

CHM.5.3.04.001.02 List five general properties of aqueous bases and acids (taste, color of indicators, how it feels, reactions and electrical conductivity)

88

## خصائص الأحماض والقواعد

### أهمية الأحماض

عندما يشعر النمل بالخطر على مستعمرة النمل، فإن النمل يبعث مادة تُسمى حمض الفورميك تُحذر جميع المستعمرة. الأحماض التي تذوب في مياه المطر تقوم بنحت كهوف حجرية حبرية هائلة وتحطم مباني قيمة وتناثر مع الوقت. تعطي الأحماض النكهة للكثير من المشروبات والأطعمة التي نجدها. 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.

### أهمية القواعد

**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 حامضياً. قد تعرف أيضًا أن المحاليل القاعدية مرة المذاق وزلقة اللمس. فكر 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 تذوق 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.

### خصائص الأحماض

### خصائص القواعد

. يُمكن التمييز بين محاليل الأحماض والقواعد بالمختبر العلمي و بطريقة آمنة من خلال :

- التذوق فالحمض له طعم لاذع و القاعدة لها طعم مر .
- تناول القواعد كمواد مضادة للحموضة .
- اللمس فالقاعدة لها ملمس لزج .
- التفاعل مع صبغة تباع الشمس .

أي مما يأتي تُعتبر من خصائص الأحماض؟

Which of the following is a property of acids?

Turn red litmus paper blue

تُحول ورقة تباع الشمس الحمراء إلى اللون الأزرق

Feel slippery

زلق اللمس

React with zinc to produce hydrogen gas

تتفاعل مع الخارصين لتنتج غاز الهيدروجين

It tastes bitter

طعمها مر



نبات الحقلية



نبات الحقلية

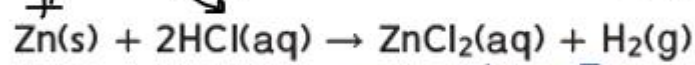
الشكل 1 زهرة نبات الحقلية في التربة القلوية الرطبة التي تكون معدلة الحموضة. في حين أن نبات الحقلية ينمو في التربة القلوية الرطبة، ينمو بشكل أفضل في التربة القلوية الرطبة والقاعدية قليلاً.

المواد الصلبة  
القوية

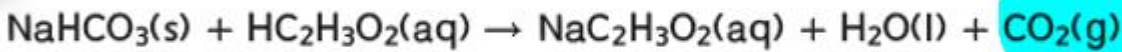
**التوصيل الكهربائي** هناك خاصية فيزيائية أخرى للمحاليل الحمضية والقاعدية وهي القدرة على توصيل الكهرباء. المياه النقية لا توصل الكهرباء. ولكن إضافة حمض أو قاعدة لها يُنتج أيونات تجعل المحلول الناتج موصلًا للكهرباء.

سُرر

**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 ( $\text{CO}_2$ ). عند إضافة الخل إلى صودا الخبز، يحدث تفاعل بين حمض الأسيتيك ( $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$ ) الذائب في الخل، وكربونات الصوديوم الهيدروجينية ( $\text{NaHCO}_3$ ). يفسر إنتاج غاز  $\text{CO}_2$  حدوث الفقاعات.



يتعرف الجيولوجيون على الصخور على أنها صخور جيرية (تتكون بصفة أساسية من  $\text{CaCO}_3$ ) باستخدام محلول حمض الهيدروكلوريك. إذا أنتجت بضع قطرات من الحمض فقاعات ثاني أكسيد الكربون، فإن الصخر يكون محتويًا على الجير.



is produced during the reaction between carbonate and acetic acid solution

ما الغاز الناتج خلال تفاعل كربونات الصوديوم الهيدروجينية مع المحلول المائي لحمض الأسيتيك؟

$\text{O}_2$	1
$\text{N}_2$	2
$\text{H}_2$	3
$\text{CO}_2$	4

8. ما الذي يُفسر حدوث فقاعات عند إضافة محلول حمض الأسيتيك إلى كربونات الصوديوم الهيدروجينية؟

إنتاج  $\text{H}_2\text{(g)}$

إنتاج  $\text{CO}_2\text{(g)}$

إنتاج  $\text{N}_2\text{(g)}$

إنتاج  $\text{O}_2\text{(g)}$



أما القواعد فتتحول ورقة تباع الشمس الحمراء إلى الأزرق.

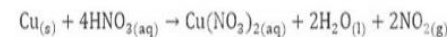
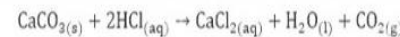
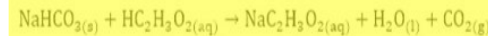
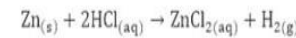


تحول الأحماض ورقة تباع الشمس الزرقاء للون الأحمر.

Chemical equations represent a reaction  
of an acid and metal hydrogen

أي المعادلات الكيميائية التالية تُمثل تفاعل بين المحلول المائي

لحمض وكربونات الفلز الهيدروجينية ؟



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

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

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

يمكن التمييز بين محاليل الأحماض والقواعد العلمي و بطريقة آمنة من خلال :

- التذوق فالحمض له طعم لاذع و القاعدة لها طعم مر .
- تناول القواعد كمواد مضادة للحموضة .
- اللمس فالقاعدة لها ملمس لزج .
- التفاعل مع صبغة تباع الشمس .



## نموذج لويس

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 نكون مندهشاً لأن تعلم أن عالم الكيمياء الأمريكي ج. إ. لويس (1875-1946) اقترح نموذجاً للأحماض والقواعد أكثر عمومية. تذكر أن لويس طرأ نظرية الزوج الإلكتروني للارتباط الكيميائي. وقد أدخل بؤى لويس لتحديد مواقع الإلكترونات في الذرات والجزيئات. وقد طبق نظرية الزوج الإلكتروني للارتباط الكيميائي على تفاعلات الأحماض والقواعد. وذكر لويس أن الحمض عبارة عن أيون أو جزيء به فلك ذري خالٍ يمكن أن يستقبل (بشارك) زوج إلكترونات. أما القاعدة فهي أيون أو جزيء به زوج إلكترونات غير مرتبط يمكنه أن يمنحه (بشاركه) 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.

### الجدول 2.

#### الجدول 2 ثلاثة نماذج للأحماض والقواعد

النموذج	تعريف الحمض	تعريف القاعدة
أرهنيوس	منتج $H^+$	منتج $OH^-$
برونشتد - لوري	مانح $H^+$	مستقبل $H^+$
لويس	مستقبل زوج إلكترونات	مانح زوج إلكترونات

7. أي مما يأتي تُعتبر من قواعد لويس؟

$H^+$

$BF_3$

$SO_3$

$NH_3$

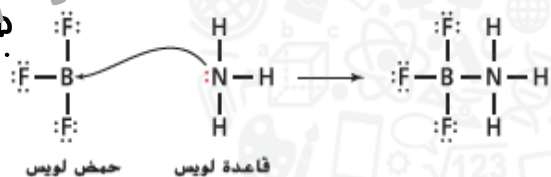
Table 2

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

أيون



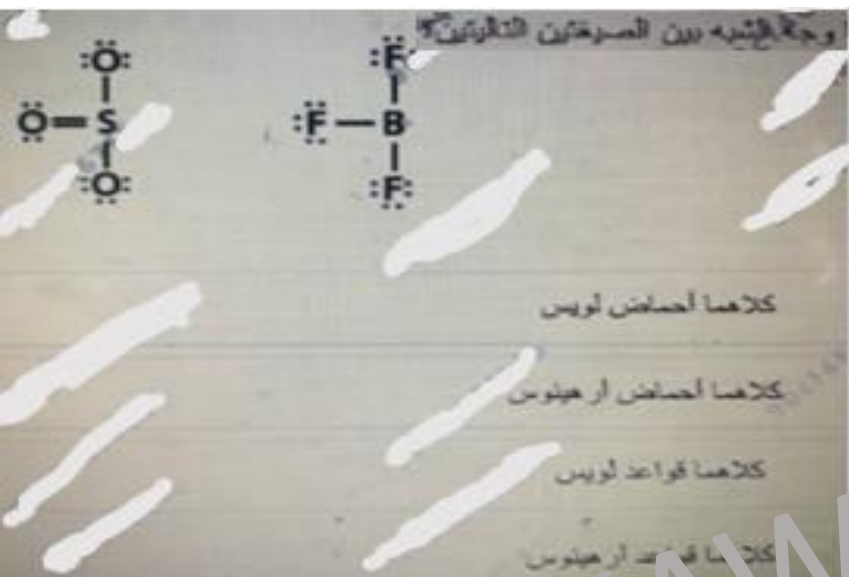
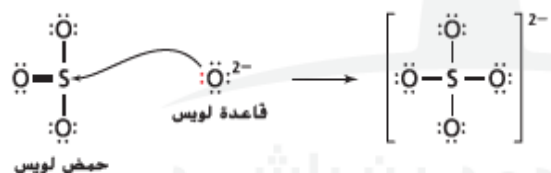
في هذا التفاعل، أيون  $H^+$  هو حمض لويس. فلكه الأول الخالي يستقبل زوج إلكترونات من أيون  $F^-$ . أيون الفلوريد هو قاعدة لويس. وهو يمنح زوج إلكترونات غير المرتبط لتكوين رابطة الهيدروجين-الفلور في  $HF$ . لاحظ أن هذا التفاعل يتوافق كذلك مع نموذج برونشتد-لوري للأحماض والقواعد لأن  $H^+$  يمكن اعتباره مانح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



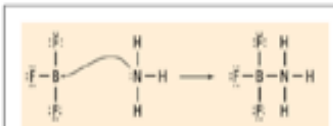
تذكر أن ذرة البورون في  $BF_3$  بها ستة إلكترونات، ولذلك فإن الفلك الخالي يمكن أن يستقبل زوج إلكترونات من قاعدة لويس. هناك تفاعل حمض-قاعدة لويس آخر يحدث عندما يتفاعل غاز ثالث أكسيد الكبريت ( $SO_3$ ) مع أكسيد المغنيسيوم الصلب ( $MgO$ ).



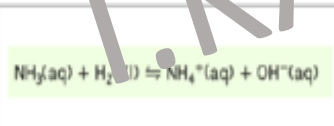
حيث يمثل زوج الحمض - القاعدة في التفاعل ثالث أكسيد الكبريت ( $SO_3$ ) وأيون الأكسيد ( $O^{2-}$ ) لأكسيد المغنيسيوم. ويكون الناتج أيون الكبريتات.



Which of the following is true?



1



2

The ammonia  $NH_3$  in reaction 2 is an electron pair acceptor

تُعتبر الأمونيا  $NH_3$  في التفاعل 2 سلفاً زوج إلكترونات

0

The ammonia  $NH_3$  in reaction 1 is a Lewis base

تُعتبر الأمونيا  $NH_3$  في التفاعل 1 مانحاً لويس

0

The ammonia  $NH_3$  in reaction 2 is a Bronsted-Lowry acid

تُعتبر الأمونيا  $NH_3$  في التفاعل 2 حمض برونشتد-لوري

0

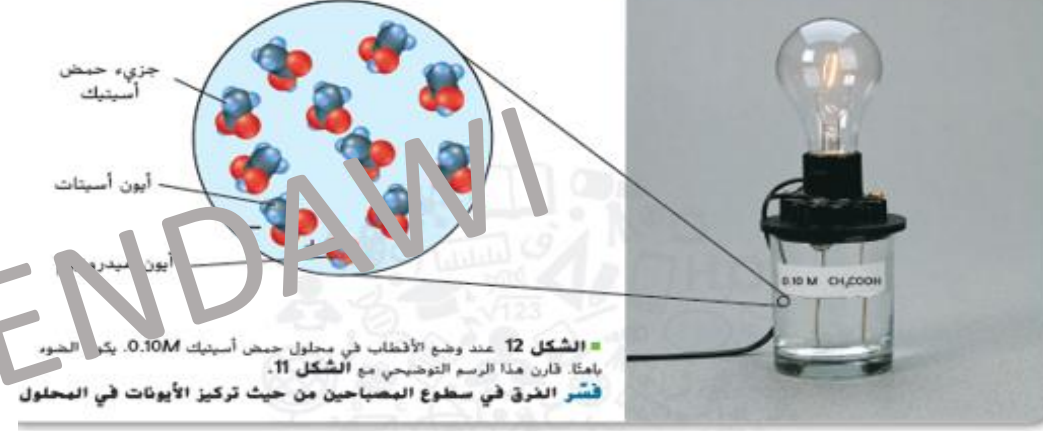
The ammonia  $NH_3$  in reaction 1 is a Lewis acid

تُعتبر الأمونيا  $NH_3$  في التفاعل 1 حمض لويس

0

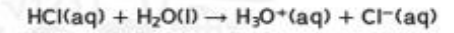
Regarding the figure below, which of the following is correct?

قيماً يتعلق بالشكل أدناه، أي مما يأتي صحيح؟



الشكل 12 عند وضع الأنقطاب في محلول حمض أسيتيك 0.10M. يكون الضوء باهتاً. قارن هذا الرسم التوضيحي مع الشكل 11. قسّر الفرق في سطوع المصباحين من حيث تركيز الأيونات في المحلول

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



نظراً 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 يعني أن محلول حمض الأسيتيك به أيونات أقل. نظراً لأن المحلولين بهما نفس التركيز المولاري، يمكنك استنتاج أن حمض الأسيتيك لا يتأين تأيلاً تاماً. الحمض الذي يتأين جزئياً 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.

المحلول 0.10 M HCl. يوصل الكهرباء أفضل من  $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$  ما السبب؟

- A. حمض ضعيف و  $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$  حمض قوي  
B. حمض قوي و  $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$  حمض ضعيف  
C. كلا HCl و  $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$  يتأين تماماً  
D. كلا HCl و  $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$  ينتج أيونات أقل

The light is dim in 1 because  $\text{CH}_3\text{COOH}$  is a strong acid

يكون ضوء المصباح باهتاً في 1 لأن  $\text{CH}_3\text{COOH}$  حمض قوي

The light glows brightly in 2 because HCl ionizes only partially

يتوهج المصباح توهجاً ساطعاً في 2 لأن حمض HCl يتأين جزئياً فقط

The light glows brightly in 2 because HCl is a strong acid

يتوهج المصباح توهجاً ساطعاً في 2 لأن HCl حمض قوي

The light is dim in 1 because  $\text{CH}_3\text{COOH}$  ionizes completely

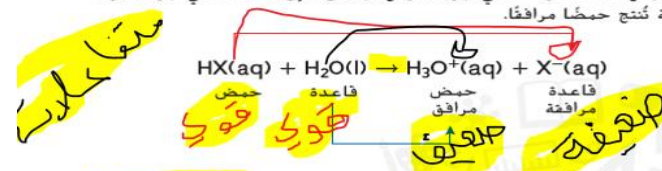
يكون ضوء المصباح باهتاً في 1 لأن حمض  $\text{CH}_3\text{COOH}$  يتأين تماماً

الجدول 3 معادلات التأين		أحماض قوية	
الاسم	كلو اكل سلونو	معادلة التأين	الاسم
الهيدروكلوريك HCl	$\text{HCl} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$	الهيدروكلوريك	أحماض ضعيفة
الهيدروبريك HI	$\text{HI} \rightarrow \text{H}^+ + \text{I}^-$	الأسيتيك	معادلات التأين
البركلوريك HClO4	$\text{HClO}_4 \rightarrow \text{H}^+ + \text{ClO}_4^-$	الهيدروكبريتيك	
النيتريك HNO3	$\text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}^+ + \text{NO}_3^-$	الكربونيك	
الكبريتيك H2SO4	$\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}^+ + \text{HSO}_4^-$		

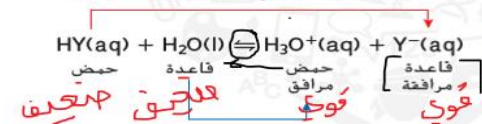




**قوة الحمض ونموذج برونشتد - لوري** هل يستطيع نموذج برونشتد - لوري تفسير السبب وراء تأين HCl تأيئاً تاماً بينما لا يكون سوى أيونات قليلة فقط؟ تأمل تأين أي حمض قوي، HX. تذكر أن الحمض في جهة المواد المتفاعلة للبعادلة يُنتج قاعدة مرافقة في جهة النواتج. بالمثل، فإن القاعدة في جهة المواد المتفاعلة تُنتج حمضاً 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 التآين 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>. ففكر في هذا على أنه تنافس بين القواعد، أي من الاثنين (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 البعادلة تظهر بسهم مفرد إلى اليمين. كيف يختلف الموقف بالنسبة إلى حمض ضعيف، HY؟



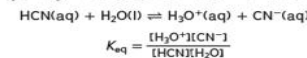
يتجه اتزان التآين بالنسبة للحمض الضعيف بعيداً إلى اليسار لأن القاعدة المرافقة Y<sup>-</sup> تمتلك جذباً للأيون H<sup>+</sup> أكبر من القاعدة H<sub>2</sub>O. في التنافس بين القواعد، تكون القاعدة المرافقة Y<sup>-</sup> (في التفاعل العكسي) أقوى من القاعدة H<sub>2</sub>O (في التفاعل الأمامي) وتنتج في اقتباس 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 البعادلة تظهر بأسهم اتزان.

