها. يمكن أن تتضمن قائمتك المصابيح اليدوية، السيارات، الهواتف الخلوية، أجهزة الراديو، الآلات الحاسبة، ساعات اليد والألعاب من بين أغراض أخرى. هل بطاريات كافة هذه الأجهزة متماثلة؟

## الكيمياء في حياتك

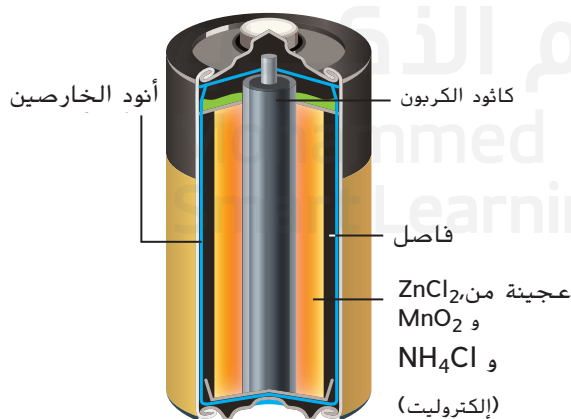
### الخلايا الجافة

بعض التفاعلات التلقائية التي درستها توفر الطاقة للبطاريات التي تستخدمها يوميًا. **البطارية** هي خلية فولتية أو أكثر توجد في عبوة واحدة ينتج عنها تيار كهربائي. منذ ابتكار البطاريات في ستينيات القرن التاسع عشر وحتى اليوم كان أكثر الخلايا الفولتية شيوعًا في الاستخدام هي خلية الخارصين-الكربون الجافة، الموضحة في الشكل 8.

**خلايا الخارصين - الكربون الجافة** تعرّف **الخلية الجافة** بأنها خلية فولتية يكون فيها الإلكتروليت عبارة عن عجينة رطبة. تتكون العجينة الموجودة في خلية الخارصين-الكربون الجافة من كلوريد الخارصين وأكسيد المنجنيز (IV) وكلوريد الأمونيوم وكمية قليلة من الماء داخل عبوة الخارصين. غلاف الخارصين هو أنود الخلية حيث تحدث أكسدة لفلز الخارصين وفقًا للمعادلة التالية:



يعمل ساق الكربون (الجرافيت) في مركز الخلية الجافة ككاثود ولكن يحدث تفاعل الاختزال النصفى للخلية في العجينة. يسمى ساق الكربون في هذا النوع من الخلية الجافة كاثودًا غير نشط لأنه مصنوع من مادة لا تشارك في تفاعلات الأكسدة والاختزال. ومع ذلك فهذا القطب غير النشط يتمتع بخاصية هامة حيث يعمل على توصيل الإلكترونات. ويكون تفاعل الاختزال النصفى لهذه الخلية الجافة كالتالي:



خلية الخارصين - الكربون الجافة

### الأسئلة الرئيسية

- صف تركيب البطارية الجافة (الخارصين - الكربون) التقليدية ومكوناتها وطريقة عملها؟
- ما الفرق بين البطاريات الأولية والثانوية واذكر مثالين لكل نوع؟
- ما بنية خلية الوقود الهيدروجين-الأكسجين؟
- ما هي عملية تآكل الحديد وما وسائل منع التآكل؟

### مراجعة المفردات

#### التفاعل الانعكاسي reversible reaction

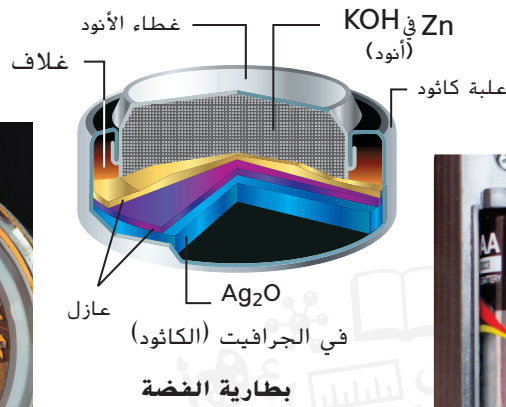
هو التفاعل الذي يمكن أن يحدث في كلا الاتجاهين الأمامي والعكسي.

#### المفردات الجديدة

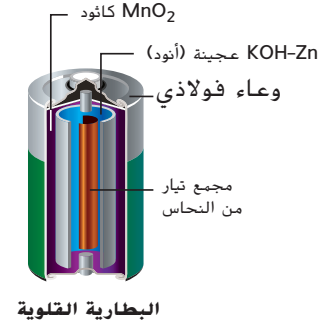
battery	بطارية
dry cell	الخلية الجافة
primary battery	البطارية الأولية
secondary battery	البطارية الثانوية
fuel cell	خلية الوقود
corrosion	التآكل
galvanization	الجلفنة



■ الشكل 8 تحتوي الخلية الجافة على معجون رطب يحدث داخله التفاعل النصفى للكاثود. في خلية الخارصين-الكربون الجافة، يعمل غلاف الخارصين بمثابة الأنود.



وعلى الرغم من أنها تبدو مختلفة إلا أن بطارية الفضة تشبه كثيرًا البطارية القلوية. تستخدم بطارية الفضة، أكسيد الفضة (Ag<sub>2</sub>O) ككاثود بدلاً من أكسيد المنغنيز (IV) (MnO<sub>2</sub>).



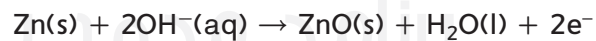
البطارية القلوية

تستخدم البطارية القلوية الخارصين المسحوق في العجينة القلوية ليكون الأنود.

■ **الشكل 9** البطاريات القلوية أكثر كفاءة من خلية الكربون-الخارصين الجافة وهي مفيدة حين تكون البطاريات الأصغر مطلوبة. بطاريات الفضة هي أصغر مما يجعلها مناسبة أكثر للأجهزة مثل ساعات اليد.

في خلية الخارصين - الكربون الجافة، يوجد فاصل مصنوع من مادة مسامية ورطبة بسبب السائل الموجود في العجينة حيث يقصل المعجون عن قطب الخارصين "الأنود". يعمل هذا الفاصل كمنظرة ملحية للسماح بنقل الأيونات مثل الخلية الفولتية النموذجية التي درسناها بالقسم 1. تنتج الخلية الجافة الخارصين - الكربون فولتية تقدر بـ 1.5 V حتى يبدأ ينتج ناتج الاختزال وهو الأمونيا الذي ينشأ عن المحلول المائي على هيئة غاز. عند هذه النقطة، تنخفض الفولتية إلى مستوى يجعل البطارية غير مفيدة.

**البطاريات القلوية** خلية جافة قلوية أكثر كفاءة، موضحة في **الشكل 9** حلت محل خلية الخارصين - الكربون القياسية الجافة في العديد من التطبيقات. في الخلية القلوية يكون الخارصين على شكل مسحوق يوفر مزيداً من مساحة السطح للتفاعل. يخلط الخارصين مع هيدروكسيد البوتاسيوم مكوناً معجوناً قلويًا قويًا ويكون المعجون في وعاء فولاذي. مزيج الكاثود عبارة عن أكسيد منغنيز (IV) يخلط أيضًا بهيدروكسيد بوتاسيوم. تفاعل الأنود لنصف الخلية هو كالتالي:



تفاعل الكاثود لنصف الخلية هو كالتالي:



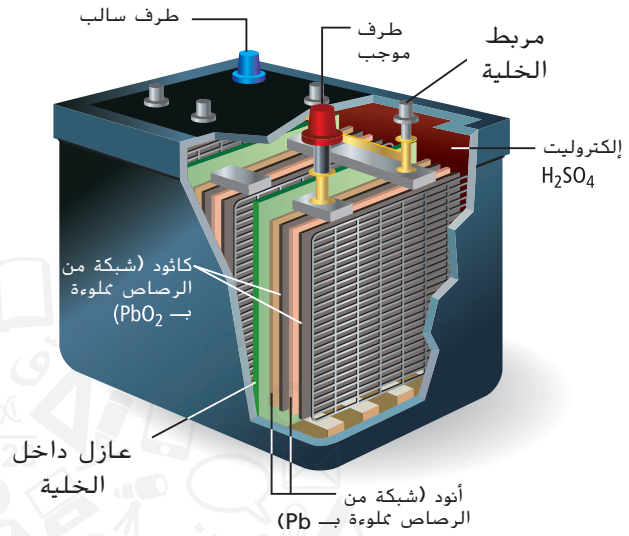
لا تحتاج البطاريات القلوية لكاثود ساق الكربون لذا من الممكن أن تكون أصغر وأكثر فائدة للأجهزة الصغيرة.

**بطاريات الفضة** إن بطارية الفضة الموضحة في **الشكل 9** أصغر وتستخدم لتزويد الأجهزة بالطاقة مثل سماعات الأذن وساعات اليد والكاميرات. تستخدم بطارية الفضة نفس التفاعل النصفى للأنود للبطارية القلوية مع التفاعل النصفى التالي للكاثود.



✓ **التأكد من فهم النص** حدد التفاعل النصفى الذي يحدث في كلٍ من البطاريات القلوية وبطاريات الفضة.





يمكن أن تتسبب مستويات الإلكتروليت المنخفضة في نفاذ البطارية. تقوم أسلاك التوصيل بتوصيل التيار من سيارة بها بطارية جيدة لبدء تشغيل سيارة ببطارية مستنفذة.

تحتوي بطاريات الرصاص-الحمض على صفائح رصاص وصفائح أكسيد الرصاص (IV). الإلكتروليت هو عبارة عن محلول حمض الكبريتيك. حينما تكون البطارية قيد الاستخدام، يتم استنفاد حمض الكبريتيك ويصبح الإلكتروليت أقل كثافة.

■ **الشكل 11** يفرغ شحن بطارية الرصاص-الحمض في السيارات حين تبدأ تشغيل السيارة ويتم شحنها حين يدور المحرك.

يعمل حمض الكبريتيك بمثابة إلكتروليت في البطارية ولكن كما توضح المعادلة الكلية للخلية فهو يستنفذ بينما تولد البطارية تيارًا كهربائيًا. ماذا يحدث عند شحن البطارية؟ في هذه الحالة ينعكس التفاعل مكونًا الرصاص وأكسيد الرصاص (IV) ومحررًا حمض الكبريتيك، كما يظهر في هذا الجزء من المعادلة  $4H^+(aq) + 2SO_4^{2-}(aq)$  من المعادلة الكلية.

تعد بطارية التخزين الواردة في **الشكل 11** خيارًا جيدًا للسيارات لأنها توفر إمدادًا مبدئيًا كبيرًا من الطاقة لبدء عمل المحرك كما أن فترة صلاحيتها للعمل طويلة ويمكن الاعتماد عليها في درجات الحرارة المنخفضة.

✓ **التحقق من فهم النص حدد** الأنواع التي تتأكسد والأنواع التي تختزل أثناء شحن بطارية الرصاص-الحمض.

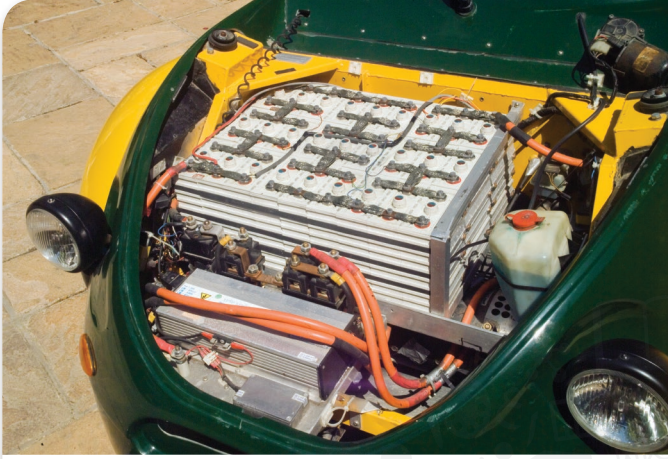
## بطاريات الليثيوم

**المفردات**  
**أصل الكلمة**  
**السعة Capacity**  
*capac, capax* وهي كلمات لاتينية تعني يحتوي على أو يمكنه أن يحمل مقدارًا كبيرًا

على الرغم من أن بطاريات الرصاص-الحمض يمكن الاعتماد عليها وهي مناسبة للعديد من التطبيقات، ظل المهندسون يعملون لتطوير البطاريات لتصبح ذات كتلة أقل وسعة أكبر لتشغيل الأجهزة بدءًا من ساعات اليد وحتى السيارات الكهربائية. في التطبيقات التي تكون البطارية فيها هي المكون الرئيسي ويجب أن تنتج مقدارًا كبيرًا من الطاقة، كما في تشغيل السيارة الكهربائية، تكون بطاريات الرصاص-الحمض ثقيلة للغاية حتى أنها لا تكون ذات جدوى.

