

Determine the physical and chemical properties of acids and bases

Text book+Applications

خصائص الأحماض والقواعد

عندما يشعر النمل بالخطر على مستعمرة النمل، فإن النمل يبعث مادة تُسمى حمض الفورميك تحذر جميع المستعمرة. الأحماض التي تدوب في مياه البطر تقوم بنحت كهوف حربية حربية هائلة، وتحطم مباني قيمة وتناثيل مع الوقت. تعطي الأحماض النكهة للكثير من المشروبات والأطعمة التي نحبها. 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 النباتات المنزلية، مثل تلك التي استخدمتها في التجربة الاستهلاكية، عبارة عن أحماض قواعد.

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 تميزها ويجعل حمض الأسيتيك مذاق الخل حامضياً.

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



الشكل 1 يوضح نبات الوردية في التربة القلوية الرطبة التي تكون معتدلة الحموضة في حين أن نبات المخدبة يعرف في القلوة باسم الدجاج والكناكيت، ينمو بشكل أفضل في التربة الأقل رطوبة والقاعدية قليلاً.



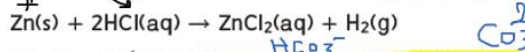
أما القواعد فتحول ورقة تباع الشمس الحمراء اللون الأزرق.

تحول الأحماض ورقة تباع الشمس الزرقاء اللون الأحمر.

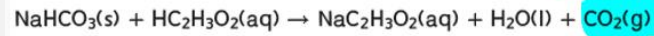
الخصائص الكيميائية ربما تكون قد قمت بالفعل بالتحقق على الأحماض والقواعد من خلال تأثيرها على ورق تباع الشمس. يمكن التعرف على الأحماض أيضًا من خلال تفاعلاتها مع بعض العلزرات وكربونات العلزرات.

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

التفاعلات مع العلزرات وكربونات العلزرات تتفاعل الخارصين مع المحاليل المائية للأحماض لإنتاج غاز الهيدروجين، نصف المعادلة الآتية التفاعل بين الخارصين وحمض الهيدروكلوريك.



كربونات العلزرات والكربونات الهيدروجينية تتفاعل أيضًا مع المحاليل المائية للأحماض لتنتج غاز ثاني أكسيد الكربون (CO₂). عند إضافة الخل إلى صودا الخبز، يحدث تفاعل بين حمض الأسيتيك (HC₂H₃O₂) الذائب في الخل، وكربونات الصوديوم الهيدروجينية (NaHCO₃). يقسر إنتاج غاز CO₂ حدوث الفقاعات.



يتعرف الجيولوجيون على الصخور على أنها صخور جيرية (تتكون بصفة أساسية من CaCO₃) باستخدام محلول حمض الهيدروكلوريك، إذا أنتجت بضع قطرات من الحمض فقاعات ثاني أكسيد الكربون، فإن الصخر يكون محتويًا على الجير.



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

O ₂	1
N ₂	2
H ₂	3
CO ₂	4

المواد الصلبة لا توصل الكهرباء

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.

تسري

يمكن التمييز بين محاليل الأحماض والقواعد بالمختبر العلمي وبطريقة آمنة من خلال:

- A. التذوق فالحمض له طعم لاذع والقاعدة لها طعم مر.
- B. تناول القواعد كمواد مضادة للحموضة.
- C. اللمس فالقاعدة لها ملمس لزج.
- D. التفاعل مع صبغة تباع الشمس.

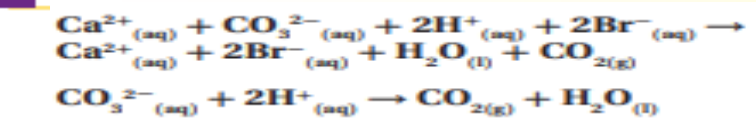
أي مما يأتي يُعتبر من خصائص الأحماض؟

Which of the following is a property of acids?

- Turn red litmus paper blue
- Turn red litmus paper blue
- Feel slippery
- React with zinc to produce hydrogen gas
- It tastes bitter
- تحول ورقة تباع الشمس الحمراء إلى اللون الأزرق
- زلقة اللمس
- تتفاعل مع الخارصين لتنتج غاز الهيدروجين
- طعمها مر

تطبيقات

- اكتب معادلات موازنة للتفاعلات الآتية:
 - الألمنيوم وحمض الكبريتيك
 - كربونات الكالسيوم وحمض الهيدروبروميك
- مسألة للتحمدي اكتب المعادلة الأيونية الصرفة للتفاعل في السؤال 1b.



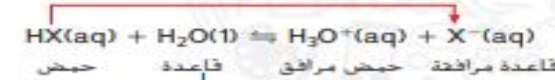
نموذج برونشتد - لوري

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

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

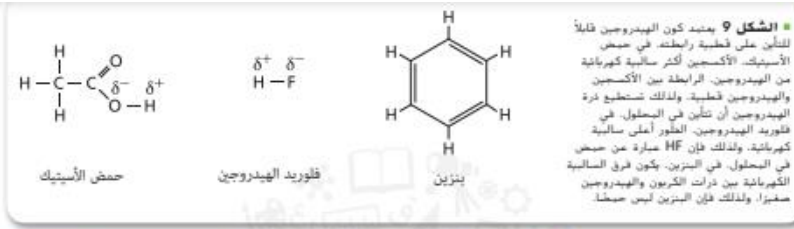


عندما يستقبل جزيء الماء أيون H^+ يصبح حمضاً وتكون صيغته H_3O^+ والذي يعتبر حمض لأن به أيون H^+ إضافي يملكه أن يمنحه. عند منح الأيون H^+ يصبح الحمض HX قاعدة. X^- عبارة عن قاعدة لأنه يمتلك شحنة سالبة ويمكن أن يستقبل سريعاً أيون هيدروجين موجب. وهكذا، يمكن حدوث تفاعل بين الحمض والقاعدة في الاتجاه العكسي،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



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

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



تطبيقات

- حدد زوج الحمض - القاعدة المرافق في كل تفاعل مما يلي.
 - $NH_4^+(aq) + OH^-(aq) \rightleftharpoons NH_3(aq) + H_2O(l)$
 - $HBr(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + Br^-(aq)$
 - $CO_3^{2-}(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons HCO_3^-(aq) + OH^-(aq)$
- مسألة للتحمي: نواتج التفاعل بين حمض و قاعدة هي H_3O^+ و SO_4^{2-} . اكتب معادلة موازنة للتفاعل وحدد أزواج الحمض القاعدة المرافقة.

الأحماض أحادية البروتون ومتعدد البروتونات

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

ذرات الهيدروجين القابلة للتأين الفرق بين ذرة الهيدروجين القابلة للتأين في حمض الأسيتيك، وذرات الهيدروجين الثلاثة الأخرى. هو أن الفرع القابلة للتأين مرتبطة بعنصر الأكسجين. وهو أكثر سالبية كهربائية من الهيدروجين. الفرق في السالبية الكهربائية يجعل الرابطة بين الأكسجين والهيدروجين قطبية. تظهر بنية حمض الأسيتيك في الشكل 9، مع تثنى حمض HF والبنزين غير الحمضي (C_6H_6). ذرة الهيدروجين في فلوريد الهيدروجين مرتبطة بذرة الفلور عالية السالبية الكهربائية، ولذلك فإن الرابطة بين الهيدروجين والفلور رابطة قطبية. فتكون ذرة الهيدروجين قابلة للتأين إلى حد ما. أما في البنزين، فإن كل ذرة من ذرات الهيدروجين ترتبط بذرة كربون. ذرات الكربون لها تقريباً نفس السالبية الكهربائية للهيدروجين. هذه الروابط غير قطبية، ولذلك فإن البنزين ليس حمضاً. تقوم بعض الأحماض بمنح أكثر من أيون هيدروجين. على سبيل المثال، يستطيع حمض كبريتيك (H_2SO_4) وحمض الكربونيك (H_2CO_3) منح أيون هيدروجين. كل مركب، أيون هيدروجين، يملك أكثر من أيون هيدروجين عن طريق روابط تساهمية. فحمض الكبريتيك، على سبيل المثال، يمكنه منح ثلاثة أيون هيدروجين.

In the equation below what H_2O represents ?
في المعادلة أدناه ما الذي يمثلته H_2O ؟



(A) حمض برونشتد - لوري .

(B) قاعدة برونشتد - لوري .

(C) قاعدة لويس .

(D) حمض ثفلبيدي .

في التفاعل الممثل بالمعادلة التالية :



يكون الزوج المرافق الحمض - القاعدة هو .

(A) $HClO_3, NH_4^+$.

(B) $HClO_3, NH_3$.

(C) ClO_3^-, NH_4^+ .

(D) $HClO_3, ClO_3^-$.

Which one of the following is not a Conjugate acid base pair ?

أي من التالية ليس زوج حمض قاعدة مرافق ؟

(A) NH_3 and NH_2^-

(B) HNO_3 and NO_3^-

(C) H_2O and OH^-

(D) HI and I^-

حمض متعدد البروتون A polyprotic acid

أي مما يلي حمض متعدد البروتون ؟

$HC_2H_3O_2$

H_3PO_4

HCl

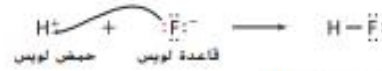
HNO_3

T.KAWTHAR HENDAWI

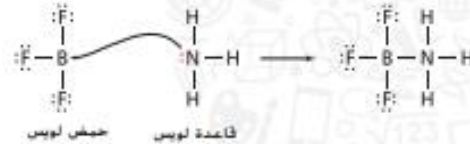
Determine an acid and a base according to the Lewis model

Text book+table 2

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



في هذا التفاعل، أيون H^+ هو حمض لويس، فلنكه الأول الخالي يستقبل زوج إلكترونات من الأيون F^- . أيون الفلوريد هو قاعدة لويس. وهو ينجح 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 اغتبار F^- ليكون هو المستقبل. ربما يكون مصدر دهشة لك أن تعلم أن تفاعل غاز ثلاثي فلوريد البورون (BF_3) مع غاز الأمونيا (NH_3) لتكوين BF_3NH_3 هو تفاعل حمض-قاعدة حسب نموذج لويس.



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



حيث يتفاعل زوج الحمض - القاعدة في التفاعل ثالث أكسيد الكبريت (SO_3) وأيون الأكسيد (O^{2-}) لأن أكسيد المغنسيوم يتكون مانح أيون الكبريتات.

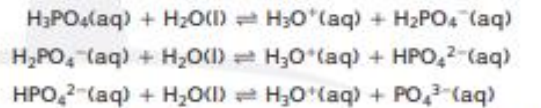


لاحظ أن جزيء SO_3 حمض لويس، يستقبل زوج إلكترونات من أيون O^{2-} . قاعدة لويس، تلخص بنماذج أرهنيوس، وبرونشتد-لوري، ولويس للأحماض والقواعد في الجدول 2.

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

الحمض		القاعدة	
الاسم	الصيغة	الاسم	الصيغة
حمض الهيدروكلوريك	HCl	أيون الكلوريد	Cl^-
حمض النيتريك	HNO_3	أيون النترات	NO_3^-
حمض الكبريتيك	H_2SO_4	أيون الكبريتات الهيدروجينية	HSO_4^-
أيون الكبريتات الهيدروجينية	HSO_4^-	أيون الكبريتات	SO_4^{2-}
حمض الهيدروفلوريك	HF	أيون الفلوريد	F^-
حمض الهيدروسيانيك	HCN	أيون السيانيد	CN^-
حمض الأسيتيك (الخليلك)	$HC_2H_3O_2$	أيون الأسيتات	$C_2H_3O_2^-$
حمض الفوسفوريك	H_3PO_4	أيون فوسفات ثاني الهيدروجين	$H_2PO_4^-$
أيون فوسفات ثاني الهيدروجين	$H_2PO_4^-$	أيون الفوسفات الهيدروجينية	HPO_4^{2-}
أيون الفوسفات الهيدروجينية	HPO_4^{2-}	أيون الفوسفات	PO_4^{3-}
حمض الكربونيك	H_2CO_3	أيون الكربونات الهيدروجينية	HCO_3^-
أيون الكربونات الهيدروجينية	HCO_3^-	أيون الكربونات	CO_3^{2-}

تأين كل الأحماض متعددة البروتونات في خطوات. تصف المعادلات الآتية عملية التأين الثلاثة لحمض الفوسفوريك.



الجدول 1 يوضح بعض الأحماض أحادية البروتون ومتعددة البروتون الشائعة.

نموذج لويس

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

ربما لن تكون مندهشاً لأن تعلم أن عالم الكيمياء الأمريكي جي إن لويس (1875-1946) اقترح نموذجاً للأحماض والقواعد أكثر عمومية. تذكر أن لويس طوّر نظرية الزوج الإلكتروني للارتباط الكيميائي. وقد أدخل تبي لويس لتحديد مواقع الإلكترونات على الفترات والجزئيات. وقد طبق نظرية الزوج الإلكتروني للارتباط الكيميائي على تفاعلات الأحماض والقواعد. وذكر لويس أن الحمض عبارة عن أيون أو جزيء به فلك ذري خالي يمكن أن يستقبل (يشارك) زوج إلكترونات. أما القاعدة فهي أيون أو جزيء به زوج إلكترونات غير مرتبط يمكنه أن يمنحه (يشاركه). وبحسب **نموذج لويس**، فإن حمض لويس عبارة عن مستقبل لزوج إلكترونات، وقاعدة لويس عبارة عن مانح لزوج إلكترونات. لاحظ أن نموذج لويس يشمل كل المواد المصنعة كأحماض وقواعد حسب نموذج برونشتد-لوري وغيرها الكثير.

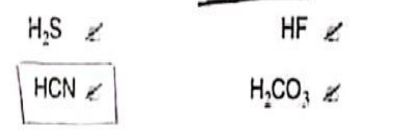
7. أي مما يأتي تُعتبر من قواعد لويس؟



قواعد لويس: N, P
أحماض لويس: B, Al
وايضا لويس: B, Al

16. ما الحمض الأضعف من بين الأحماض الواردة في الجدول أدناه؟ K_a أقل هو الأضعف

الحمض	K_a
H_2CO_3	4.5×10^{-7}
HCN	6.2×10^{-10}
H_2S	8.9×10^{-8}
HF	6.3×10^{-4}



Which of the following is true?