**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 لبقارنة قوة عدة أحماض**. يقدم تعبير ثابت الاتزان 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 والتفتش وتقسية الفولاذ.

معادلة التآين وتعبر ثابت الاتزان لحمض الهيدروسيانيك هي كما يلي:



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

تركيز H<sub>2</sub>O السائل في مقام التعبير يُعتبر ثابتاً في محاليل الماء المخففة، ولذلك يمكن دمجه مع K<sub>eq</sub> ليعطي ثابت اتزان جديد، K<sub>a</sub>.

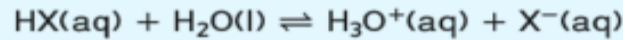
$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{CN}^-]}{[\text{HCN}]} = 6.2 \times 10^{-10}$$

(K<sub>a</sub>) يُسمى ثابت تأين الحمض. ثابت تأين الحمض مع قيمة تعبر ثابت الاتزان لتأين الحمض الضعيف. مثل كل ثوابت الاتزان، تُشير قيمة K<sub>a</sub> إلى ما إذا كانت مواد التفاعل أو النواتج مفضلة في الاتزان. بالنسبة للأحماض الضعيفة، فإن تراكيز الأيونات (النواتج) في السطح تظل لأن تكون صغيرة مقارنة بتركيز الجزيئات غير المؤينة (المادة المتفاعلة) في المقام. تمتلك الأحماض الأكثر ضعفاً أقل قيم K<sub>a</sub> لأن محاليلها تمتلك أقل تراكيز من الأيونات وأعلى تراكيز من جزيئات الأحماض غير المؤينة. تظهر قيم K<sub>a</sub> ومعادلات التآين لعدة أحماض ضعيفة في الجدول 4. لاحظ أن الأحماض متعددة البروتونات ليست أحماضاً قوية بالضرورة بالنسبة لأي من خطوات التآين الخاصة بها. كل عملية تأين لحمض متعدد البروتونات لها قيمة K<sub>a</sub>، ونخفض القيم بالنسبة لكل عملية تأين تالية.

In the reaction equation below, which of the following

في معادلة التفاعل أدناه، أي مما يأتي صحيح؟

is true?



HX donates hydrogen ion to water H<sub>2</sub>O

يمتلك HX أيون هيدروجين للماء H<sub>2</sub>O

☐

H<sub>2</sub>O is a Bronsted-Lowry acid

يُعتبر H<sub>2</sub>O من أحماض برونشتد - لوري

☐

HX is a Bronsted-Lowry base

يُعتبر HX من قواعد برونشتد - لوري

☐

HX accepts a hydrogen ion from water H<sub>2</sub>O

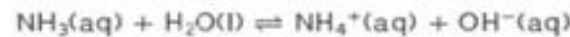
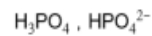
يستقبل HX أيون هيدروجين من الماء H<sub>2</sub>O

☐

Which of the following is considered a conjugate

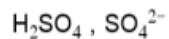
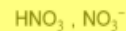
أي مما يأتي يُعتبر زوج حمض قاعدة مرافق؟

acid -base pair?



يتجه الاتزان بعيداً إلى اليسار لأن القاعدة NH<sub>3</sub> ضعيفة

والقاعدة المرافقة OH<sup>-</sup> قوية



يتجه الاتزان بعيداً إلى اليمين لأن القاعدة NH<sub>3</sub> ضعيفة

والقاعدة المرافقة OH<sup>-</sup> قوية

يتجه الاتزان بعيداً إلى اليسار لأن القاعدة NH<sub>3</sub> قوية

والقاعدة المرافقة OH<sup>-</sup> ضعيفة

يتجه الاتزان بعيداً إلى اليمين لأن القاعدة NH<sub>3</sub> قوية

والقاعدة المرافقة OH<sup>-</sup> ضعيفة

What is the correct **descending** order of the acids in the table below according to the concentrations of ions in each solution?

ما الترتيب **النازل** الصحيح للأحماض الواردة في الجدول أدناه وفقًا لتراكيز الأيونات في محلول كل منها؟

ثوابت التأين Ionization Constants	الحمض Acid
$8.9 \times 10^{-8}$	$H_2S$
$6.3 \times 10^{-4}$	$HF$
$1.8 \times 10^{-5}$	$CH_3COOH$
$4.5 \times 10^{-7}$	$H_2CO_3$



16. ما الحمض **الأضعف** من بين الأحماض الواردة في الجدول أعلاه؟  $K_a$  أقل هو الأضعف

الحمض	$H_2S$	$HF$	$H_2CO_3$	$HCN$
ثابت التأين	$8.9 \times 10^{-8}$	$6.3 \times 10^{-4}$	$4.5 \times 10^{-7}$	$6.2 \times 10^{-10}$

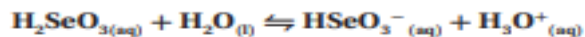
$H_2S$   $\swarrow$

$HF$   $\swarrow$

$H_2CO_3$   $\swarrow$

$HCN$   $\swarrow$

12. اكتب معادلة التأين الأولى والثانية لحمض  $H_2SeO_3$ .



13. تحفيز إذا أعطيت المعادلة الرياضية الآتية:

$$K_a = \frac{[AsO_4^{3-}][H_3O^+]}{[HAsO_4^{2-}]}$$

للتفاعل.



## ممن في مجال الكيمياء

**عامل البشلت** تكثر ونمو النباتات هو البهمة الرئيسة لعامل البشلت. وبشلت هذا الزراعة والتقليم والبشلت. ويبيع كل أنواع البواد النباتية. يجب أن يعرف عامل البشلت البواد الغذائية المطلوبة لتحقيق النمو الأمثل للنبات. وفي ظروف البشلت. يمكن ذلك. البشلت. النبات تعمل أكثر نمو لكل نوع من البشلت.

معادلة التأين وتعبير ثابت الاتزان لحمض الهيدروسيانيك هي كما يلي:



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

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

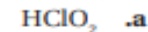
$$K_{eq} [H_2O] = K_a = \frac{[H_3O^+][CN^-]}{[HCN]} = 6.2 \times 10^{-10}$$

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

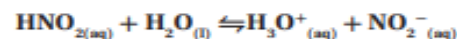
## الجدول 4 ثوابت التأين للأحماض الضعيفة

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

11. اكتب معادلات التأين وتعابير ثابت تأين الحمض لكل مما يأتي:



$$K_a = \frac{[H_3O^+][ClO_2^-]}{[HClO_2]}$$



$$K_a = \frac{[H_3O^+][NO_2^-]}{[HNO_2]}$$



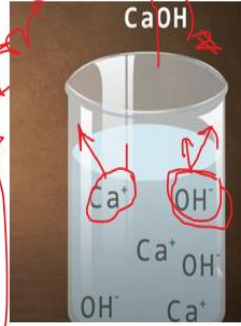
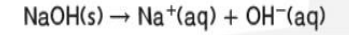
$$K_a = \frac{[H_3O^+][IO^-]}{[HIO]}$$



## قوة القواعد

ما قرأته عن الأحماض يمكن أن ينطبق على القواعد، باستثناء اشتراك أيونات  $OH^-$  بدلاً من 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**. بناءً 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 قليلة لأيونات  $OH^-$  لاحظ أن ثابت حاصل الإذابة،  $K_{sp}$ ، لهيدروكسيد الكالسيوم  $Ca(OH)_2$  يكون صغيراً، مما يشير إلى وجود أيونات قليلة من  $OH^-$  في محلول مشبع.

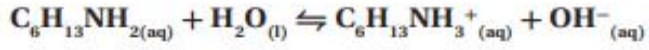
$$Ca(OH)_2(s) \rightleftharpoons Ca^{2+}(aq) + 2OH^-(aq) \quad K_{sp} = 6.5 \times 10^{-6}$$

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

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

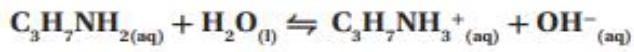
14. اكتب معادلات التأيّن وتعبير ثابت التأيّن للقواعد الآتية:

a. هكسيل أمين  $C_6H_{13}NH_2$



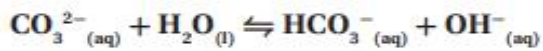
$$K_b = \frac{[C_6H_{13}NH_3^+][OH^-]}{[C_6H_{13}NH_2]}$$

b. بروبييل أمين  $C_3H_7NH_2$



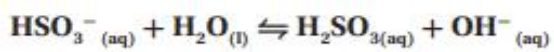
$$K_b = \frac{[C_3H_7NH_3^+][OH^-]}{[C_3H_7NH_2]}$$

c. أيون الكربونات  $CO_3^{2-}$



$$K_b = \frac{[HCO_3^-][OH^-]}{[CO_3^{2-}]}$$

d. أيون البيكربيت  $HSO_3^-$

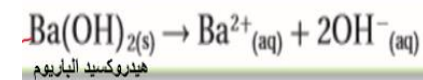
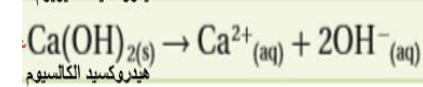
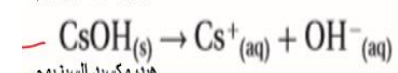
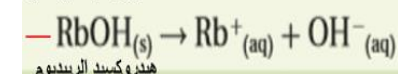
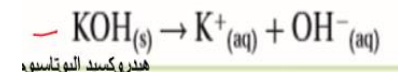
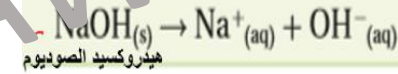


$$K_b = \frac{[H_2SO_3][OH^-]}{[HSO_3^-]}$$

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



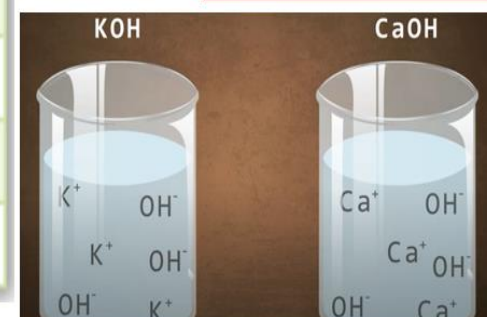
## معادلات التأيّن للقواعد القوية



تفكك القواعد القوية يكون لا انعكاسياً القواعد القوية جميعها مركبات أيونية. الناتج دائماً أيون فلزي ولأنيون هيدروكسيد.

تعتمد قوة القواعد على درجة إنتاج القاعدة لأيونات الهيدروكسيد  $OH^-$

محاليل القواعد القوية موصلة جيدة للتيار الكهربائي بسبب التركيز العالي لأيونات في محاليلها والناتج عن تفككها التام.



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

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

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

$$1.0 \times 10^{-14} = (1.0 \times 10^{-13})[OH^-]$$

$$\frac{1.0 \times 10^{-14}}{1.0 \times 10^{-13}} = \frac{(1.0 \times 10^{-13})[OH^-]}{1.0 \times 10^{-13}}$$

$$[OH^-] = 1.0 \times 10^{-1} M$$

بما أن  $[OH^-] > [H^+]$ ، فالمحلول قاعدي.

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

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

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

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

بما أن  $[OH^-] = [H^+]$ ، فالمحلول متعادل.

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

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

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

$$\frac{1.0 \times 10^{-14}}{1.0 \times 10^{-3}} = \frac{[H^+](1.0 \times 10^{-3})}{1.0 \times 10^{-3}}$$

$$[H^+] = 1.0 \times 10^{-11} M$$

**مثال 1**

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

**1. تحليل المسألة**

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

حساب المجهول:  $[OH^-] = ?$

استخدم ثابت تأين الماء:  $K_w = [H^+][OH^-]$

اكتب تعبير ثابت تأين الماء:  $[OH^-] = \frac{K_w}{[H^+]}$

حل لإيجاد قيمة  $[OH^-]$ :  $[OH^-] = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{1.0 \times 10^{-5}} = 1.0 \times 10^{-9} M$

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

لأن  $[H^+] > [OH^-]$ ، فإن القهوه حمضية.

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

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

$$1.0 \times 10^{-14} = (4.0 \times 10^{-5})[OH^-]$$

$$= \frac{1.0 \times 10^{-14}}{4.0 \times 10^{-5}} = \frac{(4.0 \times 10^{-5})[OH^-]}{(4.0 \times 10^{-5})}$$

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

بما أن  $[H^+] > [OH^-]$ ، فالمحلول حمضي.

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

عند درجة حرارة 298 K،  $[H^+] = [OH^-] = 1 \times 10^{-7} M$

احسب عدد مولات  $H^+$ ، ثم احسب عدد الأيونات،

$$\text{mol } H^+ = \frac{1.0 \times 10^{-7} \text{ mol}}{1 \text{ L}} \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \times 300 \text{ mL}$$

$$= 3.0 \times 10^{-8} \text{ mol}$$

$$H^+ \text{ ions} = 3.0 \times 10^{-8} \text{ mol } H^+ \times \frac{6.02 \times 10^{23} H^+ \text{ ions}}{1 \text{ mol } H^+}$$

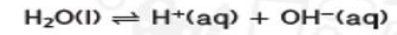
$$= 1.8 \times 10^{16} H^+ \text{ ions}$$

عدد أيونات  $H^+$  تساوي عدد أيونات  $OH^-$  تساوي

$$1.8 \times 10^{16} \text{ ions}$$

**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 النسب المزدوج إلى أن هذا يمثل اثرًا. تذكر 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**

عند  $K_w = [H^+][OH^-]$

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. يُظهر 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، يمثل جزيء واحد من الماء ككسب. في حين يمثل الجزيء الآخر ككاسم.

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



وزاري 2022

Which of the following aqueous solutions is acidic?

(Concentrations at 298 K)

المحلول D Solution D	المحلول C Solution C	المحلول B Solution B	المحلول A Solution A
$[H^+] = 4.0 \times 10^{-4}$	$[OH^-] = 1.0 \times 10^{-7}$	$[OH^-] = 1.0 \times 10^{-3}$	$[H^+] = 1.0 \times 10^{-13}$



Solution B

المحلول B



Solution A

المحلول A



Solution D

المحلول D



Solution C

المحلول C

أي المحاليل المائية التالية حمضي ؟

(التركيز عند 298 K)



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

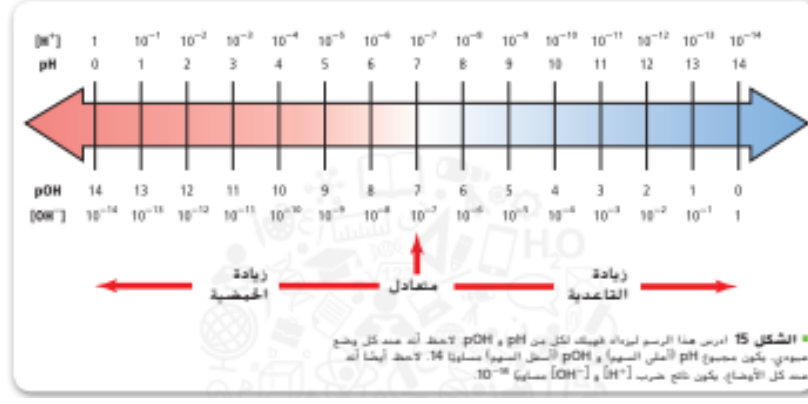
$$K_w = [H^+][OH^-]$$

$$PH + POH = 14$$

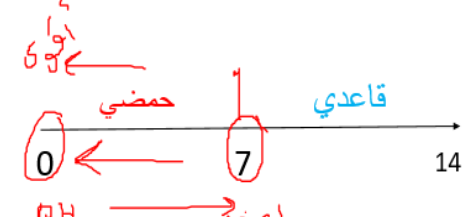
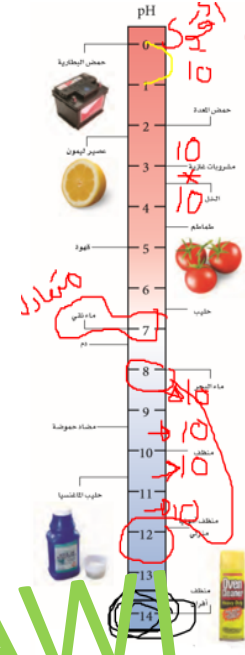
$$PH = -\log [H^+]$$

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

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



الشكل 15 ادرس هذا الرسم ليرى كيف تتغير قيم pH و pOH مع تغير تركيز الأيونات. لاحظ أنه عند كل وضع عيوني يكون مجموع pH و pOH يساوي 14. لاحظ أيضا أنه عند كل الأضواء يكون ناتج ضرب  $[H^+]$  و  $[OH^-]$  يساوي  $10^{-14}$



## الرقم الهيدروجيني والرقم الهيدروكسيدي

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

الرقم الهيدروجيني PH : سالب لو غاريتم تركيز أيونات الهيدروجين في المحلول

حسب العلاقة السابقة تكون قيمة PH للمحاليل الحمضية أقل من 7 وللمحاليل القاعدية أكبر من 7 هذا يعني أن مقياس PH يتكون من 14 درجة .

