12

بسم الله الرحمن الرحيم

دولة فلسطين

وزارة التربية والتعليم

الكيمياء

العلمي والزراعي

الفترة الثانية

جميع حقوق الطبع محفوظة ©

دولة فلسطين

وزارة التربية والتعليم

مركز المناهج

حي الماصيون، شارع المعاهد

ص. ب 719 – رام الله – فلسطين

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

mohe.ps | mohe.pna.ps | moehe.gov.ps

.com/MinistryOfEducationWzartAltrbytWaltlym

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

المحتويات

الوحدة التعليمية المتمازجة الثانية

الحموض والقواعد

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

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 نفّذ نشاط (1-2).

نشاط (1-2h) الخواص العامة للحموض والقواعد

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

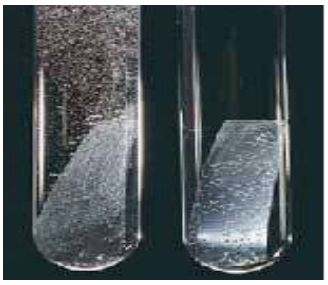
- ماذا تلاحظ؟
- اكتب معادلة التفاعل الحاصل في الأنبوب.

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.

تمرين (1): يمثل الشكل (2-1) تفاعل صفيحة من الخارصين Zn مع الحمضين (HCl، CH_3COOH) 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؟



(أ) (ب)

شكل (2-1): تفاعل صفيحة Zn مع حمض HCl ،CH_3COOH

2-2 تطور مفهومي الحمض والقاعدة

● مفهوم أرهينيوس: Arrhenius Concept

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

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

القاعدة: المادة التي تزيد من تركيز أيونات الهيدركسيد 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:

$$HCl_{(aq)} \xrightarrow{H_2O} H^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$$

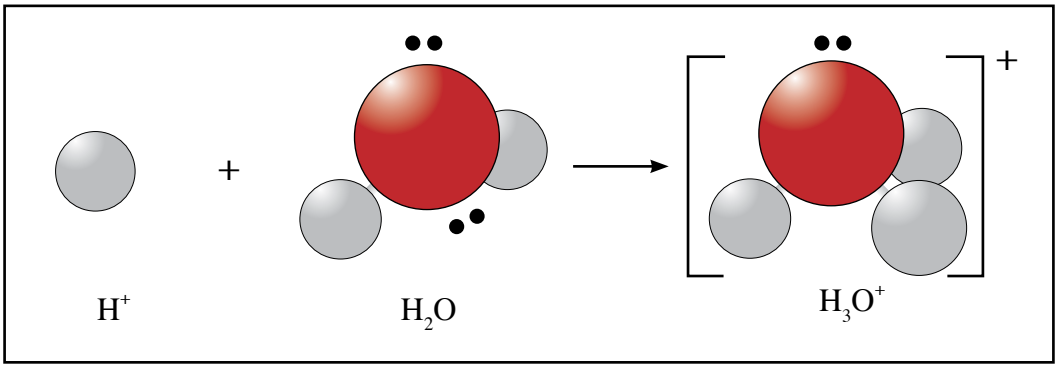
- أما عند ذوبان هيدروكسيد الصوديوم NaOH في الماء فإنه يتأين إلى أيونات الهيدروكسيد السالبة، وأيونات الصوديوم الموجبة.

$$NaOH_{(s)} \xrightarrow{H_2O} Na^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

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

أ. حمض البيركلوريك $HClO_4$ 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 H_3O^+، 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؟

NH_3 ، $Ca(OH)_2$ ، CH_3COONa

● مفهوم برونستد – لوري (Bronsted- Lowry Concept)

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

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

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

يمثل التفاعل الآتي تأين حمض الهيدروسيانيك في الماء:

$$HCN_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + CN^-_{(aq)}$$

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 HCN، CN^- زوجاً متلازماً من الحمض والقاعدة، وكذلك يشكل H_3O^+، H_2O زوجاً متلازماً آخر، ويوضح التفاعل الآتي بين الأمونيا والماء الأزواج المتلازمة من الحمض والقاعدة (conjugate acid – base pair):

$$NH_{3(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons NH_4^+{}_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

قاعدة (1) حمض (2) حمض (1) قاعدة (2)

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

تمرين (5):

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

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

مثال (1): يعد حمض الإيثانويك CH_3COOH المكون الرئيس في الخل، اكتب معادلة تأين الحمض في الماء، ثم حدّد الأزواج المتلازمة من الحمض والقاعدة.

