

بِسْمِ اللَّهِ الرَّحْمَنِ الرَّحِيمِ



دولة فلسطين

وزارة التربية والتعليم

الكيمياء

العلمي والزراعي

الفترة الثانية

جميع حقوق الطبع محفوظة ©

دولة فلسطين

وزارة التربية والتعليم



مركز المناهج

mohe.ps | mohe.pna.ps | mohec.gov.ps

MinistryOfEducationWzartAltrbytWaltlym

هاتف +970-2-2983280 | فاكس +970-2-2983250

حي الماصيون، شارع المعاهد

ص. ب 719 - رام الله - فلسطين

pedc.edu.ps | pedc.mohe@gmail.com

المحتويات

الوحدة التعليمية المتمازجة الثانية

الحموض والقواعد

3	1-2 الخواص العامة للحموض والقواعد
4	2-2 تطور مفهومي الحمض والقاعدة
7	3-2 التآين الذاتي للماء والرقم الهيدروجيني
12	4-2 الاتزان في محاليل الحموض والقواعد الضعيفة
17	5-2 الخواص الحمضية والقاعدية لمحاليل الأملاح
18	6-2 الأيون المشترك والمحلول المنظم
20	7-2 المعايرة بين الحموض والقواعد
21	أسئلة الوحدة

يتوقع من الطلبة بعد دراسة هذه الوحدة المتمازجة والتفاعل مع أنشطتها أن يكونوا قادرين على
توظيف دراسة الحموض والقواعد في تطبيقات حياتية وعملية من خلال تحقيق الآتي:

- توظيف مفاهيم أرهينيوس، برونستد - لوري، ولويس للتمييز بين الحموض والقواعد.
- حساب الرقم الهيدروجيني في المحاليل المائية للحموض والقواعد القوية والضعيفة.
- تحديد السلوك الحمضي أو القاعدي لمحاليل بعض الأملاح عملياً.
- إجراء عملية معايرة حمض قوي مع قاعدة قوية، وتتبع التغير في قيمة pH.
- إجراء حسابات التعادل لمعايرة حمض قوي مع قاعدة قوية.
- تمثيل العلاقة بين التركيز والزمن لتفاعلات ذات رتب مختلفة، بيانياً.
- اختبار صحة آلية تفاعل مقترحة لتفاعلات كيميائية اعتماداً على معطيات تجريبية.

الحموض والقواعد

Acids and Bases

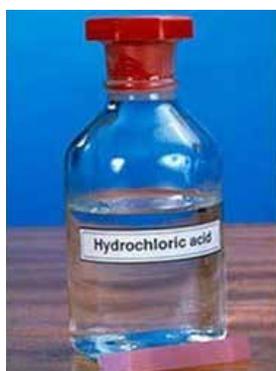
1-2

الخواص العامة للحموض والقواعد

تتميز الحموض والقواعد ببعض الخواص العامة التي تميزها عن غيرها من المركبات الأخرى، ولتتعرف بعض هذه الخواص نفذ نشاط (1-2).

الخواص العامة للحموض والقواعد

نشاط (1-2h)



المواد والأدوات: هيدروكسيد الصوديوم NaOH، ومحلول حمض الهيدروكلوريك HCl بتركيز 0.1 مول/لتر، ومحلول كاشف فينولفثالين، وماء مقطر، وكأسان زجاجيان سعة 100 مل، ومغنيسيوم، وأنبوب اختبار زجاجي.



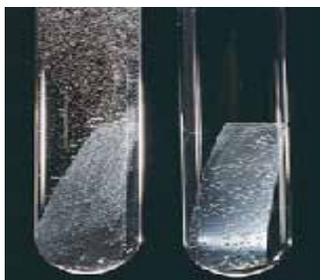
خطوات العمل:



1. أذب 1 غم من هيدروكسيد الصوديوم في كأس زجاجي يحوي 50 مل ماء مقطر.
2. ضع 20 مل من محلول حمض HCl في كأس زجاجي آخر.
3. أضف (2-3) قطرات من كاشف فينولفثالين في كلا المحلولين، ما لون الكاشف في كل منهما؟
4. أحضر أنبوب اختبار زجاجي، وضع فيه 5 مل من حمض HCl المخفف، ثم أضف في الأنبوب قطعة من المغنيسيوم Mg.
- ماذا تلاحظ؟
- اكتب معادلة التفاعل الحاصل في الأنبوب.



تمتاز الحموض بطعمها الحمضي، وقدرة محاليلها على توصيل التيار الكهربائي، وتغيير لون الكواشف المختلفة، وتتفاعل الحموض مع معظم الفلزات وينطلق من التفاعل غاز الهيدروجين، أما القواعد فتتميز بطعمها المر، وتوصيل محاليلها للتيار الكهربائي، وقدرة محاليلها على تغيير لون الكواشف المختلفة. تختلف الحموض بعضها عن بعض وكذلك القواعد في درجة تفككها (تأينها) في الماء، ويؤثر ذلك في نشاطها الكيميائي، وعليه تم تصنيفها إلى حموض وقواعد قوية، أو حموض وقواعد ضعيفة.



(أ) (ب)

شكل (1-2): تفاعل صفيحة Zn مع حمض
HCl، CH₃COOH

تمرين (1): يمثل الشكل (1-2) تفاعل صفيحة من الخارصين Zn

مع الحمضين (HCl، CH₃COOH) بنفس التركيز.

• في أي الأنبوبين انطلق الغاز بكمية وبسرعة أكبر؟

• ما اسم الغاز المنطلق؟

• أي الأنبوبين (أ) أم (ب) يحوي على الحمض الأقوى؟

• ماذا تستنتج؟

تطور مفهومي الحمض والقاعدة

2-2

• مفهوم أرهينيوس : Arrhenius Concept

وضع أرهينيوس عام 1887م تصوراً حول طبيعة الحموض والقواعد، وقد عرّف كلاهما على النحو الآتي:

الحمض: المادة التي تزيد من تركيز أيونات الهيدروجين H⁺ عند ذوبانها في الماء.

القاعدة: المادة التي تزيد من تركيز أيونات الهيدروكسيد OH⁻ عند ذوبانها في الماء.

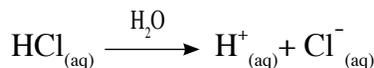
وحسب مفهوم أرهينيوس للحموض والقواعد لا تكون المادة حمضاً إلا إذا احتوت على أيون (أيونات)

الهيدروجين H⁺، أما القاعدة فيشترط احتوائها على مجموعة الهيدروكسيد OH⁻.

تأمل الآتي:

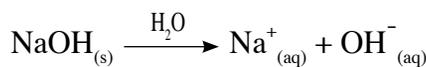
• يتأين حمض الهيدروكلوريك في الماء إلى أيونات الهيدروجين الموجبة، وأيونات الكلوريد السالبة، كما

في المعادلة الآتية:



• أما عند ذوبان هيدروكسيد الصوديوم NaOH في الماء فإنه يتأين إلى أيونات الهيدروكسيد السالبة، وأيونات

الصوديوم الموجبة.