### pH و pOH

تركيز أيونات  $H^+$  عبارة عن أرقام صغيرة في الغالب ويتم التعبير عنها بالرمز العلمي. نظراً 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.

## 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 قاعدياً، بينما المحلول الذي يكون pOH الخاص به مساوياً 7.0 يكون متعادلاً، أما المحلول الذي يكون pOH الخاص به أكبر من 7.0 فيكون حمضياً. كما هي الحال مع مقياس pH، فإن التغير في وحدة pOH واحد يعبر عن تغير في تركيز الأيون قدره عشرة أضعاف. العلاقة البسيطة بين pH و pOH تجعل من السهل حساب أي من الكميتين في حالة معرفة الكمية الأخرى.

$$K_w = -\log [K_w]$$

$$pH = -\log [H^+] \text{ يمثل } pH$$

$$pOH = -\log [OH^-] \text{ يمثل } pOH$$

### 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.

### مثال 2

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

#### 1 تحليل المسألة

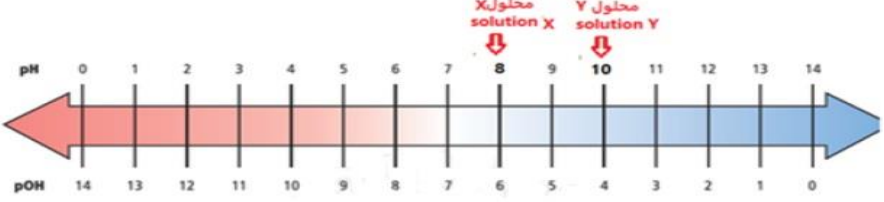
في محلول متعادل عند 298 K،  $[H^+] = 1.0 \times 10^{-7} M$ .  
بما أن نحدد سالب لوغاريتم  $[H^+]$ .

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

$$pH = 7.00$$

الرقم الهيدروجيني pH لمحلول متعادل عند 298 K يساوي 7.00.

كم مرة يزيد تركيز أيون الهيدروجين  $[H^+]$  في المحلول X عن المحلول Y حسب الرسم أدناه؟



A. 2 (مرّتان)

B. 10 مرّات

C. 100 مرة

D. 1000 مرة

ما قيمة pH لمحلول هيدروكسيد الكالسيوم  $Ca(OH)_2$  تركيزه  $6.50 \times 10^{-2} M$ ؟

9.8

7.5

4.3

13.1



## مثال 2

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

### 1 تحليل المسألة

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

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

### 2 حساب المجهول

$pH = -\log [H^+]$   
استبدل  $[H^+] = 1.0 \times 10^{-7} M$  .  
الرقم الهيدروجيني pH لمحلول متعادل عند 298 K يساوي 7.00

### 3 تقييم الإجابة

يُعبّر عن قيم pH بعدد من أرقام العشر يساوي عدد الأرقام المعنوية في تركيز أيون  $H^+$  . لكن لا يمكن أن يكون المحلول بعد اثنين عشرتين .

## مثال 3

احسب pOH و pH من  $[OH^-]$  في الشكل 16. يتم إعلام بقدر الخش والتين المعلقين بالأمونيا. إضافة الأمونيا إلى علف الحيوانات يعزز نمو البروتين في الحيوان. هناك استخدام آخر للأمونيا كمخفف منزلي. وهو محلول مائي لغاز الأمونيا. التركيز الأيوني للمخفف المنزلي هو  $4.0 \times 10^{-3} M$  . احسب pOH و pH للمخفف 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  $pOH = ?$   
مجهول  $pH = ?$

### 2 حساب المجهول

$pOH = -\log [OH^-]$   
استبدل  $[OH^-] = 4.0 \times 10^{-3} M$  .  
الرقم الهيدروجيني هو 2.40

استخدم العلاقة بين pH و pOH لإيجاد pH

$pH + pOH = 14.00$   
حل لإيجاد قيمة pH  
 $pH = 14.00 - pOH$   
استبدل  $pOH = 2.40$  .  
الرقم الهيدروجيني هو 11.60

احسب قيمتي pH للمحلولين الآتيين عند درجة حرارة 298 K

a.  $[H^+] = 0.0055 M$

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

$$pH = -\log 0.0055$$

$$pH = 2.26$$

b.  $[H^+] = 0.000084 M$

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

$$pH = -\log 0.000084$$

$$pH = 4.08$$

تحفيز احسب عدد أيونات  $H^+$  وعدد أيونات  $OH^-$  في 300 mL من الماء النقي عند درجة حرارة 298 K .  
عند درجة حرارة 298 K ،  $[H^+] = [OH^-] = 1 \times 10^{-7} M$  .

احسب عدد مولات  $H^+$  . ثم احسب عدد الأيونات ،

$$\text{mol } H^+ = \frac{1.0 \times 10^{-7} \text{ mol}}{1 \text{ L}} \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \times 300 \text{ mL}$$

$$= 3.0 \times 10^{-8} \text{ mol}$$

$$H^+ \text{ ions} = 3.0 \times 10^{-8} \text{ mol } H^+ \times \frac{6.02 \times 10^{23} H^+ \text{ ions}}{1 \text{ mol } H^+}$$

$$= 1.8 \times 10^{16} H^+ \text{ ions}$$

عدد أيونات  $H^+$  تساوي عدد أيونات  $OH^-$  تساوي  $1.8 \times 10^{16} \text{ ions}$

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

a.  $[OH^-] = 1.0 \times 10^{-6} M$

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

$$pOH = -\log (1.0 \times 10^{-6})$$

$$pOH = 6.00$$

$$pH = 14.00 - pOH = 14.00 - 6.00 = 8.00$$

b.  $[OH^-] = 6.5 \times 10^{-4} M$

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

$$pOH = -\log (6.5 \times 10^{-4})$$

$$pOH = 3.19$$

$$pH = 14.00 - pOH = 14.00 - 3.19 = 10.81$$

c.  $[H^+] = 3.6 \times 10^{-9} M$

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

$$pH = -\log (3.6 \times 10^{-9})$$

$$pH = 8.44$$

$$pOH = 14.00 - pH = 14.00 - 8.44 = 5.56$$

d.  $[H^+] = 2.5 \times 10^{-2} M$

$$pH = -\log (2.5 \times 10^{-2})$$

$$pH = 1.60$$

$$pOH = 14.00 - pH = 14.00 - 1.60 = 12.40$$

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

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

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

$$pOH = -\log (0.000033)$$

$$pOH = 4.48$$

$$pH = 14.00 - 4.48 = 9.52$$

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

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

$$pH = -\log (0.0095)$$

$$pH = 2.02$$

$$pOH = 14.00 - 2.02 = 11.98$$

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

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

$$1.0 \times 10^{-14} = (1.0 \times 10^{-13})[OH^-]$$

$$\frac{1.0 \times 10^{-14}}{1.0 \times 10^{-13}} = \frac{(1.0 \times 10^{-13})[OH^-]}{1.0 \times 10^{-13}}$$

$$[OH^-] = 1.0 \times 10^{-1} M$$

بما أن  $[OH^-] > [H^+]$  ، فالمحلول قاعدي .

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

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

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

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

بما أن  $[OH^-] = [H^+]$  ، فالمحلول متعادل .

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

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

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

$$\frac{1.0 \times 10^{-14}}{1.0 \times 10^{-3}} = \frac{[H^+](1.0 \times 10^{-3})}{1.0 \times 10^{-3}}$$

$$[H^+] = 1.0 \times 10^{-11} M$$

بما أن  $[OH^-] > [H^+]$  ، فالمحلول قلوي .

d.  $[H^+] = 14.0 \times 10^{-5} M$

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

$$1.0 \times 10^{-14} = (4.0 \times 10^{-5})[OH^-]$$

$$= \frac{1.0 \times 10^{-14}}{4.0 \times 10^{-5}} = \frac{(4.0 \times 10^{-5})[OH^-]}{(4.0 \times 10^{-5})}$$

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

بما أن  $[H^+] > [OH^-]$  ، فالمحلول حمضي .

تحفيز احسب قيم pH و pOH لمحلول مائي يحتوي  $1.0 \times 10^{-3} \text{ mol}$  من HCl مذاب في 5.0 L من المحلول .

$$[HCl] = [H^+] = \frac{1.0 \times 10^{-3} \text{ mol}}{5.0 \text{ L}}$$

$$= 0.00020 M = 2.0 \times 10^{-4} M$$

$$pH = -\log (2.0 \times 10^{-4}) = -(-3.70) = 3.70$$

$$pOH = 14.00 - 3.70 = 10.30$$

ant, Ka, while writing the ionization constant expression for different weak acids

Table 4

Text book 111 + Example 5 + Application:

مثال 5

احسب  $K_a$  للحمضين الآتيين:

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

$$K_a = \frac{[H^+][H_2AsO_4^-]}{[H_3AsO_4]}$$

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

$$[H^+] = \text{antilog}(-1.50) = 3.2 \times 10^{-2} \text{ M}$$

$$[H_2AsO_4^-] = [H^+] = 3.2 \times 10^{-2} \text{ M}$$

$$[H_3AsO_4] = 0.220 \text{ M} - 3.2 \times 10^{-2} \text{ M} = 0.188 \text{ M}$$

$$K_a = \frac{(3.2 \times 10^{-2})(3.2 \times 10^{-2})}{0.188} = 5.4 \times 10^{-3}$$

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

$$K_a = \frac{[H^+][ClO_2^-]}{[HClO_2]}$$

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

$$[H^+] = \text{antilog}(-1.80) = 1.6 \times 10^{-2} \text{ M}$$

$$[ClO_2^-] = [H^+] = 1.6 \times 10^{-2} \text{ M}$$

$$[HClO_2] = 0.0400 \text{ M} - 1.6 \times 10^{-2} \text{ M} = 0.024 \text{ M}$$

$$K_a = \frac{(1.6 \times 10^{-2})(1.6 \times 10^{-2})}{0.024} = 1.1 \times 10^{-2}$$

احسب  $K_a$  للأحماض الآتية:

a. محلول حمض البيزويك  $C_6H_7COOH$  الذي تركيزه

$$pOH = 10.70 \text{ و } 0.00330 \text{ M}$$

$$pH = 14.00 - pOH$$

$$pH = 14.00 - 10.70 = 3.30$$

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

$$[H^+] = \text{antilog}(-3.30) = 5.0 \times 10^{-4} \text{ M}$$

$$[C_6H_7COO^-] = [H^+] = 5.0 \times 10^{-4} \text{ M}$$

$$[C_6H_7COOH] = 0.00330 \text{ M} - 5.0 \times 10^{-4} \text{ M} = 0.0028 \text{ M}$$

$$K_a = \frac{[H^+][C_6H_7COO^-]}{[C_6H_7COOH]} = \frac{(5.0 \times 10^{-4})(5.0 \times 10^{-4})}{(2.8 \times 10^{-3})}$$

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

b. محلول حمض السيانيك  $HCNO$  الذي تركيزه 0.100 M و

$$pOH = 11.00$$

$$pH = 14.00 - pOH$$

$$pH = 14.00 - 11.00 = 3.00$$

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

$$[H^+] = \text{antilog}(-3.00) = 1.0 \times 10^{-3} \text{ M}$$

$$[CNO^-] = [H^+] = 1.0 \times 10^{-3} \text{ M}$$

$$[HCNO] = 0.100 - 1.0 \times 10^{-3} \text{ M} = 0.099 \text{ M}$$

$$K_a = \frac{[H^+][CNO^-]}{[HCNO]} = \frac{(1.0 \times 10^{-3})(1.0 \times 10^{-3})}{(0.099)}$$

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

c. محلول حمض البيوتانويك  $C_3H_7COOH$  الذي

$$pOH = 11.18 \text{ و } 0.15 \text{ M}$$

$$pH = 14.00 - pOH$$

$$pH = 14.00 - 11.18 = 2.82$$

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

$$[H^+] = \text{antilog}(-2.82) = 1.5 \times 10^{-3} \text{ M}$$

$$[C_3H_7COO^-] = [H^+] = 1.5 \times 10^{-3} \text{ M}$$

$$[C_3H_7COOH] = 0.150 \text{ M} - 1.5 \times 10^{-3} \text{ M} = 0.149 \text{ M}$$

$$K_a = \frac{[H^+][C_3H_7COO^-]}{[C_3H_7COOH]} = \frac{(1.5 \times 10^{-3})(1.5 \times 10^{-3})}{(0.149)}$$

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

تحفيز احسب  $K_a$  لمحلول حمض HX الذي تركيزه 0.0091 M

وله pOH يساوي 11.32، ثم استعمل الجدول 4-5 لتحديد

نوع الحمض.

$$pH = 14.00 - pOH$$

$$pH = 14.00 - 11.32 = 2.68$$

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

$$[H^+] = \text{antilog}(-2.68) = 2.1 \times 10^{-3} \text{ M}$$

$$[X^-] = [H^+] = 2.1 \times 10^{-3} \text{ M}$$

$$[HX] = 0.0091 - 0.0021 = 0.0070 \text{ M}$$

$$K_a = \frac{(0.0021)(0.0021)}{(0.0070)} = 6.3 \times 10^{-4}$$

يمكن أن يكون حمض الهيدروفلوريك.

## التطبيقات

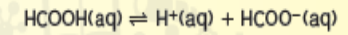
### الجدول 4 ثوابت التأين للأحماض الضعيفة

الحمض	معادلة التأين	$K_a$ (298 K)
الهيدروكبريتيك. <u>التأين الأول</u>	$H_2S \rightleftharpoons H^+ + HS^-$	$8.9 \times 10^{-8}$ قوي
الهيدروكبريتيك. <u>التأين الثاني</u>	$HS^- \rightleftharpoons H^+ + S^{2-}$	$1 \times 10^{-19}$ ضعيف
الهيدروفلوريك	$HF \rightleftharpoons H^+ + F^-$	$6.3 \times 10^{-4}$
الهيدروسيانيك	$HCN \rightleftharpoons H^+ + CN^-$	$6.2 \times 10^{-10}$
الأسيتيك	$CH_3COOH \rightleftharpoons H^+ + CH_3COO^-$	$1.8 \times 10^{-5}$
الكربونيك. <u>التأين الأول</u>	$H_2CO_3 \rightleftharpoons H^+ + HCO_3^-$	$4.5 \times 10^{-7}$ قوي
الكربونيك. <u>التأين الثاني</u>	$HCO_3^- \rightleftharpoons H^+ + CO_3^{2-}$	$4.7 \times 10^{-11}$ ضعيف

احسب  $K_a$  من pH يُستخدم حمض الفورميك لمعالجة السائل الذي يُؤخذ من أشجار البطاط وتحويله إلى مطاط طبيعي. الرقم الهيدروجيني pH لمحلول 0.100M من حمض الفورميك  $(HC(=O)OH)$  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

$$pH = 2.38$$

$$\text{تركيز المحلول} = 0.100M$$

مجهول  
 $K_a = ?$

### 2 حساب المجهول

استخدم pH لحساب  $[H^+]$ .

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

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

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

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

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

$$[HCOOH] \text{ يساوي التركيز الابتدائي ناقص } [H^+]$$

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

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

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

اطرح  $[H^+]$  من التركيز الأولي للحمض

اكتب معادلة pH.

اضرب كلا الجانبين في -1 وخذ اللوغ جابياً.

استبدل  $pH = 2.38$ .

تُظهر الحاسبة أن اللوغاريتم المضاد لـ



ant, Ka, while writing the ionization constant expression for different weak acids

Table 4

Text book 111 + Example 5 + Application:

If  $[\text{OH}^-] = 2.5 \times 10^{-7} \text{ M}$  in a solution.

إذا كان  $[\text{OH}^-] = 2.5 \times 10^{-7} \text{ M}$  في محلول ما.

What is the pH of the solution?

فما قيمة pH للمحلول؟

ما قيمة pH لمحلول هيدروكسيد الكالسيوم  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  تركيزه

$6.50 \times 10^{-2} \text{ M}$  ؟

ما الترتيب التصاعدي الصحيح حسب قيمة pOH للمحاليل (X) و (Y) و (Z) ذات الخصائص التالية ؟

(X): pH = 10.5

(Y):  $[\text{H}^+] = 10^{-12}$

(Z):  $[\text{OH}^-] = 10^{-9}$

(الأقل) (X) ← (Z) ← (Y) (الأكثر)

(الأقل) (X) ← (Y) ← (Z) (الأكثر)

(الأقل) (Y) ← (X) ← (Z) (الأكثر)

(الأقل) (Z) ← (X) ← (Y) (الأكثر)

4.7

6.6

7.4

3.5

9.8

7.5

4.3

13.1

What is the correct ascending order according to

the pH value for each of the following solutions?

