بسم الله الرحمن الرحيم

إسم الطالب ..... الشعبة..... رقم التسلسل.....

مذكرة مقرر كيمياء ٤ المشاركة + الواجب

(١٠ درجات)

الفصل الثالث

١-٣ مقدمة في الأحماض والقواعد

٢-٣ قوة الأحماض والقواعد

٣-٣ أيونات الهيدروجين والرقم الهيدروجيني

٤-٣ التعادل

الأحماض والقواعد Acids and Bases

3-1 مقدمة في الأحماض والقواعد	3-2 قوة الأحماض والقواعد
3-3 أيونات الهيدروجين والرقم الهيدروجيني	3-4 التعادل

خواص الأحماض والقواعد Properties of Acids and Bases

الأحماض	القواعد
١- الطعم حمضي لاذع	١- الطعم مر
٢- محاليلها موصل الكهرباء	٢- الملمس صابوني(الصابون يحضر من القواعد)
٣- تحول لون ورق تباع الشمس الأزرق إلى الأحمر	٣- محاليلها موصلة للكهرباء
٤- تتفاعل مع الفلزات ويتصاعد غاز الهيدروجين	٤- تحول لون ورق تباع الشمس الأحمر إلى الأزرق
$Zn\ (s) + 2HCl\ (aq) \rightarrow ZnCl2\ (aq) + H2\ (g)$	أمثلة للقواعد
٥- تتفاعل محاليلها المائية مع الكربونات منتجة غاز CO2	NaOH / NH3 / KOH / Na2CO3
$CaCO3(S) + 2\ HCl\ (aq) \rightarrow CaCl2\ (aq) + H2O\ (l) + CO2(g)$	
أمثلة للحوض:	
HCl / HNO3 / HBr / H2SO4 / CH3COOH	

أيونات الهيدرونيوم والهيدروكسيد

أنظر الشكل أنظر الشكل 3-3 ص 90

المحلول الحمضي	المحلول المتعادل	المحلول القاعدي
يحتوي على أيونات الهيدروجين أكثر من أيونات الهيدروكسيد	يحتوي على تركيزين متساويين من أيونات الهيدروجين وأيونات الهيدروكسيد	يحتوي على أيونات هيدروكسيد أكثر من أيونات الهيدروجين

ينتج الماء النقي أعدادًا متساوية من أيونات H^+ وأيونات OH^- في عملية تسمى التأين الذاتي؛ إذ تتفاعل جزيئات الماء منتجة أيونات الهيدرونيوم H_3O^+ أيونات الهيدروكسيد.

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

جزيئا ماء — أيون الهيدرونيوم — أيون الهيدروكسيد

أيون الهيدرونيوم عبارة عن أيون هيدروجين مرتبط مع جزيء ماء بواسطة رابطة تساهمية. ويمكن استعمال الرمزين H^+ و H_3O^+ بالتبادل، أيْ وضع أحدهما مكان الآخر، كما تبين المعادلة المبسّطة للتأين الذاتي:

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

تعاريف أخرى للأحماض والقواعد

١- نموذج أرهينيوس للأحماض والقواعد (عالم سويدي 1883 م)

الحمض : مادة تحتوي على الهيدروجين وتتأين في المحاليل المائية منتجة أيونات الهيدروجين

$$HCl_{(g)} \rightarrow H^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$$

القاعدة : مادة تحتوي على مجموعة الهيدروكسيد وتتأين في المحلول المائي منتجة أيون الهيدروكسيد

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

عيوب نموذج أرهينيوس

أنها لا تضع من ضمن القواعد مواد مثل الأمونيا NH3 وكربونات الصوديوم Na2CO3 لأنها لاتحتوي على أيون الهيدروكسيد