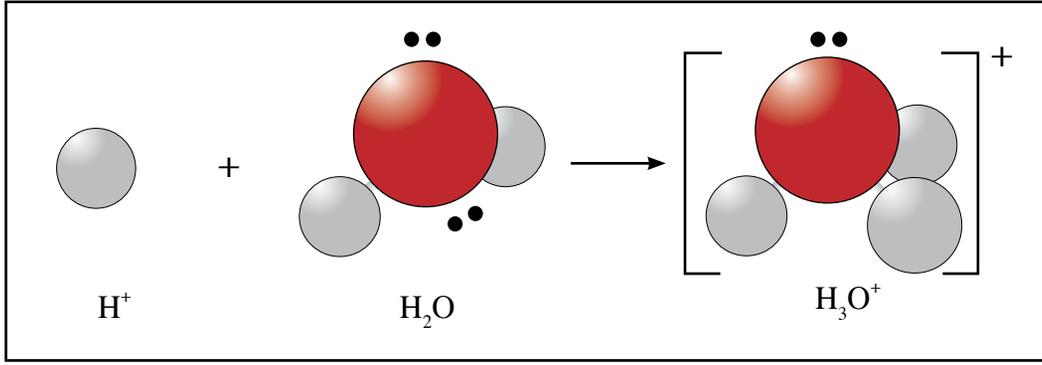
تمرين (2): اكتب معادلة كيميائية تمثل تأين كل من الآتية في الماء وفق مفهوم أرهينيوس:

أ. حمض البيروكلوريك HClO₄ ب. هيدروكسيد الباريوم Ba(OH)₂

عندما تتأين الحموض في الماء فإنها تكوّن أيونات الهيدروجين الموجبة (البروتون H⁺) وهو أيون صغير الحجم

وكثافة شحنته الموجبة عالية جداً؛ لذا يميل للارتباط بجزيء ماء واحد على الأقل مكوناً أيون الهيدرونيوم H₃O⁺،

انظر الشكل (2-2).

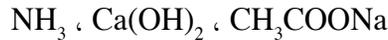


شكل (2-2): تكوّن أيون الهيدرونيوم H_3O^+

تمرين (3):

1. لماذا يطلق على أيون الهيدروجين الموجب اسم البروتون؟
2. ما نوع الرابطة التي يكونها أيون H^+ مع الماء عند تكوين أيون H_3O^+ ؟ بالرغم من نجاح مفهوم أرهينيوس في تفسير كثير من خواص الحموض والقواعد إلا أنه واجه عدداً من التحديات منها:
 1. وجود بعض المركبات لها خواص قاعدية في المحاليل المائية، رغم أنها لا تحوي مجموعة (OH^-) مثل مركب الأمونيا NH_3 .
 2. اقتصار المفهوم على المحاليل المائية، وعدم قدرته على تفسير تفاعلات الحموض والقواعد في المحاليل غير المائية.
 3. عدم قدرته على تفسير السلوك الحمضي أو القاعدي لمحاليل بعض الأملاح مثل NH_4Cl ، KF .

تمرين (4): أي من الآتية تعدّ قاعدة حسب مفهوم أرهينيوس؟



● مفهوم برونستد - لوري (Bronsted- Lowry Concept)

اقترح كل من يوهانز برونستد وتوماس لوري مفهوماً أكثر تطوراً وشموليةً للحموض والقواعد عام 1923م، وحسب هذا المفهوم فإن:

الحمض: المادة التي تمنح البروتون H^+ لمادة أخرى عند تفاعلها.

القاعدة: المادة التي تستقبل البروتون H^+ من مادة أخرى عند تفاعلها.

يمثل التفاعل الآتي تأين حمض الهيدروسيانيك في الماء:



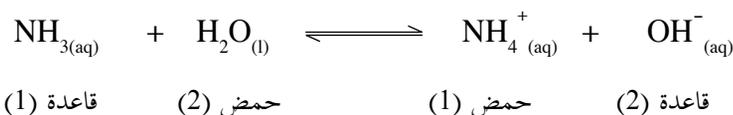
يسلك HCN كحمض؛ لأنه يمنح البروتون إلى جزيء الماء، ويعدّ جزيء الماء قاعدة في هذا التفاعل؛ لأنه يستقبل هذا البروتون، وحيث إن التفاعل يتم بشكل عكسي، فإن أيون H_3O^+ يسلك كحمض؛ لأنه يمنح البروتون إلى أيون CN^- ، ويعدّ أيون CN^- قاعدة؛ لأنه يستقبل ذلك البروتون.

صيغة الحمض الملازم = صيغة القاعدة + H^+

صيغة القاعدة الملازمة = صيغة الحمض - H^+

يشكل كل من CN^- ، HCN زوجاً متلازماً من الحمض والقاعدة، وكذلك يشكل H_2O ، H_3O^+ زوجاً متلازماً آخر، ويوضح التفاعل الآتي بين الأمونيا

والماء الأزواج المتلازمة من الحمض والقاعدة (conjugate acid – base pair):



هناك مواد تسلك سلوك الحمض في بعض التفاعلات، وسلوك القاعدة في تفاعلات أخرى، تسمى المواد الأمفوتيرية ومنها (H_2O ، HS^- ، HSO_3^- ، HCO_3^- ...)

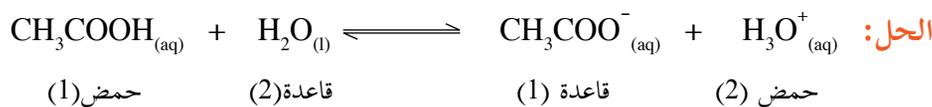
1. ما صيغة الحمض الملازم للقواعد CH_3NH_2 ، HCO_3^- ، Br^- ، SO_3^{2-} ؟

تمرين (5):

2. ما صيغة القاعدة الملازمة للحموض HCO_3^- ، CH_3COOH ، HF ، $H_2C_2O_4$ ؟

يعد حمض الإيثانويك CH_3COOH المكون الرئيس في الخل، اكتب معادلة تأين الحمض في الماء، ثم حدّد الأزواج المتلازمة من الحمض والقاعدة.

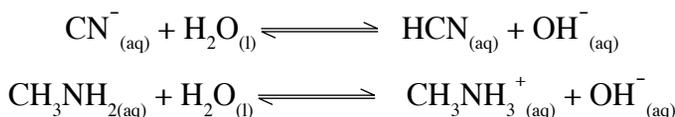
مثال (1):



الأزواج المتلازمة من (الحمض/القاعدة) هي: (H_2O/H_3O^+) ، (CH_3COO^- / CH_3COOH)

حدّد الزوجين المتلازمين من الحمض والقاعدة في كل من التفاعلين الآتيين:

تمرين (6):



● مفهوم لويس: Lewis Concept

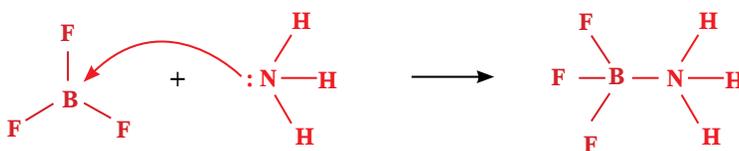
قدم لويس تعريفاً للحمض والقاعدة أكثر شمولية من تعريف برونستد - لوري، واعتمد في تفسير السلوك الحمضي والقاعدي على أزواج الإلكترونات غير الرابطة وحركتها أثناء التفاعل بين الحمض والقاعدة، وكان هذا امتداداً طبيعياً لدراسته حول دور أزواج الإلكترونات في إنشاء الروابط الكيميائية.

الحمض: المادة التي تستقبل زوجاً (أو أكثر) من الإلكترونات غير الرابطة من مادة أخرى عند تفاعلها.

القاعدة: المادة التي تمنح زوجاً (أو أكثر) من الإلكترونات غير الرابطة إلى مادة أخرى عند تفاعلها.