والحل هنا هو تطوير بطاريات خفيفة الوزن تعمل على تخزين كمية كبيرة من الطاقة تناسب حجمها. وقد ركز المهندسون اهتمامهم على عنصر الليثيوم لسببين هما أن الليثيوم أخف الفلزات المعروفة، كما أنه يتمتع بأقل جهد اختزال قياسي بين العناصر الفلزية  $3.04 \text{ V}$  - كما يوضح **الجدول 1**. فالبطارية التي يتأكسد فيها الليثيوم عند الأنود يمكنها أن تنتج تقريبًا  $2.3 \text{ V}$  أكثر من أي بطارية مشابهة لها يتم فيها تأكسد الخارصين. قارن بين تأكسد الخارصين وتأكسد الليثيوم في التفاعلات النصفية وجهد اختزالهما القياسي.





تعمل بطاريات الليثيوم على توفير الطاقة لهذه السيارة التجريبية لتجعلها تسير بسرعة قصوى تصل إلى 113 km/h. ومدى السيارة أكثر من 320 km.



غالبًا ما توفر بطاريات الليثيوم إما 3 V أو 9 V وتأتي في عدة أحجام لتناسب مختلف الأجهزة.

بطاريات الليثيوم قد تكون أولية أو ثانوية، بناءً على أي تفاعلات الاختزال التي تقترن بتأكسد الليثيوم. على سبيل المثال، تستخدم بعض بطاريات الليثيوم نفس تفاعل الكاثود في خلايا الخارصين-كربون الجافة وهو اختزال أكسيد المنغنيز (IV) (MnO<sub>2</sub>) إلى أكسيد المنغنيز (III) (Mn<sub>2</sub>O<sub>3</sub>). ينتج عن هذه البطاريات تيار كهربائي بجهد 3V تقريبًا مقارنةً بـ 1.5 V لخلايا الخارصين-كربون. تدوم بطاريات الليثيوم لفترة أطول من أنواع البطاريات الأخرى ونتيجة لذلك فهي تستخدم غالبًا في ساعات اليد والحواسيب والكاميرات للحفاظ على الزمن والتاريخ والذاكرة والإعدادات الشخصية- حتى عند إطفاء الجهاز. الشكل 12 يوضح أحجام بطاريات الليثيوم والتطبيق المستقبلي لاستخدامها.

■ الشكل 12 إن خفة الوزن وطول العمر. والجهد الكبير لبطارية الليثيوم يجعلها خيارًا ممتازًا للعديد من الأغراض.

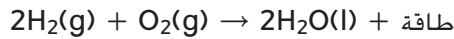
✓ **التحقق من فهم النص** اذكر ثلاث ميزات لبطاريات الليثيوم.

## الكيمياء في الحياة اليومية

### خلايا الوقود



عند احتراق الهيدروجين في الهواء فهو يحترق بشكل انفجاري وينتج عنه ضوء وحرارة.

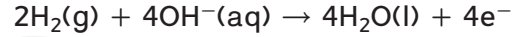


هل يمكن لهذا التفاعل أن يحدث في ظل ظروف متحكم فيها داخل الخلية؟

**الربط بعلم الفيزياء** إن **خلية الوقود** هي خلية فولتية يستخدم فيها تأكسد الوقود لإنتاج طاقة كهربائية. تختلف خلايا الوقود عن البطاريات الأخرى لأنها تزود بإمداد مستمر من الوقود من مصدر خارجي. يعتقد كثير من الناس أن خلية الوقود هي ابتكار حديث ولكن أول خلية ظهرت عام 1839 وصنعها ويليام جروف (1811-1896) وهو عالم كيمياء كهربائية بريطاني وقد سُمي خليته "بطارية الغاز". ولم يبدأ العلماء العمل بجد في برنامج الفضاء حتى خمسينيات القرن العشرين حين تم تصنيع خلايا وقود عملية وتتمتع بالكفاءة. إذا كان رواد الفضاء سيصعدون على متن مكوك فضائي، فسيكونون في حاجة لإمدادات من الماء لتساعدهم على الحياة فيه بالإضافة إلى مصدر كهرباء موثوق به لتشغيل الأنظمة المتعددة في المكوك. وقد تم استيفاء هذين المطلبين بعد صنع خلية الوقود الهيدروجيني التي تتحكم في تأكسد الهيدروجين وتوفر كلاً من الكهرباء والماء. لا ينتج عن الخلية أي نواتج ثانوية تحتاج للتخلص منها خلال رحلة إلى الفضاء.

**الحد من التلوث المركبات هي أحد أكبر مصادر تلوث الهواء في الكثير من المدن.** ففي بعض المدن الأوروبية، تشكل الحافلات التجريبية التي تعمل بخلايا وقود الهيدروجين فرقاً وتغييراً كبيراً؛ فالعادم الذي ينبعث من تلك الحافلات لا يحتوي على ثاني أكسيد الكربون ولا أكاسيد النيتروجين أو الكبريت. كل ما ينتج عن هذه الحافلات هو الماء النقي فقط.

**كيف تعمل خلية الوقود** كما هو الحال في الخلايا الفولتية الأخرى، تشتمل خلية الوقود على أنود وكاثود. وهي تحتاج إلى إلكتروليت حتى تستطيع الأيونات الانتقال بين الأقطاب. المحلول الإلكتروليتي الشائع في الخلايا الفولتية هو محلول قلوي من هيدروكسيد البوتاسيوم. كل قطب يكون عبارة عن غرفة خالية جدرانها من الكربون المسامي التي تسمح بالتلامس بين الغرفة الداخلية والإلكتروليت المحيط بها. يحدث التفاعل النصفى التالي للتأكسد عند الأنود.



يستعين هذا التفاعل بأيونات الهيدروكسيد المتوفرة بكثرة في محلول الإلكتروليت القلوي لتحرير الإلكترونات عند الأنود. تتدفق الإلكترونات الناتجة عن تأكسد الهيدروجين عبر الدائرة الخارجية نحو الكاثود حيث يحدث تفاعل الاختزال النصفى التالي.



تختزل الإلكترونات الأكسجين في وجود الماء لتشكل أربعة أيونات هيدروكسيد لتجدد مرة أخرى أيونات الهيدروكسيد التي استهلكت عند الأنود. عند جمع التفاعلين النصفين، تصبح المعادلة نفس المعادلة التي استخدمت لحرق الهيدروجين في الأكسجين.



نظرًا لأن وقود الخلية يأتي من مصدر خارجي لذلك لا تنفذ خلايا الوقود كالبطاريات فهي تستمر في إنتاج الكهرباء طالما كان الوقود متاحًا.

بعض خلايا الوقود تستخدم أنواع وقود أخرى غير الهيدروجين. على سبيل المثال، يحل الميثان محل الهيدروجين في بعض الخلايا ولكن يكمن عيبه في إنتاج ثاني أكسيد الكربون كغاز عادم. تستعين خلايا الوقود كذلك الموضحة في الشكل 13 بصفايح بلاستيكية تسمى غشاء تبادل البروتونات (PEM) والذي يلغي الحاجة لإلكتروليت سائل.

**التأكد من فهم النص قارن** بين خلايا الوقود وغيرها من الخلايا الفولتية.

## مهن في الكيمياء

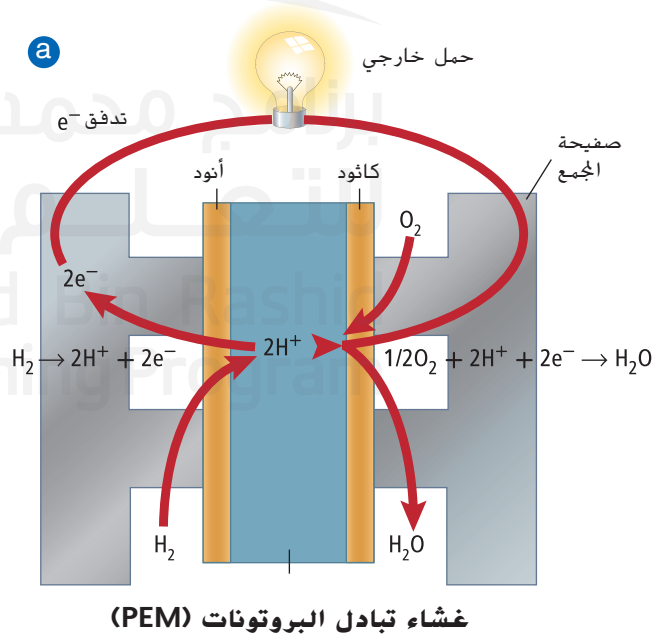
### أخصائي الطاقة البديلة

إذا أردت ابتكار أشياء جديدة وتجعلها تعمل، فقد تكون مهتمًا بالمساعدة على تطوير موارد طاقة جديدة لهذا العالم الذي يزداد اعتماده على الطاقة بصورة كبيرة. تشمل التقنيات طاقة الرياح والطاقة الشمسية والطاقة الحرارية الأرضية وتسخير الطاقة من المد والجزر واستخدام الاختلافات في درجة الحرارة في المسطحات المائية وغيرها الكثير.

■ **الشكل 13a** في خلية الوقود هذه يكون الوقود هو الهيدروجين. تنفصل التفاعلات النصفية عن بعضها عن طريق غشاء تبادل البروتونات حتى تتدفق الإلكترونات التي تفقد خلال الأكسدة عبر دائرة خارجية للوصول لموقع الاختزال. وبينما تنتقل الإلكترونات عبر الدائرة الخارجية يصبح بإمكانها القيام بشغل مفيد كتشغيل المحركات الكهربائية ويكون الناتج الثانوي لتفاعل الأكسدة والاختزال هذا هو الماء. **b.** يمكن لمجموعة من الخلايا التي تحتوي على غشاء لتبادل البروتونات أن تولد ما يكفي من الطاقة لتشغيل سيارة كهربائية.



## خلايا الوقود

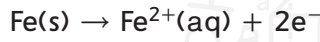


# مختبر تحليل البيانات

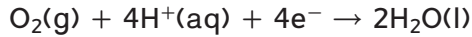
## التآكل

في هذا الفصل درست تفاعلات الأكسدة والاختزال التلقائية في الخلايا الفولتية. تحدث تفاعلات الأكسدة والاختزال التلقائية أيضًا في الطبيعة. ومثال على ذلك صدأ الحديد المعروف عادة بالتآكل. **التآكل** هو خسارة الفلز التي تنشأ عن تفاعل أكسدة - واختزال بين الفلز وبعض المواد في البيئة. وعلى الرغم من أنه عادة ما يعتقد أن التآكل هو تفاعل بين الحديد والأكسجين، إلا أنه أكثر تعقيدًا من ذلك. يجب أن يوجد كل من الماء والأكسجين لكي يحدث التآكل؛ لهذا السبب يكون أي جسم من الحديد، كهذا الموضح في **الشكل 14** والذي تم تركه معرضًا للهواء والرطوبة عرضة للصدأ ويبدأ الجزء الملامس للأرض الرطبة أولاً.

عادة ما يبدأ التآكل حيث يكون هناك شق أو كسر صغير في سطح الحديد. تصبح هذه المنطقة هي الأنود للخلية حيث تبدأ ذرات الحديد في فقدان الإلكترونات كما يظهر في **الشكل 15**.



تصبح أيونات الحديد (II) جزءًا من المحلول المائي بينما تنتقل الإلكترونات عبر الحديد إلى منطقة الكاثود. تصبح قطعة الحديد هي الدائرة الخارجية وأيضًا هي الأنود. عادة ما يقع الكاثود عند حافة قطرات الماء حيث يتلامس الماء والحديد والهواء. وهنا، تختزل الإلكترونات الأكسجين من الهواء في التفاعل النصفي التالي:



في الغالب يتم توفير أيونات  $\text{H}^{+}$  بواسطة حمض الكربونيك الذي يتكون عندما يذوب  $\text{CO}_2$  الموجود في الهواء في الماء.

■ **الشكل 14** هذا البرميل الحديدي الذي تُرك دون عناية في وجود الهواء والرطوبة، يتأكسد الحديد ببطء حتى يصدأ ( $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ).



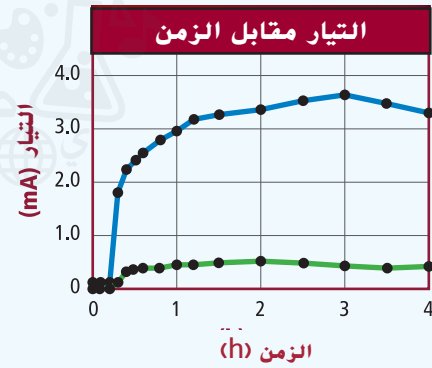
## استنادًا إلى بيانات حقيقية\* تفسير الرسوم البيانية

### كيف يمكنك الحصول على تيار كهربائي من الميكروبات؟

درس العلماء إمكانية استخدام الميكروبات كخلايا وقود حيوي. خلية الوقود الحيوي تقوم بتحويل طاقة الأيض الميكروبية إلى تيار كهربائي. يسهل وسيط الإلكترونات نقل الإلكترونات إلى أي قطب. ووسيط الإلكترون هو مركب يدخل في سلسلة انتقال الإلكترونات بالخلية ويسرق الإلكترونات التي تنتج.