$:F: \quad H \quad :F: \quad H$ $:F: - B \quad N - H \quad \rightarrow \quad :F: - B - N - H$ $:F: \quad H \quad :F: \quad H$	$NH_3(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons NH_4^+(aq) + OH^-(aq)$
1	2

The ammonia NH_3 in reaction 2 is an electron pair acceptor	تُعتبر الأمونيا NH_3 في التفاعل 2 مستقبل زوج إلكترونات
The ammonia NH_3 in reaction 1 is a Lewis base	تُعتبر الأمونيا NH_3 في التفاعل 1 قاعدة لويس
The ammonia NH_3 in reaction 2 is a Bronsted-Lowry acid	تُعتبر الأمونيا NH_3 في التفاعل 2 حمض برونشتد-لوري
The ammonia NH_3 in reaction 1 is a Lewis acid	تُعتبر الأمونيا NH_3 في التفاعل 1 حمض لويس

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

قيما يتعلق بالشكل أدناه، أي مما يأتي صحيح؟



The light is dim in 1 because CH₃COOH is a strong acid

يكون ضوء المصباح باهًا في 1 لأن حمض CH₃COOH قوي

The light glows brightly in 2 because HCl ionizes only partially

يتوهج المصباح توهجا ساطعا في 2 لأن حمض HCl يتأين جزئيا فقط

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

يتوهج المصباح توهجا ساطعا في 2 لأن حمض HCl قوي

The light is dim in 1 because CH₃COOH ionizes completely

يكون ضوء المصباح باهًا في 1 لأن حمض CH₃COOH يتأين تماما

المحلول 0.10 M HCl يوصل الكهرباء أفضل من HC₂H₃O₂ ما السبب ؟

- A. HCl حمض ضعيف و HC₂H₃O₂ حمض قوي
- B. HCl حمض قوي و HC₂H₃O₂ حمض ضعيف
- C. كلا HCl و HC₂H₃O₂ يتأين تماما
- D. كلا HCl و HC₂H₃O₂ ينتج أيونات أقل

لماذا يختلف توهج المصباحين 1 و2 في الصورة أدناه ؟



- A. لأن المصباح 1 يحوي محلول ينتج عدد كبير من الأيونات .
- B. لأن المصباح 2 يحوي محلول له التركيز الأقل .
- C. لأن المصباح 1 يحوي محلول لا ينتج أيونات .
- D. لأن المصباح 2 يحوي محلول ينتج عدد كبير من الأيونات .

قوة الأحماض

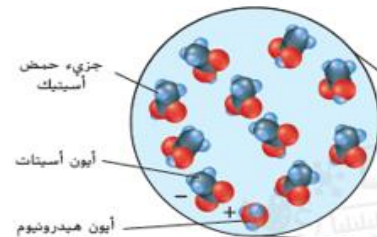
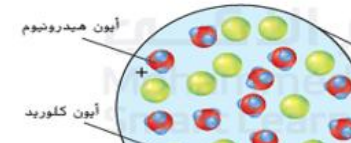
إحدى خصائص المحاليل الحضيضية والقاعدية أنها توصل الكهرباء. ما الذي يمكن أن نستنتجه من قدرة التوصيل الكهربائي بالنسبة لأيونات الهيدروجين والهيدروكسيد في هذه المحاليل المائية؟
افترض أنك تقوم باختبار قدرة التوصيل الكهربائي لمحاليل مائية تركيزها 0.10M من حمض هيدروكلوريك وحمض أسيتيك. بدل التوهج في المصباح في الشكل 11 على أن المحلول يوصل الكهرباء. ومع ذلك، إذا قارنت سطوع مصباح HC₂H₃O₂ في الشكل 11 مع سطوع مصباح يوصل محلول HCl في الشكل 11 مع سطوع مصباح يوصل محلول HC₂H₃O₂ في الشكل 12، لا بد أنك ستلاحظ وجود اختلاف. المحلول 0.10M يوصل الكهرباء أفضل من المحلول 0.10M HC₂H₃O₂ ما السبب وراء كون هذا صحيحا مع أن تركيزي الحمضين 0.10M؟

الأحماض القوية الإيجابية هي أن الأيونات تحمل التيار الكهربائي خلال المحلول. وكل جزيئات HCl التي يحتملها المحلول تأتينا تماما إلى أيونات الهيدروجين وأيونات الكلوريد. الأحماض التي تتأين تماما تسمى أحماض قوية. نظرا لأن الأحماض القوية تنتج أقصى عدد من الأيونات، فإنها موصلات جيدة للكهرباء.

الإلكتروليت electrolyte: مركب أيوني محلوله المائي موصل للتيار الكهربائي

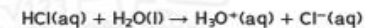
المضادات الجديدة
حمض قوي strong acid
حمض ضعيف weak acid
ثابت تأين الحمض acid ionization constant
قاعدة قوية strong base
قاعدة ضعيفة weak base
ثابت تأين القاعدة base ionization constant

الشكل 11 يتوهج المصباح توهجا ساطعا عند وضع الأقطاب في محلول حمض هيدروكلوريك 0.10M نظرا لأن HCl كله يكون في صورة أيونات هيدروجين وأيونات كلوريد.



الشكل 12 عند وضع الأقطاب في محلول حمض أسيتيك 0.10M يكون الضوء باهًا. قارن هذا الرسم التوضيحي مع الشكل 11. لاحظ أن تركيز الأيونات في المحلول قسّر العرق 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 الاتكامل.



نظرا لأن الأحماض القوية تنتج 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 المحوي على محلول HC₂H₃O₂ كما يظهر في الشكل 12، لا بد أن يعني أن محلول حمض الأسيتيك به أيونات أقل. نظرا لأن المحلولين بهما نفس التركيز المولاري. يمكنك استنتاج أن حمض الأسيتيك لا يتأين تأينا تاما. الحمض الذي يتأين جزئيا فقط في المحلول المائي هو حمض ضعيف. تنتج الأحماض الضعيفة أيونات أقل. وهكذا لا يمكنها توصيل الكهرباء بنفس درجة الأحماض القوية. يوضح الجدول 3 معادلات التأين لبعض الأحماض الضعيفة الشائعة.

الجدول 3 معادلات التأين لأحماض قوية

الإسم	كلو اكل سونو	معادلة التأين	الإسم	معادلات التأين
الهيدروكلوريك HCl	$\text{HCl} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$	الهيدروكلوريك	$\text{HF} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{F}^-$	الهيدروفلوريك
الهيدروبروميك HI	$\text{HI} \rightarrow \text{H}^+ + \text{I}^-$	الهيدروبروميك	$\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$	الأسيتيك
الهيدروكلوريك HClO ₄	$\text{HClO}_4 \rightarrow \text{H}^+ + \text{ClO}_4^-$	الهيدروكلوريك	$\text{H}_2\text{S} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HS}^-$	الهيدروكبريتيك
النيتريك HNO ₃	$\text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}^+ + \text{NO}_3^-$	النيتريك	$\text{H}_2\text{CO}_3 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HCO}_3^-$	الكربونيك
الهيدروكلوريك H ₂ SO ₄	$\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}^+ + \text{HSO}_4^-$	الهيدروكلوريك	$\text{HClO} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{ClO}^-$	الهيبوكلوروز

T.KAWTHAR HENDAWI

the strength of acid with the strength of its conjugate base or compare the strength of base with the strength of its conjugate acid

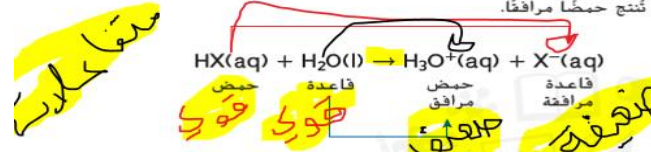
Text book



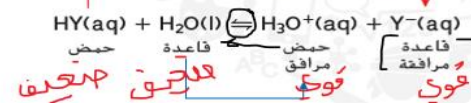
مركب مهم

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

قوة الحمض ونموذج برونشتد - لوري هل يستطيع نموذج برونشتد - لوري تفسير السبب وراء تأين HCl تأيئاً تاماً بينما لا يتأين $HC_2H_3O_2$ سوى أيونات قليلة فقط؟ تأمل تأين أي حمض قوي، HX. نذكر أن الحمض في جهة المواد المتفاعلة للمعادلة يُنتج قاعدة مرافقة في جهة النواتج. بالمثل، فإن القاعدة في جهة المواد المتفاعلة تُنتج حمضاً مرافقاً.



يمثل HX حمضاً قوياً، وقاعدته المرافقة ضعيفة. معنى هذا أن HX يتأين بنسبة 100% تقريباً لأن H_2O قاعدة أقوى (في التفاعل الأمامي) من القاعدة المرافقة X^- (في التفاعل العكسي). بعبارة أخرى، ينتج اثنان التآين كله تقريباً إلى اليمين لأن القاعدة H_2O تمتلك جذباً أكبر بكثير بالنسبة لأيون H^+ مما تمتلكه القاعدة X^- . فكر في هذا على أنه تنافس بين القواعد، أي من الأثنين (H_2O أو X^-) يمتلك جذباً أكبر لأيون الهيدروجين؟ في حالة كل الأحماض القوية، الماء هو القاعدة الأقوى. لاحظ أن المعادلة تظهر بسهم مفرد إلى اليمين. كيف يختلف الموقف بالنسبة لأي حمض ضعيف HY ؟

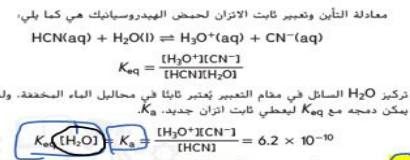


ينتج اثنان التآين بالنسبة للحمض الضعيف بعيداً إلى اليسار لأن القاعدة المرافقة Y^- تمتلك جذباً للأيون H^+ أكبر من القاعدة H_2O . في التنافس بين القواعد، تكون القاعدة المرافقة Y^- (في التفاعل العكسي) أقوى من القاعدة H_2O (في التفاعل الأمامي) وتنتج في الغالب أيون H^+ . في حالة حمض الألك، القاعدة المرافقة $C_2H_3O_2^-$ (في التفاعل العكسي) تمتلك جذباً أقوى لأيون الهيدروجين من القاعدة H_2O (في التفاعل الأمامي).



لاحظ أن المعادلة تظهر بأسهم اثنان.

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 لمعادنة قوة عدة أحماض. يقدم تعبير ثابت الاتزان القياسي الكمي لقوة الحمض. كما قرأت، يُنتج الحمض الضعيف مزيج اثنان من الجزيئات والأيونات في محلول مائي. وهكذا، فإن ثابت الاتزان، K_{eq} ، يقدم مقياساً كمياً لدرجة تأين الحمض. تأمل حمض الهيدروسيانك (HCN)، والمعروف أيضاً باسم حمض البروسيك والذي يُستخدم في الصبغ والتكشيش وتقسية الغولاذ.



K_a (يسمى ثابت تأين الحمض، ثابت تأين الحمض هو قيمة تعبير ثابت الاتزان لتآين الحمض الضعيف) مثل كل ثوابت اثنان، تُعبر قيمة K_a إلى ما إزادت سواء المتعامل أو التوازن منخفضة في الاتزان. بالنسبة للأحماض الضعيفة، فإن تراكيز الأيونات (الناتج) في الوسط تظل لأن تكون صغيرة مقارنة بتراكيز الجزيئات غير المؤينة (المادة المتفاعلة) في النظام. 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 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_a ، وتختلف القيم بالنسبة لكل عملية تأين تالية.

المتفاعلات

$$K_{eq} = \frac{[نواتج]}{[متفاعلات]}$$

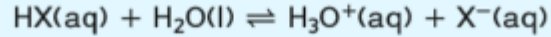
النواتج

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

القيمة

في معادلة التفاعل أدناه، أي مما يأتي صحيح؟

is true?



- HX donates hydrogen ion to water H_2O يمنح HX أيون هيدروجين للماء H_2O
- H_2O is a Bronsted-Lowry acid يُعتبر H_2O من أحماض برونشتد - لوري
- HX is a Bronsted-Lowry base يُعتبر HX من قواعد برونشتد - لوري
- HX accepts a hydrogen ion from water H_2O يستقبل HX أيون هيدروجين من الماء H_2O

Which of the following is considered a conjugate acid-base pair?

أي مما يأتي يُعتبر زوج حمض قاعدة مرافق؟

- H_3PO_4, HPO_4^{2-}
- H_2O, O^{2-}
- HNO_3, NO_3^-
- H_2SO_4, SO_4^{2-}

T.KAWTHAR HENDAWI

the strengths of acids and bases and the values of their ionization constants

Text book+Applications+ table4

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

ما الترتيب التنازلي الصحيح للأحماض الواردة في الجدول أدناه وفقاً لتراكيز الأيونات في محلول كل منها؟

ثوابت التأيّن Ionization Constants	الحمض Acid
8.9×10^{-8}	H ₂ S
6.3×10^{-4}	HF
1.8×10^{-5}	CH ₃ COOH
4.5×10^{-7}	H ₂ CO ₃



مبون في مجال الكيمياء
عامل المشتل تكاثر ونمو النباتات هو البهمة الرئيسة لعامل المشتل. ويشمل هذا الزراعة والتقليم والشتل. ويبيع كل أنواع البواد النباتية. يجب أن يعرف عامل المشتل البواد القلوية المطلوبة لتحقيق النمو الأمثل للنبات. وفي الظروف الباردة، يسهل ذلك البزوبوت. النبات يعمل أكثر ونمو لكل نوع من البواد.

معادلة التأيّن وتعبير ثابت الاتزان لحمض الهيدروسيانيك هي كما يلي:



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

تركيز H₂O السائل في مقام التعبير يعتبر ثابتاً في محاليل الماء المخففة، ولذلك يمكن دمجه مع K_{eq} ليعطي ثابت اتزان جديد، K_a.