الحل:

$$CH_3COOH_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons CH_3COO^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$$

حمض(1) قاعدة(2) قاعدة (1) حمض (2)

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

تمرين (6): حدّد الزوجين المتلازمين من الحمض والقاعدة في كل من التفاعلين الآتيين:

$$CN^-_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons HCN_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

$$CH_3NH_{2(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons CH_3NH_3^+{}_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

● مفهوم لويس: Lewis Concept

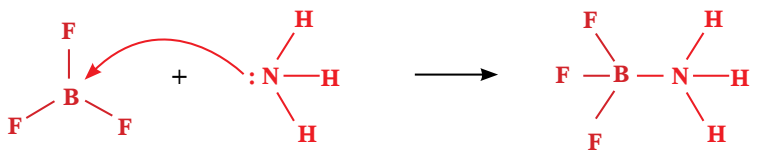
قدم لويس تعريفاً للحمض والقاعدة أكثر شمولية من تعريف برونستد - لوري، واعتمد في تفسير السلوك الحمضي والقاعدي على أزواج الإلكترونات غير الرابطة وحركتها أثناء التفاعل بين الحمض والقاعدة، وكان هذا امتداداً طبيعياً لدراسته حول دور أزواج الإلكترونات في إنشاء الروابط الكيميائية.

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

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

أنظر التفاعل الآتي بين الأمونيا وفلوريد البورون:

تقدم الأمونيا NH_3 زوجاً من الإلكترونات إلى جزيء BF_3، وتتشكل 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:

$$B(OH)_{3(aq)} + OH^-_{(aq)} \longrightarrow B(OH)_4^-{}_{(aq)}$$

$$Cu^{2+}_{(aq)} + 4\ NH_{3(aq)} \longrightarrow [Cu(NH_3)_4]^{2+}_{(aq)}$$

$$NH_{3(g)} + HCl_{(g)} \longrightarrow NH_4Cl_{(s)}$$

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

أ. برونستد - لوري ب. لويس

3-2 التأين الذاتي للماء والرقم الهيدروجيني (Auto Ionization of Water and pH)

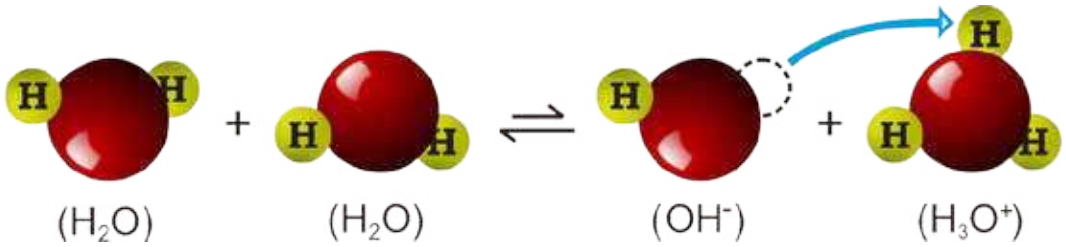
● التأين الذاتي للماء

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.

$$H_2O_{(l)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons OH^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$$

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



شكل (2-3): ظاهرة التأين الذاتي للماء

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

$$\frac{[OH^-][H_3O^+]}{^2[H_2O]} = K_c$$

أي أن $[OH^-][H_3O^+] = {}^2[H_2O] \times K_c$ {بما أن تركيز الماء ثابت فإن $^2[H_2O]$ ثابت}

$K_w = K_c \times {}^2[H_2O] = [OH^-][H_3O^+] = 1\times10^{-14}$ عند درجة حرارة 25 °س.

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

مثال (2): احسب تركيز أيونات كل من $[OH^-]$ و $[H_3O^+]$ في كل مما يأتي:

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

الحل:

1. بما أن $K_w = [H_3O^+][OH^-] = 1\times10^{-14}$

في الماء المقطر $[H_3O^+] = [OH^-]$

إذن $[OH^-] = [H_3O^+] = \sqrt{1\times10^{-14}} = 1\times10^{-7}$ مول/ لتر.

2. حمض الهيدروكلوريك: تركيز أيونات $[H_3O^+]$ القادم من الماء $= 1\times10^{-7}$ مول/ لتر، وهو مقدار ضئيل جداً يمكن تجاهله.