### بيانات وملاحظات

يوضح الرسم البياني التيار الذي ينشأ عن خلية وقود حيوي مع وسيط الإلكترون (خط أزرق) وبدون (خط أخضر) استخدام وسيط الإلكترون.

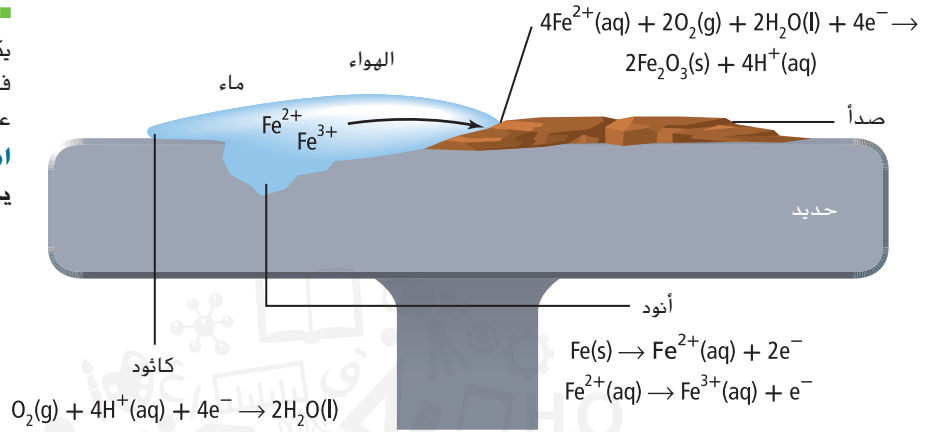


\* تم الحصول على البيانات من: هيون بارك، دو & جيه جريجوري زيكوس، أبريل 2000. توليد الكهرباء في خلايا وقود ميكروبية باستخدام الأحمر المتعادل كوسيط إلكترون. علم الأحياء الدقيقة التطبيقي والبيئي 66، رقم 4:1292-1297.

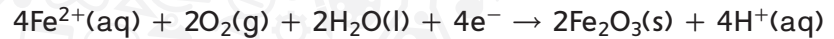
### التفكير الناقد

1. استدل على الزمن التقريبي الذي تم فيه توفير وسيط الإلكترون.
2. حدد هل أحدث توفير وسيط الإلكترون فرقًا في إنتاج التيار؟ فسر إجابتك.
3. حلل ما أعلى تيار تم الحصول عليه بواسطة الخلية؟

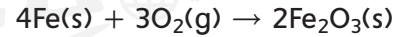
■ **الشكل 15** يحدث التآكل حين يكوّن الهواء والماء والحديد خلية فولتية مشابهة للظروف الموضحة على سطح هذه العارضة الحديدية. **اذكر اسم النوعين اللذين يتأكسدان عند الأنود.**



بعد ذلك، تتأكسد أيونات Fe<sup>2+</sup> في المحلول إلى أيونات Fe<sup>3+</sup> عن طريق التفاعل مع الأكسجين الذائب في الماء. تتحد أيونات Fe<sup>3+</sup> مع الأكسجين لتكوين صدأ Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub> غير القابل للذوبان.



وينتج عن جمع المعادلات الثلاثة التفاعل الكلي للخلية الذي يكوّن صدأ الحديد.



التآكل هو عملية بطيئة لأن قطرات الماء تحتوي على أيونات قليلة لذلك فهي لا تعتبر إلكتروليات جيدة. ومع ذلك، إذا احتوى الماء على أيونات وفيرة، كما في ماء البحر أو في المناطق التي ترش فيها الطرقات بالملح في فصل الشتاء فيحدث التآكل بصورة أسرع لأن هذه المحاليل هي إلكتروليات ممتازة.

**منع التآكل** يتسبب صدأ السيارات والجسور والسفن وهياكل المباني والأجسام الفولاذية الأخرى في حدوث أضرار كبيرة جداً؛ لهذا السبب تم ابتكار عدة وسائل للتقليل من حدوث التآكل. من الطرائق إضافة طبقة من الطلاء لعزل كل من الهواء والرطوبة ولكن نظراً لأن الطلاء يتآكل مع مرور الزمن، تجب إعادة طلاء هذه الأجسام كالأنبوب الوارد في **الشكل 16** من حين لآخر.

■ **الشكل 16** لأن التآكل يمكن أن يسبب أضراراً ملحوظة فمن الضروري اكتشاف وسائل لمنع التآكل والتدهور. الطلاء أو أي طبقة واقية أخرى هي إحدى وسائل حماية الهياكل الفولاذية من التآكل.



# تجربة مصفرة

## ملاحظة التآكل

### أي الفلزات سيتآكل؟

#### الإجراء

1. اقرأ تعليمات السلامة الخاصة بهذه التجربة قبل البدء في العمل.
2. استخدم ورق الصنفرة لصقل أسطح أربعة مسامير حديدية. لف مسمارين بشريط مغنيسيوم ومسمارين بالنحاس. لف الفلزات بإحكام حتى لا تنزلق منها المسامير وتسقط.
3. ضع كل مسمار في كأس منفصل. أضف الماء المقطر لأحد الكؤوس الذي يحتوي على مسمار ملفوف بالنحاس وأحد الكؤوس الذي يحتوي على مسمار ملفوف بالمغنيسيوم. أضف ما يكفي من الماء المقطر بحيث يغطي المسامير الملفوفة. أضف الماء المالح إلى الكأسين الآخرين. سجل ملاحظاتك عن المسامير في كل كأس.



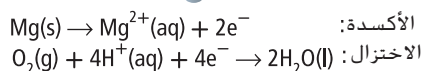
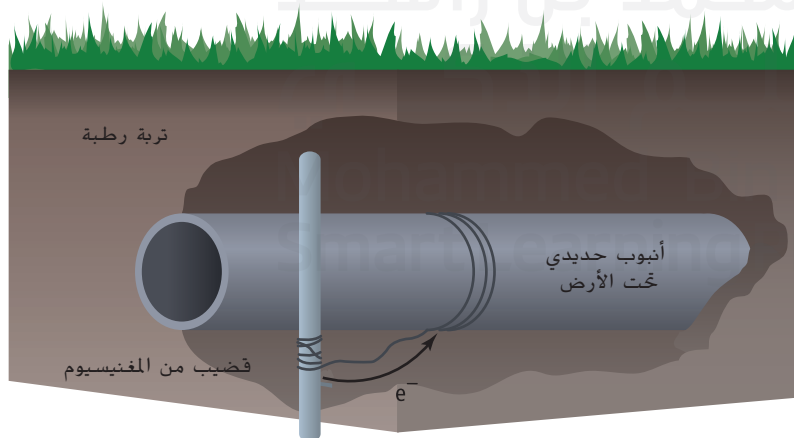
4. دع الكؤوس في مكانها طوال الليل في أكثر الأماكن المتوفرة دفتاً. افحص المسامير والمحاليل في اليوم التالي وسجل ملاحظاتك.

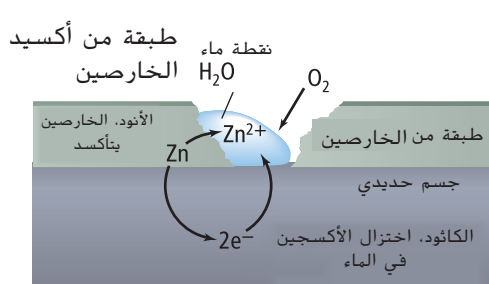
#### التحليل

1. صف الفرق بين المسامير الملفوفة بالنحاس في الماء المقطر وفي الماء المالح بعد بقائها فيها لمدة ليلة.
2. صف الفرق بين المسامير الملفوفة بالمغنيسيوم في الماء المقطر وفي الماء المالح.
3. حدد الفرق في التآكل بين المسامير الملفوفة بالنحاس وتلك الملفوفة بالمغنيسيوم.

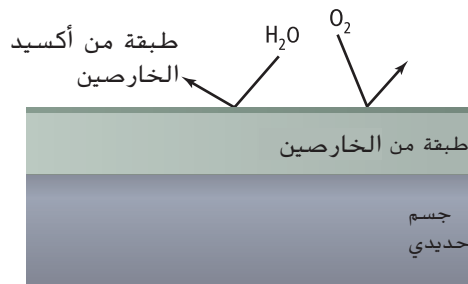
يلامس الهيكل الفولاذي للسفن الماء المالح بشكل دائم لذلك فإن حمايتها من التآكل أمر ضروري. وعلى الرغم من أنه من الممكن طلاء الهيكل، يتم استخدام طريقة أخرى للتقليل من التآكل. توضع كتل من الفلزات كالمغنيسيوم والألمنيوم والتيتانيوم بشكل يلامس الهيكل الفولاذي. تتأكسد هذه الكتل بسهولة أكثر من الحديد وتصبح الأنود في خلية التآكل. وهي تسمى أقطاب أو أنود متآكل لأنها تصدأ بينما يتم الحفاظ على الحديد في هيكل السفينة. وتستخدم الطريقة نفسها لحماية أنابيب الحديد تحت الأرض. يتم ربط قضبان المغنيسيوم بالأنبوب عن طريق أسلاك فتصدأ تلك القضبان بدلاً من الأنبوب، كما يتضح في الشكل 17.

■ الشكل 17 القطب "الأنود" المتآكل من المغنيسيوم أو من فلزات نشطة أخرى يستخدم في منع التآكل. يساعد قضيب المغنيسيوم المتصل بالحديد تحت الأرض على منع التآكل عن طريق أنه يتأكسد بنفسه.





جسم مجلفن عليه طبقة متشققة من الخارصين



جسم مجلفن عليه طبقة من الخارصين

إذا تشققت طبقة الخارصين، يعمل الخارصين كأنود متآكل. فقد تأكسدت طبقة الخارصين وليس عنصر الحديد.

تجذب طبقة من الخارصين الحديد عن الهواء والماء عن طريق تكوين حاجز من أكسيد الخارصين الذي يفصل الماء والأكسجين.

■ الشكل 18 تساعد الجلفنة على منع التآكل بطريقتين.

من الطرائق الأخرى لمنع التآكل تغطية الحديد بفلز آخر أكثر مقاومة للصدأ. في عملية **الجلفنة**، يتم تغطية الحديد بطبقة من الخارصين إما عن طريق غمر الحديد في مصهور الخارصين أو عن طريق طلائه بالخارصين كهربائيًا. بالرغم من أن الخارصين يتأكسد بصورة أكثر سهولة إلا أنه أحد الفلزات التي تحمي ذاتها، من مجموعة تتضمن أيضا الألمنيوم والكروم. عندما تتعرض هذه الفلزات للهواء فإن سطحها يتأكسد مكونة طبقة رقيقة من أكسيد الفلز تمنع مزيدًا من التآكل للفلز.

تحمي الجلفنة الحديد بطريقتين. طالما بقيت طبقة الخارصين سليمة لن يصل الماء أو الأكسجين إلى سطح الحديد. وحتما ستتشقق طبقة الخارصين. وحين يحدث ذلك، يحمي الخارصين الحديد من التآكل السريع عن طريق أنه يصبح أنودًا للخلية الفولتية حين يلامس الماء والأكسجين والحديد والخارصين في نفس الوقت. الشكل 18 يوضح كيف تعمل هاتين الطريقتين للحماية من التآكل.

✓ **التأكد من فهم النص:** لخص طرق منع التآكل.

## القسم 2 مراجعة

### ملخص القسم

15. الفكرة الرئيسية **حدد** ما الذي يُختزل وما الذي يتأكسد في بطارية الخلية الجافة الخارصين - الكربون. ما السمات التي تجعل الخلية الجافة القلوية أفضل من أنواع البطاريات الجافة الأقدم؟
16. **اشرح** ماذا يحدث حين تتم إعادة شحن البطارية.
17. **صف** التفاعلات النصفية التي تحدث في خلية وقود الهيدروجين واكتب معادلة التفاعل الكلي.
18. **صف** وظيفة الأنود المتآكل. كيف تتشابه وظيفة الأنود المتآكل مع الجلفنة؟
19. **اشرح** سبب اعتبار الليثيوم خيارًا جيدًا كأنود بطارية.
20. **احسب** مستخدمًا البيانات من **الجدول 1** جهد خلية وقود هيدروجين-أكسجين.
21. **صمم تجربة** استعن بمعرفتك بالأحماض لابتكار طريقة تحدد بها ما إذا كانت بطارية الرصاص-الحمض مشحونة شحناً كاملاً أو بدأت تفرغ.

- يمكن استخدام البطاريات الأولية مرة واحدة فقط. بينما البطاريات الثانوية قابلة لإعادة الشحن.
- عند إعادة شحن بطارية، تقوم الطاقة الكهربائية الواردة للبطارية بعكس اتجاه التفاعل التلقائي للبطارية.
- خلايا الوقود هي عبارة عن بطاريات تكون المادة المتأكسدة فيها وقود من مصدر خارجي.
- من وسائل منع التآكل الطلاء والتغليف بفلز آخر أو استخدام أنود متآكل.