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

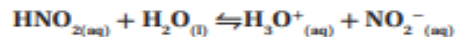
K_a يُسمى ثابت تأيّن الحمض. **ثابت تأيّن الحمض** هو قيمة تعبير ثابت الاتزان لتأيّن الحمض الضعيف. مثل كل ثوابت الاتزان. تُشير قيمة K_a إلى ما إذا كانت مواد التفاعل أو النواتج مفضلة في الاتزان. بالنسبة للأحماض الضعيفة، فإن تراكيز الأيونات (النواتج) في البسيط تميل لأن تكون صغيرة مقارنة بتركيز الجزيئات غير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

T.KAWNTHAR HENDAWI

11. اكتب معادلات التأيّن وتعابير ثابت تأيّن الحمض لكل مما يأتي:



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



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



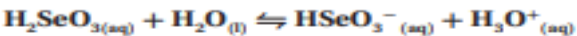
$K_a = \frac{[H_3O^+][IO^-]}{[HIO]}$

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

الحمض	ثابت التأيّن
H ₂ CO ₃	4.5×10^{-7}
HCN	6.2×10^{-10}
H ₂ S	8.9×10^{-8}
HF	6.3×10^{-4}

HF K_a أقل
H₂CO₃ K_a أقل

12. اكتب معادلة التأيّن الأولى والثانية لحمض H₂SeO₃.



13. تحفيز إذا أعطيت المعادلة الرياضية الآتية:

$K_a = \frac{[AsO_4^{3-}][H_3O^+]}{[HAsO_4^{2-}]}$ فاكتب المعادلة الموزونة للتفاعل.



الحمض	معادلة التأيّن	K _a (298 K)
الهيدروكبريتيك. التأيّن الأول	H ₂ S ⇌ H ⁺ + HS ⁻	8.9 × 10 ⁻⁸
الهيدروكبريتيك. التأيّن الثاني	HS ⁻ ⇌ H ⁺ + S ²⁻	1 × 10 ⁻¹⁹
الهيدروفلوريك	HF ⇌ H ⁺ + F ⁻	6.3 × 10 ⁻⁴
الهيدروسيانيك	HCN ⇌ H ⁺ + CN ⁻	6.2 × 10 ⁻¹⁰
الأسيتيك	CH ₃ COOH ⇌ H ⁺ + CH ₃ COO ⁻	1.8 × 10 ⁻⁵
الكربونيك. التأيّن الأول	H ₂ CO ₃ ⇌ H ⁺ + HCO ₃ ⁻	4.5 × 10 ⁻⁷
الكربونيك. التأيّن الثاني	HCO ₃ ⁻ ⇌ H ⁺ + CO ₃ ²⁻	4.7 × 10 ⁻¹¹

21. فيسأ 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 متعادلاً.

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

لما قيمة pH للمحلول؟

4.7

6.6

7.4

3.5

مثال 1

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

1. محاليل المسألة

معطى: تركيز H^+ = $1.0 \times 10^{-5} \text{ M}$. ونريد أن نحسب $[OH^-]$ باستخدام $K_w = 1.0 \times 10^{-14}$. يمكننا استخدام تعبير ثابت تأين الماء لإيجاد قيمة $[OH^-]$ نظرًا لأن $[H^+] = 1.0 \times 10^{-5} \text{ M}$. يمكننا أيضًا أن نستخدم $K_w = 1.0 \times 10^{-14}$ ونحل لإيجاد قيمة $[OH^-]$.

2. حساب المجهول

استخدم ثابت تأين الماء.

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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، $[H^+] = [OH^-] = 1 \times 10^{-7} \text{ M}$.

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 الهيدروجين والهيدروكسيد. يمكن تبسيط معادلة الاتزان بالطريقة الآتية.



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

ثابت تأين الماء $K_w = [H^+][OH^-]$

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 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 $1.0 \times 10^{-7} \text{ M}$. ومن ثم، فإنه عند 298 K، تكون قيمة K_w تساوي 1.0×10^{-14} .

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 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 $1.0 \times 10^{-7} \text{ M}$. ومن ثم، فإنه عند 298 K، تكون قيمة K_w تساوي 1.0×10^{-14} .

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

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



K_w ومبدأ لو شاتيليه ناتج ضرب $[H^+]$ و $[OH^-]$ يساوي دائمًا 1.0×10^{-14} عند 298 K. معنى هذا أنه إذا زاد تركيز أيونات H^+ ، فإن تركيز أيونات OH^- يبد أن ينقص.

بالمثل، الزيادة في تركيز أيونات OH^- تتسبب في نقص في تركيز أيونات H^+ . ففكر في هذه التغيرات في ضوء مبدأ لو شاتيليه، الذي فرأت 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^- البمثال 1 يظهر كيف يمكنك استخدام K_w لحساب تركيز H^+ أو OH^- إذا كنت تعرف تركيز أحدهما.

Calculate the pH and POH of aqueous solutions

Text book+example 2,3 and 4+ Applications



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

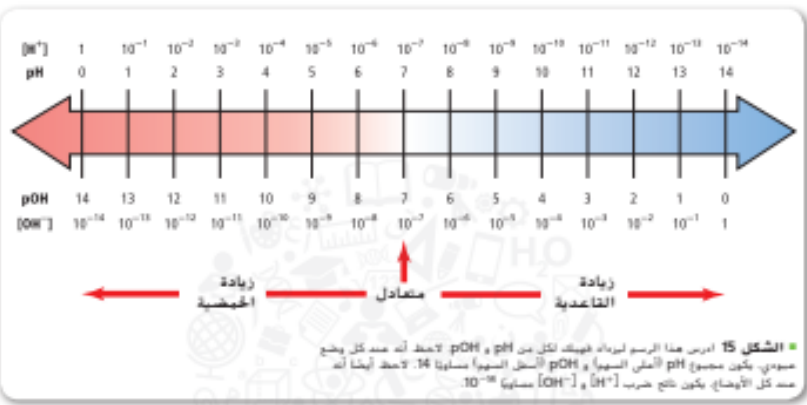
$K_w = [H^+][OH^-]$

$PH + POH = 14$

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

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

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



مثال 2

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

1 تحليل المسألة

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

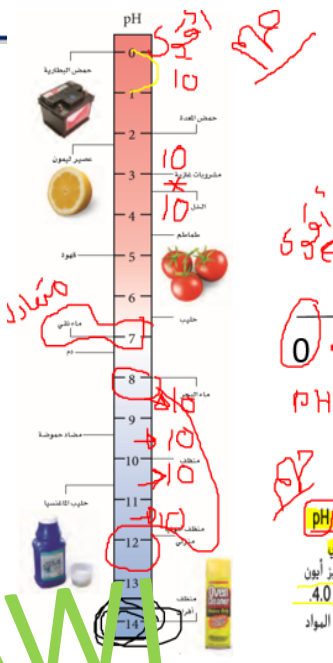
2 حساب المحلول

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

استبدل $[H^+] = 1.0 \times 10^{-7} M$

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

الرقم الهيدروجيني pH لمحلول متعادل عند 298 K يساوي 7.00

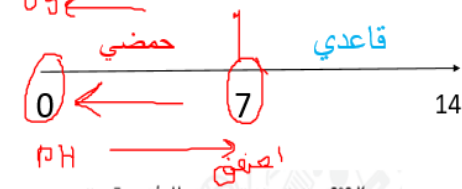


الرقم الهيدروجيني والرقم الهيدروكسيدي

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

الرقم الهيدروجيني PH : سالب لوغاريتم تركيز ايونات 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 بناء على اللوغاريتمات الشائعة. الرقم الهيدروجيني pH لمحلول هو سالب لوغاريتم تركيز أيون الهيدروجين.

الرقم الهيدروجيني pH لمحلول يساوي سالب لوغاريتم تركيز أيون الهيدروجين.

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

الرقم الهيدروكسيدي pOH

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

أيون الهيدروكسيد $[OH^-]$ يمثل تركيز 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.

$K_w = -\log [K_w]$

$pH + pOH = 14.00$

مجموع pH و pOH يساوي 14.00

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

A. 2 مرّتان
B. 10 مرّات
C. 100 مرّة
D. 1000 مرّة

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

9.8
7.5
4.3
13.1

T.KAWTHAR HENDAWI

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

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

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

$$\text{pOH} = 3.19$$

$$\text{pH} = 14.00 - \text{pOH} = 14.00 - 3.19 = 10.81$$

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

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

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

$$\text{pH} = 8.44$$

$$\text{pOH} = 14.00 - \text{pH} = 14.00 - 8.44 = 5.56$$

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

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

$$\text{pH} = 1.60$$

$$\text{pOH} = 14.00 - \text{pH} = 14.00 - 1.60 = 12.40$$

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

$$[\text{OH}^-] = 0.000033 \text{ M} \quad \text{a.}$$

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

$$\text{pOH} = -\log(0.000033)$$

$$\text{pOH} = 4.48$$

$$\text{pH} = 14.00 - 4.48 = 9.52$$

$$[\text{H}^+] = 0.0095 \text{ M} \quad \text{b.}$$

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

$$\text{pH} = -\log(0.0095)$$

$$\text{pH} = 2.02$$

$$\text{pOH} = 14.00 - 2.02 = 11.98$$

احسب قيمتي pH للمحلولين الآتيين عند درجة حرارة 298 K.

$$[\text{H}^+] = 0.0055 \text{ M} \quad \text{a.}$$

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

$$\text{pH} = -\log 0.0055$$

$$\text{pH} = 2.26$$

$$[\text{H}^+] = 0.000084 \text{ M} \quad \text{b.}$$

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

$$\text{pH} = -\log 0.000084$$

$$\text{pH} = 4.08$$

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

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

$$\text{mol H}^+ = \frac{1.0 \times 10^{-7} \text{ mol}}{1 \text{ L}} \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \times 300 \text{ mL} = 3.0 \times 10^{-8} \text{ mol}$$

$$\text{H}^+ \text{ ions} = 3.0 \times 10^{-8} \text{ mol H}^+ \times \frac{6.02 \times 10^{23} \text{ H}^+ \text{ ions}}{1 \text{ mol H}^+} = 1.8 \times 10^{16} \text{ H}^+ \text{ ions}$$

عدد أيونات H^+ تساوي عدد أيونات OH^- تساوي 1.8×10^{16} ions.

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

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

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

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

$$\text{pOH} = 6.00$$

$$\text{pH} = 14.00 - \text{pOH} = 14.00 - 6.00 = 8.00$$

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

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

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

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

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

بما أن $[\text{OH}^-] > [\text{H}^+]$ ، فالمحلول قاعدي.

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

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

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

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

بما أن $[\text{OH}^-] = [\text{H}^+]$ ، فالمحلول متعادل.

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

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

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

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

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

بما أن $[\text{OH}^-] > [\text{H}^+]$ ، فالمحلول قاعدي.

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

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

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

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

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

بما أن $[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$ ، 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.

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

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

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

$$\text{pOH} = 14.00 - 3.70 = 10.30$$

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

1 تحليل المسألة

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

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

2 حساب المجهول

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

pOH للمحلول هو 2.40.

استخدم العلاقة بين pH و pOH لإيجاد pH.

$$\begin{array}{l} \text{اكتب المعادلة التي تربط pH و pOH.} \\ \text{حل لإيجاد قيمة pH.} \\ \text{استبدل } \text{pOH} = 2.40 \\ \text{pH} + \text{pOH} = 14.00 \\ \text{pH} = 14.00 - \text{pOH} \\ \text{pH} = 14.00 - 2.40 = 11.60 \end{array}$$

pH للمحلول هو 11.60.

4 مثال

احسب $[\text{H}^+]$ و $[\text{OH}^-]$ من pH. $[\text{H}^+]$ و $[\text{OH}^-]$ في دم الإنسان الذي يكون له pH 7.40. افترض أن درجة حرارة الدم عند 298 K.

1 تحليل المسألة

تم إعطاؤك الرقم الهيدروجيني pH لمحلول ويجب عليك حساب $[\text{H}^+]$ و $[\text{OH}^-]$. يمكنك الحصول على $[\text{H}^+]$ باستخدام المعادلة التي تحدد pH. اطرح pH من 14.00 لتحصل على pOH واستخدم المعادلة التي تحدد pOH لتحصل على $[\text{OH}^-]$.

$$\begin{array}{l} \text{معلوم} \\ \text{pH} = 7.40 \\ \text{مجهول} \\ [\text{H}^+] = ? \text{ mol/L} \\ [\text{OH}^-] = ? \text{ mol/L} \end{array}$$

2 حساب المجهول

$$\begin{array}{l} \text{حدد } [\text{H}^+] \\ \text{pH} = -\log [\text{H}^+] \\ [\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}} \\ [\text{H}^+] = 10^{-7.40} \\ [\text{H}^+] = 4.0 \times 10^{-8} \text{ M} \end{array}$$

تركيز أيونات H^+ في الدم $4.0 \times 10^{-8} \text{ M}$. حدد $[\text{OH}^-]$.

$$\begin{array}{l} \text{اكتب المعادلة التي تربط pH و pOH.} \\ \text{أوجد حل pOH.} \\ \text{استبدل } \text{pH} = 7.40 \\ \text{اكتب معادلة pOH.} \\ \text{استبدل } \text{pH} = 7.40 \\ \text{اكتب المعادلة لحساب تركيز أيونات الهيدروجين.} \\ \text{استبدل } \text{pOH} = 6.60 \end{array}$$

$$\begin{array}{l} \text{a.} \\ \text{pH} + \text{pOH} = 14.00 \\ \text{pOH} = 14.00 - \text{pH} \\ \text{pOH} = 14.00 - 7.40 = 6.60 \\ \text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] \\ [\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} \\ [\text{OH}^-] = 10^{-6.60} \\ [\text{OH}^-] = 2.5 \times 10^{-7} \text{ M} \end{array}$$

T.KAWTHAR HENDAWI

بحسب قيمة Ka في المحلول المائي لحمض ضعيف من قيمة pH

نص الكتاب مثال 5 تطبيقات

111,110

احسب K_a للحمضين الآتيين:

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

احسب K_a للأحماض الآتية:

a. محلول حمض البنزويك C_6H_5COOH ، الذي تركيزه

$$pOH = 10.70 \text{ و } 0.00330 M$$

$$pH = 14.00 - pOH$$

$$pH = 14.00 - 10.70 = 3.30$$

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

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

$$[C_6H_5COO^-] = [H^+] = 5.0 \times 10^{-4} M$$

$$[C_6H_5COOH] = 0.00330 M - 5.0 \times 10^{-4} M = 0.0028 M$$

$$K_a = \frac{[H^+][C_6H_5COO^-]}{[C_6H_5COOH]} = \frac{(5.0 \times 10^{-4})(5.0 \times 10^{-4})}{(2.8 \times 10^{-3})}$$

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

مثال 5

احسب K_a من pH استخدم حمض الفورميك الموجود السابق الذي نأخذ من أمثلة المحلول ونجعله إلى محلول خفيف الزرق الهيدروجيني pH لمحلول $0.100M$ من حمض الفورميك (HCOOH) أو 2.38 ما قيمة K_a لحمض HCOOH

1 تحليل المسألة

تم إعطاءك pH لمحلول حمض الفورميك، وهو ما يتيح لك حساب تركيز أيون الهيدروجين.