أما تركيز أيونات $[H_3O^+]$ القادمة من الحمض = 0.5 مول/ لتر؛ لأن الحمض قوي ويتأين كلياً.

$$HCl_{(aq)} + H_2O_{(l)} \longrightarrow H_3O^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$$

التركيز قبل التأين	صفر	صفر	0.5 مول/لتر
التركيز بعد التأين	0.5 مول/لتر	0.5 مول/لتر	صفر

من المعادلة السابقة يتضح أن تركيز أيونات H_3O^+ = 0.5 مول/ لتر.

ولحساب تركيز أيونات OH^- في المحلول المائي تجد أن:

$$[OH^-] = \frac{K_w}{[H_3O^+]} = \frac{10^{-14} \times 1}{0.5} = 2\times10^{-14} \text{ مول/ لتر.}$$

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:

$$Ba(OH)_{2(s)} \xrightarrow{H_2O} Ba^{2+}_{(aq)} + 2OH^-_{(aq)}$$

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

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

$$\text{تركيز أيونات } H_3O^+ = \frac{10^{-14}\times1}{0.02} = 5\times10^{-13} \text{ مول / لتر.}$$

تمرين (8): يستخدم حمض الكبريتيك H_2SO_4 كمحلول كهرلي 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.

ويبيّن الجدول (2-1) بعض الحموض القويّة وبعض القواعد القويّة.

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

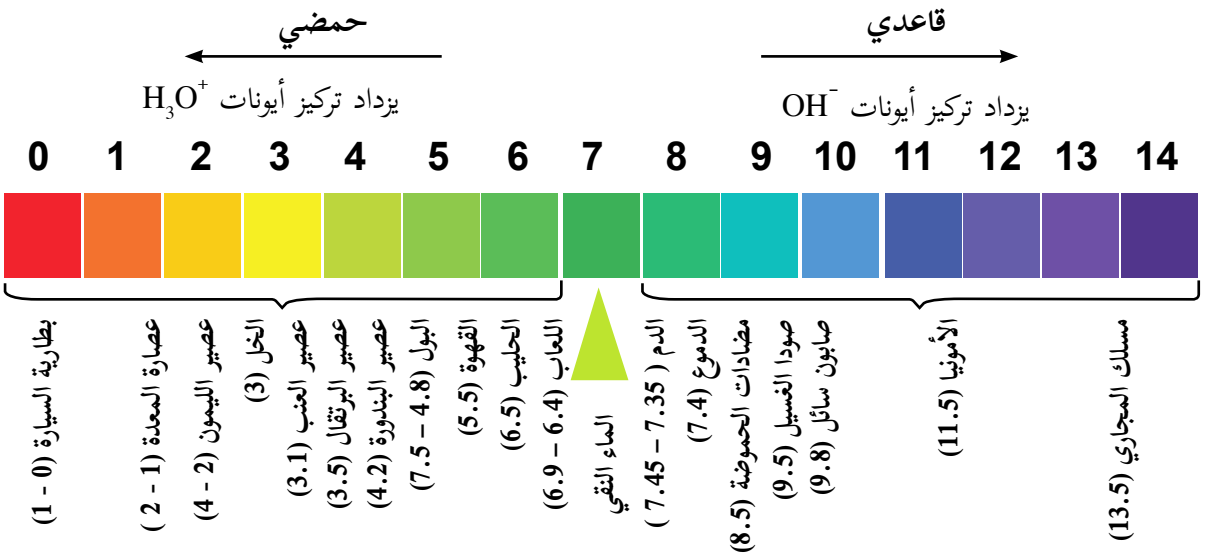
الجدول (2-1): بعض الحموض القويّة وبعض القواعد القويّة

● الرقم الهيدروجيني pH

يعرف **الرقم الهيدروجيني** pH بأنه **سالب لوغاريتم تركيز أيون الهيدرونيوم $[H_3O^+]$ في المحاليل المائية.**

أي أن: pH = - لو$[H_3O^+]$، وهو مقياس لتحديد تركيز أيونات H_3O^+ في المحلول المائي.

ويُظهر الشكل (2-4) تدريج الرقم الهيدروجيني من صفر إلى 14 لبعض المحاليل المائية عند درجة 25 °س.



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

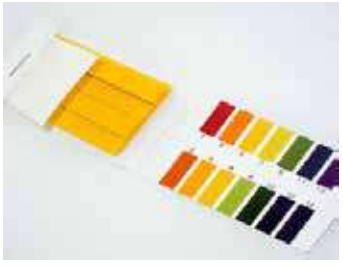
نشاط (2-2) **الرقم الهيدروجيني لبعض المواد في المنزل.**

اعتماداً على الشكل (2-4) 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 قيماً 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 $[OH^-] = [H_3O^+] = 1\times10^{-7}$ مول/لتر في الماء المقطر.