# التحليل الكهربائي

## القسم 3

الفكرة الرئيسية في التحليل الكهربائي، يسبب مصدر طاقة حدوث تفاعلات غير تلقائية في الخلايا الكهروكيميائية.

حين تتركب دراجة وتسير بها لأسفل التل، لا يتوجب عليك القيام بأي جهد - فأنت قد تهبط بفعل الجاذبية. ما الفرق حين تقودها وأنت تصعد التل؟ يتوجب عليك توفير الكثير من الطاقة عن طريق التبديل.

## الكيمياء في حياتك

### عكس تفاعلات الأكسدة والاختزال

حين تولد بطارية معينة تيارًا كهربائيًا، تتدفق الإلكترونات الموجودة عند الأنود عبر دائرة خارجية إلى الكاثود حيث يتم استخدامها في تفاعل اختزال. البطارية الثانوية هي البطارية التي يمكن إعادة شحنها عن طريق تمرير تيار كهربائي من خلالها في الاتجاه المعاكس. لمساعدتك على فهم العملية، قم بدراسة الخلايا الكهروكيميائية في الشكل 19 تحتوي الكؤوس الموجودة على اليسار على شريط من الخارصين في محلول أيونات خارصين. تحتوي الكؤوس الموجودة على اليمين على شريط من النحاس في محلول أيونات النحاس. إحدى الخلايا الكهروكيميائية يقوم بتزويد الطاقة لمصباح كهربائي عن طريق تفاعل الأكسدة والاختزال التلقائي. تتدفق الإلكترونات بشكل تلقائي من جهة الخارصين بحيث ينشأ تيار كهربائي. يستمر التفاعل حتى يستهلك قطب الخارصين ثم يتوقف التفاعل. ومع ذلك يمكن تجديد الخلية إذا ما تم وضع تيار في الاتجاه المعاكس باستخدام مصدر طاقة (جهد) خارجي. مصدر الجهد الكهربائي أو الفولتية ضروري لأن التفاعل العكسي لا يكون تلقائيًا. إذا ما تم ترك مصدر الجهد الكهربائي فترة طويلة كافية، ستعود الخلية إلى قوتها الأصلية تقريبًا.

يسمى استخدام الطاقة الكهربائية للحصول لتفاعل كيميائي **التحليل**

**الكهربائي**. الخلية الكهروكيميائية التي يحدث فيها التحليل الكهربائي تسمى **الخلية الإلكتروليتية**. على سبيل المثال، عند إعادة شحن بطارية ثانوية فهي تعمل كخلية تحليل كهربائي.

### الأسئلة الرئيسية

- كيف يمكن عكس تفاعل أكسدة واختزال تلقائي في خلية كهروكيميائية؟
- قارن بين تفاعل التحليل الكهربائي لكلوريد الصوديوم المصهور بتفاعل التحليل الكهربائي للمحلول الملحي؟
- ما أهمية التحليل الكهربائي في صهر الفلزات وتنقيتها؟

### مراجعة المفردات

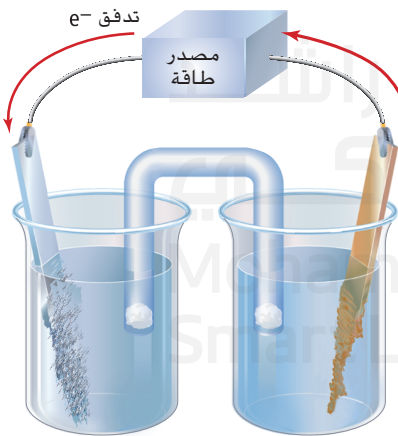
#### تفاعل أكسدة واختزال

**redox reaction**: التفاعل الذي يتم فيه انتقال للإلكترونات بين المواد المتفاعلة.

#### المفردات الجديدة

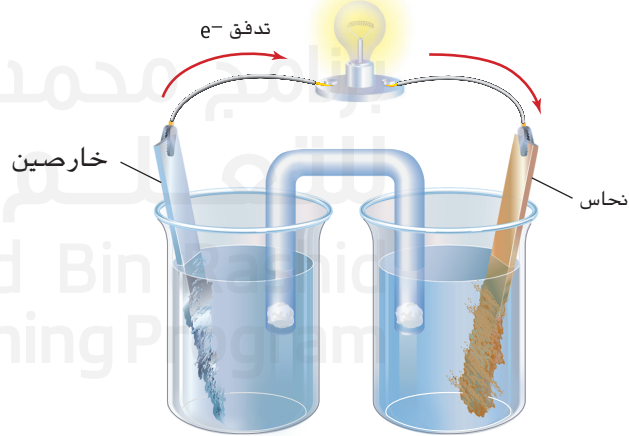
**التحليل الكهربائي** electrolysis  
**الخلية الإلكتروليتية** electrolytic cell

- **الشكل 19** يمكن لخلية الخارصين - نحاس التحليل الكهربائية أن تكون خلية فولتية أو خلية تحليل كهربائي.
- **استدل في كل خلية كهروكيميائية ما الفلز الذي يتأكسد؟ وما الفلز الذي يُختزل؟**



خلية كهربائية

عند استخدام مصدر طاقة خارجي، يتم عكس تدفق الإلكترونات ويحدث التفاعل غير التلقائي الذي يستعيد الوضع الأصلي للخلية.

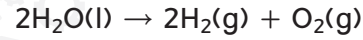


خلية فولتية

في هذه الخلية الفولتية، يعمل تأكسد الخارصين على توفير الإلكترونات للمصباح الكهربائي واختزال أيونات النحاس. يستمر التفاعل التلقائي حتى يستهلك الخارصين.

## تطبيقات على التحليل الكهربائي

تذكر أن الخلايا الفولتية تحول الطاقة الكيميائية إلى طاقة كهربائية نتيجة تفاعل الأكسدة والاختزال التلقائي. أما خلايا التحليل الكهربائي فهي تقوم بالعكس، فهي تستخدم الطاقة الكهربائية للتحليل على تفاعل غير تلقائي. من الأمثلة الشائعة هو التحليل الكهربائي للماء. والتفاعل هو عكس التفاعل الخاص باستهلاك الهيدروجين والأكسجين في خلية وقود.



التحليل الكهربائي للماء هو أحد الطرق التي يمكن عن طريقها توليد غاز الهيدروجين من أجل الاستخدام التجاري.

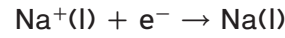
### التحليل الكهربائي لمصهور كلوريد الصوديوم كما أن

التحليل الكهربائي يمكنه تحليل الماء إلى عناصره، فيإمكانه أيضًا أن يفصل كلوريد الصوديوم المصهور إلى فلز الصوديوم وغاز الكلور. ويتم تنفيذ هذه العملية في خلية تسمى بخلية داون كما يوضح الشكل 20. الإلكتروليت في الخلية هو كلوريد الصوديوم المصهور نفسه. تذكر أن المركبات الأيونية يمكنها توصيل الكهرباء فقط إذا كانت أيوناتها حرة الحركة مثلما حين تذوب في الماء أو حين تكون في حالة مصهورة.

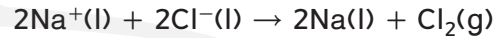
عند الأنود، تتأكسد أيونات الكلوريد إلى غاز كلور ( $\text{Cl}_2$ ).



وعند الكاثود، تختزل أيونات الصوديوم لتتحول إلى فلز الصوديوم.



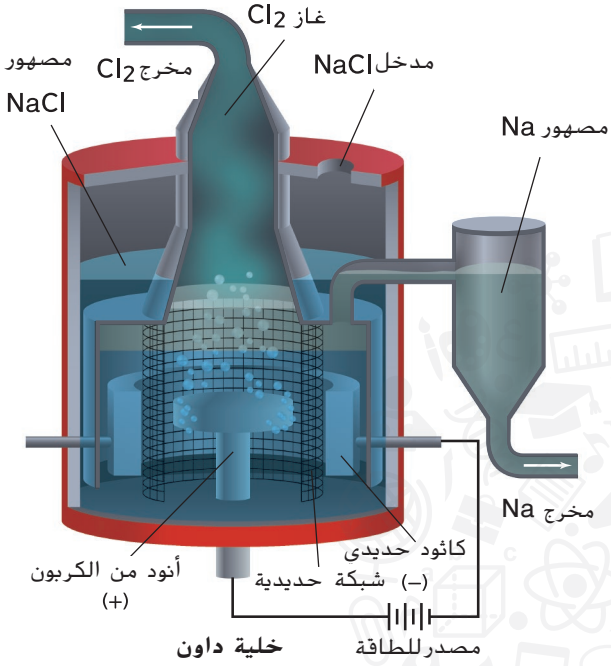
ويكون تفاعل الخلية الكلي هو كالتالي:



إن أهمية وجود خلية داون يتمثل فيما يتعلق بالأدوار الهامة التي يلعبها كل من الصوديوم والكلور في حياتك. فالكلور يستخدم في جميع أنحاء العالم لتنقية المياه من أجل الشرب والسباحة. العديد من منتجات التنظيف التي قد تستخدمها ومن بينها المنظفات المنزلية، تحتوي على مركبات الكلور. كما أنك تعتمد على مجموعة من المنتجات الأخرى كالورق والبلاستيك ومبيدات الحشرات والأنسجة والأصباغ والدهانات والتي تحتوي إما على الكلور أو يُستخدم الكلور في إنتاجها.

يستخدم الصوديوم في صورته النقية كمبرد في المفاعلات النووية وفي مصابيح بخار الصوديوم التي تستخدم في الإضاءة الخارجية. وفي مركباته الأيونية تحتاج فقط للنظر في قائمة المكونات للمنتجات الاستهلاكية لتجد مجموعة متنوعة من أملاح الصوديوم في المنتجات التي تستخدمها والأطعمة التي تأكلها.

✓ **التأكد من فهم النص** فسر لم يجب أن يكون كلوريد الصوديوم مصهورًا في خلية داون.

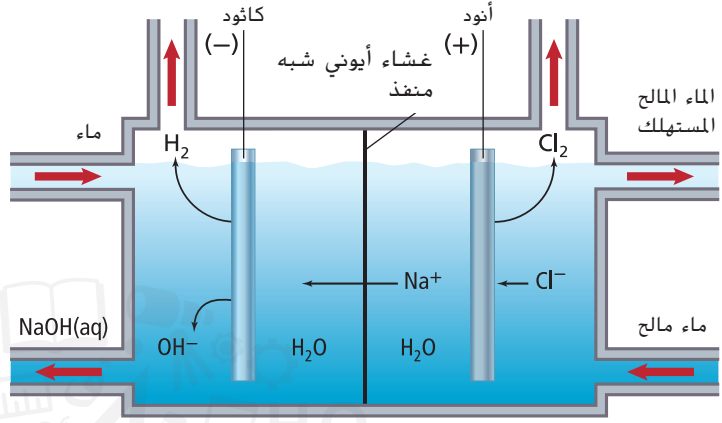


■ **الشكل 20** في خلية داون، تُستخدم الإلكترونات التي يوفرها المصدر الكهربائي لاختزال أيونات الصوديوم عند الكاثود. ومع فقد الإلكترونات من الأنود، تتأكسد أيونات الكلوريد عند الأنود لتتحول إلى غاز الكلور.

### مطوياتي®

أدخل المعلومات الواردة في هذا القسم في مطويتك.



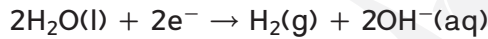
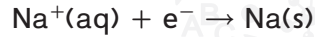


يُستخدم غاز الكلور في تصنيع منتجات بولي كلوريد الفينيل كتلك الأنابيب من أجل توزيع المياه.

تستخدم المنشآت التجارية عملية التحليل الكهربائي للحصول على غاز الهيدروجين وغاز الكلور وهيدروكسيد الصوديوم من محلول ملحي.

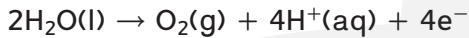
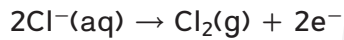
■ **الشكل 21** في التحليل الكهربائي لمحلول ملح كلوريد الصوديوم، لا ينتج الصوديوم لأن الماء يسهل اختزاله بصورة أكبر.

**التحليل الكهربائي للمحلول الملحي** يتم تحليل المحلول الملحي وهو محلول مائي من كلوريد الصوديوم، أيضاً عن طريق التحليل الكهربائي. **الشكل 21** يوضح خلية تحليل كهربائي نموذجية ونواتج التحليل الكهربائي. من الممكن حدوث تفاعلين عند الكاثود: اختزال أيونات الصوديوم أو اختزال الهيدروجين في جزيئات الماء.

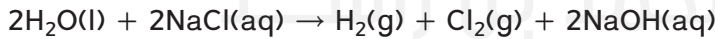


ومع ذلك، فإن اختزال الصوديوم ( $\text{Na}^+$ ) لا يحدث لأن الماء أسهل في اختزاله وبالتالي يتم اختزاله بشكل تفضيلي.