أنظر التفاعل الآتي بين الأمونيا وفلوريد البورون:

تقدم الأمونيا NH_3 زوجاً من الإلكترونات إلى جزيء BF_3 ، وتشكل بينهما رابطة تساهمية تناسقية، وبالتالي يمكن اعتبار NH_3 قاعدة لويس، و BF_3 حمض لويس.



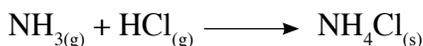
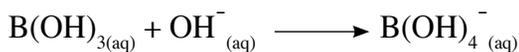
حمض لويس

قاعدة لويس

لاحظت أن تعريف لويس للحمض والقاعدة لا يشترط انتقال البروتون من الحمض للقاعدة كما في تعريف برونستد ولوري، ولا يشترط وجود المحلول المائي كما في تعريف أرهينيوس، بل يشمل تفاعلات تحدث دون وجود الماء، والتفاعلات الغازية أيضاً، من جهة أخرى استطاع مفهوم لويس تفسير السلوك الحمضي لأيونات العناصر الفلزية الانتقالية.

تمرين (7):

1. حدّد حمض لويس وقاعدة لويس في التفاعلات الآتية:



2. فسّر السلوك القاعدي لمركب الهيدرازين N_2H_4 عند تفاعله مع الماء حسب مفهوم:

أ. برونستد - لوري
ب. لويس

التأين الذاتي للماء والرقم الهيدروجيني (Auto Ionization of Water and pH)

3-2

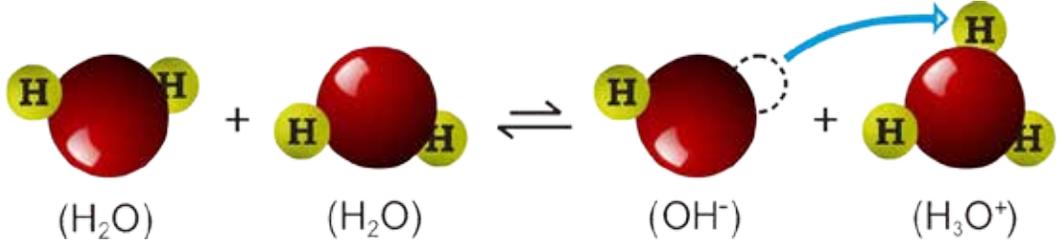
● التأين الذاتي للماء

أظهرت التجارب بأن الماء النقي موصل ضعيف جداً للتيار الكهربائي؛ ما يدل على وجود عدد قليل جداً من الأيونات فيه، فما مصدر تلك الأيونات؟

تقوم بعض جزيئات الماء بمنح بروتونات، تستقبلها جزيئات ماء أخرى، وتسمى هذه الظاهرة التأين الذاتي للماء.



ويوضح الشكل (3-2) ظاهرة التأين الذاتي للماء:



شكل (3-2): ظاهرة التأين الذاتي للماء

بما أن التفاعل في حالة اتزان كيميائي فإن له ثابت اتزان K_c على النحو الآتي:

$$\frac{[\text{OH}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{H}_2\text{O}]^2} = K_c$$

أي أن $[\text{OH}^-][\text{H}_3\text{O}^+] = 2[\text{H}_2\text{O}] \times K_c$ {بما أن تركيز الماء ثابت فإن $[\text{H}_2\text{O}]^2$ ثابت}

$$14 \times 10^{-14} = [\text{OH}^-][\text{H}_3\text{O}^+] = 2[\text{H}_2\text{O}] \times K_c = K_w \text{ عند درجة حرارة } 25^\circ \text{س.}$$

تستخدم هذه العلاقة في إيجاد تركيز أيونات OH^- و H_3O^+ في المحاليل المائية كما في الأمثلة الآتية:

مثال (2): احسب تركيز أيونات كل من $[\text{OH}^-]$ و $[\text{H}_3\text{O}^+]$ في كل مما يأتي:

1. الماء المقطر.

2. محلول حمض الهيدروكلوريك HCl (0.5 مول/لتر).

الحل:

$$1. \text{ بما أن } 14 \times 10^{-14} = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = K_w$$

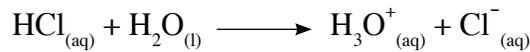
$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] \text{ في الماء المقطر}$$

$$\text{إذن } 14 \times 10^{-14} = [\text{H}_3\text{O}^+]^2 = [\text{OH}^-]^2 \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ مول/لتر.}$$

2. حمض الهيدروكلوريك: تركيز أيونات $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-7} \text{ مول/لتر}$ ، وهو مقدار ضئيل جداً

يمكن تجاهله.

أما تركيز أيونات $[\text{H}_3\text{O}^+] = 0.5 \text{ مول/لتر}$ ؛ لأن الحمض قوي ويتأين كلياً.



0.5 مول/لتر

صفر صفر

التركيز قبل التأين

صفر

0.5 مول/لتر 0.5 مول/لتر

التركيز بعد التأين

من المعادلة السابقة يتضح أن تركيز أيونات H_3O^+ = 0.5 مول / لتر.
ولحساب تركيز أيونات OH^- في المحلول المائي نجد أن:

$$14^{-10} \times 2 = \frac{14^{-10} \times 1}{0.5} = \frac{K_w}{[H_3O^+]} = [OH^-]$$

مثال (3): احسب $[H_3O^+]$ في المحلول المائي الناتج من إذابة 0.855 غم من هيدروكسيد الباريوم $Ba(OH)_2$ الذي يتفكك كلياً في 500 مل من الماء، علماً أن الكتلة المولية لهيدروكسيد الباريوم = 171 غم/مول.

الحل:

$$\text{عدد مولات هيدروكسيد الباريوم} = \frac{\text{الكتلة}}{\text{الكتلة المولية}} = \frac{0.855}{171} = 0.005 \text{ مول.}$$

$$\text{تركيز هيدروكسيد الباريوم} = \frac{\text{عدد المولات}}{\text{حجم المحلول باللتر}} = \frac{0.005}{0.5} = 0.01 \text{ مول/لتر.}$$

وبما أن هيدروكسيد الباريوم من القواعد القوية التي تتأين كلياً حسب المعادلة الآتية:



التركيز قبل التأين **صفر** **صفر** **صفر** **0.01 مول / لتر**
التركيز بعد التأين **صفر** **0.01 × 2 مول / لتر** **0.01 مول / لتر** **صفر**

وعليه يكون تركيز أيونات OH^- = 0.02 مول / لتر

$$\text{تركيز أيونات } H_3O^+ = \frac{14^{-10} \times 1}{0.02} = 5 \times 10^{-13} \text{ مول / لتر.}$$

تمرين (8): يستخدم حمض الكبريتيك H_2SO_4 كمحلول كهربي في بطاريات السيارات (المركم الرصاصي)، احسب تركيز أيونات H_3O^+ في المحلول المائي للحمض عند تأينه في الماء بشكل تام، إذا أذيب 5×10^{-3} مول منه في لتر من الماء.