$pH = -$ لو $[H_3O^+] = -$ لو$(1\times10^{-7}) = 7$

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

$$HNO_{3(aq)} + H_2O_{(l)} \longrightarrow H_3O^+_{(aq)} + NO_3^-{}_{(aq)}$$

التركيز قبل التأين	2×10^{-3} مول/لتر	صفر	صفر
التركيز بعد التأين	صفر	2×10^{-3} مول/لتر	2×10^{-3} مول/لتر

إذا كان $[H_3O^+] = أ \times 10^{-ن}$
فإن $pH = ن -$ لو أ

$[H_3O^+] = 2\times10^{-3}$ مول/لتر

$pH = -$ لو (2×10^{-3}) لو $2 = 0.3$

$pH = 3 -$ لو $2 = 3 - 0.3 = 2.7$

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

الحل:

$pH = -$ لو $[H_3O^+]$ وهذا يعني أن $[H_3O^+] = 10^{-pH}$

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

$= 2.5\times10^{-5}$ مول/لتر (العدد الذي يقابل اللوغاريتم 0.4 هو 2.5)

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 البيركلوريك $HClO_4$ في لتر من الماء، جد قيمة pH في المحلول المائي الناتج. علماً أن (لو 5 = 0.7)
3. وجد أن الرقم الهيدروجيني لعينة من دم إنسان يساوي 7.4، احسب تركيز أيونات $[OH^-]$ ، $[H_3O^+]$ في الدم.
4. عينة من مضاد الحموضة تستخدم لعلاج قرحة المعدة لها pH = 10 ، احسب قيمة $[H_3O^+]$ فيها.

4-2 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 HA حسب المعادلة: $HA_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + A^-_{(aq)}$

وفيه يكون $[HA] >> [A^-] = [H_3O^+]$ ، وثابت التأين للحمض $\frac{[A^-][H_3O^+]}{[HA]} = K_a$

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.

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

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 (3-2)، 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 الهيبوكلوروز 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:

$$HNO_{2(aq)} + ClO^-_{(aq)} \rightleftharpoons HClO_{(aq)} + NO_2^-{}_{(aq)}$$

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 (3-2).

$$HCOOH_{(aq)} + ClO^-_{(aq)} \rightleftharpoons HClO_{(aq)} + HCOO^-_{(aq)}$$

$$HCN_{(aq)} + F^-_{(aq)} \rightleftharpoons HF_{(aq)} + CN^-_{(aq)}$$

● الحسابات المتعلقة بثابت التأين للحموض الضعيفة K_a

يوضّح المثالان الآتيان الحسابات المتعلقة بثابت التأين 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 لتأين الحمض.

الحل: يتأين حمض الهيدروفلويك حسب المعادلة الآتية:

$$HF_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + F^-_{(aq)}$$

التركيز الابتدائي	صفر	صفر	0.3 مول/لتر
التغير في التركيز	+س	+س	-س
التركيز عند الاتزان	س	س	0.3 – س

من المعادلة $K_a = \frac{[H_3O^+][F^-]}{[HF]}$

$6.8 \times 10^{-4} = \frac{\text{س} \times \text{س}}{\text{س} - 0.3}$ يمكن تجاهل قيمة س في المقام؛ لأنها قيمة صغيرة بسبب ضعف الحمض

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

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

س = 1.43×10^{-2} مول/لتر

س = $[F^-] = [H_3O^+] = 1.43 \times 10^{-2}$ مول/لتر

pH = -لو $[H_3O^+]$ = - لو 1.43×10^{-2}

pH = 2 – لو 1.43 = 2 - 0.15 = 1.85 (لو 1.43 = 0.15)

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

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

يتم تجاهل قيمة س في المقام عندما يكون:

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

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

الحل: pH = 4 أي أن $[H_3O^+] = 1\times10^{-4}$ مول/ لتر.

$$HX_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + X^-_{(aq)}$$

التركيز الابتدائي	صفر	صفر	0.01 مول/لتر
التغير في التركيز	+س	+س	-س
التركيز عند الاتزان	س	س	0.01 - س

(س قيمة صغيرة يمكن تجاهلها)