ما الترتيب التصاعدي الصحيح حسب قيمة

pH لكل من المحاليل التالية ؟

الأمونيا المنزلية Household ammonia pOH= 2.10	عصير الليمون Lemon juice pH= 2.37	حليب المغنيسيا Milk of magnesia $[\text{OH}^-] = 3.2 \times 10^{-4}$	الحليب Milk $[\text{H}^+] = 3.2 \times 10^{-7}$
---	---	--	---

☐ الحليب ← الأمونيا المنزلية ← عصير الليمون ← حليب المغنيسيا

☒ Lemon juice → milk → milk of magnesia → household ammonia

☐ حليب المغنيسيا ← الحليب ← عصير الليمون ← الأمونيا المنزلية

☐ الأمونيا المنزلية ← عصير الليمون ← الحليب ← حليب المغنيسيا

الرقم الهيدروجيني pH لمحلول 0.200 M من حمض الهيدروفلوريك HF

HF هو 2.15 . ما قيمة Ka لحمض HF ؟

$4.7 \times 10^{-11}$

$3.2 \times 10^{-9}$

$1.8 \times 10^{-5}$

$2.6 \times 10^{-4}$

ما قيمة  $[\text{OH}^-]$  بوحدة mol/L في الحليب إذا كانت pH = 6.5 ؟

$3.2 \times 10^{-7}$

$3.2 \times 10^{-8}$

$5.1 \times 10^{-7}$

$4.6 \times 10^{-8}$

## معايرة الأحماض والقواعد

## المعايرة

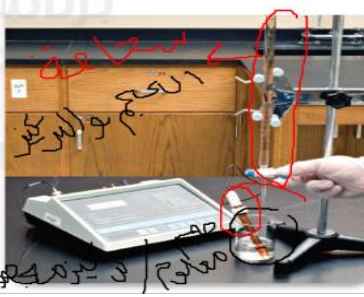
طريقة لتحديد تركيز محلول ما وذلك بتفاعل حجم معلوم منه مع محلول تركيزه معلوم .

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



توفر الحسابات الكيميائية الأساس لإجراء يطلق عليه المعايرة، وتستخدم في تحديد تركيز محاليل الأحماض والقواعد. **المعايرة عبارة عن طريقة لتحديد تركيز محلول (معاير) بواسطة تفاعل حجم معلوم من ذلك المحلول مع محلول معلوم التركيز (معاير).** كنت ترغب في إيجاد تركيز محلول الحمض، فسوف تقوم بمعايرة محلول الحمض مع محلول قاعدة معلوم التركيز. يمكنك أيضاً 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  $\text{pH meter}$  لمراقبة التغير في  $\text{pH}$  مع تقدم عملية المعايرة.

الشكل 21 في معايرة حمض بتعادل، يتم مقياس الرقم الهيدروجيني  $\text{pH}$  لمحلول الحمض في الدورق بينما تتم إضافة محلول قاعدة معلوم التركيز من السحاحة.

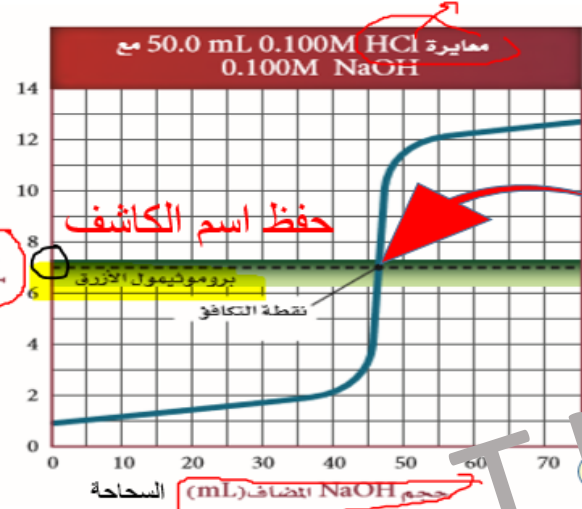


## المحلول القياسي : المحلول معلوم التركيز في عماية المعايرة .

## معايرة حمض قوي مع قاعدة قوية

تستخدم في عملية المعايرة مواد تتغير ألوانها حسب  $\text{PH}$  المحلول التي فيه وتدعى (الكاشف) ويستخدم كاشف بروموثيمول الأزرق لي معبر حسن قري بقاعدة قوية .

نقطة التكافؤ

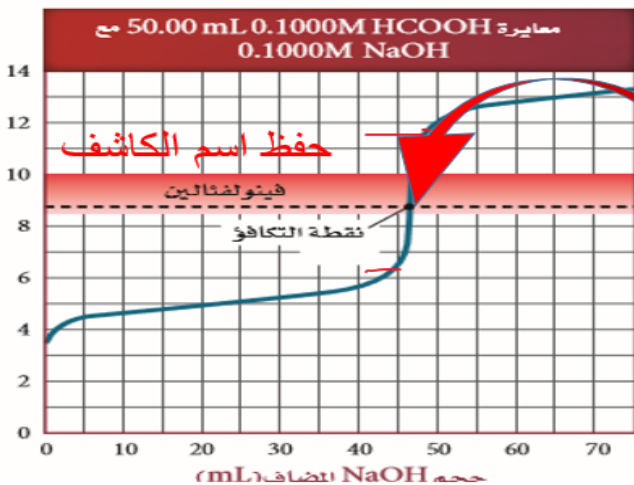
النقطة التي يتساوى فيها عدد مولات  $\text{H}^+$  مع عدد مولات  $\text{OH}^-$ 

## معايرة حمض ضعيف بقاعدة قوية

الكاشف المستخدم هو الفينول فتالين

نقطة التكافؤ

لاحظ تغير  $\text{PH}$  الموافقة لنقطة التكافؤ في المعايرة الثانية بسبب إمكانية تفاعل الأملاح الناتجة مع الماء .



قاعدي

ما طبيعة المحلول الناتج عن المعايرة ؟

فكر ثم أجب

## خطوات المعايرة / مثال : حمض ضعيف بقاعدة قوية



تكون نقطة نهاية المعايرة عندما يصبح اللون وردياً فاتحاً. تبين القراءة الدقيقة للسحاحة أن  $18.28 \text{ mL}$   $\text{NaOH}$  الذي تركيزه  $0.1000 \text{ M}$  قد تمت إضافته.

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

تحتوي السحاحة على المحلول القياسي  $0.1 \text{ M NaOH}$  ويحتوي الدورق المخروطي على  $25.00 \text{ mL}$  من محلول  $\text{HCOOH}$  مع قطرات من كاشف الفينولفتالين.

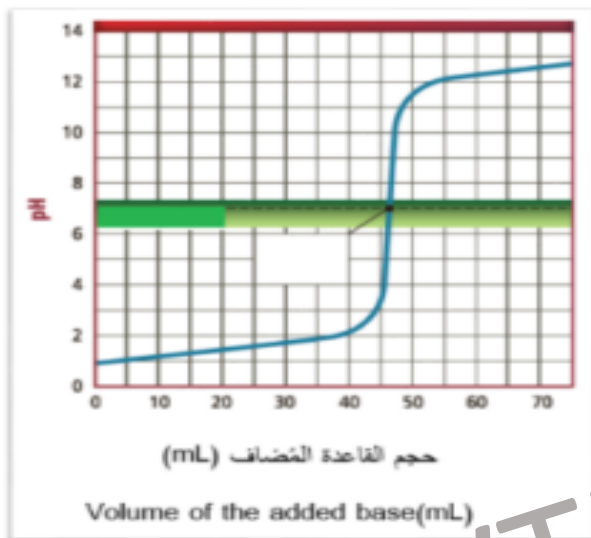
نقطة نهاية المعايرة

النقطة التي يتغير فيها لون الكاشف في المعايرة .

**الكواشف ونقطة نهاية المعايرة** الكثير من الكواشف المستخدمة في المعايرة عبارة عن أحماض ضعيفة. ويكون لكل كاشف منها  $\text{pH}$  الخاص به أو مجموعة  $\text{pH}$  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 ( $\text{HCOOH}$ ) مع  $0.1000 \text{ M NaOH}$ .



curve below?



الكاشف	أزرق البروموثيمول	الميثيل البرتقالي	أحمر الميثيل	أزرق بروموتيمول
The indicator	Bromophenol blue	Methyl orange	Methyl red	Bromothymol blue
قيم pH التي يتغير عندها لون الكاشف pH values at which the indicator's color changes	3.1 – 4.7	3.2 – 4.6	4.2 – 6.2	6.0 – 7.6

The acid is weak, and the base is weak  
and the suitable indicator is Bromophenol blue

الحمض ضعيف والقاعدة ضعيفة والكاشف المناسب هو أزرق البروموثيمول

The acid is strong, and the base is weak  
and the suitable indicator is Methyl red

الحمض قوي والقاعدة ضعيفة والكاشف المناسب هو أحمر الميثيل

The acid is strong, and the base is strong  
and the suitable indicator is Bromothymol blue

الحمض قوي والقاعدة قوية والكاشف المناسب هو أزرق بروموتيمول

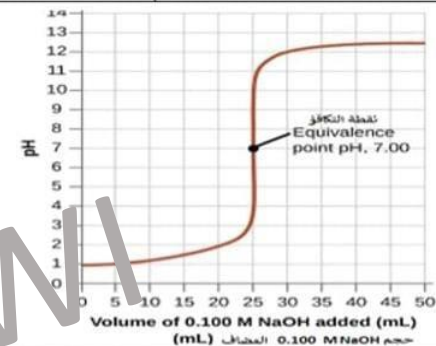
The acid is weak, and the base is strong  
and the suitable indicator is Methyl orange

الحمض ضعيف والقاعدة قوية والكاشف المناسب هو برتقالي الميثيل

Which of the following statements is **correct** according to the titration curve and indicator table shown below?

أي العبارات التالية **صحيحة** فيما يتعلق بمنحنى المعايرة وجدول الكواشف الموضحة أدناه؟

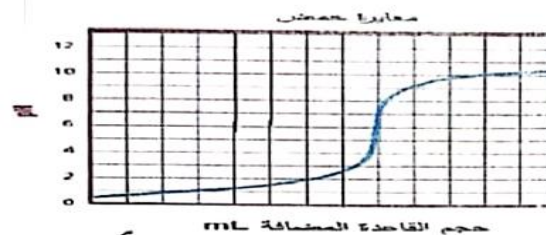
مدي الكاشف	الكاشف
Indicator range	Indicator
8.2-10	فينولفثالين Phenolphthalein
6.0-7.6	أزرق البروموتيمول Bromthymol blue



- A. The acid is weak, and Phenolphthalein is the suitable indicator to use in this titration
- B. The acid is strong, and Bromothymol blue is the suitable indicator to use in this titration
- C. The acid is strong, and Phenolphthalein is the suitable indicator to use in this titration
- D. The acid is weak, and Bromothymol blue is the suitable indicator to use in this titration

- A. الحمض ضعيف والكاشف المناسب استخدامه في هذه المعايرة هو الفينولفثالين
- B. الحمض قوي والكاشف المناسب استخدامه في هذه المعايرة هو أزرق البروموتيمول
- C. الحمض قوي والكاشف المناسب استخدامه في هذه المعايرة هو الفينولفثالين
- D. الحمض ضعيف والكاشف المناسب استخدامه في هذه المعايرة هو أزرق البروموتيمول

- ادرس منحنى المعايرة أدناه وجدول الكواشف الدرفق ، ثم أجب عن الأسئلة التي تليه :



• ما نوع الحمض المستخدم في المعايرة ؟

• ما نوع القاعدة المستخدمة في المعايرة ؟

• ما قيمة pH عند نقطة التكافؤ ؟ .....

• برر قيمة pH عند نقطة التكافؤ .

• ما الكاشف الذي يتغير لونه عند نقطة التكافؤ لهذه المعايرة؟

الكاشف	فينولفثالين	أحمر الميثيل	ثيموفثالين
مداه	8.2 – 10	4.2 – 6.2	9.5 – 10.7

**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 البيتاويك (HCOOH). ما هي مولارية محلول حمض البيتاويك؟

1

**تحليل المسألة**

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

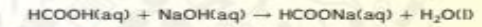
**معلوم**

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

**مجهول**  
 $M_A = ? \text{ mol/L}$

2 **حساب المجهول**

اكتب معادلة موازنة بالصيغ لتفاعل التعادل.



1 mol HCOOH يتفاعل مع 1 mol NaOH

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

احسب مولات NaOH

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

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

احسب مولات HCOOH

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

احسب مولارية HCOOH

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

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

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

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

$$M_A = 0.02500 \text{ L HCOOH}$$

In an acid-base titration, 25.80 mL of a sulfuric acid solution  $\text{H}_2\text{SO}_4$  is titrated to the end point by 54.70 mL of 0.6500M potassium hydroxide KOH solution. What is the molarity of the  $\text{H}_2\text{SO}_4$  solution?

في معايرة الحمض - القاعدة، تم معايرة 25.80 mL من محلول حمض الكبريتيك  $\text{H}_2\text{SO}_4$  حتى نقطة النهاية بمقدار 54.70 mL من محلول 0.6500 M من هيدروكسيد البوتاسيوم KOH. ما مولارية محلول  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ؟



0.7 M

0.6 M

1.2 M

1.4 M

4 ما مولارية محلول حمض النيتريك إذا تطلب 43.33 mL

KOH تركيزه 0.1000 M لمعادلة 20.00 mL من محلول

حمض النيتريك؟

اكتب معادلة التفاعل، واحسب عدد مولات KOH،



$$43.33 \text{ mL KOH} \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \times \frac{0.1000 \text{ mol KOH}}{1 \text{ L KOH}}$$

$$= 4.333 \times 10^{-3} \text{ mol KOH}$$

احسب عدد مولات  $\text{HNO}_3$ ، ثم احسب مولاريتها،

$$4.333 \times 10^{-3} \text{ mol KOH} \times \frac{1 \text{ mol HNO}_3}{1 \text{ mol KOH}}$$

$$= 4.333 \times 10^{-3} \text{ mol HNO}_3$$

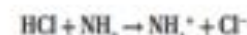
$$M_{\text{HNO}_3} = \frac{4.333 \times 10^{-3} \text{ mol HNO}_3}{0.02000 \text{ L HNO}_3} = 0.2167 \text{ M}$$

4 ما تركيز محلول الأمونيا المستعمل في مواد التنظيف المنزلي

إذا تطلب 49.90 mL HCl تركيزه 0.5900 M لمعادلة

25.00 mL من هذا المحلول؟

اكتب معادلة التفاعل، واحسب عدد مولات HCl،



$$49.90 \text{ mL HCl} \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \times \frac{0.5900 \text{ mol HCl}}{1 \text{ L HCl}}$$

$$= 2.944 \times 10^{-2} \text{ mol HCl}$$

احسب عدد مولات  $\text{NH}_3$ ، ثم احسب مولاريتها،

$$2.944 \times 10^{-2} \text{ mol HCl} \times \frac{1 \text{ mol NH}_3}{1 \text{ mol HCl}}$$

$$= 2.944 \times 10^{-2} \text{ mol NH}_3$$

$$M_{\text{NH}_3} = \frac{2.944 \times 10^{-2} \text{ mol NH}_3}{0.02500 \text{ L NH}_3} = 1.178 \text{ M}$$

4 تحفيز كم mL من NaOH الذي تركيزه 0.500 M يمكن أن يتفاعل مع 25.00 mL من  $\text{H}_3\text{PO}_4$  تركيزه 0.100 M؟ اكتب معادلة التفاعل، واحسب عدد مولات أيونات  $\text{H}^+$ .



$$\text{mol H}^+ = \frac{0.100 \text{ mol H}_3\text{PO}_4}{1 \text{ L}} \times \frac{3 \text{ mol H}^+}{1 \text{ mol H}_3\text{PO}_4}$$

$$\times 25.00 \text{ mL} \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}}$$

$$= 0.00750 \text{ mol}$$

عند نقطة التعادل يكون،

$$\text{mol H}^+ = \text{mol OH}^- = 0.00750 \text{ mol}$$

من المولارية، احسب حجم NaOH اللازم،

$$M = \frac{\text{عدد مولات OH}^- (\text{mol})}{\text{حجم المحلول (L)}}$$

$$0.500 \text{ M} = \frac{0.00750 \text{ mol}}{(\text{L}) \text{NaOH}}$$

$$(L_{\text{NaOH}})(M_{\text{NaOH}}) = 0.00750 \text{ mol}$$

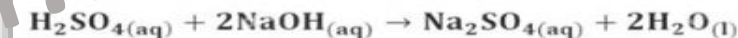
$$(L_{\text{NaOH}}) = \frac{(0.00750 \text{ mol})}{(0.500 \text{ mol/L})} = 0.0150 \text{ L}$$

$$0.0150 \text{ L} \times \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} = 15.0 \text{ mL NaOH}$$

ution

solution is needed

acid solution?