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

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

معلوم

$pH = 2.38$
تركيز المحلول = $0.100M$

2 حساب المجهول

استخدم pH لحساب $[H^+]$

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

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

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

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

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

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

$$K_a = \frac{[H^+][HCOO^-]}{[HCOOH]} = \frac{(4.2 \times 10^{-3})(4.2 \times 10^{-3})}{(0.096)} = 1.8 \times 10^{-4}$$

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

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

$$pH = 14.00 - pOH$$

$$pH = 14.00 - 11.00 = 3.00$$

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

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

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

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

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

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

c. محلول حمض البيوتاتويك C_3H_7COOH ، الذي تركيزه $0.15 M$ و $pOH = 11.18$

$$pH = 14.00 - pOH$$

$$pH = 14.00 - 11.18 = 2.82$$

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

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

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

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

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

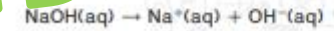
$$K_a = 1.5 \times 10^{-5}$$

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



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

المولارية والرقم الهيدروجيني pH للقواعد القوية بالمثل فإن المحلول 0.1M من القاعدة القوية NaOH في الشكل 17 ينتج أيوناً تانياً.



وحدة صيغة واحدة من NaOH تنتج أيون OH^- واحد. وهكذا، فإن تركيز أيونات OH^- هو نفس مولارية المحلول. 0.1M. بعض القواعد القوية، مثل هيدروكسيد الكالسيوم، $Ca(OH)_2$ ، نحتوي على أيونين أو أكثر من OH^- في كل وحدة صيغة. تركيز أيون OH^- في محلول $Ca(OH)_2$ ضعف مولارية المركب الأيوني. على سبيل المثال، تركيز أيونات الهيدروكسيد في محلول $Ca(OH)_2$ $7.5 \times 10^{-4} M$ هو $1.5 \times 10^{-3} M$.

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

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

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



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

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



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

$$pH = 14.00 - pOH$$

$$pH = 14.00 - 11.32 = 2.68$$

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

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

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

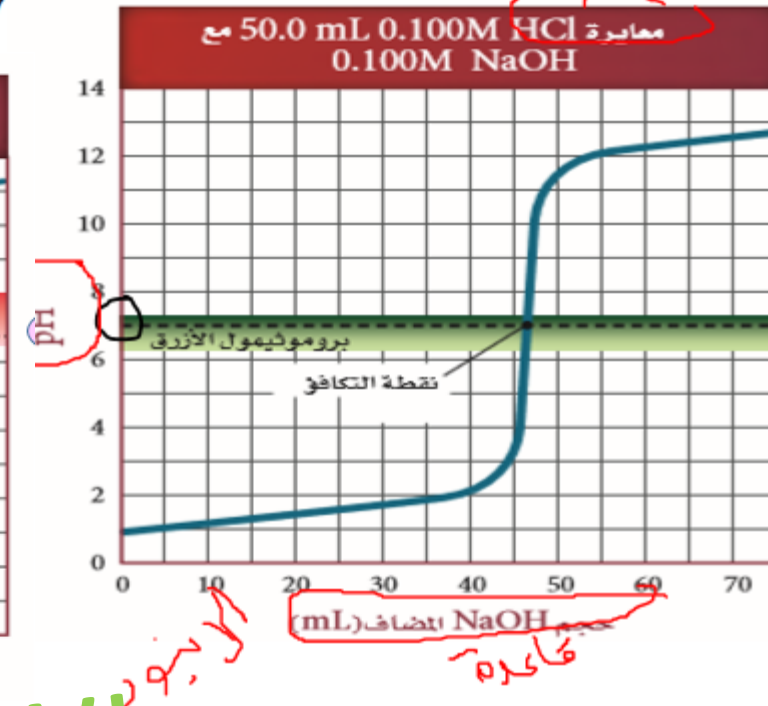
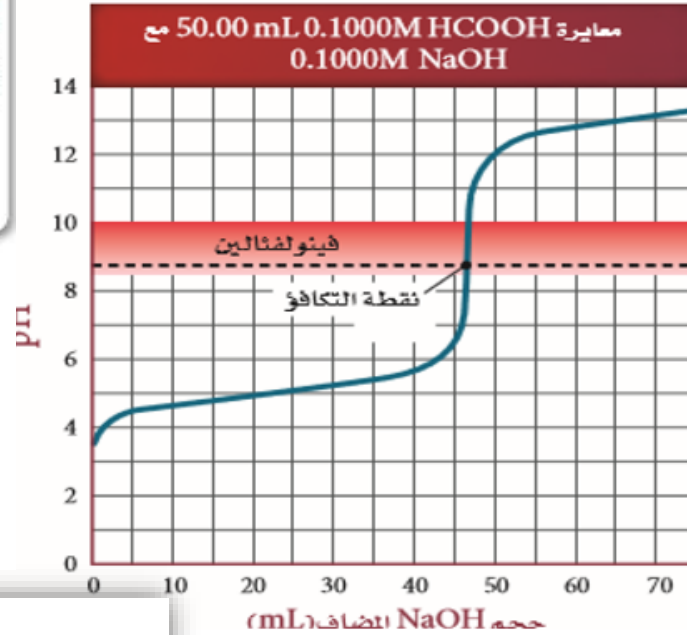
$$[HX] = 0.0091 - 0.0021 = 0.0070 M$$

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



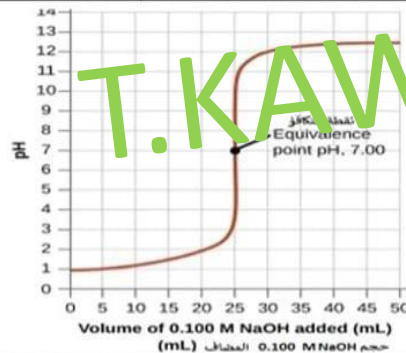
الشكل 23 يوضح لون الشاي الداكن البالكاف فانتفا عند إضافة بعض عصير الليمون إليه. الباندة التي يحتويها الشاي هي الكاشف. معظم الكواشف عبارة عن جزيئات كبيرة تملأ كأجسام ضعيفة. تفسر الخروق البسيطة في أنماط الترابط عند تآين أو عدم تآين جزيء الكاشف التغيرات في اللون.

كواشف الحمض - القاعدة يستخدم الكيميائيون في الغالب صبغاً كيميائياً بدلاً من مقياس الرقم الهيدروجيني لتحديد نقطة تكافؤ معايرة الحمض - القاعدة. يطلق على الأصباغ الكيميائية التي تتأثر ألوانياً بالمحاليل الحمضية والقاعدية اسم **كواشف الحمض - القاعدة**. تملأ الكثير من المواد الطبيعية ككواشف. إذا استخدمت عصير الليمون في مشروبك من الشاي، ربما تكون قد لاحظت أن لون الشاي البني يصبح فاتحاً عند إضافة عصير الليمون إليه، كما يظهر في **الشكل 23**. يحتوي الشاي على مركبات تسمى البوليفينولات أو متعددات الفينول والتي تحتوي على ذرات هيدروجين قابلة للتأين بشكل طفيف ومن ثم فهي أجسام ضعيفة. إضافة الحمض في صورة عصير الليمون إلى فنجان الشاي يثبط عملية التآين طبقاً لبدأ لو شاتليه. وتصبح لون البوليفينولات غير البتائية أكثر وضوحاً. يوضح **الشكل 24** الكثير من الكواشف التي يستخدمها الكيميائيون. كما يظهر في **الشكل 22**. فإن أزرق البروموثيمول يعتبر خياراً جيداً لمعايرة حمض قوي مع قاعدة قوية. ويتغير لون البيونفثالين عند نقطة تكافؤ معايرة حمض ضعيف مع قاعدة قوية.



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 و جدول الكواشف الموضحة أدناه؟



مدى الكاشف Indicator range	الكاشف Indicator
8.2-10	فينولفثالين Phenolphthalein
6.0-7.6	أزرق البروموثيمول Bromthymol blue

- | | |
|--|---|
| A. The acid is weak, and Phenolphthalein is the suitable indicator to use in this titration | A. الحمض ضعيف والكاشف المناسب استخدامه في هذه المعايرة هو الفينولفثالين |
| B. The acid is strong, and Bromothymol blue is the suitable indicator to use in this titration | B. الحمض قوي والكاشف المناسب استخدامه في هذه المعايرة هو أزرق البروموثيمول |
| C. The acid is strong, and Phenolphthalein is the suitable indicator to use in this titration | C. الحمض قوي والكاشف المناسب استخدامه في هذه المعايرة هو الفينولفثالين |
| D. The acid is weak, and Bromothymol blue is the suitable indicator to use in this titration | D. الحمض ضعيف والكاشف المناسب استخدامه في هذه المعايرة هو أزرق البروموثيمول |

T.KAWANTHAR HENDAWI

خطوات إجراء المعايرة كيف تتم عملية معايرة الحمض - القاعدة؟

1. يتم وضع حجم محدد من محلول حمضي أو قاعدي بتركيز معين في كبريتي الأولية وتسجل. يتم ملئ سحاحة بمحلول معايرة معلوم التركيز. يُطلق على هذا المحلول اسم المحلول القياسي أو **محلول المعايرة**.
2. تُضاف الأحجام الخمسة من المحلول القياسي ببطء وتُرج في المحلول في الكأس. يتم قراءة pH وتسجيلها بعد كل إضافة. تستمر هذه العملية حتى يصل التفاعل إلى **نقطة التكافؤ**، وهي تلك النقطة التي تتساوى عندها مولات أيون H^+ من الحمض مع مولات أيون OH^- من القاعدة.

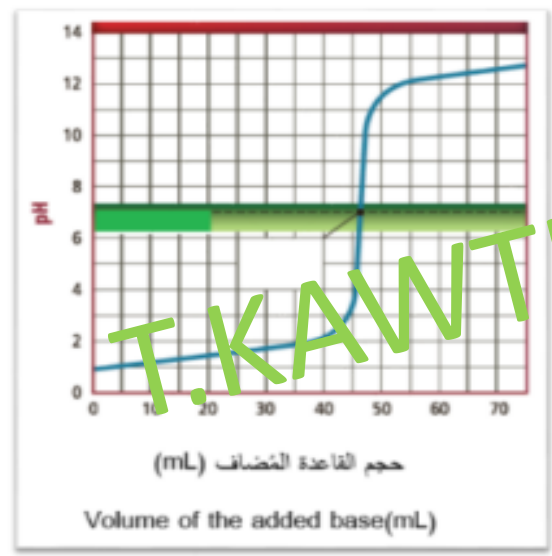
يوضح **الشكل 22a** كيف يتغير pH المحلول خلال معايرة 50.0 mL من 0.100M HCl وهو حمض قوي. مع 0.100M NaOH، وهو قاعدة قوية. pH الابتدائية لـ 0.100M HCl تساوي 1.00. مع إضافة NaOH، يتعادل الحمض وتزيد pH المحلول تدريجياً. ولكن عندما يكون قد تم استخدام كل أيونات H^+ من الحمض تقريباً، تزيد pH بشكل كبير مع إضافة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

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

Which of the following is true regarding the titration

أي مما يأتي صحيح فيما يتعلق بمنحنى المعايرة أدناه؟

curve below?



T.KAWINTHAR HENDAWI

خطوات المعايرة / مثال : حمض ضعيف بقاعدة قوية

3



تكون نقطة نهاية المعايرة عندما يصبح اللون وردياً فاتحاً. تبين القراءة الدقيقة للمساحة أن 0.1000 M NaOH 18.28 mL الذي تركيزه 0.1000 M قد تمت إضافته.

نقطة نهاية المعايرة

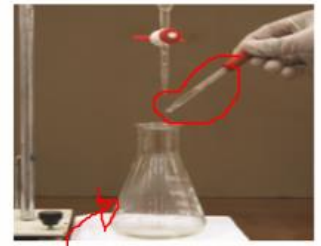
النقطة التي يتغير فيها لون الكاشف في المعايرة .

2



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

1



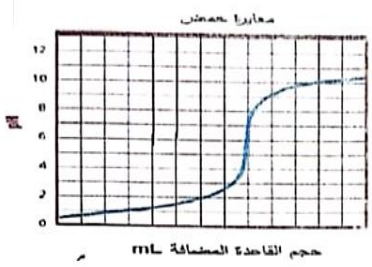
تحتوي المساحة على المحلول القياسي 0.1 M NaOH ويحتوي الدورق المخروطي على 25.00 mL من محلول HCOOH مع قطرات من كاشف الفينولفثالين.

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

الكاشف	أزرق البروموفينول	البيثيل 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

الحمض ضعيف والقاعدة ضعيفة والكاشف الملحم هو أزرق البروموفينول	The acid is weak, and the base is weak and the suitable indicator is Bromophenol blue
الحمض قوي والقاعدة ضعيفة والكاشف الملحم هو أحمر الميثيل	The acid is strong, and the base is weak and the suitable indicator is Methyl red
الحمض قوي والقاعدة قوية والكاشف الملحم هو أزرق بروموتيمول	The acid is strong, and the base is strong and the suitable indicator is Bromothymol blue
الحمض ضعيف والقاعدة قوية والكاشف الملحم هو برتقالي الميثيل	The acid is weak, and the base is strong and the suitable indicator is Methyl orange

- ادرس منحنى المعايرة أدناه وجدول الكواشف المرافق ، 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	ثيموثالين
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؟

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
 $M_A = ? \text{ mol/L}$
 $V_A = 25.00 \text{ mL HCOOH}$
 $V_B = 18.28 \text{ mL NaOH}$
 $M_B = 0.1000M$

حساب المجهول
 اكتب معادلة موازنة بالمسح لتفاعل التعادل.
 $\text{HCOOH(aq)} + \text{NaOH(aq)} \rightarrow \text{HCOONa(aq)} + \text{H}_2\text{O(l)}$

اكتب العلاقة المولية بين الحمض والقاعدة.
 حوّل حجم القاعدة من mL إلى L.
 $V_B = 18.28 \text{ mL} \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} = 0.01828 \text{ L}$
 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.
 $1.828 \times 10^{-3} \text{ mol HCOOH} = (M_A)(V_A)$
 $M_A = \frac{1.828 \times 10^{-3} \text{ mol HCOOH}}{V_A}$
 $V_A = 25.00 \text{ mL} \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} = 0.02500 \text{ L HCOOH}$
 $M_A = \frac{1.828 \times 10^{-3} \text{ mol HCOOH}}{0.02500 \text{ L HCOOH}} = 7.312 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$

اكتب العلاقة المولية بين مولات القاعدة ومولارية القاعدة. وحجم القاعدة.
 استبدل $M_B = 0.1000M$ و $V_B = 0.01828 \text{ L}$.