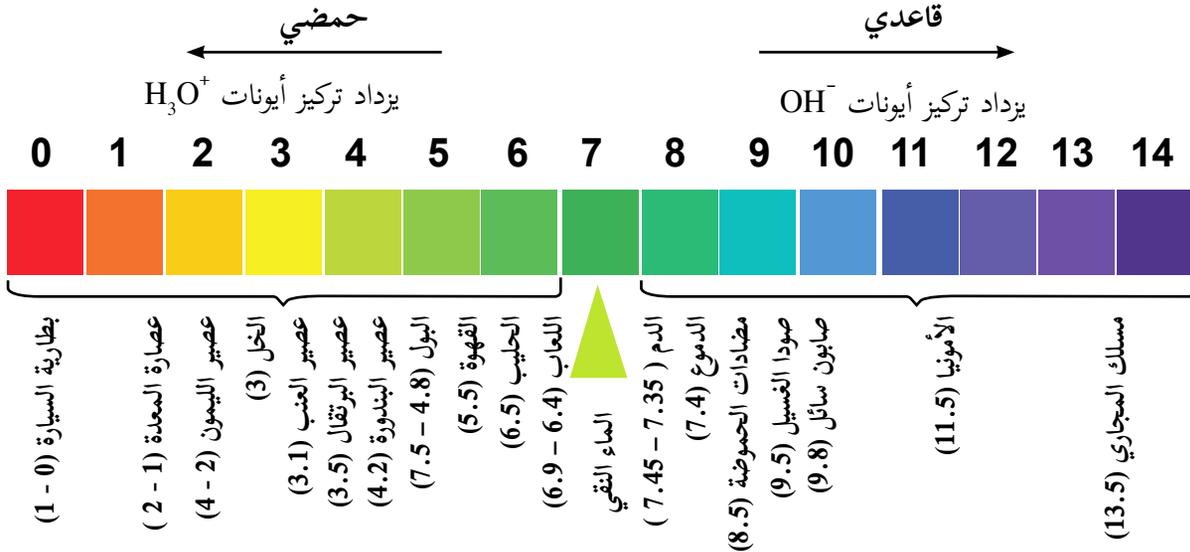
وبيّن الجدول (1-2) بعض الحموض القوية وبعض القواعد القوية.

بعض الحموض والقواعد القوية الشائعة	
القاعدة القوية	الحمض القوي
LiOH	$HClO_4$
NaOH	H_2SO_4
KOH	HI
$Sr(OH)_2$	HCl
$Ba(OH)_2$	HNO_3

الجدول (1-2): بعض الحموض القوية وبعض القواعد القوية

● الرقم الهيدروجيني pH

يعرف الرقم الهيدروجيني pH بأنه سالب لوغاريتم تركيز أيون الهيدرونيوم $[H_3O^+]$ في المحاليل المائية. أي أن: $pH = -\log[H_3O^+]$ ، وهو مقياس لتحديد تركيز أيونات H_3O^+ في المحلول المائي. ويُظهر الشكل (4-2) تدرج الرقم الهيدروجيني من صفر إلى 14 لبعض المحاليل المائية عند درجة 25 °س.



شكل (4-2): الرقم الهيدروجيني pH لبعض المحاليل المائية (ليس للحفظ)

الرقم الهيدروجيني لبعض المواد في المنزل.

نشاط (2-2)

اعتماداً على الشكل (4-2) أجب عما يأتي:

1. ما الرقم الهيدروجيني لكل من عصير البندورة وعصير العنب؟ أيهما فيه تركيز أيونات H_3O^+ أعلى؟
2. ما الرقم الهيدروجيني لكل من الصابون السائل والأمونيا؟
3. كيف يتغير الرقم الهيدروجيني مع زيادة تركيز أيونات H_3O^+ ؟
4. كيف يتغير الرقم الهيدروجيني مع زيادة تركيز أيونات OH^- ؟

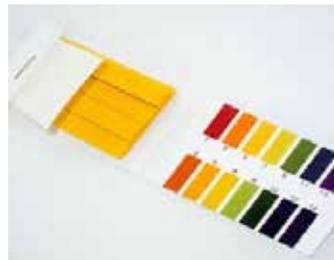
ولقياس الرقم الهيدروجيني pH يستخدم عادة جهاز مقياس الرقم الهيدروجيني (pH meter) حيث يعطي قيمة دقيقة، ويمكن استخدام الكاشف العالمي

Universal indicator وهو خليط من مجموعة من

الكواشف لتقدير قيم الرقم الهيدروجيني.



مقياس الرقم الهيدروجيني pH



ألوان الكاشف العالمي

ولتتعرف كيفية حساب الرقم الهيدروجيني، قم بدراسة الأمثلة الآتية:

مثال (4): احسب الرقم الهيدروجيني pH في كل مما يأتي:

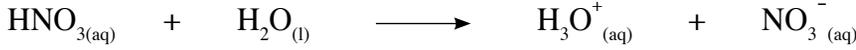
1. الماء المقطر.

2. محلول حمض النيتريك HNO_3 تركيزه 2×10^{-3} مول/لتر.

الحل: 1. عرفت سابقاً أن $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-7}$ مول/لتر في الماء المقطر.

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (1 \times 10^{-7}) = 7$$

2. حمض النيتريك من الحموض القوية التي تتأين كلياً في الماء حسب التفاعل الآتي:



2×10^{-3} مول/لتر

صفر

صفر

التركيز قبل التأين

صفر

2×10^{-3} مول/لتر

2×10^{-3} مول/لتر

التركيز بعد التأين

إذا كان $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1 \times 10^{-n}$

فإن $\text{pH} = n - \log 1$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 2 \times 10^{-3} \text{ مول/لتر}$$

$$\log 2 = 0.3$$

$$\text{pH} = -\log (2 \times 10^{-3})$$

$$\text{pH} = 3 - 0.3 = 2.7$$

مثال (5): جد تركيز أيونات H_3O^+ في عينة من عصير التفاح الرقم الهيدروجيني لها $(\text{pH} = 4.6)$.

الحل:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \text{ وهذا يعني أن } [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

$$= 10^{-4.6} = 10^{0.4-5} \text{ مول/لتر}$$

(العدد الذي يقابل اللوغاريتم 0.4 هو 2.5)

$$= 2.5 \times 10^{-5} \text{ مول/لتر}$$

تمرين (9):

1. إذا كان تركيز أيونات الهيدروكسيد (OH^-) في القهوة يساوي 1×10^{-9} مول/لتر، جد قيمة pH لمحلول

القهوة، وهل القهوة حمضية أم قاعدية؟

2. محلول ناتج عن إذابة 5×10^{-3} مول من حمض البيروكلوريك HClO_4 في لتر من الماء، جد قيمة pH في

المحلول المائي الناتج. علماً أن $(\log 5 = 0.7)$

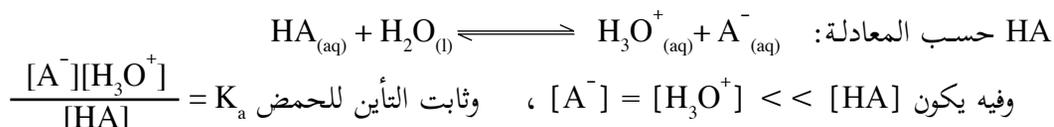
3. وجد أن الرقم الهيدروجيني لعينة من دم إنسان يساوي 7.4، احسب تركيز أيونات $[\text{OH}^-]$ ، $[\text{H}_3\text{O}^+]$ في الدم.

4. عينة من مضاد الحموضة تستخدم لعلاج قرحة المعدة لها $\text{pH} = 10$ ، احسب قيمة $[\text{H}_3\text{O}^+]$ فيها.

الاتزان في محاليل الحموض والقواعد الضعيفة

أولاً: الاتزان في محاليل الحموض الضعيفة:

عرفت سابقاً أن الحموض القوية تتأين في الماء كلياً، وعليه يكون تركيز أيونات $[H_3O^+]$ مساوياً تقريباً لتركيز الحمض الأصلي أحادي البروتون، مثل حمض HNO_3 ، وحمض $HClO_4$ ، أما الحموض الضعيفة مثل HF ، HCN فإن تركيز أيونات $[H_3O^+]$ يقل كثيراً عن تركيز الحمض الأصلي قبل التأين. حيث يتأين الحمض الضعيف



وتعدّ قيم K_a للحموض الضعيفة مقياساً لقوتها في المحلول المائي، حيث تزداد قوة الحمض بازدياد قيمة K_a وازدياد تركيز أيونات H_3O^+ في المحلول المائي. ويبين الجدول (2-2) قيم ثابت التأين لبعض الحموض الضعيفة أحادية البروتون، ومعادلات تأينها في الماء.