1×10^{-4} مول/لتر 1×10^{-4} مول/لتر 0.01 مول/لتر

$$K_a = \frac{[H_3O^+][X^-]}{[HX]} = \frac{(1\times10^{-4})^2}{0.01} = 1\times10^{-6}$$

تمرين (11):

محلول 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:

$$B_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons BH^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

قاعدة (1) حمض (2) حمض (1) قاعدة (2)

ويكون ثابت التأين للقاعدة K_b على النحو الآتي:

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

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

القاعدة	الصيغة	معادلة التأين	K_b
ميثيل أمين	CH_3NH_2	$CH_3NH_{2(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons CH_3NH_3^+{}_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$	5×10^{-4}
الأمونيا	NH_3	$NH_{3(g)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons NH_4^+{}_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$	1.8×10^{-5}
هيدرازين	N_2H_4	$N_2H_{4(g)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons N_2H_5^+{}_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$	1.3×10^{-6}
هيدروكسيل أمين	NH_2OH	$NH_2OH_{(g)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons NH_3OH^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$	8.7×10^{-9}
بيريدين	C_5H_5N	$C_5H_5N_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons C_5H_5NH^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$	1.4×10^{-9}
أنيلين	$C_6H_5NH_2$	$C_6H_5NH_{2(g)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons C_6H_5NH_3^+{}_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$	3.8×10^{-10}

جدول (2-3): قيم ثابت التأين 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 C_5H_5N، تركيزه يساوي 0.01 مول/ لتر علماً أن ثابت التأين للبيريدين يساوي 1.4×10^{-9}.

الحل:

$$C_5H_5N_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons C_5H_5NH^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

	$C_5H_5NH^+_{(aq)}$	$OH^-_{(aq)}$	$C_5H_5N_{(aq)}$
التركيز الابتدائي	صفر	صفر	0.01 مول/لتر
التغير في التركيز	+س	+س	-س
التركيز عند الاتزان	س	س	0.01 - س

س قيمة صغيرة يمكن تجاهلها

$$\frac{[C_5H_5NH^+][OH^-]}{[C_5H_5N]} = K_b$$

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

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

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

$[OH^-] = [C_5H_5NH^+] = 3.74\times10^{-6}$ مول/لتر.

$[H_3O^+] = \frac{1\times10^{-14}}{3.74\times10^{-6}} = 2.67\times10^{-9}$ مول/لتر

$pH = -$ لو $2.67\times10^{-9} = 9 -$ لو $2.67 = 9 - 0.43 = 8.57$ (لو $2.67 = 0.43$)

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

5-2 الخواص الحمضية والقاعدية لمحاليل الأملاح

● تميّه الأملاح (hydrolysis)

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

$$KOH_{(aq)} + HCl_{(aq)} \longrightarrow KCl_{(aq)} + H_2O_{(l)}$$

$$NaOH_{(aq)} + HCN_{(aq)} \longrightarrow NaCN_{(aq)} + H_2O_{(l)}$$

$$NH_{3(g)} + HCl_{(g)} \longrightarrow NH_4Cl_{(s)}$$

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

نشاط (2-4) السلوك الحمضي والقاعدي للأملاح

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:

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

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 $Na^+_{(aq)}$، وأيونات $CN^-_{(aq)}$، فأيون $Na^+_{(aq)}$ (لا يتميّه)؛ لأنه ملازم للقاعدة القوية NaOH، وبذلك يكون حمضاً ضعيفاً. أما أيون $CN^-_{(aq)}$، فيتفاعل مع الماء (يتميّه)؛ لأنه ملازم للحمض الضعيف HCN.

$$NaCN_{(s)} \xrightarrow{H_2O} Na^+_{(aq)} + CN^-_{(aq)}$$

$$Na^+_{(aq)} + H_2O \longrightarrow \text{لا تفاعل}$$

$$CN^-_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons HCN_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

تبيّن لك من المعادلات السابقة تكوّن أيونات OH^- فيزداد تركيزها في المحلول، ويكون تأثير الملح في الماء قاعدياً (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):

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

$$KCN \, ، \, NaCl \, ، \, HNO_3 \, ، \, NH_4Cl \, ، \, NaOH$$

6-2 الأيون المشترك والمحلول المنظّم

● الأيون المشترك (Common Ion)

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

$$HNO_{2(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + NO_2^-{}_{(aq)}$$

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 تأيناً تاماً إلى أيونات Na^+ وأيونات NO_2^- .

$$NaNO_{2(s)} \xrightarrow{H_2O} Na^+_{(aq)} + NO_2^-{}_{(aq)}$$

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 لوتشاتيلييه، 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 لوتشاتيلييه: 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 المنظّم 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 (H_2CO_3 / HCO_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 المنظّمة.