اكتب العلاقة بين مولات الحمض ومولارية الحمض. وحجم الحمض.
 أوجد حل M_A .

حوّل حجم الحمض من mL إلى L.
 استبدل $V_A = 0.02500 \text{ L}$.

لحظ حجم الحمض. ما هو تركيز محلول الأمونيا المستعمل في مواد التنظيف المنزلي إذا تطلب HCl 49.90 mL وتركيزه 0.5900 M لمعادلة 25.00 mL من هذا المحلول؟

ما هو تركيز محلول حمض النيتريك إذا تطلب 43.33 mL من محلول KOH تركيزه 0.1000 M لمعادلة 20.00 mL من محلول حمض النيتريك؟

اكتب معادلة التفاعل واحسب عدد مولات HCl.

$$3\text{NaOH} + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Na}_3\text{PO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$$

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

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

$$= 0.00750 \text{ mol}$$

$$\text{HCl} + \text{NH}_3 \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{Cl}^-$$

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

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

$$\text{HNO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$$

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

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

عند نقطة التعادل يكون:

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

احسب عدد مولات NH_3 ثم احسب مولاريتها.

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

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

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

احسب عدد مولات HNO_3 ثم احسب مولاريتها.

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

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

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

من المولارية، احسب حجم NaOH اللازم.

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

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

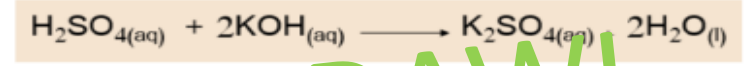
$$(L_{\text{NaOH}})(M_{\text{NaOH}}) = 0.00750 \text{ mol}$$

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

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

In an acid-base titration, 25.80 mL of a sulfuric acid solution H_2SO_4 is titrated to the end point by 54.70 mL of 0.6500M potassium hydroxide KOH solution. What is the molarity of the H_2SO_4 solution?

في معايرة الحمض - القاعدة، تتم معايرة 25.80 mL من محلول حمض الكبريتيك H_2SO_4 حتى نقطة النهاية بمقدار 54.70 mL من محلول 0.6500 M هيدروكسيد البوتاسيوم KOH. فما مولارية محلول H_2SO_4 ؟



T.KAWTHAR HENDAWI

0.7 M

0.6 M

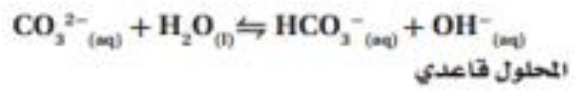
1.2 M

1.4 M

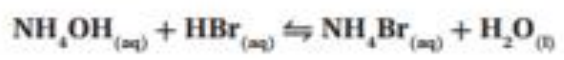
أي الأملاح التالية يُنتج محلولًا حمضيًا عندما يذوب في الماء؟

كربونات الكالسيوم CaCO_3	()
نترات الأمونيوم NH_4NO_3	()
فلوريد البوتاسيوم KF	()
أسيتات الزرنيكديوم $\text{RbC}_2\text{H}_3\text{O}_2$	()

d. كربونات الكالسيوم



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

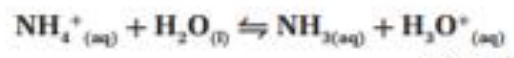


ستكون أيونات الهيدرونيوم، لذا ستكون pH أقل من 7.

T.KAWTHAR HENDAWI

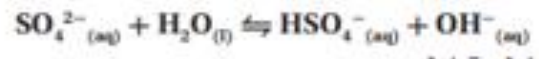
اكتب معادلات التفاعلات لتفاعلات الأملاح التي تحدث عند إذابة الأملاح الآتية في الماء، وصّف كل منها إلى حمضي، أو قاعدي، أو متعادل:

a. نترات الأمونيوم



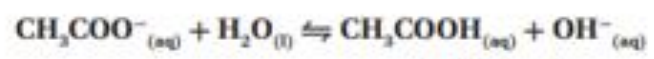
المحلول حمضي

b. كبريتات البوتاسيوم



المحلول متعادل

c. إيثانوات الزرنيكديوم



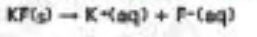
المحلول قاعدي



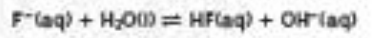
التحلل المائي للأملاح (التسيؤ) Salt Hydrolysis

في الشكل 26، تبت إذابة عدة قطرات من محلول كلوريد الأزرق البروميدول إلى محلول مائي 0.10M من أملاح كلوريد الأمونيوم (NH_4Cl) ونترات الصوديوم (NaNO_2)، وكلوريد البوتاسيوم (KF). كما أنّ نترات الصوديوم الكاشف إلى اللون الأخضر. وهو ما يعني أنّ المحلول متعادل. اللون الأزرق لمحلول KF يعني أنّ المحلول قاعدي، بينما يفسر اللون الأصفر لمحلول كلوريد الأمونيوم إلى أنّ المحلول حمضي. لماذا تكون بعض المحاليل المائية للأملاح متعادلة. وبعضها قاعدية. وبعضها حمضية؟ تتفاعل الكثير من الأملاح مع الماء في عملية تُعرف باسم التحلل المائي للأملاح (التسيؤ). في التحلل المائي للأملاح (التسيؤ)، تستحل أيونات الملح المتكافئة أيونات الهيدروجين من الماء أو تقوم كاتيونات الملح المتكافئ بتحلل أيونات الهيدروجين من الماء.

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

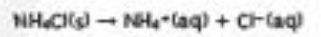


لا تتفاعل أيونات K^+ مع الماء، ولكن أيونات F^- فهي قاعدة بروتنيد-لوري ضعيفة. بعض أيونات الفلوريد تُهدم هذا الأثران مع الماء:

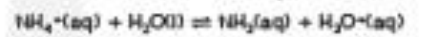


يتم إنتاج جزيئات فلوريد الهيدروجين وأيونات OH^- . إنتاج أيونات OH^- يجعل المحلول قاعديًا.

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

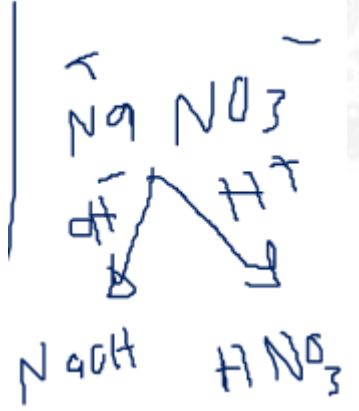


لا تتفاعل أيونات Cl^- مع الماء، ولكن أيون NH_4^+ فهو حمض بروتنيد-لوري ضعيف. تتفاعل أيونات الأمونيوم مع جزيئات الماء ويبدأ هذا الأثران:



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

الأملاح التي تُنتج محاليل متعادلة: نترات الصوديوم (NaNO_2) عبارة عن ملح لحمض قوي (HNO_2) ولقاعدة قوية (NaOH). يحدث التفاعل بين الأملح (التسيؤ) أو لا يحدث على الإطلاق لأنه لا Na^+ ولا NO_2^- يتفاعلان مع الماء. ومن ثَم فإن محلول نترات الصوديوم متعادل.



تطبيقات

47. اكتب معادلات تفاعلات تسيؤ الأملاح التي تحدث عند ذوبان الأملاح التالية في الماء. صنف كل منها كحمضي أو قاعدي أو متعادل.

a. نترات الأمونيوم
b. كربونات البوتاسيوم
c. أسيتات الزرنيكديوم
d. كربونات الكالسيوم

48. مسأله التحفيز اكتب المعادلة الخاصة بالتفاعل التي يحدث في معايرة هيدروكسيد الأمونيوم NH_4OH مع بروميد الهيدروجين HBr . هل ستكون pH عند نقطة التكاؤ أكبر أم أصغر من 7؟

انتقال الإلكترون وتفاعل الأكسدة والاختزال
 كما تعلمت سابقاً أن التفاعل الكيميائي يمكن تصنيفه كأحد الأنواع الخمسة الاتحاد أو التفتك أو الاحتراق أو استبدال أحادي أو استبدال ثنائي. **السمة السريعة للاحتراق وتفاعلات الاستبدال الأحادي أنها تتشارك في انتقال الإلكترونات من مادة إلى أخرى كما يحدث في الكثير من تفاعلات الاتحاد والتفتك.** مثال لذلك، تفاعل الاتحاد بين الصوديوم (Na) والكلور (Cl₂) لتكوين مركب كلوريد الصوديوم الأيوني (NaCl). حيث ينتقل إلكترونان من ذرتي الصوديوم إلى جزيء Cl₂ ويتكون أيونين من Cl⁻.
 المعادلة الكيميائية الكاملة، $2Na(s) + Cl_2(g) \rightarrow 2NaCl(s)$.
 المعادلة الكيميائية الأيونية الصرفة، $2Na^+ + 2Cl^-$.
 مثال لتفاعل الاحتراق هو احتراق المغنيسيوم في الهواء والذي يتضمن انتقال للإلكترونات.
 المعادلة الكيميائية الكاملة، $2Mg(s) + O_2(g) \rightarrow 2MgO(s)$.
 المعادلة الأيونية الصرفة، $2Mg^{2+} + 2O^{2-}$.
 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 (Mg²⁺) وذرتا الأكسجين تصبح أيونين أكسيد (O²⁻). **يسمى التفاعل الذي فيه تنتقل الإلكترونات من مادة إلى أخرى تفاعل أكسدة واختزال.**

5. فيما يتعلق بمعادلة الأكسدة والاختزال التالية، **أي العبارات التالية صحيحة؟**

$Zn(s) + CuSO_4(aq) \rightarrow ZnSO_4(aq) + Cu(s)$

زيد العدد

Zn يتحول إلى Zn²⁺

Cu يتحول إلى Cu²⁺

يحدث أكسدة للخارصين عندما يفقد إلكترونين

يحدث اختزال للنحاس إلكترونين فيحدث له اختزال

6. أي من التغيرات المقابلة تعتبر أكسدة؟

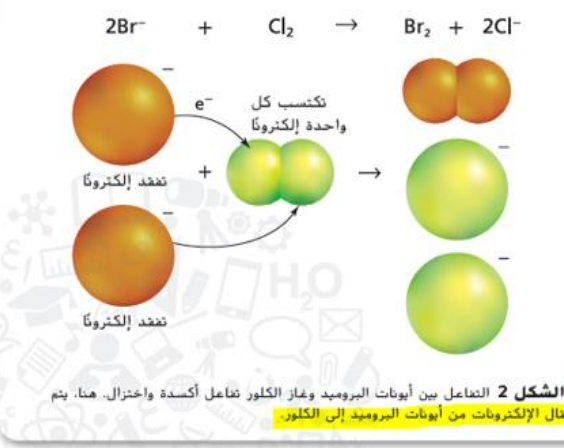
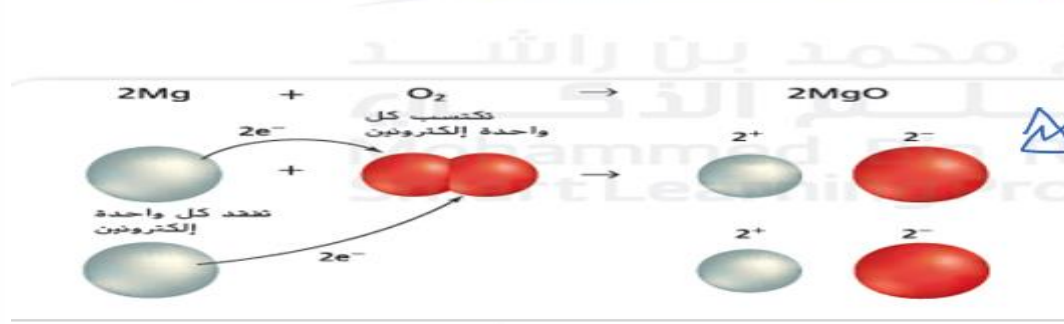
1	$2F^- \rightarrow F_2 + 2e^-$	السمة	فقد
2	$IO_3^- + 2e^- \rightarrow IO_4^-$	اختزال	التي
3	$Na \rightarrow Na^+ + e^-$	السمة	فقد

1 فقط

2 و 3 فقط

1 و 3 فقط

2 فقط



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

الأكسدة: $Na \rightarrow Na^+ + e^-$

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

الاختزال: $Cl_2 + 2e^- \rightarrow 2Cl^-$

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

الشكل 2 التفاعل بين أيونات البروميد وغاز الكلور لتفاعل 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.

المعادلة الكيميائية الكاملة، $2KBr(aq) + Cl_2(aq) \rightarrow 2KCl(aq) + Br_2(aq)$.
 المعادلة الأيونية الصرفة، $2Br^-(aq) + Cl_2(aq) \rightarrow Br_2(aq) + 2Cl^-(aq)$.

علماً بأن الكلور يستقبل الإلكترونات من أيونات البروميد ليصبح أيونات الكلوريد. عندما يفقد أيون البروميد الإلكترونات ترتبط ذرات البروم وشكل رابطة تساهمية مع بعضها لتكوين جزيء Br₂.