K_a	معادلة التأين	الصيغة الكيميائية	اسم الحمض
$4 \cdot 10 \times 6.8$	$HF_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + F^-_{(aq)}$	HF	حمض الهيدروفلوريك
$4 \cdot 10 \times 5.6$	$HNO_{2(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + NO_2^-_{(aq)}$	HNO_2	حمض النيتروز
$4 \cdot 10 \times 1.8$	$HCOOH_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + HCOO^-_{(aq)}$	HCOOH	حمض الميثانويك
$5 \cdot 10 \times 6.3$	$C_6H_5COOH_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + C_6H_5COO^-_{(aq)}$	C_6H_5COOH	حمض البنزويك
$5 \cdot 10 \times 1.8$	$CH_3COOH_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + CH_3COO^-_{(aq)}$	CH_3COOH	حمض الإيثانويك
$8 \cdot 10 \times 2.9$	$HClO_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + ClO^-_{(aq)}$	HClO	حمض الهيبوكلوروز
$10 \cdot 10 \times 4.2$	$HCN_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + CN^-_{(aq)}$	HCN	حمض الهيدروسيانيك

جدول (2-2): قيم ثابت التأين لبعض الحموض الضعيفة عند درجة حرارة 25°س (قيم K_a ليست للحفظ)

نشاط (2-3): الحموض الضعيفة

ادرس الجدول (2-3)، وأجب عن الأسئلة الآتية:

1. أي الحموض هو الأقوى؟ أي الحموض هو الأضعف؟
 2. ما صيغة القاعدة الملازمة للحمض الأقوى؟ ما صيغة القاعدة الملازمة للحمض الأضعف؟
 3. أي الحموض فيه $[H_3O^+]$ هو الأعلى عند استخدام محاليل متساوية في التركيز؟
 4. أي الحموض فيه الرقم الهيدروجيني pH هو الأعلى عند استخدام محاليل متساوية في التركيز؟ فسّر إجابتك.
 5. اكتب الأزواج المتلازمة من الحمض والقاعدة في معادلة تأين حمض الهيوكلوروز في الماء.
- يكون الحمض الملازم لقاعدة قوية، حمضاً ضعيفاً، وتكون القاعدة الملازمة لحمض قوي، قاعدة ضعيفة.

مثال (6): أيهما أقوى كقاعدة الأيون CH_3COO^- أم الأيون ClO^- ؟

الحل: بما أن الأيون CH_3COO^- ملازماً للحمض CH_3COOH ، والأيون ClO^- ملازماً للحمض $HClO$ ، ومن قيم ثابت التأين للحموض تلاحظ أن الحمض CH_3COOH أقوى من الحمض $HClO$ ، فتكون القاعدة الملازمة CH_3COO^- أضعف من القاعدة ClO^- .

وتنحاز حالة الاتزان في التفاعلات الكيميائية بين الحموض والقواعد، نحو الطرف الذي تكون فيه الحموض والقواعد الضعيفة.

مثال (7): حدّد الاتجاه الذي ينحاز إليه الاتزان في التفاعل الآتي:



الحل: عند مقارنة قوة الحمضين (HNO_2 ، $HClO$) تجد أن الحمض HNO_2 أقوى من الحمض $HClO$ ، وهذا يشجع انحياز حالة الاتزان نحو المواد الناتجة (أي نحو الحمض الأضعف)، وإذا قارنت قوة القواعد الملازمة للحموض، ستجد أن ClO^- أقوى من NO_2^- ، وهذا يشجع انحياز التفاعل نحو المواد الناتجة أيضاً.

تمرين (10):

قرّر أي الاتجاهات ينحاز إليها الاتزان في التفاعلات الآتية اعتماداً على قيم K_a في الجدول (2-3).



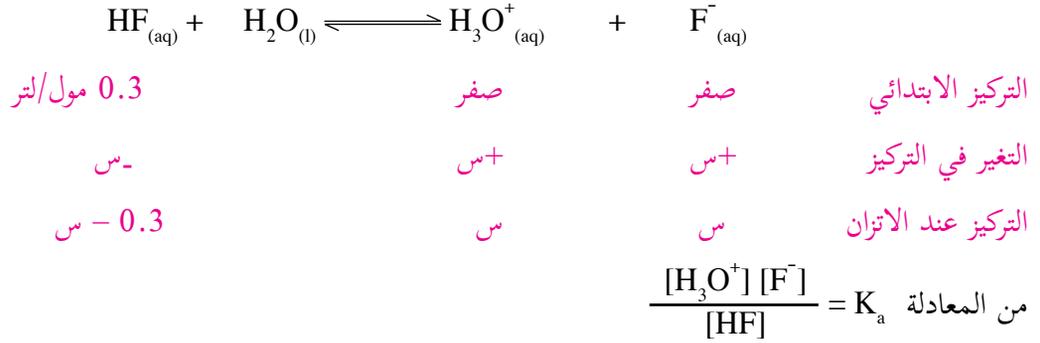
● الحسابات المتعلقة بثابت التأيّن للحموض الضعيفة K_a

يوضّح المثالان الآتيان الحسابات المتعلقة بثابت التأيّن للحموض الضعيفة:

مثال (8):

احسب الرقم الهيدروجيني pH في محلول حمض الهيدروفلوريك HF تركيزه (0.3 مول/لتر) إذا علمت أن K_a للحمض = 6.8×10^{-4} ، ثم احسب النسبة المئوية لتأيّن الحمض.

الحل: يتأين حمض الهيدروفلوريك حسب المعادلة الآتية:



يمكن تجاهل قيمة س في المقام؛ لأنها قيمة صغيرة بسبب ضعف الحمض

$$\frac{\text{س} \times \text{س}}{\text{س} - 0.3} = 4 \times 10^{-4} \times 6.8$$

$$\frac{\text{س}^2}{0.3} = 4 \times 10^{-4} \times 6.8 \text{ أي أن}$$

$$\text{وعندها س}^2 = 0.3 \times 4 \times 10^{-4} \times 6.8 = 2.04 \times 10^{-4} \text{ ومنها}$$

$$\text{س} = 1.43 \times 10^{-2} \text{ مول/لتر}$$

$$\text{س} = [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{F}^-] = 1.43 \times 10^{-2} \text{ مول/لتر}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(1.43 \times 10^{-2})$$

$$\text{pH} = 2 - 2 = 1.43 \text{ لو } 0.15 = 1.85 \text{ (لو } 1.43 = 0.15)$$

$$\text{النسبة المئوية للتأيّن} = \frac{\text{الكمية المتأينة (س)}}{\text{الكمية الأصلية}} \times 100\%$$