0.3561 M

0.1569 M

0.4211 M

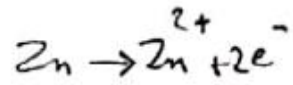
0.2320 M

ما مولارية محلول  $\text{H}_2\text{SO}_4$  إذا لزم 74.30 mL من

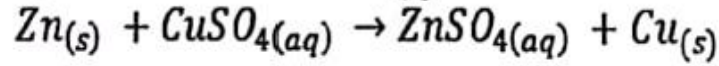
0.4388 M محلول NaOH لمعادلة 45.78 mL من

محلول الحمض؟





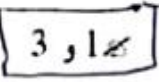
زاد السد

5. فيما يتعلق بمعادلة الأكسدة والاختزال التالية، امل العبارات التالية **صحيحة**؟يحول  $Zn$  إلى  $Zn^{2+}$ يحول  $Cu$  إلى  $Cu^{2+}$ 

يحدث أكسدة للخارصين عندما يفقد إلكترونين

يفقد النحاس إلكترونين فيحدث له اختزال

6. أي من التغيرات المقابلة تعتبر أكسدة؟



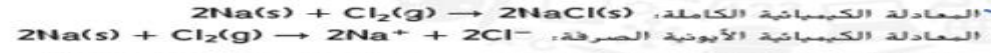
1 فقط

2 فقط

2 و 3

الأكسدة	1	$2F^{-} \rightarrow F_2 + 2e^{-}$	فقد
الاختزال	2	$IO_4^{-} + 2e^{-} \rightarrow IO_3^{-}$	اكتسب
الأكسدة	3	$Na \rightarrow Na^{+} + e^{-}$	فقد

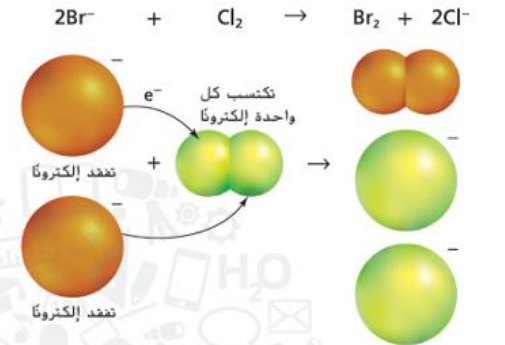
**انتقال الإلكترونات وتفاعل الأكسدة والاختزال**  
كما علمت سابقاً أن التفاعل الكيميائي يمكن تصنيفه كأحد الأنواع الخمسة الاتحاد أو التفتك أو الاحتراق أو استبدال أحادي أو استبدال ثنائي. **السمة المميزة للاحتراق وتفاعلات الاستبدال الأحادي أنها يشترك في انتقال الإلكترونات من مادة إلى أخرى كما يحدث في الكثير من تفاعلات الاتحاد والتفتك.** مثال لذلك، تفاعل الاتحاد بين الصوديوم (Na) والكلور ( $Cl_2$ ) لتكوين مركب كلوريد الصوديوم الأيوني (NaCl). حيث ينتقل إلكترونات من ذرتي الصوديوم إلى جزيء  $Cl_2$  ويتكون أيونين من  $Cl^{-}$ .



المعادلة الكيميائية الكاملة،  
المعادلة الكيميائية الأيونية الصرفة،  
مثال لتفاعل الاحتراق هو احتراق المغنيسيوم في الهواء والذي يتضمن انتقال للإلكترونات.

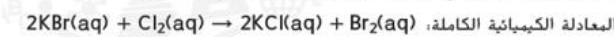


عندما يتفاعل المغنيسيوم مع الأكسجين كما هو موضح في الشكل 1، فإن كل ذرة مغنيسيوم تنتج إلكترونين لكل ذرة أكسجين. ذرتا المغنيسيوم يصبحان أيونين مغنيسيوم ( $Mg^{2+}$ )، وذرتا الأكسجين تصبح أيونين أكسيد ( $O^{2-}$ ). **يسمى التفاعل الذي فيه تنتقل الإلكترونات من مادة إلى أخرى تفاعل أكسدة واختزال.**

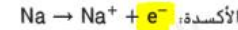


**الشكل 2** التفاعل بين أيونات البروميد وغاز الكلور فتفاعل أكسدة واختزال. هنا، يتم انتقال الإلكترونات من أيونات البروميد إلى الكلور.

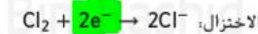
تأمل تفاعل الاستبدال الأحادي حيث يتفاعل فيه الكلور مع أيونات البروميد الناتجة من محلول مائي لبروميد البوتاسيوم الموضح في **الشكل 2**.



علماً بأن الكلور يستقبل الإلكترونات من أيونات البروميد ليصبح أيونات الكلوريد. عندما يفقد أيونا البروميد الإلكترونات ترتبط ذرتا البروم وتشكل رابطة تساهمية مع بعضها لتكوين جزيء  $Br_2$ .



لكي تحدث الأكسدة، فإنه يجب أن تكتسب الإلكترونات المفقودة من المادة التي تأكسدت من قبل ذرات أو أيونات مادة أخرى. وبمعنى آخر، يجب أن يكون هناك عملية مصاحبة تضمن اكتساب الإلكترونات. **الاختزال هو اكتساب للإلكترونات من قبل المادة المتفاعلة.** ينتج مثال كلوريد الصوديوم فإن تفاعل الاختزال الذي يصاحب 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.

أي مما يأتي صحيح فيما يتعلق بالتفاعل أدناه؟



اكتسبت ذرة البوتاسيوم K إلكترونًا وحدث لها اختزال

اكتسب الكلور  $F_2$  إلكترونات وحدث له أكسدةفقد الكلور  $F_2$  إلكترونات وحدث له أكسدة

فقدت ذرة البوتاسيوم K إلكترونًا وحدث لها أكسدة

في التفاعل الذي تمثله المعادلة أدناه:  
أي مما يأتي صحيح؟



تستقبل أيونات الفلوريد إلكترونات من اليود ويحدث لها اختزال

تستقبل أيونات الفلوريد إلكترونات من اليود وتحدث لها أكسدة

يستقبل اليود إلكترونات من أيونات الفلوريد وتحدث له أكسدة

يستقبل اليود إلكترونات من أيونات الفلوريد ويحدث له اختزال

## جدول 1 ملخص تفاعلات الأكسدة والاختزال

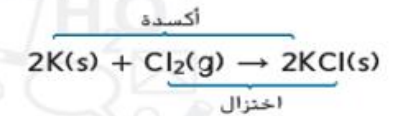
عمليات	
الأكسدة	<ul style="list-style-type: none"> <li>يفقد المتفاعل إلكترون.</li> <li>عامل مختزل ويتأكسد.</li> <li>عدد تأكسد X يزداد.</li> </ul>
الاختزال	<ul style="list-style-type: none"> <li>يكتسب المتفاعل إلكترون.</li> <li>آخر إلكترون.</li> <li>عامل مؤكسد ويختزل.</li> <li>عدد تأكسد Y يقل.</li> </ul>

## 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 كلا 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 تتأكسد.

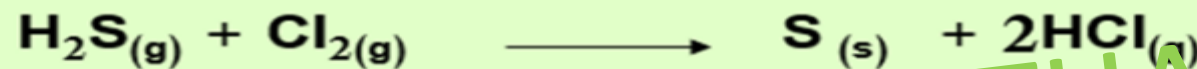


عامل مؤكسد:  $\text{Cl}_2$   
عامل مختزل: البوتاسيوم

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

What is the **reducing** agent in the following reaction?

ما العامل المختزل في التفاعل التالي؟



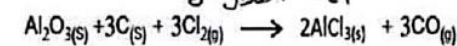
$\text{Cl}_2$

$\text{S}$

$\text{H}_2\text{S}$

$\text{HCl}$

15. ما العامل المؤكسد في التفاعل الكيميائي التالي؟



$\text{AlCl}_3(\text{s})$

$\text{Cl}_2(\text{g})$

$\text{C}(\text{s})$

$\text{Al}_2\text{O}_3(\text{s})$

الكلور صحت له اختزال فهو عامل مؤكسد



نص الكتاب ص 140 و 141 و 142 + الجدول 2 +

الجدول 3 + مثال 2 + تطبيقات

### تحديد اعداد التأكسد

لهم جميع أنواع تفاعلات الأكسدة والاختزال يجب أن يكون لديك وسيلة لتحديد عدد التأكسد (نمر) لكل عنصر مشترك في التفاعل. **الجدول 2** يحدد القواعد التي يستخدمها الكيميائيون لجعل هذا التحديد سهلاً. الجدول أدناه لا يتضمن العناصر الانتقالية والذرات السلافاتية 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 1 والتي تحدث أيضاً على المعادن الموجودة.

### الجدول 2 قواعد تحديد اعداد التأكسد

القاعدة	مثال	نمر
1. عدد التأكسد لذرة عنصر غير متحد يساوي صفراً.	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> Br <sup>-</sup>	+2 -1
3. عدد التأكسد للذرة الأكثر سالبية كهربائية في الجزيء أو الأيون المعقد هو نفس مقدار شحنته لو كان أيوناً.	N في NH <sub>3</sub> O في NO	-3 -2
4. عدد التأكسد للعنصر الأكثر سالبية كهربائية. الفلور هو دائماً -1 عندما يرتبط بعنصر آخر.	F في LiF	-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.	O في NO <sub>2</sub> O في H <sub>2</sub> O <sub>2</sub>	-2 -1
6. يكون عدد التأكسد للهيدروجين في معظم مركباته +1. ما عدا في هيدريدات الفلزات يكون عدد التأكسد -1.	H في NaH	-1
7. أعداد التأكسد للمجموعة 1 و 2 والألمنيوم موجبة وتساوي عدد إلكترونات التكافؤ.	K Ca Al	+1 +2 +3
8. مجموع أعداد التأكسد في مركب متعادل يساوي صفراً.	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

الجدول 2 + الجدول 3

### جدول 3 أعداد التأكسد لبعض العناصر

عدد التأكسد	+1	+2	+3	-1	-2
الأليومنيوم			X		
البروم				X	
الكاديوم			X		
الكالسيوم		X			
السيروم	X				
الكالور				X	
الفلور				X	
الهيدروجين	X			X	
اليود				X	
الليثيوم	X				
المغنيسيوم		X			
الأكسجين					X
البوتاسيوم	X				
الصوديوم	X				
الفضة	X				
السترانشيوم			X		

### مثال 2

#### تحديد أعداد التأكسد

استخدم قواعد تحديد عدد التأكسد لإيجاد عدد التأكسد لكل اله



#### 1 تحليل المسألة

في القواعد المرتبطة بتحديد عدد التأكسد. يتم إعطاؤك أعداداً إعطاؤك أيضاً الشحنة الكلية للمركب أو الأيون. باستخدام هذه الأ التأكسد. (ليكن  $n$  يساوي عدد التأكسد للعنصر في سؤال).

معلوم



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

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

مجهول

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

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

#### 2 حساب المجهول

حدد أعداد التأكسد المجهولة للأعداد المعطاة. واجمع مجموع أعداد التأكسد المجهول.

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

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

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

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

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

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

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

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

مجموع أعداد التأكسد لمجموعة 1, +1 =

حل لإيجاد  $n_{\text{Cl}}$ .

مجموع أعداد التأكسد عوض  $-2 = n_{\text{O}}$ .

حل لإيجاد  $n_{\text{S}}$ .

CHM.5.3.05.001.02 يحدد عدد تأكسد العنصر في مركب

5. حدّد عدد التأكسد للعنصر المكتوب بلون داكن في الصيغ

الجزئية الآتية:

a.  $\text{NaClO}_4$

+7

b.  $\text{AlPO}_4$

+5

c.  $\text{HNO}_2$

+3

6. حدّد عدد التأكسد للعنصر المكتوب بلون داكن في صيغ

الأيونات الآتية:

a.  $\text{NH}_4^+$

-3

b.  $\text{AsO}_4^{3-}$

+5

c.  $\text{CrO}_4^{2-}$

+6

7. حدّد عدد التأكسد للنيتروجين في الجزيئات والأيونات الآتية:

a.  $\text{NH}_3$

-3

b.  $\text{KCN}$

-3

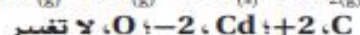
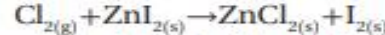
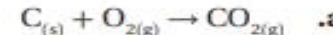
c.  $\text{N}_2\text{H}_4$

-2

8.

تحفيز حدّد التغيّر الكلي في عدد تأكسد كلّ من العناصر في

معادلات الأكسدة والاختزال الآتية:







28. ادرس الشكل المجاور الذي يمثل نتيجة لتفاعل أكسدة واختزال بين الحديد ومحلول كبريتات النحاس ،

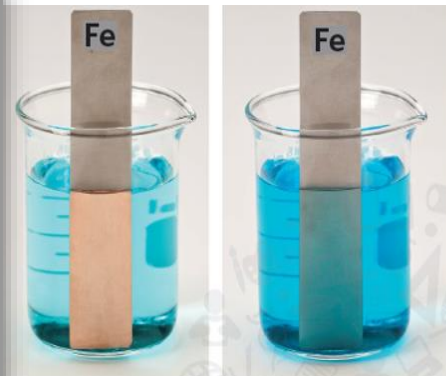
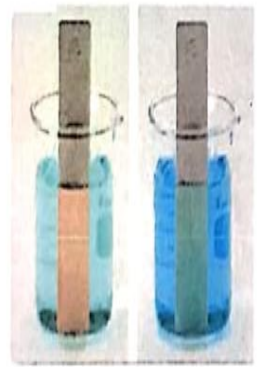
ثم أجب عما يلي:

• اكتب نصف تفاعل الأكسدة مضبوط المعاملات

• اكتب نصف تفاعل الاختزال مضبوط المعاملات

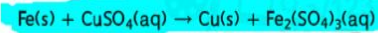
• اكتب المعادلة النهائية الموزونة لتفاعل الأكسدة والاختزال

• ما الأيون المتفرج في التفاعل ؟



الشكل 8 تفاعل الأكسدة والاختزال بين الحديد ومحلول كبريتات النحاس. نجد أن فلز النحاس الصلب قد ترسب على الحديد. بإمكانك استخدام طريقة نصف التفاعل لوزن المعادلة الكيميائية لهذا التفاعل.

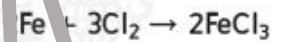
سوف نتعلم المزيد عن أهمية أنصاف التفاعلات عند دراستك الكيمياء الكهربائية الآن يمكنك تعلم استخدام نصفي التفاعل لوزن معادلة الأكسدة والاختزال. مثال لذلك، المعادلة غير الموزونة التالية تمثل التفاعل الذي يحدث عندما تضع مسما حديد في محلول كبريتات النحاس(II). كما هو مبين في الشكل 8.



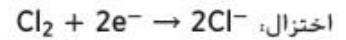
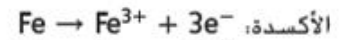
م اختزال أيونات الحديد حيث أخذت إلكترونات أيونات النحاس (II). خطوات وزن معادلات الأكسدة والاختزال استخدام أربعة نصف التفاعل موضح في الجدول 5

## 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  $\text{H}_3$  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 إلكترونين لتصبح أيون  $\text{Cl}^-$ .



تمثل مثل هذه المعادلات نصفي 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  $\text{Fe}^{3+}$ .

The reaction between nickel and copper (II) chloride shown below. What are the half-reactions for this redox reaction?

التفاعل بين النيكل وكلوريد النحاس (II) الموضح أدناه. ما نصفا تفاعلات الأكسدة والاختزال ؟



	نصف تفاعل الأكسدة Oxidation Half Reaction	نصف تفاعل الاختزال Reduction Half Reaction
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	$\text{Cu}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$	$\text{Ni} \rightarrow \text{Ni}^{2+} + 2\text{e}^-$

## الجدول 5 تفاعلات الأكسدة والاختزال التي يتأكسد فيها الحديد

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

method in acidic solution	CHM.5.3.05.002
Example 5 + Applications	مثال 5 + تطبيقات
CHM.5.3.05.002.05	مثال 5 + تطبيقات

Text book 147 , 148 , 149 , 150 + Example 5 + Applications	نص الكتاب ص 147 و 148 و 149 و 150 + مثال 5 + تطبيقات
مثال 5 + تطبيقات	نص الكتاب ص 147 و 148 و 149 و 150 + مثال 5 + تطبيقات

مثال 5 + تطبيقات	نص الكتاب ص 147 و 148 و 149 و 150 + مثال 5 + تطبيقات
مثال 5 + تطبيقات	نص الكتاب ص 147 و 148 و 149 و 150 + مثال 5 + تطبيقات

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

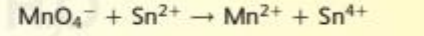
$$\text{KMnO}_4(\text{aq}) + \text{SnCl}_2(\text{aq}) + \text{HCl}(\text{aq}) \rightarrow \text{MnCl}_2(\text{aq}) + \text{SnCl}_4(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{KCl}(\text{aq})$$

## 1 تحليل المسألة

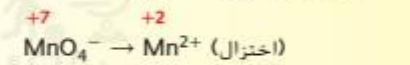
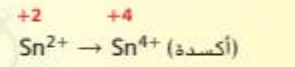
يحدث التفاعل في محلول حمضي. اتبع القواعد لتحديد أعداد التأكسد وخطوات الوزن باستخدام طريقة نص معادلة التفاعل.