من الممكن حدوث تفاعلين عند الأنود: تتأكسد أيونات الكلور أو يتأكسد الأكسجين في جزيئات الماء.



ولأن الناتج المرغوب فيه هو الكلور ( $\text{Cl}_2$ ) يتم الحفاظ على تركيز أيونات الكلوريد عاليًا من أجل تفضيل هذا التفاعل النصفية. تفاعل الخلية الكلي يكون كما يلي:



النواتج الثلاثة جميعها هي مواد هامة تجاريًا.

✓ **التأكد من فهم النص** حدد الأنواع التي تتأكسد والأنواع التي تختزل في التحليل الكهربائي لمحلول كلوريد الصوديوم.

**إنتاج الألمنيوم** حتى نهاية القرن التاسع عشر، لم يكن فلز الألمنيوم من الفلزات القيمة لأنه لم يكن أحد يعلم كيف تتم تنقيته بكميات كبيرة. عام 1886 طور شارل مارتن هول (1863-1914) الذي كان يبلغ من العمر 22 عامًا طريقة لإنتاج الألمنيوم عن طريق التحليل الكهربائي. وقد استخدم الحرارة الناتجة من آلة الحداد (الكبير) والكهرباء الناتجة من بطاريات مصنوعة منزليًا والمقالي الحديدية الخاصة بوالده كأقطاب. وفي الوقت نفسه تقريبًا، اكتشف أحد طلاب لو شاتيليه وهو بول هيرولت (1863-1914) الذي كان يبلغ أيضًا 22 عامًا، العملية نفسها. ويُطلق عليها اليوم اسم عملية هول-هيرولت وتم توضيحها في **الشكل 22**.



### المفردات الاستخدام العلمي مقابل الاستخدام العام اختزال (reduce)

**الاستخدام العلمي:** هو تقليل عدد تأكسد الذرة عن طريق إضافة إلكترونات فالخارصين يختزل أيونات النحاس (II) إلى ذرات نحاس عن طريق فقد إلكترونين.

**الاستخدام العام:** تصغير الحجم، أو الكم، أو المدى، أو العدد اضطررنا لتقليل عدد الممثلين لأن المسرح كان صغيرًا جدًا.

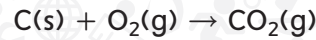
في النموذج الحديث من عملية هول-هيرولت، يتم الحصول على فلز الألمنيوم عن طريق التحليل الكهربائي لأكسيد الألمنيوم الذي يتم استخلاصه من خام البوكسيت ( $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ). يذوب أكسيد الألمنيوم عند درجة حرارة  $1000^\circ\text{C}$  في مصهور الكريوليت ( $\text{Na}_3\text{AlF}_6$ ) تكون الخلية مبطنة بالجرافيت الذي يشكل الكاثود للتفاعل كما يوضح **الشكل 22**. يتم غمر مجموعة أخرى من قضبان الجرافيت في المحلول المصهور لتكوين الأنود. يحدث التفاعل الآتي عند الكاثود.



يستقر الألمنيوم المنصهر في قاع الخلية ويتم سحبه بصفة دورية. تتأكسد أيونات الأكسيد عند الأنود في هذا التفاعل:

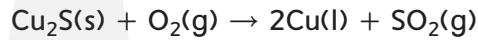


ونظرًا لارتفاع درجات الحرارة، يتفاعل الأكسجين المتحرر مع كربون الأنود مكونًا ثاني أكسيد الكربون.



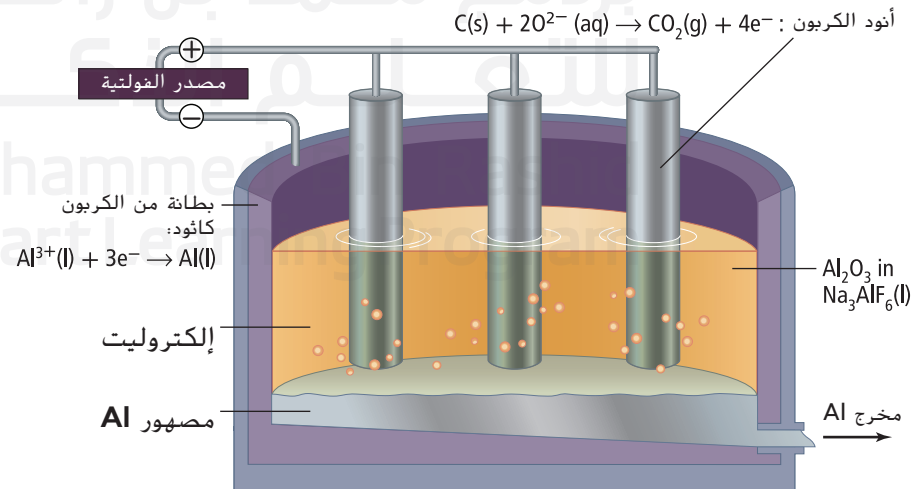
تُستخدم في عملية هول-هيرولت كميات كبيرة من الطاقة الكهربائية لهذا السبب يتم عادة إنتاج الألمنيوم في مصانع تُبنى بالقرب من محطات طاقة كهربائية ضخمة حيث تكون الطاقة الكهربائية أقل سعرًا. المقدار الكبير من الكهرباء المطلوب لإنتاج الألمنيوم من الخام هو السبب الرئيس لإعادة تدوير الألمنيوم. فقد خضع الألمنيوم المعاد تدويره بالفعل إلى التحليل الكهربائي؛ لذا فالطاقة الوحيدة المطلوبة لجعله قابل للاستخدام مرة أخرى هي الحرارة المطلوبة لصهره في فرن.

**تنقية الخامات** يُستخدم التحليل الكهربائي أيضًا في تنقية الفلزات مثل النحاس. يستخرج معظم النحاس على شكل خامات مثل: الكالكوبيرايت ( $\text{CuFeS}_2$ )، الكالكوسيت ( $\text{Cu}_2\text{S}$ ) والمالاكيت ( $\text{Cu}_2\text{CO}_3(\text{OH})_2$ ). والكبريتيدات أكثر وفرة وتنتج فلز النحاس عند تسخينها بقوة في وجود الأكسجين.



يوفر الألمنيوم الذي تتم إعادة تدويره كميات كبيرة من الطاقة الكهربائية التي يتم استخدامها لإنتاج ألمنيوم من الخام.

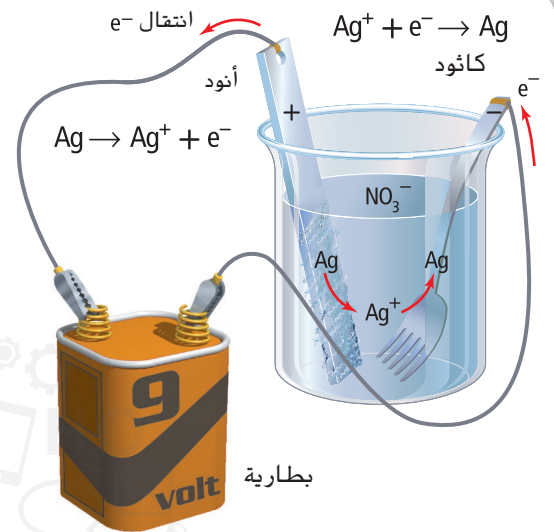
■ **الشكل 22** تتم عملية هول-هيرولت في درجة حرارة  $900^\circ\text{C}$  في مصاهر مشابهة لهذا. لاحظ أن الكربون (الجرافيت) يعمل بمثابة أنود وكاثود. غالبًا ما يتم وضع الألمنيوم المعاد تدويره كتغذية بداخل خلية مع الألمنيوم الجديد.



يحتوي النحاس الذي يتم الحصول عليه من هذه العملية على العديد من الشوائب ولذا تجب تنقيته، لذا يتم صب النحاس المصهور في قوالب سميكة وكبيرة. تستخدم هذه القوالب بعد ذلك كأثود في خلية التحليل الكهربائي التي تحتوي على محلول من كبريتات النحاس (II). كاثود الخلية هو عبارة عن صفيحة رقيقة من النحاس النقي. ومع مرور التيار عبر الخلية، تتأكسد ذرات النحاس في الأنود غير النقي إلى أيونات نحاس (II). تنتقل أيونات النحاس عبر المحلول لتصل إلى الكاثود حيث يتم اختزالها إلى ذرات نحاس. تصبح هذه الذرات جزءًا من الكاثود بينما تسقط الشوائب إلى قاع الخلية.

**الطلاء بالكهرباء** يتم طلاء الأشياء كهربائيًا حين توضع طبقة رقيقة وموحدة عادة لتكون طبقة واقية أو جمالية. عادة ما تكون المادة المستخدمة في ذلك فلز. الطلاء الكهربائي بفلز مثل الفضة يتم بواسطة طريقة تشبه تلك المستخدمة لتنقية النحاس. الجسم الذي يُراد طلاؤه بالفضة هو الكاثود في خلية التحليل الكهربائي، أما الأنود فهو عبارة عن قضيب أو صفيحة من الفضة، كما يوضح الشكل 23 عند الأنود، تتأكسد الفضة إلى أيونات فضة بفقد الإلكترونات عن طريق مصدر كهربائي عند الكاثود، تختزل أيونات الفضة إلى فلز الفضة عن طريق الإلكترونات الواردة من مصدر كهرباء خارجي. تشكل الفضة طبقة رقيقة على الجسم الذي تتم تغطيته، يجب التحكم في التيار الذي يمر عبر الخلية بعناية من أجل الحصول على طبقة فلز ناعمة ومتساوية.

تستخدم فلزات أخرى أيضًا في الطلاء بالكهرباء. قد يكون لديك بعض الحلبي المطلية كهربائيًا بالذهب. أو قد تعجبك سيارة بعض أجزاؤها الفولاذية كواق الصدمات وقد تكون أصبحت أكثر مقاومة للصدأ عن طريق طلاؤها كهربائيًا أولًا بالنيكل ثم بالكروم.



**الشكل 23** يجب توفير طاقة لتأكسد الفضة عند الأنود واختزال الفضة عند الكاثود. في خلية التحليل الكهربائي التي تستخدم للطلاء بالفضة، يكون الجسم المراد طلاؤه هو الكاثود حيث تختزل أيونات الفضة في محلول الإلكتروليت إلى فلز الفضة ويطلق بها الجسم المراد طلاؤه.



## القسم 3 مراجعة

### ملخص القسم

- في الخلية الإلكتروليتية، يتسبب مصدر الطاقة الخارجي في تفاعل أكسدة واختزال غير تلقائي.
- ينتج عن التحليل الكهربائي لكلوريد الصوديوم المصهور فلز الصوديوم وغاز الكلور. ينتج عن التحليل الكهربائي لمحلول ملحي (كلوريد الصوديوم) غاز الهيدروجين وهيدروكسيد صوديوم وغاز الكلور.
- يتم تنقية بعض الفلزات مثل النحاس في خلية إلكتروليتية.
- يستخدم التحليل الكهربائي لطلاء الأجسام كهربائيًا وإنتاج ألمنيوم نقي من الخام الخاص به.

22. الفكرة الرئيسية عرف التحليل الكهربائي واربط التعريف بتلقائية تفاعلات الأكسدة والاختزال.
23. فسر سبب اختلاف نواتج التحليل الكهربائي لكل من محلول كلوريد الصوديوم (الملحي) ومصهور كلوريد الصوديوم.
24. صف كيف يتم تنقية النحاس غير النقي الذي تم الحصول عليه من صهر الخام عن طريق التحليل الكهربائي.
25. فسر بالإشارة إلى عملية هول-هيرولت سبب أهمية إعادة تدوير الألمنيوم.
26. صف الأنود والكاثود بخلية تحليل كهربائي يتم فيها طلاء جسم ما بالذهب.
27. فسر لماذا إنتاج كيلو جرام واحد من الفضة من أيوناتها عن طريق التحليل الكهربائي يحتاج إلى طاقة كهربائية قليلة جدًا مقارنة مع الطاقة المطلوبة لإنتاج كيلوجرام واحد من الألمنيوم من أيوناته.
28. احسب استخدم الجدول 1 لحساب جهد خلية داون. هل سيكون الجهد موجبًا أم سالبًا؟
29. لخص اكتب فقرة قصيرة للإجابة عن كل سؤال من الأسئلة الرئيسية الثلاثة بالقسم 3 بكلمات من عندك.

## منظم ضربات القلب: مساعدة قلب مريض

قلبك يتكون من نسيج قلبي وهو ينبض وينبسط بشكل مستمر. ينشأ النبض بسبب نبضات كهربائية تتحرك عبر المسارات الموجودة في قلبك. تنتج مجموعة من الخلايا المتخصصة في الجدار العلوي للأذين الأيمن للقلب-الغرفة العلوية - نبضات كهربائية. إذا فشلت الخلايا في أداء وظيفتها أو تمت مقاطعة مسارات النبض الكهربائي فلن ينبض القلب بطريقة اعتيادية. منظم ضربات القلب هو جهاز كهربائي يمكنه رصد وتصحيح ضربات القلب غير المنتظمة. كيف يعمل هذا الجهاز؟

**1 أسلاك الرصاص** تحمل الأسلاك المعزولة التي تسمى "الأسلاك الرئيسية" إشارات كهربائية بين القلب ومنظم ضربات القلب. يتم زرع سلك رصاص داخل أحد الأوعية الدموية ثم يدخل إلى غرفة من غرف القلب. يمكن أن تستخدم أجهزة تنظيم ضربات القلب سلكاً أو اثنين أو ثلاثة من أسلاك الرصاص يزرع كل منها في غرفة مختلفة.