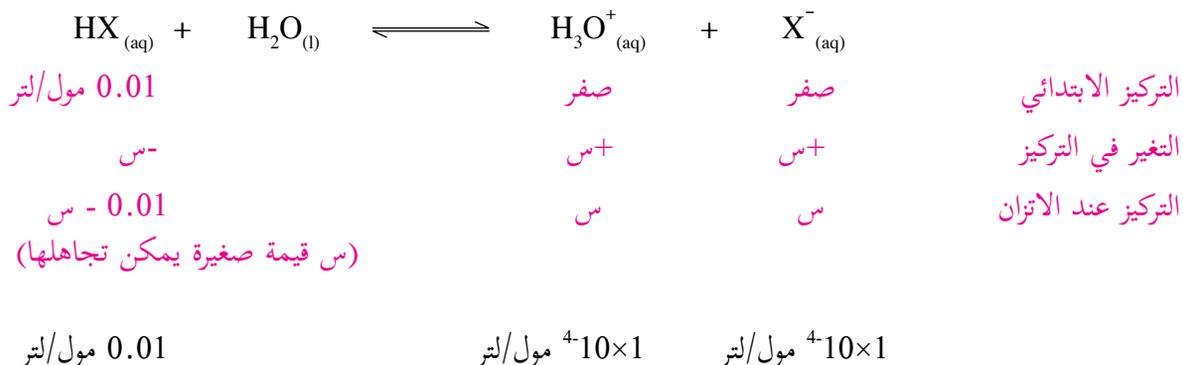
$$= \frac{2 \times 10^{-2} \times 1.43}{0.3} \times 100\% = 4.76\%$$

يتم تجاهل قيمة س في المقام عندما يكون:

$$\frac{\text{التركيز الابتدائي للحمض}}{K_a} < 400$$

مثال (9): احسب قيمة K_a لمحللول الحمض الضعيف الافتراضي HX، تركيزه يساوي 0.01 مول/ لتر، والرقم الهيدروجيني pH = 4.

الحل: pH = 4 أي أن $[H_3O^+] = 10^{-4}$ مول/ لتر.



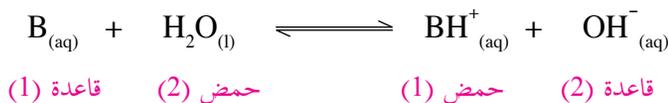
$$10^{-6} = \frac{(10^{-4})^2}{0.01} = \frac{[H_3O^+][X^-]}{[HX]} = K_a$$

تمرين (11):

محللول مائي لحمض إفتراضي HB تركيزه (0.2 مول/ لتر)، ودرجة تأينه في الماء تساوي 4 %، احسب قيمة الرقم الهيدروجيني pH له، ثم احسب قيمة K_a لهذا الحمض.

ثانياً: الاتزان في محاليل القواعد الضعيفة:

تتأين القواعد الضعيفة في الماء جزئياً، ويمكن تمثيل التفاعل العام لتأينها بالمعادلة الآتية:



ويكون ثابت التآين للقاعدة K_b على النحو الآتي:

$$\frac{[BH^+][OH^-]}{[B]} = K_b$$

ويضم جدول (3-2) عدداً من القواعد الضعيفة، وثابت التأيّن لكل منها.

K_b	معادلة التأيّن	الصيغة	القاعدة
$4 \cdot 10 \times 5$	$\text{CH}_3\text{NH}_2(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{NH}_3^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$	CH_3NH_2	ميثيل أمين
$5 \cdot 10 \times 1.8$	$\text{NH}_3(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{NH}_4^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$	NH_3	الأمونيا
$6 \cdot 10 \times 1.3$	$\text{N}_2\text{H}_4(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{N}_2\text{H}_5^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$	N_2H_4	هيدرازين
$9 \cdot 10 \times 8.7$	$\text{NH}_2\text{OH}(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{NH}_3\text{OH}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$	NH_2OH	هيدروكسيل أمين
$9 \cdot 10 \times 1.4$	$\text{C}_5\text{H}_5\text{N}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{C}_5\text{H}_5\text{NH}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$	$\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$	بيريدين
$10 \cdot 10 \times 3.8$	$\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_3^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$	$\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$	أنيلين

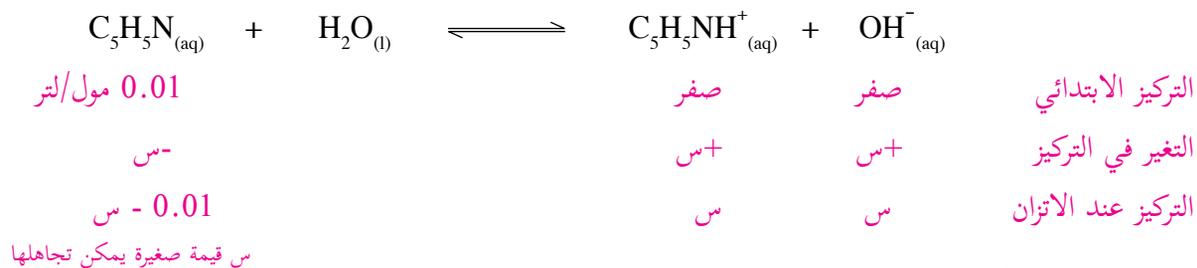
جدول (3-2): قيم ثابت التأيّن لبعض القواعد الضعيفة K_b عند درجة حرارة 25°س (قيم K_b ليست للحفظ)

● الحسابات المتعلقة بثابت الاتزان للقواعد الضعيفة K_b

لتتعرف الحسابات المتعلقة بثابت الاتزان للقواعد الضعيفة، ادرس المثال الآتي:

مثال (10) احسب قيمة pH في محلول البيريدين $\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$ ، تركيزه يساوي 0.01 مول/ لتر علماً أن ثابت التأيّن للبيريدين يساوي 1.4×10^{-9} .

الحل:



$$\frac{[\text{C}_5\text{H}_5\text{NH}^+][\text{OH}^-]}{[\text{C}_5\text{H}_5\text{N}]} = K_b$$

$$\frac{\text{س}^2}{0.01} = \frac{\text{س} \times \text{س}}{\text{س} - 0.01} = 9 \cdot 10 \times 1.4$$

$$\text{س}^2 = 0.01 \times 9 \cdot 10 \times 1.4 = 12 \cdot 10 \times 14$$

$$\text{س} = \sqrt{12 \cdot 10 \times 14} = 6 \cdot 10 \times 3.74 = \text{مول/لتر}$$

$$. \text{مول/لتر} \times 10^{-6} \times 3.74 = [\text{C}_5\text{H}_5\text{NH}^+] = [\text{OH}^-]$$

$$\text{مول/لتر} \times 10^{-9} \times 2.67 = \frac{14 \times 10^{-14}}{10^{-6} \times 3.74} = [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (2.67 \times 10^{-9}) = 8.57 = 9 - 0.43$$

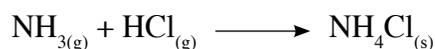
تمرين (12): احسب قيمة ثابت التأيين للقاعدة الضعيفة B عندما يكون تركيزها يساوي 0.04 مول/ لتر، وقيمة الرقم الهيدروجيني pH = 10.

5-2 الخواص الحمضية والقاعدية لمحاليل الأملاح

5-2

● تميّه الأملاح (hydrolysis)

تنتج الأملاح من تفاعلات تتم بين الحموض والقواعد، كما في التفاعلات الآتية:



ولتتعرف سلوك الأملاح الحمضي والقاعدي قم بتنفيذ نشاط (4-2).

النشاط (4-2) السلوك الحمضي والقاعدي للأملاح

النشاط (4-2)

المواد والأدوات: نترات الصوديوم NaNO_3 ، وإيثانوات الصوديوم CH_3COONa ، وكلوريد الأمونيوم NH_4Cl ، ومقياس الرقم الهيدروجيني pH، وكؤوس سعة 50 مل، وماء مقطر.