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

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

N_2H_5Cl /N_2H_4 ، $NaHCO_3$ / H_2CO_3 ، NaCl / HCl ، KCN / HCN

7-2 المعايرة بين الحموض والقواعد (Titration)

تعدّ المعايرة من أهم الطرق المستخدمة في التحليل الكيميائي، ويقصد بمعيارة الحموض والقواعد **الإضافة 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:

$$HCl_{(aq)} + H_2O_{(l)} \longrightarrow H_3O^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$$

$$[HCl] = [H_3O^+]$$

$$NaOH_{(s)} \xrightarrow{H_2O} Na^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

$$[NaOH] = [OH^-] = 0.1 \text{ مول/لتر}$$

عند نقطة التكافؤ:

عدد مولات H_3O^+ = عدد مولات OH^-

حجم محلول الحمض باللتر × $[H_3O^+]$ = حجم محلول القاعدة باللتر × $[OH^-]$

$$(0.1) \times (10^{-3} \times 60) = [H_3O^+] \times (10^{-3} \times 40)$$

$$[H_3O^+] = \frac{(0.1) \times (60)}{(40)} = 0.15 \text{ مول/لتر}$$

$$[HCl] = [H_3O^+] = 0.15 \text{ مول/لتر}$$

تمرين (16): احسب تركيز هيدروكسيد السترونشيوم $Sr(OH)_2$، 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 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. $HC_2O_4^{2-}$ ب. $H_2C_2O_4$ ج. $C_2O_4^{2-}$ د. $H_2C_2O_4^-$

6. أي الأملاح الآتية يكوّن 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 $[OH^-] = 1\times10^{-4}$ مول/لتر، ما قيمة pH للمحلول المائي؟

أ. 10 ب. 4 ج. 10^{-4} د. 10^{-10}

السؤال الثاني ما المقصود بكل من المصطلحات الآتية:

حمض أرهينيوس، قاعدة لويس، المحلول المنظّم، تميه الأملاح، المعايرة، نقطة التكافؤ.

السؤال الثالث علّل ما يأتي:

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

السؤال الرابع ما عدد مولات KOH اللازم إذابتها للحصول على محلول حجمه 250 مل، والرقم الهيدروجيني له يساوي 11.5؟

السؤال الخامس اعتماداً على الجدول المجاور الذي يبين قيم ثابت التأين لمجموعة من الحموض الافتراضية الضعيفة المتساوية في التركيز.

الحمض	ثابت التأين K_a
HA	8.6×10^{-4}
HB	6×10^{-4}
HC	4×10^{-6}
HD	6×10^{-5}

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:

$$HA_{(aq)} + D^-_{(aq)} \rightleftharpoons HD_{(aq)} + A^-_{(aq)}$$

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 جميعا

السؤال الأول (12علامة) 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) $pH > 7$ ب) $pH < 7$ ج) $pH = 7$ د) $pH = 0$

3. أي الآتية تسللك 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) $NaHCO_3$ / H_2CO_3 ب) $HOCl$ / $NaOCl$ ج) HNO_3/ KNO_3 د) NH_3/ NH_4Cl

6. ما الشرط الأساسي في تعريف الحموض والقواعد حسب مفهوم ارهينيوس

أ) إيصالها 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

8 ما الحمض الملازم للأيون HCO_3^-

أ) $H_2CO_3^{1-}$ 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 أرهينويس 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	$C_6H_5NH_2$	C_5H_5N
المعلومة	$[OH^-]=5\times10^{-3}$	$K_b=3.8\times10^{-10}$	$K_b=1.4\times10^{-9}$

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

3 - اكتب صيغة ملح يمكن استخدامه لتكوين محلول منظم مع C_5H_5N

4 - احسب النسبة المئوية لتأين القاعدة الضعيفة CH_3NH_2

5 - قرر اتجاه انحياز الاتزان في التفاعل الاتي:

$$C_5H_5NH^+ + C_6H_5NH_2 \rightleftharpoons C_5H_5N + C_6H_5NH_3^+$$

ب - احسب كتلة $Ba(OH)_2$ اللازم للتعادل 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 الكترونات أو أكثر.....

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