**2 منظم ضربات القلب** يتم توصيل كل سلك من الأسلاك بمنظم لضربات القلب والذي يشتمل على بطارية وهوائي ودوائر حاسوب. ثم يزرع منظم ضربات القلب بعد ذلك تحت الجلد أسفل عظمة الترقوة. يتطلب الأمر جراحة أيضاً في حال كانت هناك حاجة لاستبدال منظم ضربات القلب إذا أصبحت بطاريته ضعيفة أو تعطلت الدوائر الكهربائية.



طرف قطب الرصاص

**3 البطارية** معظم أجهزة تنظيم ضربات القلب تستعين ببطاريات الليثيوم-اليود. الليثيوم هو الأنود واليود هو الكاثود. هذه البطاريات مثالية لأجهزة تنظيم ضربات القلب لأنها تعيش طويلاً (5 إلى 8 سنوات) وتتضرر بشكل تدريجي ولا تطلق أي غازات.

**4 الوظيفة** يرتبط طرف سلك الرصاص بنسيج القلب فينقل النبضات الكهربائية ويشعر بضربات القلب. يمكن لأجهزة تنظيم ضربات القلب أن تحفز ضربات القلب الطبيعية أو تنظم الضربات غير المنتظمة أو تنشط ضربات قلب متوقف.

**الكتابة في الكيمياء**  
**لخص** منظم ضربات القلب هو مثال على التقدم في التكنولوجيا الطبية. اكتب فقرة عن طرائق تغير حياتك أو حياة شخص تعرفه بسبب تقنية طبية وكيف يمكن أن تتغير هذه التقنية في المستقبل.

## قياس جهد الخلية الفولتية

بيانات جهد الخلية الفولتية		
فلز الأنود		
فلز الكاثود		
جهد الخلية المُقاس (V)		
التفاعل النصفي للأنود والجهد القياسي		
التفاعل النصفي للكاثود والجهد القياسي		
الجهد النظري للخلية		
النسبة المئوية للخطأ		

**خلفية:** عند توصيل نصفي خلية ينتج فرق جهد، يمكن قياسه باستخدام الفولتميتر.

**سؤال:** كيف يمكن مقارنة جهود الخلايا الفولتية المقاسة بالجهود المحسوبة؟

### المواد

أشرطة فلزية من النحاس والألمنيوم والخراسين والمغنيسيوم  
قياسها (حوالي  $0.6 \text{ cm} \times 1.3 \text{ cm}$ )  
1 M نترات نحاس (II)  
1 M نترات ألمنيوم  
1 M نترات الخراسين  
1 M نترات مغنيسيوم  
صحن متعدد الحفر  
ماصات عدد (5)  
فولتميتر  
ورق ترشيح (6 قطع  $0.6 \text{ cm} \times 2.5 \text{ cm}$ )  
1 M نترات بوتاسيوم  
ملقط  
صوف فولاذي أو ورق صنفرة  
جدول جهود الاختزال القياسية

### احتياطات السلامة



**تحذير:** قد يكون للصفوف الفولاذية نقاط مدببة حادة يمكن أن تخترق الجلد. تعامل معها بعناية.

### الإجراء

- اقرأ تعليمات السلامة الخاصة بهذه التجربة قبل البدء في العمل.
- خطط كيف ستقوم بترتيب الخلايا الفولتية مستخدماً الأربعة فلزات في الصحن متعدد الحفر. اجعل معلمك يعتمد خطتك.
- اغمر أشرطة ورق الترشيح في 2 mL من محلول نترات البوتاسيوم. ستكون هذه الأشرطة هي القنطرة الملحية للخلايا. استخدم الملقط للتعامل مع القناطر الملحية.
- أنشئ خلايا فولتية مستخدماً الفلزات الأربعة و 1 mL من كل محلول. ضع الفلزات في الحفر التي تحتوي على المحلول المناسب. ضع فلز الخراسين في محلول نترات الخراسين. استخدم قنطرة ملحقة مختلفة لكل خلية فولتية. صل أسلاك الفولتميتر بالفلزات. إذا حصلت على قيمة سالبة لفرق الجهد، فبدّل الأسلاك على الفلزات.

- سجل في جدول البيانات ما الفلزات التي تعمل كأنود والفلزات التي تعمل ككاثود في كل خلية. سيتم توصيل السلك الأسود من الفولتميتر بالأنود. ويتم توصيل السلك الأحمر بالكاثود.
- سجل جهد كل خلية.

- التنظيف والتخلص** استخدم الملقط لإزالة أشرطة الفلزات من الصحن متعدد الحفر. ثم اشطفها بالماء ثم نظفها بالصفوف الفولاذية أو الصنفرة. اشطف الشريحة الرقيقة

### التحليل والنتائج

- التطبيق** في جدول البيانات اكتب معادلات التفاعلات النصفية عند الأنود والكاثود بكل من الخلايا الفولتية. ابحث عن جهد التفاعل النصفي في **الجدول 1** وسجله في الجدول.
- احسب** وسجل الجهد النظري لكل خلية فولتية.
- تنبأ** مستخدماً بياناتك، حدد ترتيب الفلزات بدءاً من أكثرها نشاطاً إلى أقلها نشاطاً.
- تحليل الخطأ** احسب النسبة المئوية للخطأ لجهد الخلية الفولتية. لماذا تكون النسبة المئوية للخطأ في بعض الخلايا الفولتية أكبر من البعض الآخر؟

### توسيع الاستقصاء

**صمم تجربة** تقلل من النسبة المئوية للخطأ الذي تمت مناقشته في السؤال رقم 4.

**الفكرة الرئيسية** يمكن تحويل الطاقة الكيميائية إلى طاقة كهربائية والطاقة الكهربائية إلى طاقة كيميائية.

### القسم 1 الخلايا الفولتية

- المفردات**
- القنطرة الملحية
  - الخلية الكهروكيميائية
  - الخلية الفولتية
  - نصف الخلية
  - الأنود
  - الكاثود
  - جهد الاختزال
  - قطب الهيدروجين القياسي

- الفكرة الرئيسية تحدث الأكسدة في الخلايا الفولتية عند الأنود، مما يؤدي إلى إنتاج إلكترونات والتي تتدفق إلى الكاثود. حيث يحدث الاختزال.
- تحدث عملية الأكسدة والاختزال في الخلية الفولتية. عند الأقطاب منفصلة عن بعضها البعض.
  - الجهد القياسي لتفاعل نصف الخلية هو الجهد الخاص بها عند اقترانه بقطب الهيدروجين القياسي في ظل ظروف قياسية.
  - يكون جهد الاختزال لنصف الخلية سالبًا إذا خضع للتأكسد عند توصيله بقطب الهيدروجين القياسي. يكون جهد الاختزال لنصف الخلية موجبًا إذا خضع للاختزال عند توصيله بقطب الهيدروجين القياسي.
  - الجهد القياسي للخلية الفولتية هي الفرق بين جهود الاختزال القياسية لتفاعلات نصفي الخلية.

$$E^0_{\text{أنود}} - E^0_{\text{كاثود}} = E^0_{\text{الخلية}}$$

### القسم 2 البطاريات

- المفردات**
- البطارية
  - الخلية الجافة
  - البطارية الأولية
  - البطارية الثانوية
  - خلية الوقود
  - التآكل
  - الجلطنة

- الفكرة الرئيسية تعتبر البطاريات خلايا فولتية تقوم بتفاعلات تلقائية لتوفير الطاقة لأغراض متنوعة.
- يمكن استخدام البطاريات الأولية مرة واحدة فقط؛ بينما يمكن إعادة شحن البطاريات الثانوية.
  - عندما تتم إعادة شحن البطارية، تُغير الطاقة الكهربائية التي تزود بها البطارية اتجاه التفاعل التلقائي للبطارية.
  - تعتبر خلايا الوقود بطاريات حيث أن المواد المتأكسدة بداخلها هي وقود من مصدر خارجي.
  - تتمثل طرق منع التآكل أو الصدأ في الطلاء أو التغليف بغلز آخر أو استخدام أنود متآكل.

### القسم 3 التحليل الكهربائي

- المفردات**
- التحليل الكهربائي
  - الخلية الإلكتروليتية

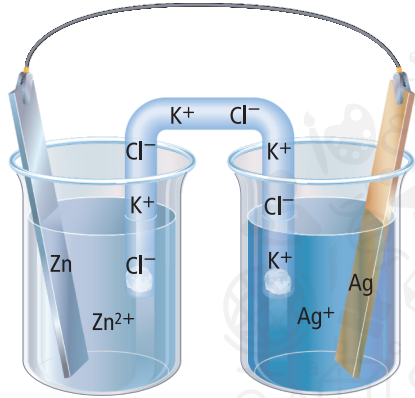
- الفكرة الرئيسية يسبب مصدر الطاقة حدوث تفاعلات غير تلقائية داخل الخلايا الكهروكيميائية أثناء عملية التحليل الكهربائي.
- يُحدث مصدر الطاقة الخارجي تفاعل أكسدة واختزال غير تلقائي في الخلية الكهروكيميائية.
  - ينتج عن التحليل الكهربائي لكلوريد الصوديوم المنصهر فلز الصوديوم وغاز الكلور. ينتج عن التحليل الكهربائي للمحلول الملحي هيدروكسيد الصوديوم وغاز الكلور وغاز الهيدروجين.
  - تتم تنقية الفلزات كالنحاس في خلايا التحليل الكهربائي.
  - يتم استخدام التحليل الكهربائي لطلاء الأجسام كهربائيًا ولإنتاج الألمنيوم نقي من مادته الخام.

## القسم 1

### إتقان المفاهيم

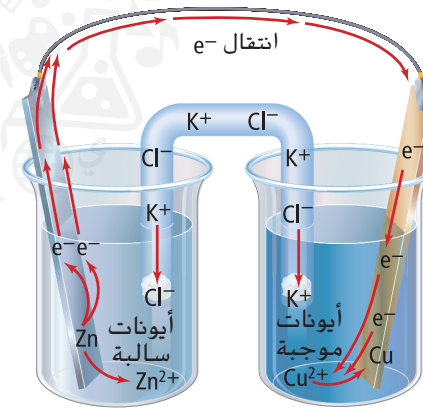
30. ما الخاصية التي يتميز بها تفاعل الأكسدة والاختزال والتي تسمح باستخدامه لتوليد تيار كهربائي؟
31. صف العملية التي يتحرر منها إلكترونات في خلية الخارصين والنحاس الفولتية.
32. ما وظيفة الفنترة الملحية في الخلية الفولتية؟
33. ما المعلومة التي تحتاج إليها لتحديد الجهد القياسي للخلية الفولتية؟
34. في الخلية الفولتية الممثلة بـ  $\text{Cu}^{2+}|\text{Cu} \parallel \text{Al}|\text{Al}^{3+}$ . ما العنصر الذي يتأكسد وما الذي يُختزل عند إصدار الخلية للتيار؟
35. ما الظروف التي يتم بموجبها قياس جهود الاختزال القياسية؟

41. احسب جهود الخلايا التي تحدث فيها التفاعلات التالية:
- a.  $2\text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{Pb}(\text{s}) \rightarrow \text{Pb}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{Ag}(\text{s})$
- b.  $\text{Mn}(\text{s}) + \text{Ni}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow \text{Mn}^{2+}(\text{aq}) + \text{Ni}(\text{s})$
- c.  $\text{I}_2(\text{aq}) + \text{Sn}(\text{s}) \rightarrow 2\text{I}^-(\text{aq}) + \text{Sn}^{2+}(\text{aq})$



الشكل 25

42. يوضح الشكل 25 خلية فولتية التي تتكون من شريط من الخارصين في محلول نترات الخارصين  $1.0\text{ M}$  وشريط من الفضة في محلول نترات الفضة  $1.0\text{ M}$ . استعن بالرسم وجدول 1 للإجابة على الأسئلة الآتية:
- a. حدد الأنود.
- b. حدد الكاثود.
- c. أين تحدث الأكسدة؟
- d. أين يحدث الاختزال؟
- e. في أي اتجاه تنتقل الإلكترونات عبر السلك الموصل؟
- f. في أي اتجاه تنتقل الأيونات الموجبة عبر الفنترة الملحية؟
- g. ما جهد الخلية عند درجة حرارة  $25^\circ\text{C}$  وضغط  $1\text{ atm}$ ؟

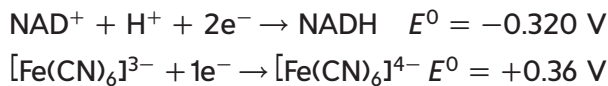


الشكل 24

## القسم 2

### إتقان المفاهيم

43. أي جزء من أجزاء خلية الخارصين - الكربون الجافة هو الأنود؟ اكتب التفاعل الذي يحدث هناك.
44. ما وجه الاختلاف بين البطاريات الأولية والثانوية؟
45. بطارية الرصاص الحمضية ما المادة التي يتم اختزالها في بطارية تخزين الرصاص الحمضي؟ ما المادة التي تتأكسد؟ ما المواد التي تنتج عن كل تفاعل؟
46. خلية للوقود الحيوي في كاثود خلية للوقود الحيوي،  $\text{Fe}^{3+}$  في بوتاسيوم سداسي سيانيد الحديد (III) ( $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ ) تم اختزالها إلى  $\text{Fe}^{2+}$  في بوتاسيوم سداسي سيانيد الحديد (II) ( $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ ). يتأكسد نيكوتيناميد الأدنين ثنائي النوكليوتيد. عند الأنود إلى  $\text{NAD}^+$ . استخدم جهود الاختزال القياسية التالية لتحديد جهد الخلية.