أي مما يأتي صحيح فيما يتعلق بالتفاعل أعلاه؟

اكتسبت ذرة البوتاسيوم K إلكترونًا وحدث لها اختزال

فقدت ذرة البوتاسيوم K إلكترونًا وحدث لها أكسدة

اكتسب الكلور F₂ إلكترونات وحدث له أكسدة

فقد الكلور F₂ إلكترونات وحدث له أكسدة

T.KAWTHAR HENDAWI

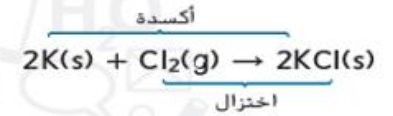
جدول 1 ملخص تفاعلات الأكسدة والاختزال	
	عمليات
<ul style="list-style-type: none"> X يفقد إلكترون. X عامل مختزل ويتأكسد. عدد تأكسد X يزداد. 	الأكسدة <ul style="list-style-type: none"> يفقد المتفاعل إلكترون. العامل المختزل يتأكسد. زيادة عدد التأكسد.
<ul style="list-style-type: none"> Y يكتسب إلكترون. Y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

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 بأكسابها إلكترونات تسمى **عامل مؤكسد**. يصف هذا المصطلح المادة المختزلة. **المادة التي اختزلت مادة أخرى يفقدان الإلكترونات تسمى عامل مختزل**.

يعطي العامل المختزل إلكترونات للعامل المؤكسد. يتأكسد العامل المختزل لأنه يفقد إلكترونات. العامل المختزل في تفاعل البوتاسيوم أو الكلور هو البوتاسيوم_المادة التي تأكسدت.

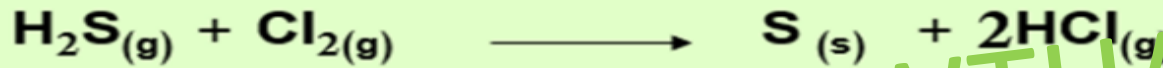


عامل مؤكسد: Cl_2
عامل مختزل: البوتاسيوم

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



Cl_2

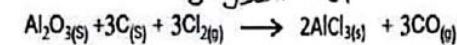
S

H_2S

HCl

T.KAWTHAR HENDAWI

15. ما العامل المؤكسد في التفاعل الكيميائي التالي؟



$AlCl_3(s)$

$Cl_2(g)$

$C(s)$

$Al_2O_3(s)$

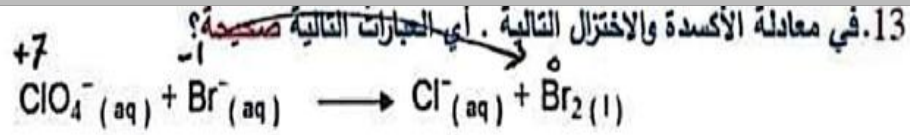
الكلور صحت له اختزال فهو عامل مؤكسد

تحديد اعداد التاكسد

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

الجدول 2 قواعد تحديد أعداد التاكسد

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



يتغير عدد تأكسد Cl من -1 إلى صفر

يتغير عدد تأكسد Cl من -1 إلى 4

يتغير عدد تأكسد Br من -1 إلى 2

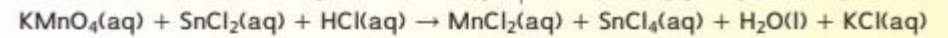
يتغير عدد تأكسد Br من -1 إلى صفر

ما الترتيب التصاعدي الصحيح للصيغ التالية حسب عدد تأكسد الكلور
ng order of the following
xidation number of
في كل منها؟



T.KAWTHAR HENDAWI

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

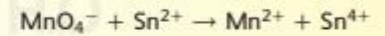


1 تحليل المسألة

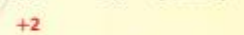
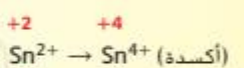
يحدث التفاعل في محلول حمضي. اتبع القواعد لتحديد أعداد التأكسد وخطوات الوزن باستخدام طريقة نص معادلة التفاعل.

2 حساب المجهول

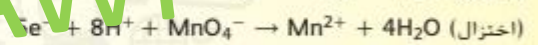
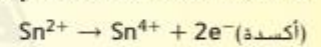
اكتب المعادلة الأيونية غير الموزونة للتفاعل.



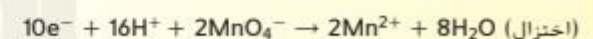
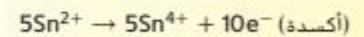
اكتب معادلات غير كاملة لأنصاف تفاعلات الأكسدة والاختزال متضمنة أعداد التأكسد.



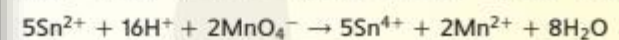
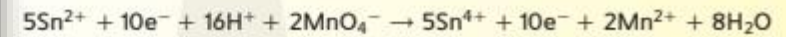
قم بموازنة الذرات والشحنات في التفاعلات النصفي.



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

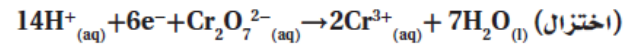
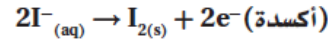
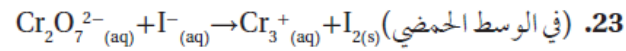
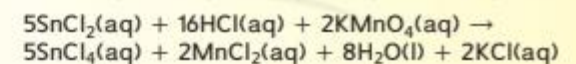


قم بجمع تفاعلي الأكسدة والاختزال وبسط المعادلة بحذف وتجميع الأنواع المتشابهة.

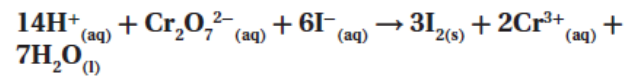
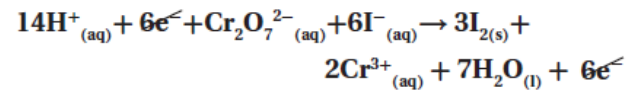


استعد وصف الحالة وأعد الأيونات المتفرجة (K^+ و Cl^-).

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



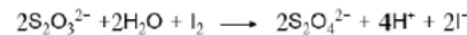
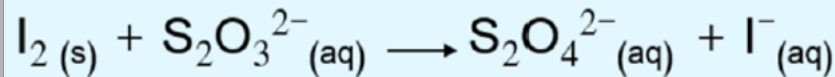
اضرب نصف تفاعل الأكسدة في 3، ثم اجمعه مع نصف تفاعل الاختزال:



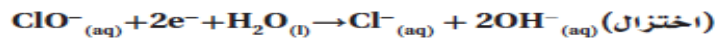
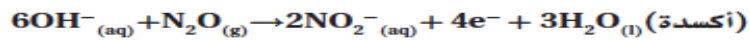
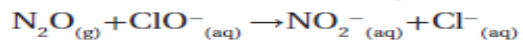
في المحلول الحمضي تكون جزيئات H_2O متوفرة بكثرة ويمكن استخدامها لوزن ذرات الأكسجين. أيونات H^+ متوفرة وتستخدم لوزن الشحنات.

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

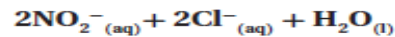
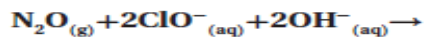
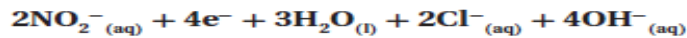
باستخدام طريقة نصف التفاعل لوزن تفاعلات الأكسدة والاختزال، ما المعادلة الموزونة الصحيحة للتفاعل التالي في المحلول الحمضي؟



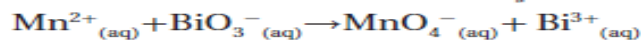
25. تحفيز (في الوسط القاعدي)



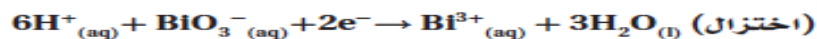
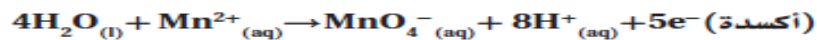
اضرب نصف تفاعل الاختزال في 2، ثم اجمعه مع نصف تفاعل الأكسدة:



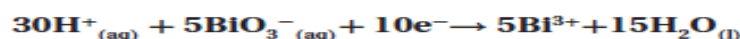
24. (في الوسط الحمضي)



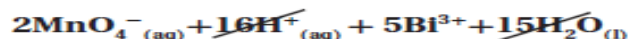
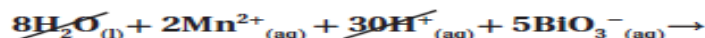
a. اكتب نصفي تفاعل الأكسدة والاختزال ثم زفهما:



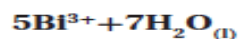
b. اضرب نصف تفاعل الأكسدة في 2، واضرب نصف تفاعل الاختزال في 5، لجعل عدد الإلكترونات متساوياً نصفي التفاعل:



c. اجمع نصفي التفاعل بعد حذف المتشابهات:



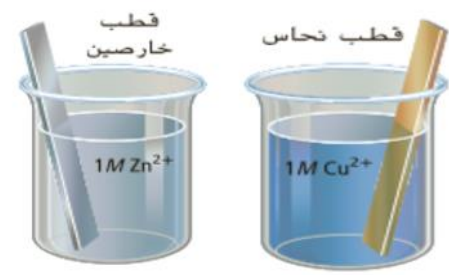
d. بعد الاختصار نحصل على المعادلة الموزونة الآتية:



الأكسدة والاختزال في الكيمياء الكهربائية

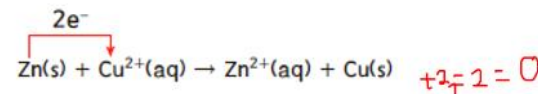
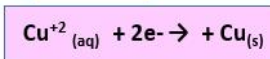
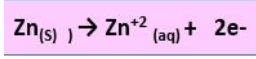
الكيمياء الكهربائية هي دراسة عمليات الأكسدة والاختزال والتي يتم خلالها تحويل الطاقة الكيميائية إلى طاقة كهربائية والعكس. تعتبر العمليات الكهروكيميائية عمليات معقدة في مجال الصناعة كما تعتبر ذات أهمية كبرى في الوظائف الأحيائية.

لقد تعلمت أن جميع تفاعلات الأكسدة والاختزال تتضمن عملية انتقال الإلكترونات من المواد التي تتأكسد إلى الأنواع التي تختزل. يوضح الشكلان 1 و 2 تفاعل أكسدة واختزال بسيط حيث تتأكسد ذرات الخارصين لتكوّن أيونات (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.

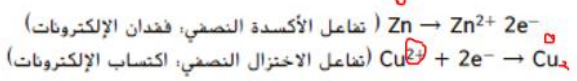


أكسدة

اختزال



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



ماذا تعتقد أنه سيحدث إذا فصلت التفاعل النصفية للأكسدة عن التفاعل النصفية 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).



يوفر تفاعل الأكسدة والاختزال طاقة لإضاءة مصباح.



الشكل 2 تُؤدّي إضافة القطرة الملحية إلى إكمال المسار. تحرك الأيونات السالبة عبر القطرة الملحية وصولاً إلى جهة الخارصين. تحرك الأيونات الموجبة عبر القطرة الملحية وصولاً إلى جهة النحاس.

ولحل هذه المشكلة، يجب إضافة قطرة ملحقة للنظام. **القطرة الملحية** هي مسار للحفاظ على

تعداد المحلول حيث يسمح بمرور الأيونات من جهة إلى الأخرى. كما هو موضح في الشكل 2 تتكوّن القطرة الملحية من أيون 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 والقطرة الملحية في مكانها.

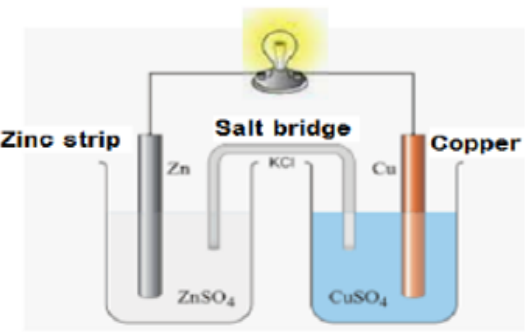
الخلايا الكهروكيميائية يُعدّ الجهاز الموضح في الشكل 2 نوع من أنواع الخلايا الكهروكيميائية والتي تُدعى الخلايا الفولتية. **الخلية الكهروكيميائية هي جهاز** يستخدم تفاعل الأكسدة والاختزال لإنتاج الطاقة الكهربائية أو يستخدم الطاقة الكهربائية لإحداث تفاعل كيميائي. **الخلية الفولتية هي نوع من أنواع الخلايا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

الشكل 3 يشابه هذا الشكل مع إحدى الخلايا الأولى لأليساندرو فولتا والتي تتكوّن من أقراص من الخارصين والنحاس مرفقة في طبقات متبادلة ويحفظها قطع من الخشب أو الورق الخشن المغمس في محلول حمضي. يزداد التيار الكهربائي بزيادة عدد الأقراص الفولتية المستخدمة.



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 القطرة الملحية وصولاً إلى جهة النحاس

Positive zinc ions build up around the zinc electrode

تتراكم أيونات الخارصين الموجبة حول القطب الكهربائي للخارصين

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

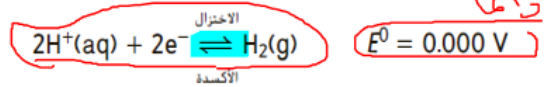
يعمل السلك كمنفذ للإلكترونات من لوح الخارصين إلى لوح النحاس

T.KAWTHAR HENDAWI

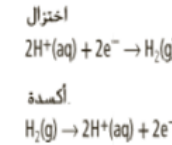
حساب جهود الخلايا الكهروكيميائية

نذكر أن عملية اكتساب الإلكترونات تُسمى الاختزال. وبما أن هذه الحقيقة، فإن ميل المادة لاكتساب إلكترونات هو **جهد الاختزال** لا يمكن تحديده إمكانية الاختزال للقطب الكهربائي مباشرة حيث يجب افتراض تفاعل الاختزال النصف مع تفاعل الأكسدة النصف. عند افتراض التفاعلين النصفين مع بعضهما البعض، يتوافق الجهد المتولد مع الفرق في الجهد بين التفاعلين. يتم التعبير عن فرق الجهد الكهربائي بين القطبين بالفولت (V).