## 2 حساب المجهول

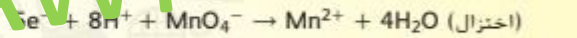
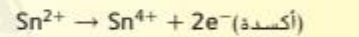
اكتب المعادلة الأيونية غير الموزونة للتفاعل.



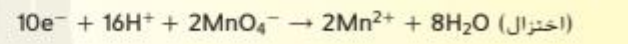
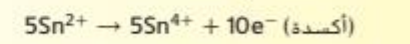
اكتب معادلات غير كاملة لأنصاف تفاعلات الأكسدة والاختزال متضمنة أعداد التأكسد.



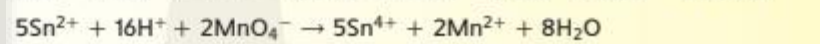
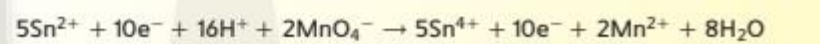
قم بموازنة الذرات والشحنات في التفاعلات النصية.



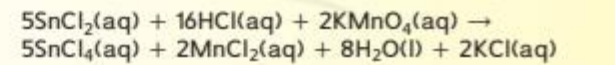
قم بضبط المعاملات حتى يكون عدد الإلكترونات المفقودة في الأكسدة (2) مساوياً عدد الإلكترونات المكتسبة في الاختزال (5).



قم بجمع تفاعلي الأكسدة والاختزال وبسط المعادلة بحذف وتجميع الأنواع المتشابهة.

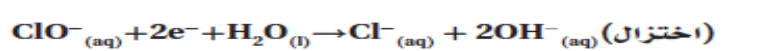
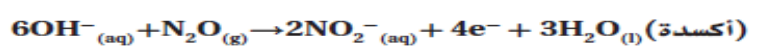
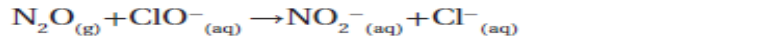


استعد وصف الحالة وأعد الأيونات المتفرجة ( $\text{K}^+$  و  $\text{Cl}^-$ ).

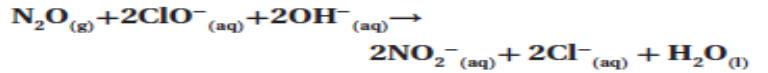
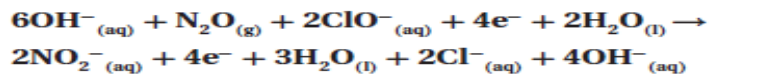


أضف أيونات  $\text{K}^+$  أيوني  $\text{K}^+$  إلى اليمين اليسار وإلى  $\text{Mn}^{2+}$

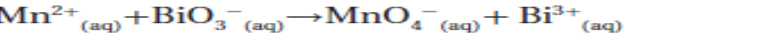
## 25. تحفيز (في الوسط القاعدي)



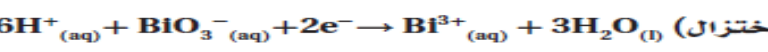
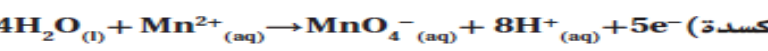
اضرب نصف تفاعل الاختزال في 2، ثم اجمعه مع نصف تفاعل الأكسدة،



## 24. (في الوسط الحمضي)



a. اكتب نصفي تفاعل الأكسدة والاختزال ثم زفهما :



b. اضرب نصف تفاعل الأكسدة في 2، واضرب نصف تفاعل الاختزال في 5، لجعل عدد الإلكترونات متساوياً في نصفي التفاعل،



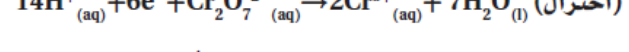
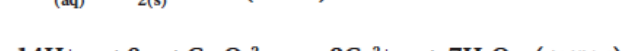
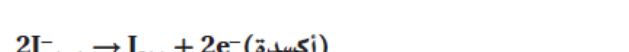
c. اجمع نصفي التفاعل بعد حذف المتشابهات،



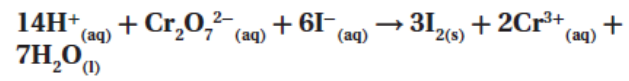
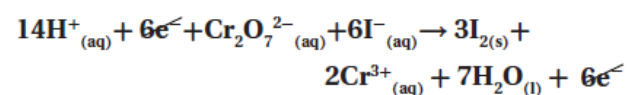
d. بعد الاختصار نحصل على المعادلة الموزونة الآتية :



## 23. (في الوسط الحمضي)



اضرب نصف تفاعل الأكسدة في 3، ثم اجمعه مع نصف تفاعل الاختزال،



Using the half-reaction method to balance the oxidation-reduction reactions, what is the correct balanced equation for the following reaction in acidic solution?

باستخدام طريقة نصف التفاعل لوزن تفاعلات الأكسدة والاختزال، ما المعادلة الموزونة الصحيحة للتفاعل التالي في المحلول الحمضي؟

$$\text{I}_2(\text{s}) + \text{S}_2\text{O}_3^{2-}(\text{aq}) \rightarrow \text{S}_2\text{O}_4^{2-}(\text{aq}) + \text{I}^-_{(\text{aq})}$$

$$\text{S}_2\text{O}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} + \text{I}_2 \rightarrow \text{S}_2\text{O}_4^{2-} + 2\text{H}^+ + 2\text{I}^-$$

$$\text{S}_2\text{O}_3^{2-} + \text{I}_2 + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{S}_2\text{O}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} + 2\text{I}^-$$

$$2\text{S}_2\text{O}_3^{2-} + 2\text{H}_2\text{O} + \text{I}_2 \rightarrow 2\text{S}_2\text{O}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 2\text{I}^-$$

$$\text{S}_2\text{O}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} + \text{I}_2 \rightarrow \text{S}_2\text{O}_4^{2-} + 2\text{H}^+ + \text{I}^-$$



نص الكتاب ص 147 و 148 و 149 و 150 + مثال 5 + تطبيقات	مثال 5 + تطبيقات	CHM.5.3.05.002 يزن التفاعلات الكيميائية بطريقة التفاعلات النصفية في المحلول الحمضي
Text book 147 , 148, 149 , 150 + Example 5 + Applications	Example 5 + Applications	method in acidic solution
نص الكتاب ص 147 و 148 و 149 و 150 + مثال 5 + تطبيقات	مثال 5 + تطبيقات	CHM.5.3.05.002.05 يزن تفاعلات الأكسدة والاختزال في محلول قاعدي

Which of the following is the balanced equation for the reaction below in an acidic solution?



- ☐  $2\text{SeO}_3^{2-}(\text{aq}) + 5\text{ClO}_3^-(\text{aq}) + 2\text{H}^+ \longrightarrow 2\text{SeO}_4^{2-}(\text{aq}) + 5\text{Cl}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
- ☐  $2\text{SeO}_3^{2-}(\text{aq}) + 5\text{ClO}_3^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \longrightarrow 2\text{SeO}_4^{2-}(\text{aq}) + 5\text{Cl}_2(\text{g}) + 2\text{H}^+$
- ☒  $5\text{SeO}_3^{2-}(\text{aq}) + 2\text{ClO}_3^-(\text{aq}) + 2\text{H}^+ \longrightarrow 5\text{SeO}_4^{2-}(\text{aq}) + \text{Cl}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
- ☐  $5\text{SeO}_3^{2-}(\text{aq}) + 2\text{ClO}_3^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \longrightarrow 5\text{SeO}_4^{2-}(\text{aq}) + \text{Cl}_2(\text{g}) + 2\text{H}^+$

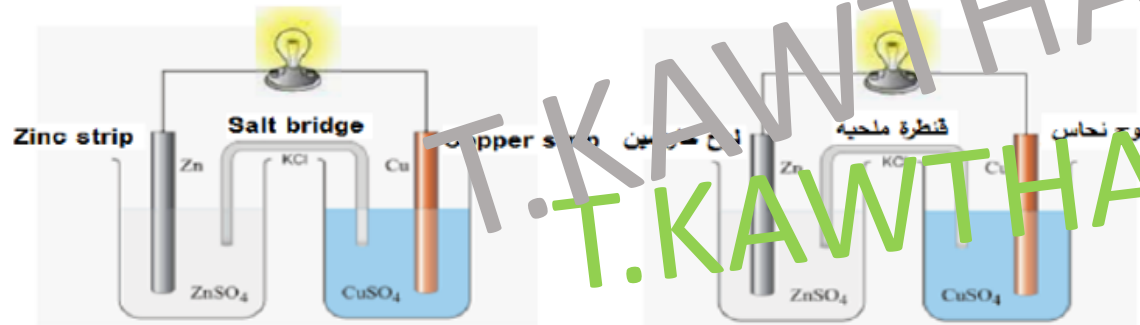
**الشكل 3** يشابه هذا الشكل مع إحدى الخلايا الأولى لأليساندرو فولتا والتي تتكون من أقراص من الزنك وال نحاس مغموسة في طينيات مشالة ويحصلها قطع من الخشب أو الورق المحفور المنقوش في محلول حمضي يزداد التيار الكهربائي بزيادة عدد الأقراص المستخدمة.



**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**. تسمى 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.

In the voltaic cell shown in the figure below, which of the following statements is true?

في الخلية الفولتية الموضحة في الشكل أدناه، أي العبارات التالية صحيحة؟



Uses electrical energy to cause a chemical reaction

تستخدم الطاقة الكهربائية لإحداث تفاعل كيميائي

Electrons move through the salt bridge to the copper side

تتحرك الإلكترونات عبر القنطرة الملحية وصولاً إلى جهة النحاس

Positive zinc ions build up around the zinc electrode

تتراكم أيونات الزنك الموجبة حول القطب الكهربائي للزنك

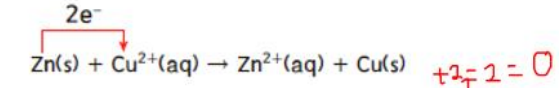
The wire can serve as a pathway for electrons to flow from the zinc side to the copper side

يعمل السلك كمنفذ لنقل الإلكترونات من لوح الزنك إلى لوح النحاس

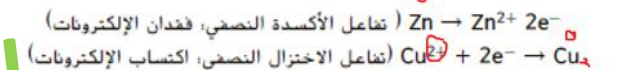
## الأكسدة والاختزال في الكيمياء الكهربائية

الكيمياء الكهربائية هي دراسة عمليات الأكسدة والاختزال والتي يتم خلالها تحويل الطاقة الكيميائية إلى طاقة كهربائية والعكس. تعتبر العمليات الكهروكيميائية عمليات معقدة في مجال الصناعة كما تعتبر ذات أهمية كبرى في الوظائف الأحيائية.

لقد تعلمت أن جميع تفاعلات الأكسدة والاختزال تتضمن عملية انتقال الإلكترونات من المواد التي تتأكسد إلى الأنواع التي تختزل. يوضح الشكل 1 و 2 تفاعل أكسدة واختزال بسيط حيث تتأكسد ذرات الخارصين لتُؤن أنات (Zn2+). يتم قبول الإلكترونين الخارجين من كل ذرة خارصين من قبل أيون النحاس (Cu2+) والذي يصبح ذرة فلز النحاس. توضح المعادلة الأيونية التالية عملية انتقال الإلكترونات التي تحدث.

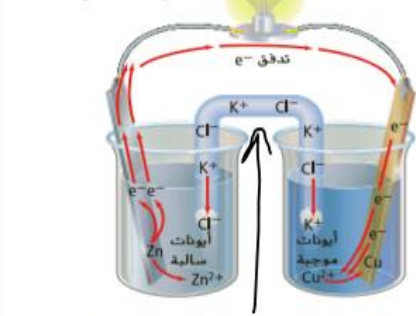


**تفاعلات نصفية** يتكون التفاعل السابق من نصفي تفاعل الأكسدة وتفاعل الاختزال التاليين:



ماذا تعتقد أنه سيحدث إذا فصلت التفاعل النصفي للأكسدة عن التفاعل النصفي للاختزال؟ هل يمكن حدوث تفاعل الأكسدة والاختزال؟ انظر الشكل 1a حيث يتم غمر لوح من الخارصين في محلول كبريتات الخارصين وحيث يتم غمر لوح من النحاس في محلول كبريتات النحاس (iii).

يوفر تفاعل الأكسدة والاختزال طاقة لإضاءة مصباح.



**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 الزنك.

ولحل هذه المشكلة:

يجب إضافة قنطرة ملحية للنظام. **القنطرة الملحية هي مسار للحفاظ على**

تعداد 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 أجار أو

أي مادة أخرى يمكن للأيونات الانتقال خلالها. بينما لا يسمح باختلاط المحلولين.

عندما يتم وضع السلك النحاسي الموصل والقنطرة الملحية في مكانها.

نوجد مشكلتان تحول دون حدوث تفاعل الأكسدة والاختزال الأولى: لا توجد

طريقة لنقل الإلكترونات من ذرات الخارصين إلى أيونات النحاس (iii). يمكن حل

هذه المشكلة من خلال ربط لوح الخارصين والنحاس بسلك نحاسي. كما هو

موضح في الشكل 1b حيث يعمل هذا السلك كمنفذ لنقل الإلكترونات من لوح

الخارصين إلى لوح النحاس.

الثانية: يتم وضع الأنود الفلزي في المحاليل الخاصة بها. تبدأ عملية الأكسدة

في لوح الخارصين ويبدأ الاختزال لأيونات النحاس - ولكن لا يمكن لهذه التفاعلات

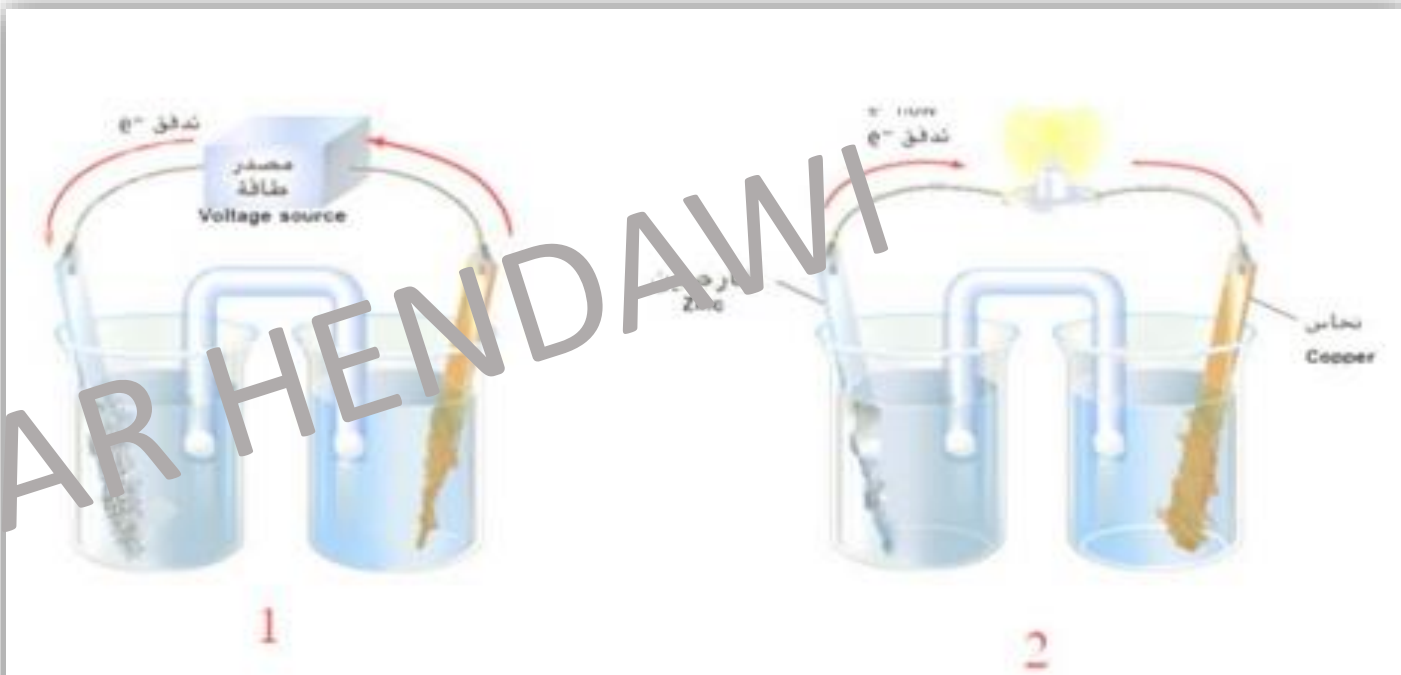
أن تستمر. يرجع السبب في هذا إلى أنه عند تأكسد الخارصين تتراكم أيونات

الخارصين الموجبة حول القطب الكهربائي للخارصين. وبينما يتم اختزال أيونات

النحاس في محلول كبريتات النحاس تتراكم أيونات الكبريتات السالبة حول القطب

الكهربائي للنحاس. وبسبب تراكم الشحنات استمر التفاعل





في الخلية **1** يكون التفاعل تلقائيًا

في الخلية **2** يستمر التفاعل حتى يستهلك قطب الخارصين

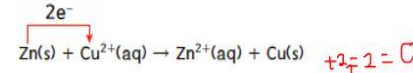
ثم يتوقف التفاعل

الخلية **2** إلكتروليتيّة وتحول الطاقة الكيميائيّة إلى طاقة كهربائيّة

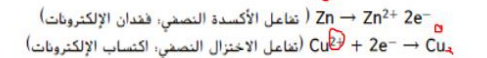
## الأكسدة والاختزال في الكيمياء الكهربائية

الكيمياء الكهربائية هي دراسة عمليات الأكسدة والاختزال والتي يتم خلالها تحويل الطاقة الكيميائية إلى طاقة كهربائية والعكس. تعتبر العمليات الكهروكيميائية عمليات مفيدة في مجال الصناعة كما تعتبر ذات أهمية كبرى في الوظائف الأحيائية.