36. في الشكل 24. حدد الفلز الذي يتأكسد وحدد الكاثود.
37. الفنترة الملحية مملوءة بمحلول  $\text{KNO}_3$ . فسر سبب ضرورة انتقال أيونات البوتاسيوم عبر الفنترة الملحية إلى الكاثود.
38. تذكر أن العامل المختزل هو المادة التي يتم تأكسدها وأن العامل المؤكسد هو المادة التي يتم اختزالها. استخدم جدول 1 لاختيار العامل الذي سيحول  $\text{Au}^{3+}$  إلى  $\text{Au}$  لكن لن يحول  $\text{Co}^{2+}$  إلى  $\text{Co}^{3+}$ .

### إتقان حل المسائل

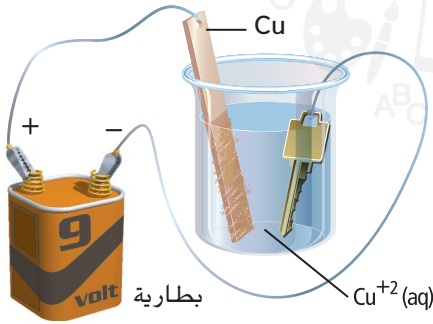
39. استخدم الجدول 1. اكتب ترميز الخلية لكل من أنصاف الخلايا التالية عند وصلة بقطب الهيدروجين القياسي؛ وذلك لكل خلية على حدة حيث يتم توصيل كل نصف من الخلية النصفية التالية بالقطب القياسي للهيدروجين.
- a.  $\text{Zn}^{2+} | \text{Zn}$
- b.  $\text{Hg}^{2+} | \text{Hg}$
- c.  $\text{Cu}^{2+} | \text{Cu}$
- d.  $\text{Al}^{3+} | \text{Al}$
40. اكتب المعادلة الكيميائية الموزونة لكل من الخلايا القياسية التالية:
- a.  $\text{I}^- | \text{I}_2 \parallel \text{Fe}^{3+} | \text{Fe}^{2+}$
- b.  $\text{Sn} | \text{Sn}^{2+} \parallel \text{Ag}^+ | \text{Ag}$
- c.  $\text{Zn} | \text{Zn}^{2+} \parallel \text{Cd}^{2+} | \text{Cd}$

### القسم 3

#### إتقان المفاهيم

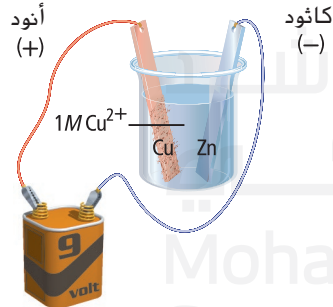
55. كيف يمكن عكس تفاعل الأكسدة والاختزال التلقائي للخلية الفولتية؟
56. أين تحدث الأكسدة في التحليل الكهربائي؟
57. **خلية داون** ما التفاعل الذي يحدث عند الكاثود عند التحليل الكهربائي لكلوريد الصوديوم المنصهر؟
58. **الصناعة** فسر سبب استعمال التحليل الكهربائي للمحلول الملحي على نطاق واسع في عدة مواقع حول العالم.
59. **إعادة التدوير** فسر كيفية محافظة عملية إعادة تدوير الألمنيوم على الطاقة.
60. صف ما يحدث عند الأنود والكاثود عند التحليل الكهربائي لـ  $KI(aq)$ .

#### إتقان حل المسائل



الشكل 27

61. **الطلاء الكهربائي** يوضح الشكل 27 صورة مفتاح يتم طلاؤه كهربائياً بالنحاس في خلية تحليل كهربائي. أين تحدث الأكسدة؟ فسر إجابتك.



الشكل 28

62. أجب على الأسئلة التالية استناداً على الشكل 28.
- a. ما القطب الذي تزداد كتلته؟ اكتب التفاعل الذي يحدث عند هذا القطب.
- b. ما القطب الذي تقل كتلته؟ اكتب التفاعل الذي يحدث عند هذا القطب.
63. باستخدام الشكل 28 وضح ما يحدث لأيونات النحاس في المحلول.

47. **خلايا الوقود** اذكر اختلافين بين خلية الوقود والبطارية العادية.

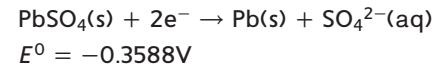
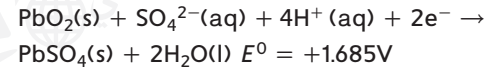
48. **الجلفنة** ما الجلفنة؟ كيف تحمي عملية الجلفنة الحديد من التآكل؟

49. **البطاريات** فسر سبب عدم إنتاج بطارية تخزين الرصاص الحمضية تيار عندما يكون تركيز  $H_2SO_4$  منخفضاً.

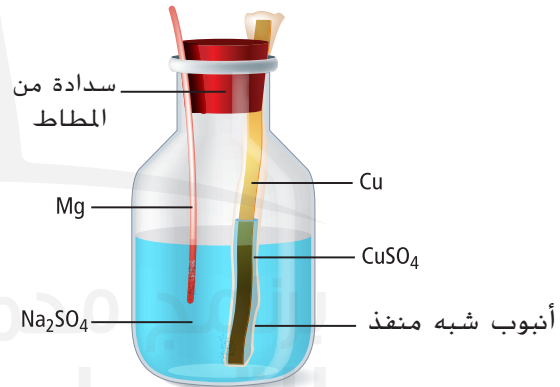
50. **الصوف الفولاذي** عبارة عن مجموعة من الخيوط المصنوعة من الفولاذ (سبيكة من الحديد والكربون). ما الطريقة المثلى لتخزين الصوف الفولاذي؟
- a. التخزين في الماء.
- b. التخزين في الهواء الطلق.
- c. التخزين مع عامل مجفف.
51. **الحماية من التآكل** اذكر ثلاث طرق لحماية الفلزات من التآكل.

#### إتقان حل المسائل

52. التفاعلات النصفية لبطارية الرصاص الحمضية هي:



ما الجهد القياسي للخلية الواحدة في بطارية السيارة؟



الشكل 26

53. يعمل التركيب في الشكل 26 كبطارية.
- a. حدد التفاعل الذي يحدث عند شريط النحاس.
- b. حدد التفاعل الذي يحدث عند شريط المغنيسيوم.
- c. حدد الأنود.
- d. حدد الكاثود.
- e. احسب الجهد القياسي للخلية في هذه البطارية.
54. صمم بطارية تستخدم نصف خلية تحتوي على  $Sn^{2+}$  و  $Sn$  والنصف الآخر للخلية يحتوي على  $Cu^{2+}$  و  $Cu$ . قطب النحاس هو الكاثود وقطب القصدير هو الأنود. ارسم البطارية واكتب التفاعلين النصفيين اللذين يحدثان في كل نصف من الخلية. ما الحد الأقصى للجهد الذي يمكن أن تولده هذه البطارية؟

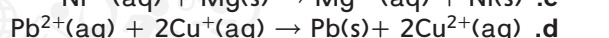
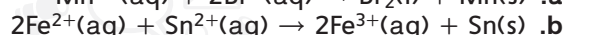
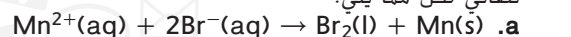
## مراجعة عامة

64. لماذا تنتقل الإلكترونات من قطب إلى آخر في الخلية الفولتية؟

65. إنتاج الألمنيوم ما المادة التي تتحلل كهربائياً خلال العملية الصناعية لإنتاج فلز الألمنيوم؟

66. اكتب التفاعل النصفى للأكسدة والاختزال لخلية الفضة والكروم الفولتية. حدد الأنود والكاثود واتجاه تدفق الإلكترونات.

67. حدد إذا ما كان تفاعل الاختزال والأكسدة تلقائياً أم غير تلقائياً لكل مما يلي:



68. حدد جهد الخلية التي يتصل نصفها بنصف الخلية  $Ag^{+} | Ag$ .



69. التآكل فسر لماذا يعتبر الماء ضرورياً لحدوث صدأ الحديد.

70. السفر إلى الفضاء يستخدم المكوك الفضائي خلية وقود  $H_2/O_2$  لإنتاج الكهرباء.

a. ما التفاعل الذي يحدث عند الأنود والكاثود؟

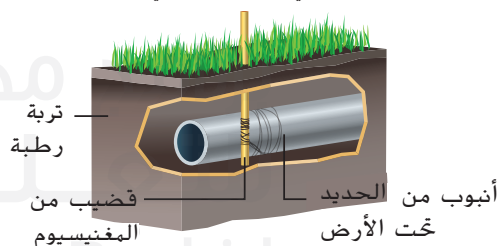
b. ما الجهد القياسي لخلية الوقود؟

71. خلايا الوقود فسر كيفية اختلاف أكسدة الهيدروجين في خلية الوقود عن أكسدته عند احتراقه في الهواء.

72. تنقية النحاس ما العامل الذي يحدد الأنود والكاثود في النحاس عند استخدام التحليل الكهربائي لتنقية النحاس من الشوائب؟

73. بطاريات التخزين يُطلق على بطاريات الرصاص

الحمضية وغيرها من البطاريات القابلة لإعادة الشحن أحياناً بطاريات التخزين. ما الذي يتم تخزينه في هذه البطاريات؟



الشكل 29

74. منع الصدأ يوضح الشكل 29 كيفية حماية أنابيب الحديد المدفونة من الصدأ. يتم توصيل أنابيب الحديد بفلز آخر أكثر نشاطاً والذي يصدأ بدلاً من الحديد.

a. ما هو الكاثود وما هو الأنود؟

b. صف كيف يحمي فلز المغنيسيوم أنابيب الحديد.

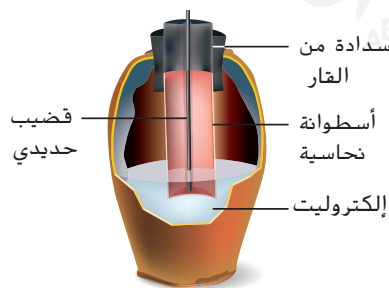
## التفكير الناقد

75. تنبأ افترض أن العلماء قد اختاروا نصف خلية  $Cu^{2+} | Cu$  بدلاً من  $H^+ | H_2$  كخلية قياسية. كم سيصبح جهد قطب الهيدروجين إذا كان قطب النحاس هو القطب القياسي؟ كيف ستتغير العلاقات بين جهود الاختزال القياسية؟

76. التطبيق افترض أن لديك خلية فولتية يتكون نصفها من شريط من القصدير المغموس في محلول من أيونات القصدير (II).

a. هل يمكنك تحديد إذا ما كان شريط القصدير هو الأنود أم الكاثود في هذه الخلية عن طريق قياس الجهد؟  
b. هل يمكنك تحديد إذا ما كان شريط القصدير هو الأنود أم الكاثود في هذه الخلية بمجرد الملاحظة البسيطة؟

77. ضع فرضية يختلف جهد الخلية النصفية تبعاً لتركيز المواد المتفاعلة والناجحة؛ لهذا السبب. يتم قياس الجهود القياسية عند تركيز 1 M. يعتبر الحفاظ على الضغط عند مستوى 1 atm أمراً هاماً في الخلايا النصفية التي تحتوي على غازات سواء كانت مواد متفاعلة أو نواتج. اقترح سبباً لأهمية ضغط الغاز في هذه الخلايا.



الشكل 30

78. حلل تم اكتشاف إناء خزفي عام 1938 بالقرب من بغداد. كان هذا الإناء القديم يحتوي على قضيب حديدي محاط بأسطوانة نحاسية. كما هو موضح في الشكل 30. عندما تم ملء الإناء بمحلول إلكتروليتي كالخل، عمل هذا الإناء كبطارية.

a. حدد الكاثود.

b. حدد الأنود.

c. احسب الجهد القياسي للخلية في هذه البطارية.