قطب الهيدروجين القياسي قرر الكيميائيون منذ زمن بعيد قياس جهد الاختزال لجميع الأقطاب الكهربائية مقابل قطب واحد وهو قطب الهيدروجين القياسي. يتكون **قطب الهيدروجين القياسي** من لوح صغير من البلاتين المغمر في محلول حمض الهيدروكلوريك (HCl) الذي يحتوي على أيونات الهيدروجين بتركيز 1M ويتم ضخ غاز الهيدروجين (H_2) في المحلول عند ضغط 1 atm وتبقى درجة الحرارة ثابتة عند $25^{\circ}C$. كما هو موضح في الشكل 5. يُقدر هذا الجهد والذي يُسمى أيضًا بجهد الاختزال القياسي (E°) لقطب الهيدروجين القياسي بمقدار 0.000 V. يمكن لهذا القطب أن يكون بمثابة تفاعل الأكسدة النصفية أو تفاعل الاختزال النصفية، تبعًا للخلية النصفية المتصلة به. يتمثل التفاعلان المحتملان في القطب الكهربائي الهيدروجيني فيما يلي:



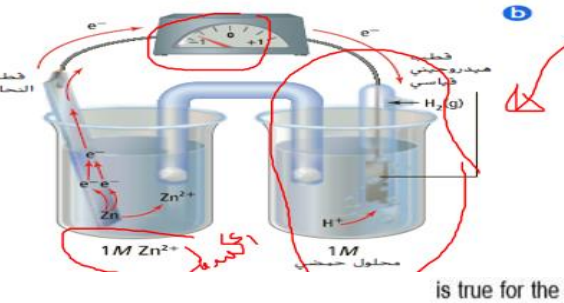
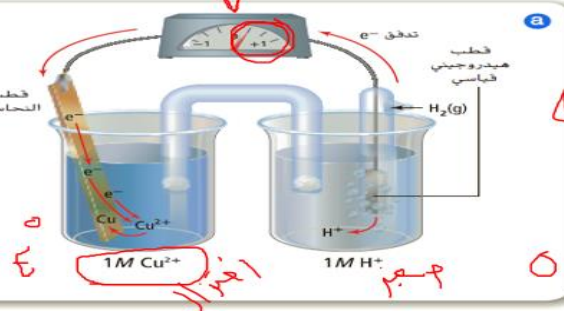
الشكل 5 يتكون قطب الهيدروجين القياسي من قطب بلاتين مغمر في محلول حمض تركيز أيونات الهيدروجين فيه 1M ويضخ غاز هيدروجين تحت ضغط 1 atm في المحلول. جهد اختزال هذا القطب يساوي 0.000V.



جهود أنصاف الخلايا لقد قاس الكيميائيون وسجلوا على مر السنين جهود الاختزال القياسية لأنصاف خلايا كثيرة ومختلفة. بسرد الجدول 1 بعض التفاعلات لأنصاف الخلايا الشائعة مرتبة تصاعديًا تبعًا لجهود اختزالها. تم الحصول على القيم المسجلة بالجدول عن طريق قياس الجهد عند توصيل كل نصف خلية بنصف خلية الهيدروجين القياسية. تم تسجيل التفاعلات النصفية في الجدول 1 كتفاعلات اختزال. بالرغم من هذا، في الخلية الفولتية التي تشمل دائمًا على تفاعلين نصفين تلقائيين، سوف يتجه التفاعل النصفية ذو الجهد الاختزالي الأقل في الاتجاه العكسي وسوف يكون تفاعل الأكسدة. أي يعتبر التفاعل النصفية الأكثر في القيمة الموجبة اختزالًا والتفاعل النصفية الأكثر في القيمة السالبة تأكسدًا. أي القطب الذي جهد اختزاله أعلى يكون الكاثود والقطب الذي جهد اختزاله أقل يكون الأنود.

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

أي مما يأتي صحيح فيما يتعلق بقطب الهيدروجين القياسي الموضح في الشكل أدناه؟



is true for the standard hydrogen

يكون كاثودًا في جميع الخلايا الفولتية التي يُوصَل فيها

يكون أنودًا في جميع الخلايا الفولتية التي يُوصَل فيها

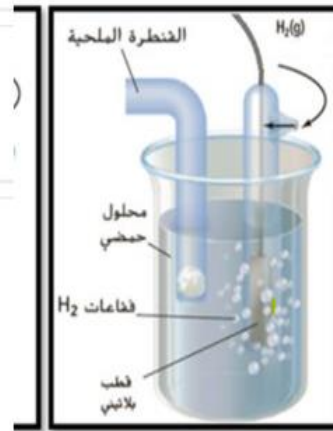
جهد اختزال هذا القطب يساوي 0.000V عندما يكون

تركيز محلول الحمض 1 M ويضخ غاز الهيدروجين تحت

ضغط 1 atm وتبقى درجة الحرارة ثابتة عند $25^{\circ}C$

جهد اختزال هذا القطب يساوي 0.000V عند جميع

الظروف



Diagram

T.KAWNTHAR HENDAWI

التفاعل النصفية	E° (V)	التفاعل النصفية	E° (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	$Al^{3+} + 3e^- \rightleftharpoons Al$	-1.662
$Hg_2^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons 2Hg$	+0.7973	$Mn^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Mn$	-1.185
$Ag^{+} + e^- \rightleftharpoons Ag$	+0.7996	$Cr^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Cr$	-0.913
$Hg^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Hg$	+0.851	$2H_2O + 2e^- \rightleftharpoons H_2 + 2OH^{-}$	-0.8277
$2Hg^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Hg_2^{2+}$	+0.920	$Zn^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Zn$	-0.7618
$NO_3^{-} + 4H^{+} + 3e^- \rightleftharpoons NO + 2H_2O$	+0.957	$Cr^{3+} + 3e^- \rightleftharpoons Cr$	-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
$O_2 + 4H^{+} + 4e^- \rightleftharpoons 2H_2O$	+1.22	$Co^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Co$	-0.4030
$Cl_2 + 2e^- \rightleftharpoons 2Cl^{-}$	+1.36	$Pb_2 + 2e^- \rightleftharpoons Pb + 2I^{-}$	-0.365
$Al^{3+} + 3e^- \rightleftharpoons Al$	+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	$Fe^{3+} + 3e^- \rightleftharpoons Fe$	-0.037
$F_2 + 2e^- \rightleftharpoons 2F^{-}$	+2.866	$2H^{+} + 2e^- \rightleftharpoons H_2$	0.0000

الرقم القياسي
القطب
يكون أكسدة
القطب
يكون اختزال

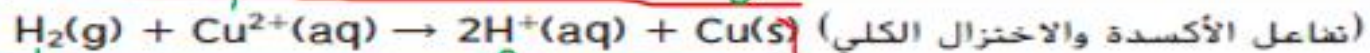
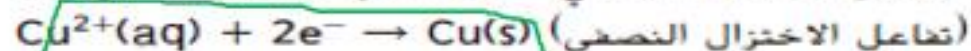
القطب

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

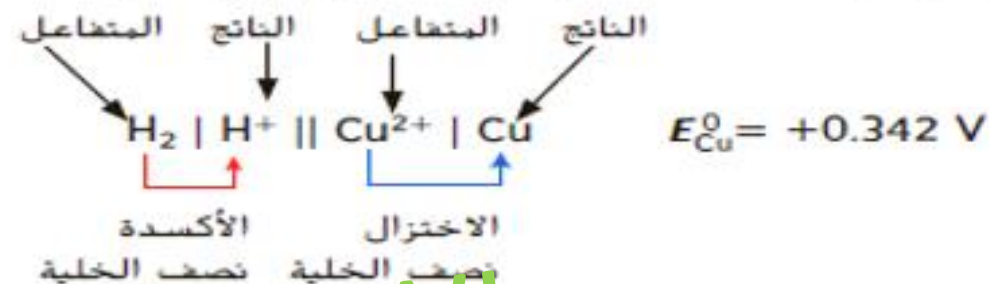
الكاثود / أيونات الكاثود // أيونات الأنود / الأنود



قياس جهد الخلية الكهروكيميائية يمكنك استخدام الجدول 1 لحساب الجهد الكهربائي للخلية الفولتية التي تتكون من قطبي النحاس والخاصين تحت الظروف القياسية. الخطوة الأولى هي تحديد جهد الاختزال القياسي للخلية النصفية للنحاس (E^0_{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 Cu^{2+} في قطب النحاس تكسب الإلكترونات بسهولة أكبر من أيونات H^+ في القطب القياسي للهيدروجين. لذلك، فإن عملية الأكسدة تحدث عند قطب الهيدروجين وعملية الاختزال تحدث عند قطب النحاس. تتمثل التفاعلات النصفية لعمليتي الأكسدة والاختزال والتفاعل الكلي في:



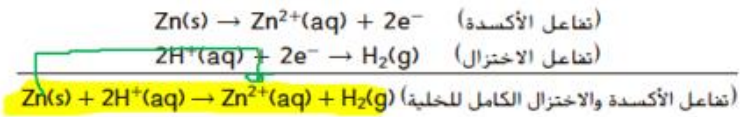
يمكن كتابة هذا التفاعل في صيغته تسمى بترميز الخلية.



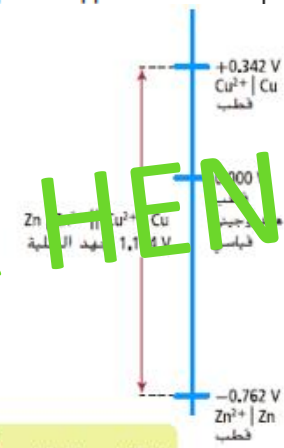
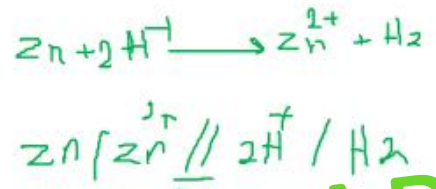
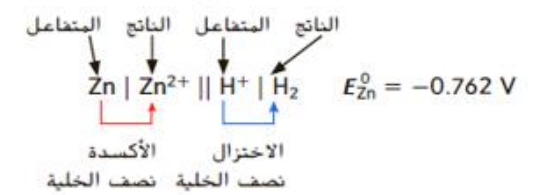
يتم كتابة طرفي تفاعل الأكسدة أو الاختزال ترتيباً ترتيباً في تفاعل الأكسدة للخلية النصفية - المادة المتفاعلة / الناتج. وتساوي بالخط العمودي مرادج () والذي يمثل السلك الفلزي والقنطرة الملحية اللذين يصلان بين نصفي الخلية ثم يتم كتابة طرفي تفاعل الاختزال بالطريقة نفسها المادة المتفاعلة / الناتج. لاحظ أنه بالنسبة للقيم الموجبة الخاصة بـ E^0 من المعتاد أن يتم وضع إشارة موجب لناتج جمع قيم الفولتية.

T.KAWTHAR HENDAWI

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



يمكن كتابة هذا التفاعل بترميز الخلية كالتالي:



القانون الخاص بجهد الخلية

القيمة E^0 تمثل الجهد الكلي القياسي للخلية.

الاختزال E^0 يمثل الجهد القياسي لنصف الخلية الخاص بالاختزال.

الأكسدة E^0 تمثل الجهد القياسي لنصف الخلية الخاص بالأكسدة.

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

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

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

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

حظ أن علامة السالب في القانون تغير تلقائياً علامة تفاعل الأكسدة للخلية نصفية، لذا لا يجب عليك عكس علامة جهود الاختزال القياسي الواردة في جدول 1 عندما يتم استخدامها في تفاعل الأكسدة النصفية.

استخدام جهود الاختزال القياسية

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

مثال 1 حساب جهد الخلية تبذل تفاعلات الاختزال التالية الخلايا النصفية للخلية القياسية.

$$\text{I}_2(\text{s}) + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{I}^-(\text{aq})$$

$$\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Fe}(\text{s})$$

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

1 حل المسألة

تم توفير التفاعلات النصفية الحادثة في الخلية وبيئتك إيجاد جهود الاختزال القياسية في الجدول 1. ستسمح التفاعلات النصفية ذو جهد الاختزال الأقل تفاعل أكسدة. في ظل هذه المعلومات، يمكنك كتابة تفاعل الخلية الكامل وحساب جهد الخلية القياسي ووصف الخلية باستخدام بترميز الخلية.

مجهول

التفاعل الكلي للخلية = ؟

E^0 = ؟

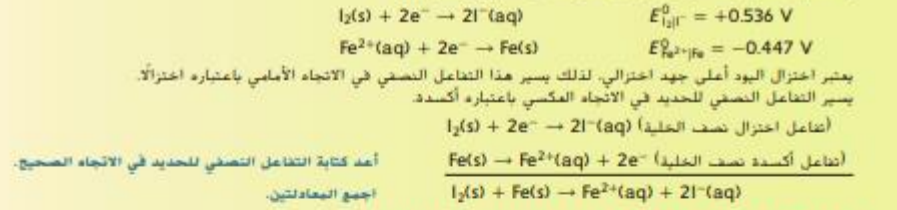
ترميز الخلية = ؟

جهود الاختزال القياسية للخلية النصفية

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

2 حساب المجهول

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



1. حساب الجهد القياسي للخلية

اكتب قانون جهد الخلية.

خوِّص عن $E^0_{\text{I}_2|\text{I}^-}$ و $E^0_{\text{Fe}^{2+}|\text{Fe}}$ في القانون

خوِّص عن $E^0_{\text{I}_2|\text{I}^-} = +0.536 \text{ V}$ و $E^0_{\text{Fe}^{2+}|\text{Fe}} = -0.447 \text{ V}$

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

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

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

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

صف الخلية مستخدماً بترميز الخلية.

أولاً، اكتب التفاعل النصفية الخاص بالأكسدة باستخدام ترميز الخلية: المادة المتفاعلة أو الناتج.

ثم، اكتب التفاعل النصفية الخاص بالاختزال على الجانب الأيمن. الفصل بين نصفي الخلية بوضع خط عمودي مزدوج.