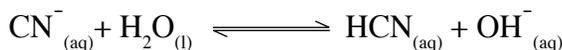
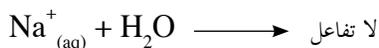
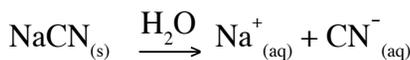


خطوات العمل:

1. أذب 2 غم من كل من الأملاح السابقة في 20 مل من الماء المقطر.
2. استخدم مقياس الرقم الهيدروجيني pH لتحديد الرقم الهيدروجيني لكل محلول.
3. أكمل الجدول الآتي:

طبيعة المحلول	pH	المصدر القاعدي	المصدر الحمضي	الملح
			HNO_3	NaNO_3
	أكبر من 7	NaOH		CH_3COONa
حمضي				NH_4Cl

وعليه تصنف الأملاح حسب سلوكها الحمضي والقاعدي إلى أملاح متعادلة، أو حمضية، أو قاعدية. فملح سيانيد الصوديوم NaCN يُعدّ ملحاً قاعدياً؛ لأنه يتأين في الماء، وينتج أيونات Na^+ ، وأيونات CN^- ، فأيون Na^+ (لا يتميّه)؛ لأنه ملازم للقاعدة القوية NaOH، وبذلك يكون حمضاً ضعيفاً. أما أيون CN^- ، فيتفاعل مع الماء (يتميّه)؛ لأنه ملازم للحمض الضعيف HCN.



تبيّن لك من المعادلات السابقة تكوّن أيونات OH^- فيزداد تركيزها في المحلول، ويكون تأثير الملح في الماء قاعدياً ($\text{pH} < 7$). وتستنتج أن: الملح NaCN المشتق من قاعدة قوية ومن حمض ضعيف له تأثير قاعدي في المحاليل المائية.

تميّه الأملاح: قدرة بعض أيونات الأملاح على التفاعل مع الماء وإنتاج أيونات H_3O^+ أو OH^- أو كليهما.

تمرين (13)

- فسّر السلوك الحمضي لمحلول ملح NH_4NO_3 ، وضح ذلك بالمعادلات.
- رتّب المحاليل المائية للمواد الآتية المتساوية في التركيز حسب تزايد رقمها الهيدروجيني pH



6-2

الأيون المشترك والمحلل المنظم

● الأيون المشترك (Common Ion)

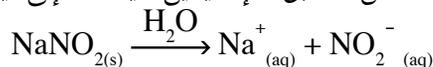
تعلمت سابقاً أن الحمض الضعيف يتأين جزئياً في الماء، وتحدث حالة اتزان كما في المعادلة الآتية:



فإذا أذيب في محلول الحمض السابق أحد أملاحه مثل NaNO_2 ، ماذا يحدث لحالة الاتزان؟ هل تتغير

قيمة pH في المحلول؟

عند إذابة ملح NaNO_2 في محلول الحمض السابق، فإنه يتأين تأيئاً تاماً إلى أيونات Na^+ وأيونات NO_2^- .



إذا تمعنت معادلة تأين كل من الحمض والملح، ستجد أن أيون NO_2^- قد نتج من مصدرين أحدهما الملح

والآخر هو الحمض، فهو مشترك بينهما وسمّي الأيون المشترك.

وحسب قاعدة لوتشاتيليه، فإن إذابة الملح NaNO_2 في محلول الحمض الضعيف HNO_2 تزيد من تركيز

الأيون المشترك NO_2^- ؛ ما يؤدي إلى انحياز التفاعل نحو المواد المتفاعلة، وبذلك يقل تركيز أيونات الهيدرونيوم

H_3O^+ ، فتزداد قيمة pH في المحلول الناتج.

قاعدة لوتشاتيليه: إذا تعرض نظام متزن إلى مؤثر خارجي أحدث فيه اضطراباً، فإن النظام يعدّل من حالته إلى أن يصل إلى حالة اتزان جديدة للتخفيف من أثر ذلك المؤثر.

تمرين (14): ما أثر إذابة ملح كلوريد الأمونيوم NH_4Cl في محلول القاعدة الضعيفة NH_3 على قيمة الرقم الهيدروجيني pH للمحلول؟ فسّر إجابتك.

● المحلول المنظم Buffer solution

تتراوح قيمة الرقم الهيدروجيني في الدم بين (7.35 – 7.45)، ويقوم عدد من الأنظمة بضبط pH في الدم، أهمها حمض الكربونيك مع أيون الكربونات الهيدروجينية التي تسلك كقاعدة ($\text{HCO}_3^- / \text{H}_2\text{CO}_3$)، وبقاء الرقم الهيدروجيني في الدم في الحدود السليمة يسمح للخلايا والأعضاء بالقيام بوظائفها على أكمل وجه، ويؤدي نقصانه عن 7 أو زيادته عن 7.8 إلى حدوث اضطرابات قد تؤدي إلى الوفاة. كما يؤدي ثبات قيمة pH في التربة إلى توفير الأملاح المناسبة لنمو النباتات، كذلك يتطلب إتمام عملية الطلاء الكهربائي بقاء الرقم الهيدروجيني ثابتاً خلال العملية.

وتسمى المحاليل التي تقاوم التغير الكبير في الرقم الهيدروجيني عند إضافة كميات قليلة من الحمض القوي أو القاعدة القوية إليها بالمحاليل المنظمة.

يتكون المحلول المنظم من حمض ضعيف وأحد أملاحه، مثل (HF، NaF) أو من قاعدة ضعيفة وأحد أملاحها، مثل (NH_3 ، NH_4Cl)، ويفضل أن تكون بتركيز متقاربة أو متساوية.

تمرين (15): أي الأزواج الآتية من المحاليل تصلح كمحلول منظم؟



المعايرة بين الحموض والقواعد (Titration)

تعدّ المعايرة من أهم الطرق المستخدمة في التحليل الكيميائي، ويقصد بمعايرة الحموض والقواعد بالإضافة التدريجية لمحلول قاعدة إلى محلول حمضي أو العكس، بهدف تحديد تركيز أحدهما بمعلومية حجم المحلول الآخر وتركيزه.

أمثلة حسابية على التعادل التام فقط عند معايرة حمض قوي مع قاعدة قوية .

مثال (11) احسب تركيز حمض HCl إذا لزم منه 40 مل ليتعادل تماماً مع 60 مل من محلول NaOH تركيزه (0.1 مول / لتر).

الحل:



عند نقطة التكافؤ:

$$\text{عدد مولات } \text{OH}^- = \text{عدد مولات } \text{H}_3\text{O}^+$$

$$[\text{OH}^-] \times \text{حجم محلول القاعدة باللتر} = [\text{H}_3\text{O}^+] \times \text{حجم محلول الحمض باللتر}$$

$$(0.1) \times (60 \times 10^{-3}) = [\text{H}_3\text{O}^+] \times (40 \times 10^{-3})$$

$$0.15 = \frac{(0.1) \times (60)}{(40)} = [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$0.15 = [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HCl}]$$

تمرين (16) احسب تركيز هيدروكسيد السترونشيوم $\text{Sr}(\text{OH})_2$ ، إذا لزم منه 250 مل لمعايرة 400 مل من محلول حمض HNO_3 تركيزه (0.18 مول/لتر).

نقطة التكافؤ (Equivalent point): النقطة التي يتساوى فيها عدد مولات H_3O^+ من الحمض مع عدد

مولات OH^- من القاعدة، ويصحبها قفزة ملحوظة في قيمة الرقم الهيدروجيني، ليصبح $\text{pH} = 7$

نقطة النهاية (End point): النقطة التي يتغير عندها لون الكاشف بشكل دائم، ويقاس عندها حجم

المحلول المضاف في عملية المعايرة، وهي تختلف قليلاً عن نقطة التكافؤ.