79. طبق تُطلق خلية إلكتروليتية بخار البروم وغاز الهيدروجين خلال عملية التحليل الكهربائي. بعد التحليل الكهربائي وجدنا أن الخلية تحتوي على محلول هيدروكسيد البوتاسيوم المركز. ما محتوى الخلية قبل بدء التحليل الكهربائي؟

80. ضع فرضية افترض أن الحديد طلي بالنحاس بدلاً من الخارصين أثناء عملية الجلفنة. هل كان النحاس سيستمر في حماية الحديد من الصدأ، كما يفعل الخارصين. إذا تصدع طلاء النحاس أو تشقق؟ فسر إجابتك.

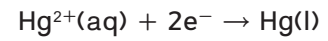
## تحَدُّ

## الكتابة في الكيمياء

86. **السفينة الفارقة** لقد فتحت الدراسة التي أجريت على عابرة المحيطات الفارقة تيتانيك الباب لإمكانية إرجاع تلف جسم السفينة الصلب يعود بشكل جزئي إلى وجود بيئات مناسبة لتكون الصدأ. ابحث عن كيفية تأثير النشاط البيولوجي لهذه البيئات في أكسدة الحديد. اكتب مقالة تصف دور هذه البيئات المناسبة لتكون الصدأ في تدمير سفينة تيتانيك.

81. تم تركيب بطارية باستخدام القصدير والزنك اللذين

لهما تفاعلات الاختزال النصفية التالية:



- اكتب معادلة موزونة لتفاعل الخلية.
- ما الذي يتأكسد وما الذي يُختزل؟ حدد العامل المؤكسد والعامل المختزل.
- ما التفاعل الذي يحدث عند الأنود؟ وما التفاعل الذي يحدث عند الكاثود؟
- ما هو جهد الخلية؟ استخدم **جدول 1**.
- إذا كان هناك محلول كبريتات الصوديوم في القنطرة الملحية، ففي أي اتجاه ستتحرك أيونات الكبريتات؟

### أسئلة حول مستند

DBQ

**التفاعلات البيولوجية الكهروكيميائية** تم عرض جهود الاختزال القياسية لبعض التفاعلات البيولوجية الهامة في **جدول 2** بشكل عام. يعتبر الأكسجين عامل الأكسدة الأقوى المتوفر في النظم البيولوجية. لاحظ أكسدة نيكوتين أميد - ثنائي نيوكليوتيد - الأدينين ( $\text{NADH}$ ) بالأكسجين. التفاعل كما يلي:

$$2\text{NADH} + 2\text{H}^{+} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{NAD}^{+} + 2\text{H}_2\text{O}$$

\* تم الحصول على البيانات من: فروم، جيمس ريتشارد. 1997. "الكيمياء الكهروكيميائية الحيوية الكيميائية". آخر تعديل 1997. تم الدخول على البيانات 1 سبتمبر 2010، الموقع الإلكتروني <http://www.3rd1000.com/chem301/chem302z.htm>.

### جدول 2 جهود الاختزال القياسية للمحاليل عند درجة حرارة 25°C و pH 7.00

$E^0$ (V)	تفاعل الاختزال
-0.4141	$2\text{H}^{+} + 2\text{e}^{-} \rightarrow \text{H}_2(\text{g})$
-0.320	$\text{NAD}^{+} + \text{H}^{+} + 2\text{e}^{-} \rightarrow \text{NADH}$
+0.19	$\text{HOCCOCH}_3^{*} + 2\text{H}^{+} + 2\text{e}^{-} \rightarrow \text{HOOCCHOHCH}_3^{**}$
+0.769	$\text{Fe}^{3+} + \text{e}^{-} \rightarrow \text{Fe}^{2+}$
+0.8147	$\text{O}_2(\text{g}) + 4\text{H}^{+} + 4\text{e}^{-} \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$

\* حمض بيروفيك  $\text{HOCCOCH}_3$   
\*\* حمض لانتيك  $\text{HOOCCHOHCH}_3$

87. اكتب التفاعلين النصفيين اللذين يحدثان في هذا التفاعل.

88. احسب جهد الخلية في هذا التفاعل مستعينًا بالجدول 2

89. هل  $\text{NAD}^{+}$  يؤكسد  $\text{Fe}^{2+}$  to  $\text{Fe}^{3+}$ ؟ فسر إجابتك.

### مراجعة تراكمية

82. ما المقصود بالذوبانية؟ اشرح مدى أهمية هذه العملية لذوبان الأملاح الأيونية في الماء.
83. اشرح مدى اختلاف التركيز المولاري للمحلول عن تركيزه المولالي.
84. إذا كان لديك محلول لحمض قوي، هل يعتبر هذا مماثلاً للمحلول المركز للحمض؟ فسر إجابتك.
85. ما هي أرقام الأكسدة للعناصر في الأيون  $\text{PO}_4^{3-}$ ؟

الاختبار من متعدد

استخدم الجدول أدناه للإجابة على الأسئلة من 1 إلى 4.

جهود اختزال قياسية مختارة عند درجة حرارة 25°C و 1 atm وتركيز 1M

E°(V)	التفاعل النصفي
-2.372	$Mg^{2+} + 2e^{-} \rightarrow Mg$
-1.662	$Al^{3+} + 3e^{-} \rightarrow Al$
-0.1262	$Pb^{2+} + 2e^{-} \rightarrow Pb$
0.7996	$Ag^{+} + e^{-} \rightarrow Ag$
0.851	$Hg^{2+} + 2e^{-} \rightarrow Hg$

1. ما الأيون الأكثر سهولة من حيث اختزاله؟

- A.  $Mg^{2+}$   
B.  $Hg^{2+}$   
C.  $Ag^{+}$   
D.  $Al^{3+}$

2. استنادًا إلى جهود الاختزال القياسية الموضحة أعلاه، ما الترميز الذي يمثل خلية فولتية بالشكل الصحيح؟

- A.  $Ag | Ag^{+} || Al^{3+} | Al$   
B.  $Mg | Mg^{2+} || H^{+} | H_2$   
C.  $H_2 | H^{+} || Pb^{2+} | Pb$   
D.  $Pb | Pb^{2+} || Al^{3+} | Al$

3. تتكون خلية فولتية من لوح مغنيسيوم مغمور في محلول  $1 M Mg^{2+}$  ولوح فضة مغمور في محلول  $1 M Ag^{+}$  ما الجهد القياسي لهذه الخلية؟

- A. 1.572 V  
B. 3.172 V  
C. 0.773 V  
D. 3.971 V

4. بافتراض توفر الظروف القياسية، ما الخلية التي ستنتج جهدًا يصل إلى 2.513 فولت؟

- A.  $Al | Al^{3+} || Hg^{2+} | Hg$   
B.  $H_2 | H^{+} || Hg^{2+} | Hg$   
C.  $Mg | Mg^{2+} || Al^{3+} | Al$   
D.  $Pb | Pb^{2+} || Ag^{+} | Ag$

5. ما العبارة غير الصحيحة بين هذه العبارات الخاصة بالبطاريات؟

- A. البطاريات هي أشكال مضغوطة للخلايا الفولتية.  
B. البطاريات الثانوية هي بطاريات تخزين.  
C. يمكن أن تتكون البطارية من خلية واحدة.  
D. تفاعل الأكسدة والاختزال في البطارية القابلة لإعادة الشحن غير انعكاسي.

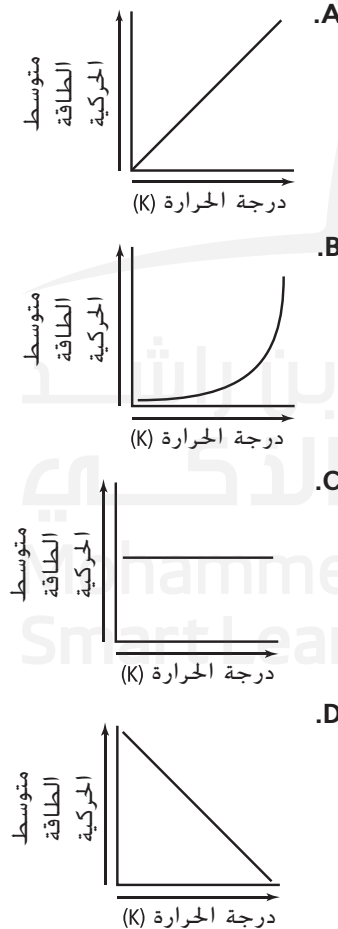
6. ما الذي لا يعتبر من خصائص المحلول القاعدي؟

- A. له مذاق مر  
B. يوصل الكهرباء  
C. تركيز أيونات  $H^{+}$  أكبر من تركيز أيونات  $OH^{-}$   
D. زلق الملمس

7. الرقم الهيدروجيني للمشروبات الغازية 2.5. ما تركيز أيونات  $H^{+}$  في المشروبات الغازية؟

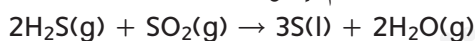
- A.  $3 \times 10^{-12} M$   
B.  $3 \times 10^{-3} M$   
C.  $4 \times 10^{-1} M$   
D.  $1 \times 10^1 M$

8. ما الرسم البياني الذي يوضح بشكل صحيح العلاقة بين متوسط الطاقة الحركية للجزيئات ودرجة حرارة العينة؟



## اختبار الكفاءة الدراسية (SAT) في مادة: الكيمياء

14. ينتج كبريتيد الهيدروجين كنتاج ثانوي في عملية تكرير البترول، ويستخدم لإنتاج عنصر الكبريت:



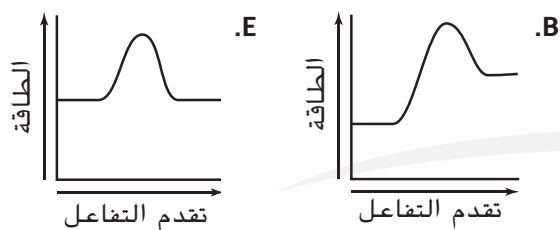
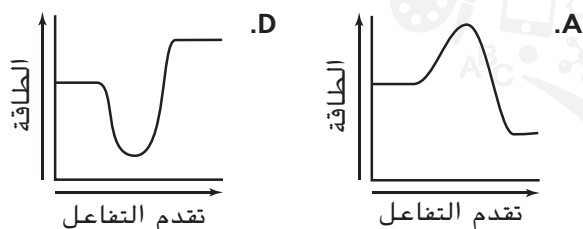
ما هو تعبير ثابت الاتزان لهذا التفاعل؟

.D  $K_{\text{eq}} = \frac{[\text{S}]^3 [\text{H}_2\text{O}]^2}{[\text{H}_2\text{S}]^2 [\text{SO}_2]}$  .A  $K_{\text{eq}} = \frac{[\text{H}_2\text{O}]}{[\text{H}_2\text{S}] [\text{SO}_2]}$

.E  $K_{\text{eq}} = \frac{[2\text{H}_2\text{O}]^2}{[2\text{H}_2\text{S}]^2 [\text{SO}_2]}$  .B  $K_{\text{eq}} = \frac{[\text{H}_2\text{S}]^2 [\text{SO}_2]}{[\text{H}_2\text{O}]^2}$

.C  $K_{\text{eq}} = \frac{[\text{H}_2\text{O}]^2}{[\text{H}_2\text{S}]^2 [\text{SO}_2]}$

15. أي من هذه الأشكال يُمثل الرسم البياني الصحيح لطاقة التنشيط اللازمة للتفاعل الماص للحرارة؟



## أسئلة ذات إجابات قصيرة

استخدم الجدول أدناه للإجابة على الأسئلة من 9 إلى 11. عند الإعداد للتجربة، يكون غاز الكلور وغاز النيتروجين في أوعية منفصلة مفضولة بمحس مغلقة. بعد مرور ساعة واحدة من فتح المحبس، يتم خلط الغازات تمامًا.

9. بعد خمس دقائق من فتح المحبس، أي غاز من الغازين ينتقل إلى مكان أبعد، غاز النيتروجين أم الكلور؟

10. اذكر نسبة سرعة غاز النيتروجين بالنسبة لسرعة غاز الكلور.

11. قيّم هذه العبارة: بعد مرور ساعة واحدة، تتوقف جزيئات الغاز عن الحركة لأنها قد اختلطت تمامًا.

## أسئلة ذات إجابات مفتوحة

استخدم الجدول أدناه للإجابة على السؤال 12.

جهود اختزال قياسية مختارة عند درجة حرارة 25°C و 1atm وتركيز 1M للمحلول

0.7996	$\text{Ag}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}$
-0.744	$\text{Cr}^{3+} + 3\text{e}^- \rightarrow \text{Cr}$

12. استنادًا على جهود الاختزال القياسية المذكورة أعلاه، إذا تم توصيل قطب الفضة بقطب الكروم في خلية فولتية، فأَي القطبين سيتأكسد؟ وأيها سيختزل؟ فسر إجابتك. وضح رؤيتك.

13. استخدم مبدأ لوشاتيلية، لتفسير لماذا في تعليمات تجربة كيميائية في بعض الأحيان يطلب تبريد التفاعل في حمام ثلجي.