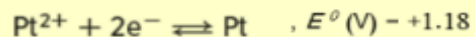
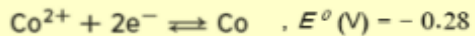
ترميز الخلية: $\text{Fe} | \text{Fe}^{2+} || \text{I}_2 | \text{I}^-$


Use the half-cell standard reduction potentials to calculate the electrochemical cell potential

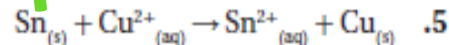
Text book-example 1+ Applications

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

تمثل ظاهلات الاختزال النصفية التالية الخلايا النصفية للخلية الفولتية، أي مما يأتي صحيح؟



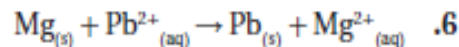
	الأنود Anode	الكاثود cathode	جهد الخلية (E°) Electrochemical Cell Potential (E°)	نوع التفاعل Reaction Type
A	Pt	Co	+ 0.9 V	تلقائي Spontaneous
	Co	Pt	+ 1.46 V	تلقائي Spontaneous
C	Pt	Co	- 0.9 V	غير تلقائي Nonspontaneous
D	Co	Pt	- 1.46 V	غير تلقائي Nonspontaneous



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

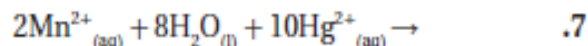
$$E^{\circ}_{\text{cell}} = +0.4794 \text{ V}$$

التفاعل تلقائي! لأن $E^{\circ}_{\text{cell}} > 0$



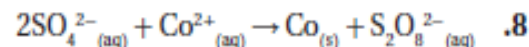
$$E^{\circ}_{\text{cell}} = -0.1262 \text{ V} - (-2.372 \text{ V}) = +2.246 \text{ V}$$

التفاعل تلقائي! لأن $E^{\circ}_{\text{cell}} > 0$



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

التفاعل غير تلقائي! لأن $E^{\circ}_{\text{cell}} < 0$

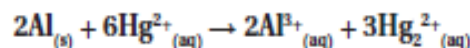
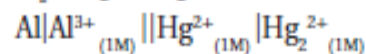


$$E^{\circ}_{\text{cell}} = -0.28 \text{ V} - 2.010 \text{ V} = -2.29 \text{ V}$$

التفاعل غير تلقائي! لأن $E^{\circ}_{\text{cell}} < 0$

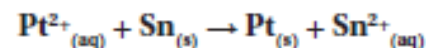
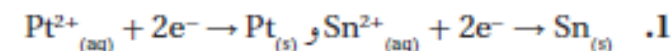
9. تحفيز اكتب المعادلة، وحدد جهد الخلية E° للخلية الآتية

باستعمال الجدول 1-7. هل التفاعل تلقائي؟

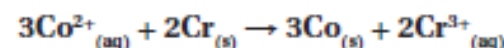
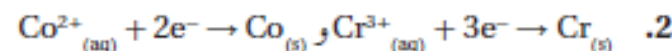
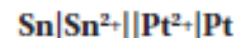


$$E^{\circ}_{\text{cell}} = 0.920 \text{ V} - (-1.662 \text{ V}) = +2.582 \text{ V}$$

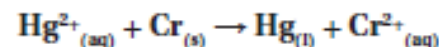
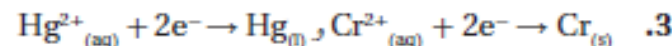
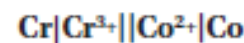
التفاعل تلقائي.



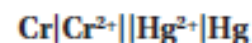
$$E^{\circ}_{\text{cell}} = +1.18 \text{ V} - (-0.1375 \text{ V}) = +1.32 \text{ V}$$



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

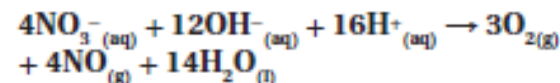
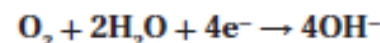
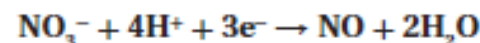


$$E^{\circ}_{\text{cell}} = +0.851 \text{ V} - (-0.913 \text{ V}) = +1.764 \text{ V}$$



4. تحفيز اكتب معادلة موزونة لتفاعل الخلية، واحسب جهد

الخلية القياسي للتفاعل الذي يحدث عندما يتم توصيل هذه الخلايا معاً، ثم اكتب رمز الخلية.



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



التحليل الكهربائي

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

الكيمياء في حياتك

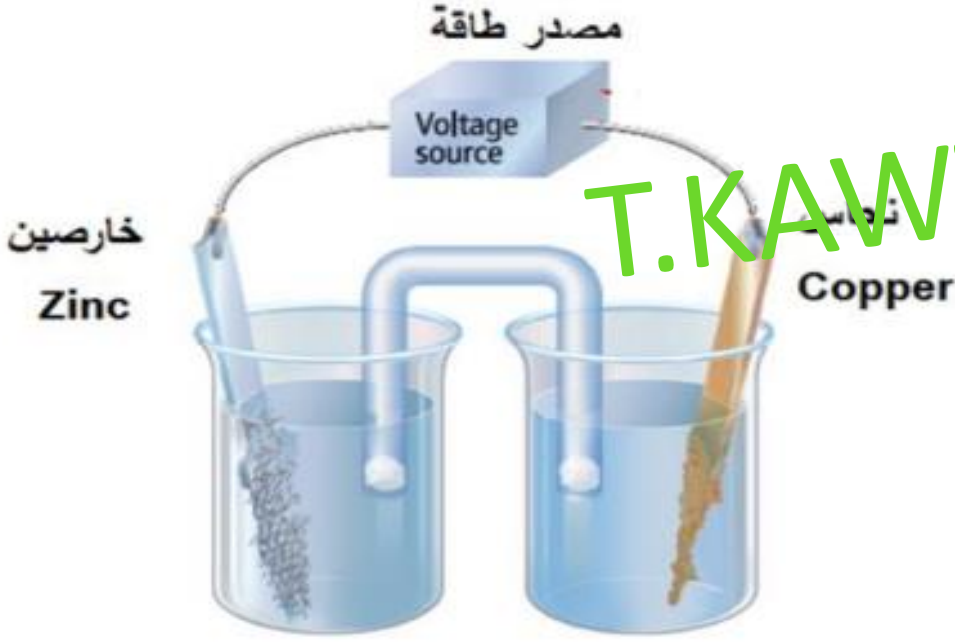
حين تتركب دراجة وتسير بها لأسفل التل، لا يتوجب عليك القيام بأي جهد - فأنت قد تهبط بفعل الجاذبية، ما الفرق حين تتوهدا وأنت تصعد التل؟ يتوجب عليك توفير الكثير من الطاقة عن طريق التبديل.

عكس تفاعلات الأكسدة والاختزال

حين نولد بطارية معينة نأزأ 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 تجديده 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.

Which of the following is true regarding the electrochemical cell shown in the figure below?

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



Spontaneous oxidation and reduction reactions

تحدث تفاعلات أكسدة واختزال غير تلقائية

Conversion of chemical energy to electrical energy

تحول الطاقة الكيميائية إلى طاقة كهربائية

Spontaneous oxidation and reduction reactions

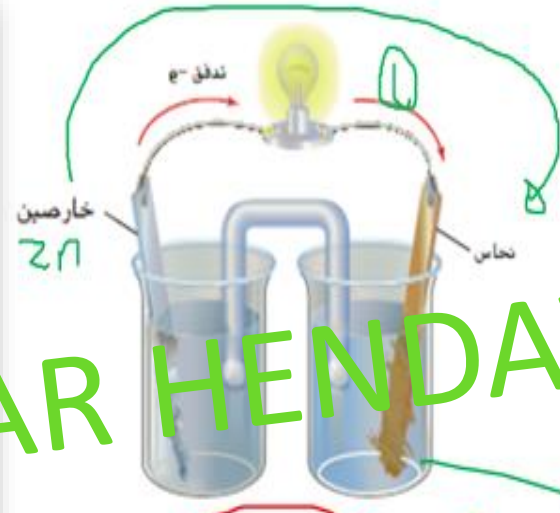
تحدث تفاعلات أكسدة واختزال تلقائية

Reaction continues until the zinc strip is used up.

يستمر التفاعل حتى يستهلك قطب الخارصين

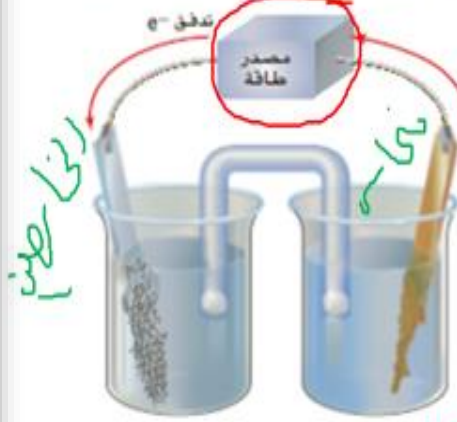
Reaction stops

ثم يتوقف التفاعل



خلية فولتية

في هذه الخلية الفولتية، يعمل تآكل 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.

T.KAWTHAR HENDAWI

لا يمكن تلقائياً عكس تفاعل الأكسدة والاختزال

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?

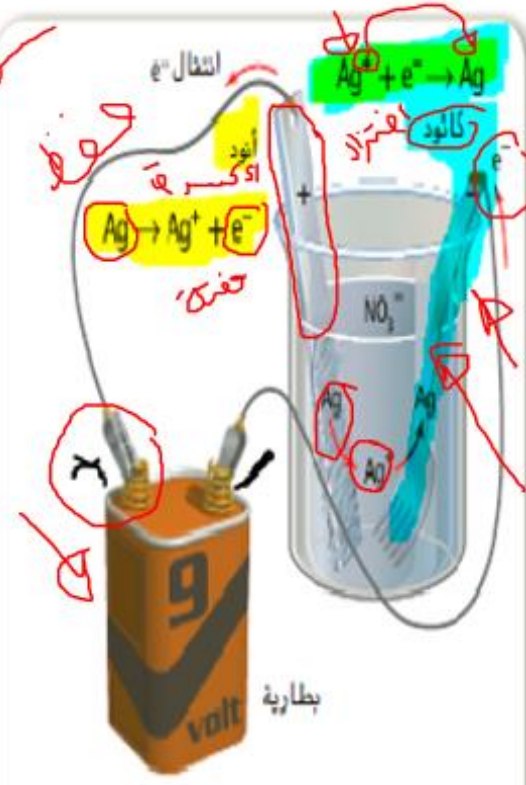
يتم طلاء الأشياء كهربائياً حين تُوضع طبقة رقيقة وموحدة لتكون طبقة واقية أو جمالية كما في الشكل أدناه. أي مما يأتي صحيح؟



- 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



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



تستخدم فلزات أخرى في الطلاء بالكهرباء. قد يكون لديك بعض القطع الكهربائية التي تحتاجها. أو قد تحتاج سيارة بعض أجزائها الفولاذية كواقى الصدمات وقد تكون أسبخت أكثر مقاومة للصدأ عن طريق طلاؤها كهربائياً أولاً بالنيكل ثم بالكروم.

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

T.KAWTHAR HENDAWI

التحليل الكهربائي لمصهور كلوريد الصوديوم كما أن التحليل الكهربائي يمكنه تحليل الماء إلى عناصره. فيمكنه أيضاً أن يحصل كلوريد الصوديوم المصهور إلى فلز الصوديوم وغاز الكلور. ويتم تنفيذ هذه العملية في خلية تسمى بخلية داون كما يوضح الشكل 20. الإلكتروليت في الخلية هو كلوريد الصوديوم المصهور نفسه. تذكر أن المركبات الأيونية يمكنها توصيل الكهرباء فقط إذا كانت أيوناتها حرة الحركة مثلما حين تذوب في الماء أو حين تكون في حالة مصهورة. عند الأنود تتأكسد أيونات الكلوريد إلى غاز كلور (Cl₂). وعند الكاثود تختزل أيونات الصوديوم لتتحول إلى فلز الصوديوم. ويكون تفاعل الخلية الكلي هو كالتالي:

$$2Na^+(l) + 2Cl^-(l) \rightarrow 2Na(l) + Cl_2(g)$$

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

$$Na^+(aq) + e^- \rightarrow Na(s)$$

$$2H_2O(l) + 2e^- \rightarrow H_2(g) + 2OH^-(aq)$$

ومع ذلك، فإن اختزال الصوديوم (Na⁺) لا يحدث لأن الماء أسهل في اختزاله وبالتالي يتم اختزاله بشكل تفضيلي. من الممكن حدوث تفاعلين عند الأنود: تتأكسد أيونات الكلور أو يتأكسد الأكسجين في جزيئات الماء.

$$2Cl^-(aq) \rightarrow Cl_2(g) + 2e^-$$

$$2H_2O(l) \rightarrow O_2(g) + 4H^+(aq) + 4e^-$$

ولأن الناتج المرغوب فيه هو الكلور (Cl₂) يتم الحفاظ على تركيز أيونات الكلوريد عالياً من أجل تعضيل هذا التفاعل التصفي. تفاعل الخلية الكلي يكون كما يلي:

$$2H_2O(l) + 2NaCl(aq) \rightarrow H_2(g) + Cl_2(g) + 2NaOH(aq)$$

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

إنتاج $H_2(g)$

إنتاج $CO_2(g)$

إنتاج $N_2(g)$

إنتاج $O_2(g)$

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

3.2×10^{-7}

3.2×10^{-8}

5.1×10^{-7}

4.6×10^{-8}

Which of the following is correct?

أي مما يأتي صحيح؟

In basic solution $[H^+] > [OH^-]$

في المحلول القاعدي يكون $[H^+] > [OH^-]$

In neutral solution $[H^+] > [OH^-]$

في المحلول المتعادل يكون $[H^+] > [OH^-]$

In acidic solution $[H^+] > [OH^-]$

في المحلول الحمضي يكون $[H^+] > [OH^-]$

In acidic solution $[H^+] < [OH^-]$

في المحلول الحمضي يكون $[H^+] < [OH^-]$

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

(X): $pH = 10.5$

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

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

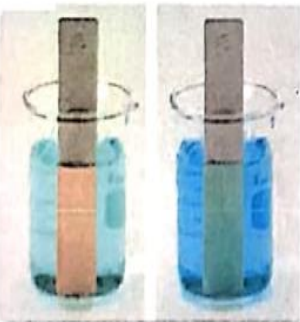
(الأقل) (X) ← (Z) ← (Y) (الأكثر)

(الأقل) (Z) ← (Y) ← (X) (الأكثر)

(الأقل) (Y) ← (X) ← (Z) (الأكثر)

(الأقل) (Z) ← (X) ← (Y) (الأكثر)

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



• اكتب نصف تفاعل الأكسدة مضبوط المعاملات

• اكتب نصف تفاعل الاختزال مضبوط المعاملات

• اكتب المعادلة النهائية الموزونة لتفاعل الأكسدة والاختزال

• ما الأيون المتفرج في التفاعل ؟

T.KAWTHAR HENDAWI

بالتوفيق مبدعات الكيمياء