أسئلة الوحدة

السؤال الأول
ضع دائرة حول رمز الإجابة الصحيحة في كل مما يأتي:

- 1 أي المحاليل المائية للمواد الآتية لا يعد من حموض أو قواعد أرهينيوس؟
 أ. HNO_3 ب. HF ج. NH_3 د. LiOH
- 2 أي المواد الآتية يسلك كحمض وكقاعدة حسب مفهوم برونستد - لوري؟
 أ. H_2SO_4 ب. HCO_3^- ج. CO_3^{2-} د. H_2S
- 3 أي المواد الآتية يسلك كحمض فقط؟
 أ. NH_4^+ ب. NH_3 ج. HSO_4^- د. H_2O
- 4 أي المحاليل الآتية المتساوية في التركيز له أقل قيمة pH؟
 أ. NH_4Cl ب. NH_3 ج. HCl د. NaCN
- 5 ما القاعدة الملازمة للحمض HC_2O_4^- ؟
 أ. $\text{HC}_2\text{O}_4^{2-}$ ب. $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ ج. $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$ د. $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4^-$
- 6 أي الأملاح الآتية يكون محلولاً تأثيره حمضي عند إذابته في الماء؟
 أ. KNO_3 ب. NaCN ج. CH_3COOK د. NH_4NO_3
- 7 ما تركيز أيونات الهيدرونيوم في محلول 0.05 مول/لتر من Ba(OH)_2 ، علماً بأنه يتفكك كلياً؟
 أ. 0.05 ب. 0.01 ج. 1×10^{-1} د. 1×10^{-13}
- 8 إذا علمت أن $[\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-4}$ مول/لتر، ما قيمة pH للمحلول المائي؟
 أ. 10 ب. 4 ج. 10^{-4} د. 10^{-10}

ما المقصود بكل من المصطلحات الآتية:

السؤال الثاني

حمض أرهينوس، قاعدة لويس، المحلول المنظم، تمييه الأملاح، المعايرة، نقطة التكافؤ.

علّل ما يأتي:

السؤال الثالث

1. ترتفع قيمة الرقم الهيدروجيني عند إذابة ملح KNO_2 في محلول حمض HNO_2 .
2. لم يتمكن مفهوم أرهينوس من تفسير السلوك القاعدي للأمونيا NH_3 .

ما عدد مولات KOH اللازم إذابتها للحصول على محلول حجمه 250 مل، والرقم

السؤال الرابع

الهيدروجيني له يساوي 11.5؟

اعتماداً على الجدول المجاور الذي يبين قيم ثابت التأيّن لمجموعة من الحموض الافتراضية

السؤال الخامس

الضعيفة المتساوية في التركيز.

الحمض	ثابت التأيّن K_a
HA	$4 \times 10^{-8.6}$
HB	4×10^{-6}
HC	6×10^{-4}
HD	5×10^{-6}

1. أي من محاليل هذه الحموض له أقل قيمة (pH)؟

2. حدّد الزوجين المتلازمين من الحمض والقاعدة عند تفاعل حمض HD مع الماء.

3. قرّر الجهة التي ينحاز لها الاتزان في التفاعل الآتي:



4. أي من محاليل الحموض السابقة له قاعدة ملازمة أقوى؟

اختبار الفترة الثانية

الحموض والقواعد

مجموع العلامات: 40

يتكون الامتحان من ثلاثة أسئلة وعلى المشترك الإجابة عنها جميعاً

السؤال الأول

(12 علامة) اختر رمز الإجابة الصحيحة فيما يلي وانقلها إلى دفتر الإجابة:

1 أي من المواد الآتية تعتبر قاعدة حسب مفهوم لويس؟

أ) NF_3 (ب) BeF_2 (ج) BF_3 (د) B(OH)_3

2 ما الرقم الهيدروجيني للماء الذي يتأين ذاتياً عند 25 س°؟

أ) $\text{pH} > 7$ (ب) $\text{pH} < 7$ (ج) $\text{pH} = 7$ (د) $\text{pH} = 0$

3 أي الآتية تسلك كحمض فقط؟

أ) NH_4^+ (ب) HSO_4^- (ج) HC_2O_4^- (د) CH_3COO^-

4 أي الأملاح التالية غير قابل للتميه؟

أ) KCN (ب) NH_4NO_3 (ج) NH_4Cl (د) KNO_3

5 أي الأزواج الآتية لا يصلح كمحلول منظم؟

أ) $\text{H}_2\text{CO}_3 / \text{NaHCO}_3$ (ب) $\text{HOCl} / \text{NaOCl}$ (ج) $\text{HNO}_3 / \text{KNO}_3$ (د) $\text{NH}_3 / \text{NH}_4\text{Cl}$

6 ما الشرط الأساسي في تعريف الحموض والقواعد حسب مفهوم ارهينيوس

أ) إيصالتها للتيار الكهربائي (ب) ذوبانها في وسط غير مائي

ج) ذوبانها في وسط مائي (د) تفاعلها مع الفلزات النشطة.

7 أي من الآتية يمكن إضافته، إذا أردنا زيادة تفكك الحمض HF في الماء؟

أ) HCl (ب) KOH (ج) NaF (د) KNO_3

ما الحمض الملازم للأيون HCO_3^-

أ) H_2CO_3 (ب) H_2CO_3 (ج) CO_3 (د) CO_3^{2-}

السؤال الثاني (8 علامات)

أ) ما المقصود بكل من: 1 - قاعدة لويس 2 - المحلول المنظم
ب) علل لما يلي:

1 - المحلول المائي لملح نترات الأمونيوم NH_4NO_3 حمضي التأثير، وضح بمعادلة؟

2 - لم يتمكن مفهوم أرهينيوس من تفسير السلوك القاعدي للأمونيا NH_3 .

السؤال الثالث (20 علامة)

أ- لديك القواعد الضعيفة المتساوية في التركيز (0.1 مول/لتر) كما تظهر في الجدول التالي:

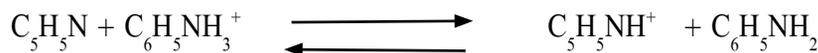
القاعدة	CH_3NH_2	$\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$	$\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$
المعلومة	$5 \times 10^{-3} = [\text{OH}^-]$	$K_b = 3.8 \times 10^{-10}$	$K_b = 1.4 \times 10^{-9}$

1 - أي القواعد هي الأقوى؟ 2 - أي الحموض الملازمة هي الأقوى؟

3 - اكتب صيغة ملح يمكن استخدامه لتكوين محلول منظم مع $\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$

4 - احسب النسبة المئوية لتأين القاعدة الضعيفة CH_3NH_2

5 - قرر اتجاه انحياز الاتزان في التفاعل الآتي:



ب - احسب كتلة $\text{Ba}(\text{OH})_2$ اللازم للتعاقد مع 200 سم³ من محلول حمض HNO_3 تركيزه (0.2 مول/لتر) علما بان ك.م للقاعدي = 171 غم/مول.

ج) أكمل الجدول الآتي بوضع إسم المفهوم المناسب:

حمض أرهينيوس ، قاعدة أرهينيوس، حمض لويس ، قاعدة لويس، حمض برونستد-لوري، قاعدة برونستد-لوري

(1) مادة تزيد من تركيز أيونات H^+ (2) مادة تمنح زوج الكترولونات أو أكثر.....

(3) مادة تمنح بروتون (أيون H^+) (4) مادة تزيد تركيز أيونات OH^-