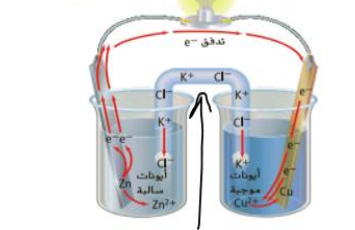
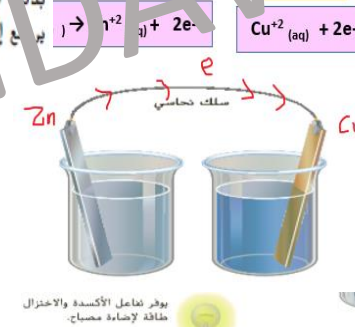
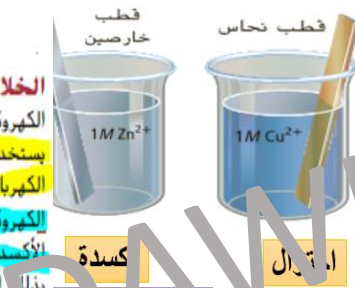
لقد تعلمت أن جميع تفاعلات الأكسدة والاختزال تتضمن عملية انتقال الإلكترونات من المواد التي تتأكسد إلى الأنواع التي تختزل. يوضح الشكلان 1 و 2 تفاعل أكسدة واختزال بسيط حيث تتأكسد ذرات الخارصين لتكوّن أيونات  $(Zn^{2+})$ . يتم قبول الإلكترونين الخارجين من كل ذرة خارصين من قبل أيون النحاس  $(Cu^{2+})$  والذي يصبح ذرة فلز النحاس. توضح المعادلة الأيونية التالية عملية انتقال الإلكترونات التي تحدث.



**تفاعلات نصفية** يتكون التفاعل السابق من نصفي تفاعل الأكسدة وتفاعل الاختزال التاليين:



ماذا نتعد أنه سيحدث إذا فصلت التفاعل النصفي للأكسدة عن التفاعل النصفي للاختزال؟ هل يمكن حدوث تفاعل الأكسدة والاختزال؟ انظر الشكل 1a حيث يتم غمر لوح من الخارصين في محلول كبريتات الخارصين وحيث يتم غمر لوح من النحاس في محلول كبريتات النحاس (ii).



الشكل 2 تذييل إضافة الفتحة الملح إلى إكمال السار تتحرك الأيونات السالبة عبر الفتحة الملح وصلاً إلى جهة الخارصين تتحرك الأيونات الموجبة عبر الفتحة الملح وصلاً إلى جهة النحاس.

ولحل هذه المشكلة يجب إضافة فتحة ملحية للقطب. الفتحة الملحية هي مسار للمحلول على تفاعل المحلول حيث يصبح يبرور الأيونات من جهة إلى الأخرى. كما هو موضح في الشكل 2 تتكون الفتحة الملحية من الأنبوب يحتوي على محلول ملح فاصل للأيونات ويوصل للتيار الكهربائي مثل KCl والذي يحفظ في مكانه باستخدام هلام أجار أو أي مادة أخرى يمكن للأيونات الانتقال خلالها بينما لا يسمح باختلاط المحلولين. عندما يتم وضع السلك النحاسي الموصل والفتحة الملحية في مكانها.

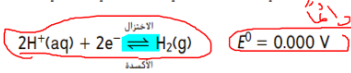
توجد مشكلتان تحول دون حدوث تفاعل الأكسدة والاختزال الأولي. لا توجد طريقة لنقل الإلكترونات من ذرات الخارصين إلى أيونات النحاس (ii). يمكن حل هذه المشكلة من خلال ربط لوجي الخارصين والنحاس بسلك نحاسي كما هو موضح في الشكل 1b حيث يعمل هذا السلك كمنفذ لانتقال الإلكترونات من لوح الخارصين إلى لوح النحاس.

الثانية. عند وضع الأنواع الطرية في المحاليل الخاصة بها تبدأ عملية الأكسدة في لوح الخارصين وبدأ الاختزال لأيونات النحاس - ولكن لا يمكن لهذه التفاعلات أن تستمر. يرجع السبب في هذا إلى أنه عند تأكسد الخارصين يترسب أيونات الخارصين الموجودة حول القطب الكهربائي للخارصين وبينما يتم اختزال أيونات النحاس في محلول كبريتات النحاس يترسب أيونات كبريتات النحاس حول القطب الكهربائي للنحاس. ويصبح تراكب الشحنتين استقرار التفاعل.

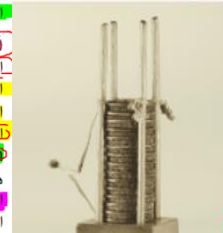
## حساب جهود الخلايا الكهروكيميائية

نذكر أن عملية اكتساب الإلكترونات تسمى الاختزال. وبما أن هذه العملية هي عملية إيجابية فإن ميل المادة لاكتساب الإلكترونات هو جهد الاختزال. يمكن تحديد إمكانية الاختزال للقطب الكهربائي مباشرة تحت بعض افتراضات الاختزال النصفي. مع تفاعل الأكسدة النصفي. عند افتراض التفاعلين النصفيين مع بعضهما البعض، يتوافق الجهد المتولد مع الفرق في الجهد بين التفاعلين. يتم التعبير عن فرق الجهد الكهربائي بين التفاعلين بالمولت (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 1M. ويتم ضخ غاز الهيدروجين  $(H_2)$  في المحلول عند ضغط 1 atm. وتسمى درجة الحرارة ثابتة عند 25°C. كما هو موضح في الشكل 5. يُقَدَّر هذا الجهد والذي يُسمى أيضاً بجهد الاختزال القياسي  $(E^0)$  للقطب الهيدروجين القياسي بـ 0.000 V. يمكن لهذا القطب أن يكون بمثابة تفاعل الأكسدة النصفي أو تفاعل الاختزال النصفي. نبغ للخلية النصفية المتصلة به. يمثّل التفاعلان المحتملان في القطب الكهربائي الهيدروجيني فيما يلي:



الشكل 3 يشابه هذا الشكل مع إحدى الخلايا الأولى للأنسدمر فولتا والتي تتكون من أفراس بين الخارصين والنيكل مرتبة على طبقات متبادلة ومغطاة بطبقة من الخارصين. يورق النحاس المغطى في محلول حمض يوراد التيار الكهربائي بزيادة عدد الأفراس الطرية المستخدمة.



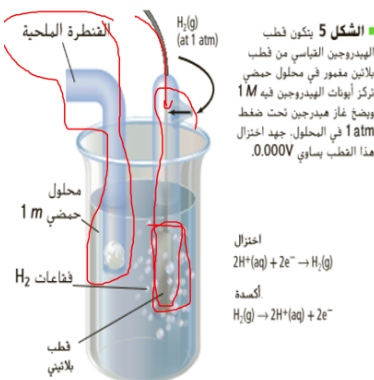
الجدول 1 جهود الاختزال القياسية

التفاعل النصفي	$E^0 (V)$	التفاعل النصفي	$E^0 (V)$
$Cu^{2+} + e^- \rightleftharpoons Cu^{+}$	+0.153	$Li^{+} + e^- \rightleftharpoons Li$	-3.0401
$Cu^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Cu$	+0.3419	$Ca^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Ca$	-2.868
$O_2 + 2H_2O + 4e^- \rightleftharpoons 4OH^-$	+0.401	$Na^{+} + e^- \rightleftharpoons Na$	-2.71
$I_2 + 2e^- \rightleftharpoons 2I^-$	+0.5355	$Mg^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Mg$	-2.372
$Fe^{3+} + e^- \rightleftharpoons Fe^{2+}$	+0.771	$Be^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Be$	-1.847
$NO_3^- + 2H^+ + e^- \rightleftharpoons NO_2 + H_2O$	+0.775	$Al^{3+} + e^- \rightleftharpoons Al$	-1.662
$Hg_2^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons 2Hg$	+0.797	$Mn^{2+} + e^- \rightleftharpoons Mn$	-1.185
$Ag^{+} + e^- \rightleftharpoons Ag$	+0.7996	$Cr^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Cr$	-0.913
$Hg^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Hg$	+0.851	$H_2O + 2e^- \rightleftharpoons H_2 + 2OH^-$	-0.8277
$2Hg^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Hg_2^{2+}$	+0.920	$Zn^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Zn$	-0.7618
$NO_3^- + 4H^+ + 3e^- \rightleftharpoons NO + 2H_2O$	+1.95	$Cr^{3+} + 3e^- \rightleftharpoons Cr$	-0.744
$Br_2(l) + 2e^- \rightleftharpoons 2Br^-$	+1.066	$S + 2e^- \rightleftharpoons S^{2-}$	-0.47627
$Pt^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Pt$	+1.18	$Fe^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Fe$	-0.447
$O_2 + 4H^+ + 4e^- \rightleftharpoons 2H_2O$	+1.229	$Cd^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Cd$	-0.4030
$Cl_2 + 2e^- \rightleftharpoons 2Cl^-$	+1.35827	$PbI_2 + 2e^- \rightleftharpoons Pb + 2I^-$	-0.365
$Au^{3+} + 3e^- \rightleftharpoons Au$	+1.498	$PbSO_4 + 2e^- \rightleftharpoons Pb + SO_4^{2-}$	-0.3588
$MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- \rightleftharpoons Mn^{2+} + 4H_2O$	+1.507	$Co^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Co$	-0.28
$Au^{+} + e^- \rightleftharpoons Au$	+1.692	$Ni^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Ni$	-0.257
$H_2O_2 + 2H^+ + 2e^- \rightleftharpoons 2H_2O$	+1.776	$Sn^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Sn$	-0.1375
$Co^{3+} + e^- \rightleftharpoons Co^{2+}$	+1.92	$Pb^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Pb$	-0.1262
$S_2O_8^{2-} + 2e^- \rightleftharpoons 2SO_4^{2-}$	+2.010	$Fe^{3+} + e^- \rightleftharpoons Fe^{2+}$	-0.037
$F_2 + 2e^- \rightleftharpoons 2F^-$	+2.866	$2H^+ + 2e^- \rightleftharpoons H_2$	0.0000

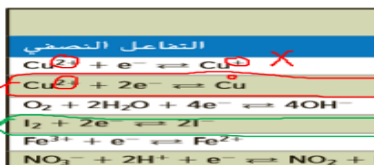
## جهود أنصاف الخلايا

لقد قاس الكيميائيون وسجلوا على مر السنين جهود الاختزال القياسية لأنصاف خلايا كثيرة ومختلفة. يسرد الجدول 1 بعض التفاعلات لأنصاف الخلايا الشائعة مرتبة تصاعدياً تبعاً 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 دائماً على تفاعلين نصفيين تلقائيين، سوف يتجه التفاعل النصفي ذو الجهد الاختزالي الأقل في الاتجاه العكسي وسوف يكون تفاعل التأكسد. أي يعتبر التفاعل النصفي الأكثر في القيمة الموجبة اختزالاً والتفاعل النصفي الأكثر في القيمة السالبة تأكسداً. أي القطب الذي جهد اختزاله أعلى يكون الكاثود والقطب الذي جهد اختزاله أقل يكون الأنود.

يجب أن يكون القطب الكهربائي الذي يتم قياسه خاصاً للظروف القياسية أي يجب أن يكون محلولاً في محلول يحتوي على 1M من الأيونات عند درجة حرارة 25°C وضغط 1 atm. يعتبر الصفر المكتوب فوق الحرف في الترميز  $E^0$  وسيلة مختصرة للإشارة إلى "القياس تحت الظروف القياسية".



الشكل 5 يتكون قطب الهيدروجين القياسي من قطب بلاتين مغمور في محلول حمض الهيدروكلوريك فيه 1M ويضخ غاز هيدروجين تحت ضغط 1 atm في المحلول. جهد اختزال هذا القطب يساوي 0.000V.



اختزال  $2H^+(aq) + 2e^- \rightarrow H_2(g)$

أكسدة  $H_2(g) \rightarrow 2H^+(aq) + 2e^-$

الجدول 1 جهود الاختزال القياسية

الجدول 1 جهود الاختزال القياسية

الجدول 1 جهود الاختزال القياسية

الجدول 1 جهود الاختزال القياسية

الجدول 1 جهود الاختزال القياسية

الجدول 1 جهود الاختزال القياسية

الجدول 1 جهود الاختزال القياسية

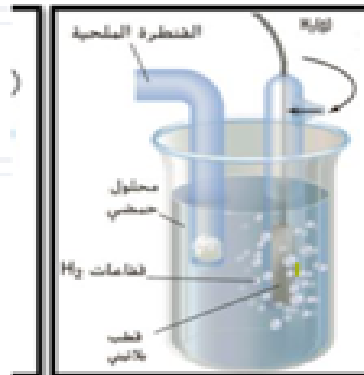
الجدول 1 جهود الاختزال القياسية

الجدول 1 جهود الاختزال القياسية

الجدول 1 جهود الاختزال القياسية

الجدول 1 جهود الاختزال القياسية





يكون أنوداً في جميع الخلايا القولية التي يُوصَل فيها

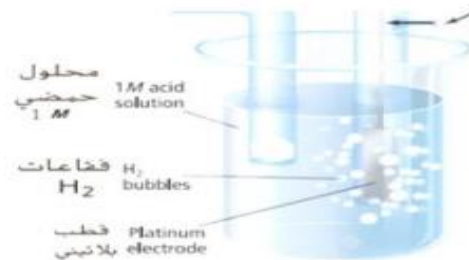
جهد اختزال هذا القطب يساوي 0.000V عندما يكون

تركيز محلول الحمض 1 M ويضغط غاز الهيدروجين تحت

ضغط 1 atm وتبقى درجة الحرارة ثابتة عند 25°C

جهد اختزال هذا القطب يساوي 0.000V عند جميع

الظروف



جهد الاختزال القياسي ( $E^0$ ) لقطب الهيدروجين يساوي 1.104 V

جهد الاختزال القياسي ( $E^0$ ) لقطب الهيدروجين يساوي 0.000 V

يكون كاثود عند توصيله مع قطب  $\text{Cu}|\text{Cu}^{2+}$

يكون أنوداً عند توصيله مع قطب  $\text{Zn}|\text{Zn}^{2+}$

In the voltaic cell shown in the figure below, which of the following statements is true?

في الخلية الفولتية الموضحة في الشكل أدناه، أي العبارات التالية صحيحة؟



Uses electrical energy to cause a chemical reaction

Electrons move through the salt bridge to the copper side

Positive zinc ions build up around the zinc electrode

The wire can serve as a pathway for electrons to flow from the zinc strip to the copper strip



تستخدم الطاقة الكهربائية لإحداث تفاعل كيميائي

تتحرك الإلكترونات عبر القنطرة الملحية وصولاً إلى جهة النحاس

تتراكم أيونات الخارصين الموجبة حول القطب الكهربائي للخارصين

يعمل السلك كمسار لانتقال الإلكترونات من لوح الخارصين إلى لوح النحاس

في الشكل أدناه، ما الذي يحتاجه نصف الخلية حتى يُمكنك

تحويل الطاقة الكيميائية إلى طاقة كهربائية؟

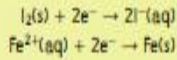


قنطرة ملحية وسلك نحاسي معاً لتوفير مسار غير منقطع

لانتقال الشحنات الكهربائية

## مثال 1

حساب جهد الخلية. يُمثل تفاعلات الاختزال النصفية التالية للخلية الغولندية.



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

## 1 حل المسألة

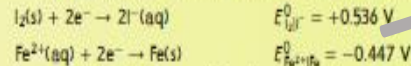
تم توفير التفاعلات النصفية الحادثة في الخلية ويمكنك إيجاد جهود الاختزال القياسية في الجدول 1. سيصبح التفاعل النصفى ذو جهد الاختزال الأقل تفاعلاً أكسداً. في ظل هذه المعلومات، يمكنك كتابة تفاعل الخلية الكامل وحساب جهد الخلية القياسي ووصف الخلية باستخدام ترميز الخلية.

**مجهول**  
التفاعل الكلي للخلية = ؟  
القيمة  $E^0$  = ؟  
ترميز الخلية = ؟

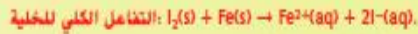
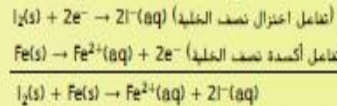
**معلوم**  
جهود الاختزال القياسية للخلية  
 $E^0_{\text{الأكسدة}} = E^0_{\text{الاختزال}} - E^0_{\text{القيمة}}$

## 2 حساب المجهول

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



بما أن جهد الاختزال البعد أعلى جهد اختزالى، لذلك يسير هذا التفاعل النصفى في الاتجاه الأمامى باعتباره أوكسداً. يسير التفاعل النصفى للحديد في الاتجاه العكسى باعتباره أكسداً.



احسب الجهد القياسي للخلية.

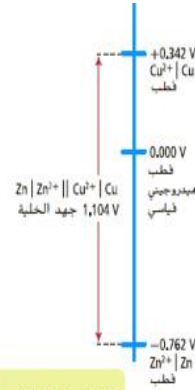
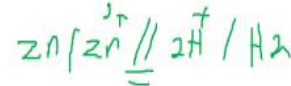
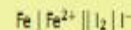
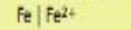
$$E^0_{\text{الخلية}} = E^0_{\text{الأكسدة}} - E^0_{\text{الاختزال}}$$

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

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

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

صف الخلية مستخدماً بترميز الخلية.



**القانون الخاص بجهد الخلية**  
القيمة  $E^0$  تُكتب الجهد الكلي القياسي للخلية.  
القيمة  $E^0$  تُكتب الجهد القياسي لنصف الخلية الخاص بالاختزال.  
القيمة  $E^0$  تُكتب الجهد القياسي لنصف الخلية الخاص بالأكسدة.  
جهد الاختزال هو الجهد القياسي لنصف الخلية حيث يحدث الاختزال بالأكسدة.

وحيث يحدث الاختزال على قطب الزنك وتحدث أكسدة على قطب النحاس، يتم التعويض عن قيم  $E^0$  على النحو التالي:

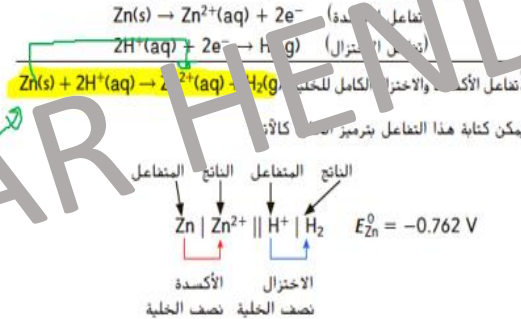
$$E^0_{\text{الخلية}} = E^0_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} - E^0_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}$$

$$= +0.342 \text{ V} - (-0.762 \text{ V})$$

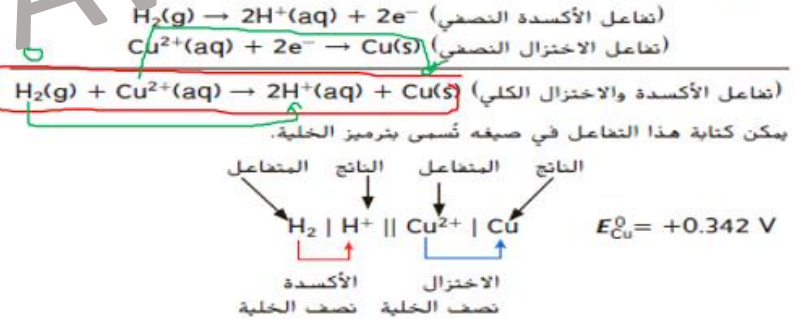
$$= +1.104 \text{ V}$$

لاحظ أن علامة السالب في القانون تغير تلقائياً علامة تفاعل الأكسدة للخلية النصفية. لذا لا يجب عليك عكس علامة جهود الاختزال القياسية الواردة في الجدول 1 عندما يتم استخدامها في تفاعل الأكسدة النصفى.

الخطوة التالية هي تحديد جهد الاختزال القياسي للخلية النصفية حيث يوجد الخارصين ( $E^0_{\text{Zn}}$ ). 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 عما 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 ترميز الخلية والتفاعل الكلي على النحو التالي:



**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 V. يشير الجهد الموجب إلى أن أيونات  $\text{Cu}^{2+}$  في قطب النحاس تكسب الإلكترونات بسهولة أكبر من أيونات  $\text{H}^+$  في القطب القياسي. لذلك، فإن عملية الأكسدة تحدث عند قطب الهيدروجين وعملية الاختزال تحدث عند قطب النحاس. تتمثل التفاعلات النصفية لعملية الاختزال والتفاعل الكلي في:



يتم كتابة طرفي تفاعل الأكسدة أولاً ووفقاً لترتيبهما الوارد في تفاعل الأكسدة للخلية النصفية - المادة المتفاعلة / الناتج. ويتبعان بخط عمودي مزدوج (||) والذي يمثل السلك الغلزي والفتحة 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.

يمكن كتابة التفاعل الكلي للخلية في صيغة تسمى **ترميز الخلية**.

الكاثود / أيونات الكاثود // أيونات الأنود / الأنود





9. تحفيز اكتب المعادلة، وحدد جهد الخلية  $E^0$  للخلية الآتية

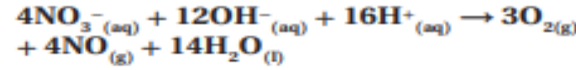
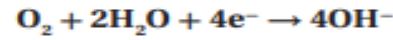
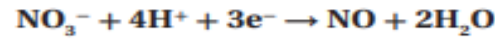
باستعمال الجدول 1-7. هل التفاعل تلقائي؟



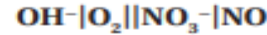
$$E^0_{\text{cell}} = 0.920 \text{ V} - (-1.662 \text{ V}) = +2.582 \text{ V}$$

التفاعل تلقائي.

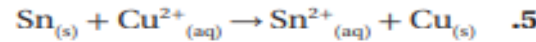
4. تحفيز اكتب معادلة موزونة لتفاعل الخلية، واحسب جهد الخلية القياسي للتفاعل الذي يحدث عندما يتم توصيل هذه الخلايا معًا، ثم اكتب رمز الخلية.



$$E^0_{\text{cell}} = +0.957 \text{ V} - (+0.401 \text{ V}) = +0.556 \text{ V}$$



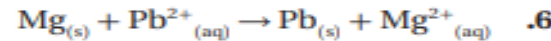
احسب جهد الخلية لتحديد ما إذا كانت تفاعلات التأكسد والاختزال الآتية تحدث بسهولة تلقائية كما هي مكتوبة أم لا، واستخدم الجدول 1-7 لمساعدتك على تحديد أنصاف التفاعل الصحيحة:



$$E^0_{\text{cell}} = +0.3419 \text{ V} - (-0.1375 \text{ V})$$

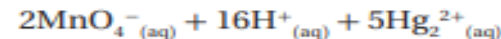
$$E^0_{\text{cell}} = +0.4794 \text{ V}$$

التفاعل تلقائي؛ لأن  $E^0_{\text{cell}} > 0$ .



$$E^0_{\text{cell}} = -0.1262 \text{ V} - (-2.372 \text{ V}) = +2.246 \text{ V}$$

التفاعل تلقائي؛ لأن  $E^0_{\text{cell}} > 0$ .



$$E^0_{\text{cell}} = 0.920 \text{ V} - (+1.507 \text{ V}) = -0.587 \text{ V}$$

التفاعل غير تلقائي؛ لأن  $E^0_{\text{cell}} < 0$ .



$$E^0_{\text{cell}} = -0.28 \text{ V} - 2.010 \text{ V} = -2.29 \text{ V}$$

التفاعل غير تلقائي؛ لأن  $E^0_{\text{cell}} < 0$ .

اكتب معادلة موزونة لتفاعل الخلية الكلي لكل من أزواج أنصاف التفاعلات الآتية. احسب جهد الخلية القياسي، ثم اكتب رمز الخلية. ارجع إلى قواعد وزن ودلالات التأكسد والاختزال التي درستها سابقًا.



$$E^0_{\text{cell}} = +1.18 \text{ V} - (-0.1375 \text{ V}) = +1.32 \text{ V}$$



$$E^0_{\text{cell}} = -0.28 \text{ V} - (-0.744 \text{ V}) = +0.46 \text{ V}$$

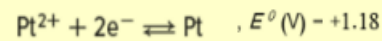
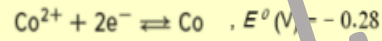


$$E^0_{\text{cell}} = +0.851 \text{ V} - (-0.913 \text{ V}) = +1.764 \text{ V}$$



The following reduction half-reactions represent the half-cells of a voltaic cell. which of the following is correct?

تفاعل الاختزال النصفية التالية الخلايا النصفية للخلية الفولتية، أيها التفاعل صحيح؟



نوع التفاعل	جهد الخلية ( $E^0$ )	الكاثود	الأنود
Reaction Type	Electrochemical Cell Potential ( $E^0$ )	cathode	Anode
تلقائي Spontaneous	+ 0.9 V	Co	Pt
تلقائي Spontaneous	+ 1.46 V	Pt	Co
غير تلقائي Nonspontaneous	- 0.9 V	Co	Pt
غير تلقائي Nonspontaneous	- 1.46 V	Pt	Co

# التحليل الكهربائي

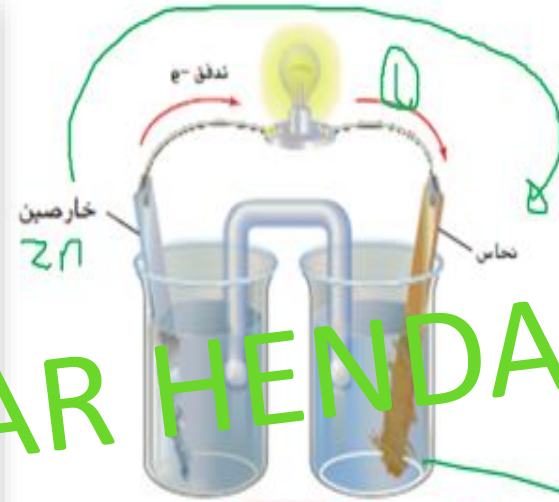
الفكرة الرئيسية في التحليل الكهربائي، بسبب مصدر طاقة حدوث تفاعلات غير تلقائية في الخلايا الكهروكيميائية.

الكيمياء في حياتك

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

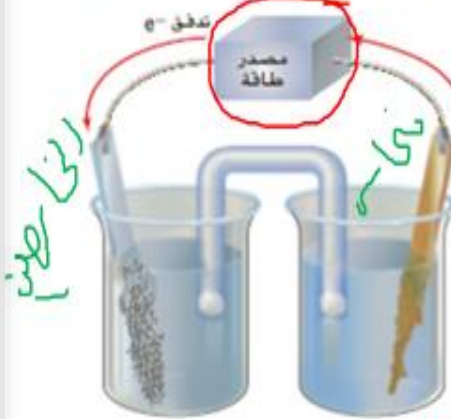
## عكس تفاعلات الأكسدة والاختزال

حين نولد بطارية معينة نبارزاً كهربائياً، 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 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 تلقائياً. إذا ما تم ترك مصدر الجهد الكهربائي فترة طويلة كافية، ستعود الخلية إلى فونها الأصلية تقريباً.



خلية فولتية

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

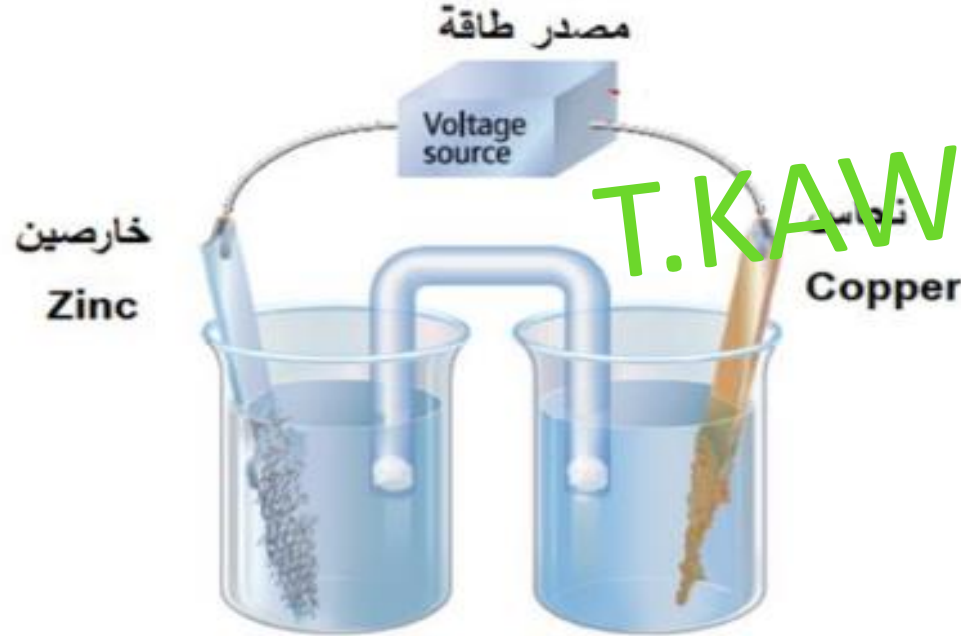


خلية كهربائية

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

the following is true regarding the electrochemical  
figure below?

أي مما يأتي صحيح فيما يتعلق بالخلية الكهروكيميائية في  
الشكل أدناه؟



spontaneous oxidation and reduction reactions

تحدث تفاعلات أكسدة واختزال غير تلقائية

chemical energy to electrical energy

تحويل الطاقة الكيميائية إلى طاقة كهربائية

spontaneous oxidation and reduction reactions

تحدث تفاعلات أكسدة واختزال تلقائية

continues until the zinc strip is used up,

يستمر التفاعل حتى يستهلك قطب الخارصين

reaction stops

ثم يتوقف التفاعل



Objects are electroplated when a uniform coating is deposited as a protective or decorative layer, as shown in the figure below. Which of the following is true?

يتم طلاء الأشياء كهربائيًا حين تُوضع طبقة رقيقة وموحدّة لتكون طبقة واقية أو جمالية كما في الشكل أدناه. أي مما يأتي صحيح؟



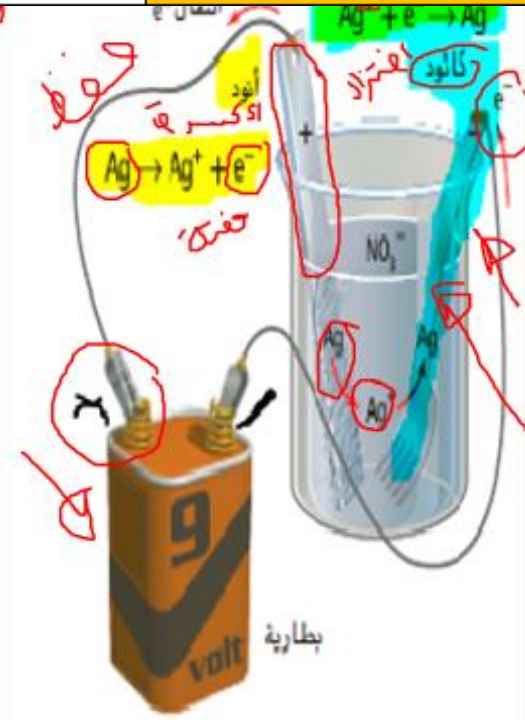
☐ يكون الفلز المراد الطلاء به هو الكاثود

☐ يكون الجسم المراد طلاؤه هو الأنود

☒ تتأكسد الفضة إلى أيونات الفضة عند الأنود

☐ تتأكسد الفضة إلى أيونات الفضة عند الكاثود

رقيقة وموحدّة 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 يفقد 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 يتم تغطيته. يجب التحكم في التيار الذي يمر عبر الخلية بعناية من أجل الحصول على طبقة فلز ناعمة ومنسوبة. تستخدم فلزات أخرى أيضًا في الطلاء بالكهرباء. قد يكون لديك بعض الحلي المطلوبة كهربائيًا بالذهب. أو قد تعجبك سيارة بعض أجزائها الفولاذية كواصف الصدمات وقد تكون أصبحت أكثر مقاومة للصدأ عن طريق طلائها كهربائيًا. ألا تعتقد أنك بالكروم.



الشكل 23 يجب توفر 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 بطلاء. فما الجسم المراد طلاؤه.

وجه المقارنة	الخلية الفولتية (الجلفانية)	الخلية الإلكتروليتية (التحليلية)
أساس عملها	تحول الطاقة الكيميائية إلى طاقة كهربائية	تحول الطاقة الكهربائية إلى طاقة كيميائية
نوع التفاعل الحادث	تفاعل أكسدة - اختزال تلقائي	تفاعل أكسدة - اختزال غير تلقائي
الأنود (أكسدة)	- سالب	+ موجب
الكاثود (الاختزال)	+ موجب	- سالب
مصدر طاقة خارجي	لا يوجد	يوجد
جهد الخلية	موجب	سالب