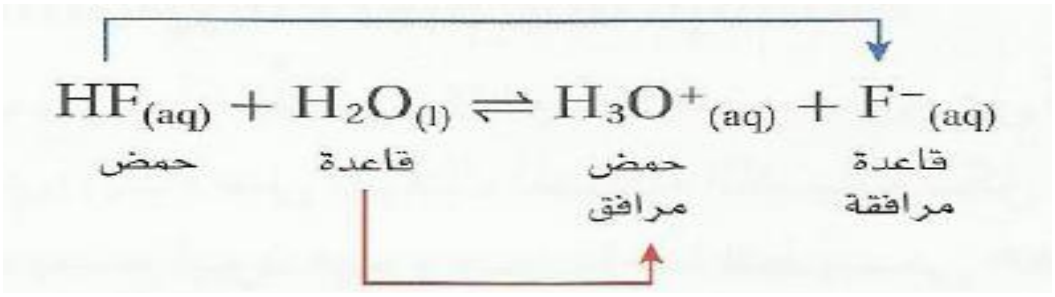
بالرغم من أن كل منهما يذوب في الماء معطيا أيون الهيدروكسيد

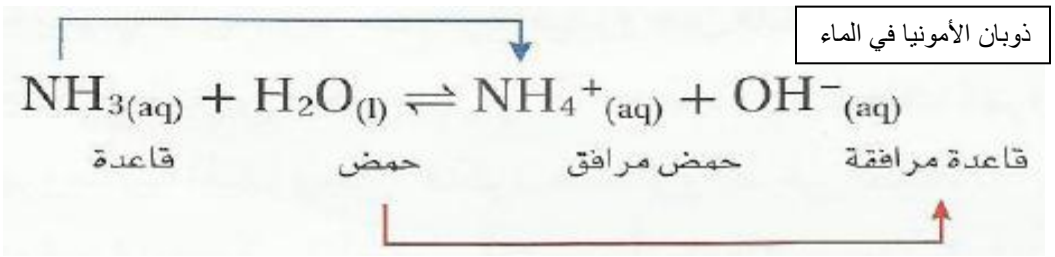
$NH_3 (g) + H_2O(l) \rightarrow NH_4^+(aq) + OH^- (aq)$

٢- نموذج برونستد – لوري (د نامركي – انجليزي)

الحمض : المادة المانحة لأيون الهيدروجين H^+

القاعدة : المادة المستقبلة لأيون الهيدروجين H^+





الماء – حمض وقاعدة برونستد – لوري تذكّر أنه عندما يذوب HF في الماء فإن الماء يسلك سلوك القاعدة؛ وعندما تذوب الأمونيا NH_3 في الماء، فإن الماء يسلك سلوك الحمض. ولذا يسلك الماء سلوك الحمض أو القاعدة حسب طبيعة المواد المذابة في المحلول. ويُسمى الماء والمواد الأخرى التي تستطيع أن تسلك سلوك الأحماض والقواعد مواد **مترددة (أمفوتيرية)**.

لكل حمض قاعدة مرافقة تقل عنه بهيدروجين ..... لكل قاعدة حمض مرافق يزيد عنها بهيدروجين

مسائل تدريبية

حدد في كل معادلة مما يلي (الحمض والقاعدة و القاعدة المراقة والحمض المرافق)

$NH4^{+}_{(aq)} + OH^{-}_{(aq)} = NH3_{(aq)} + H2O_{(l)}$	$HBr_{(aq)} + H2O_{(l)} = H3O^{+}_{(aq)} + Br^{-}_{(aq)}$
$CO3^{-2}_{(aq)} + H2O_{(l)} = HCO3^{-}_{(aq)} + OH^{-}_{(aq)}$	أكمل المعادلة وحدد الحمض والقاعدة والمترافقات $= SO4^{-}_{(aq)} + H3O^{+}_{(aq)}$

أنظر الجدول 1-3 ص 95

حمض أحادي البروتون هو الحمض الذي يمنح أيون هيدروجين واحد $HF/HCl/ HNO_3/ CH_3COOH$	حمض ثنائي البروتون هو الحمض الذي يمنح أيوني هيدروجين $H2SO_4/H_2CO_3$	حمض متعدد البروتون هو الحمض الذي يمنح أكثر من أيون هيدروجين H_3PO_4

٣- نموذج لويس

الحمض : هو المادة التي لديها قابلية لتقبل زوج من الإلكترونات

القاعدة : هي المادة التي لديها قابلية لمنح زوج من الإلكترونات

كيف نحدد الحمض والقاعدة حسب نظرية لويس

١- نكتب التوزيع الإلكتروني للذرة المركزية (الوسطية)

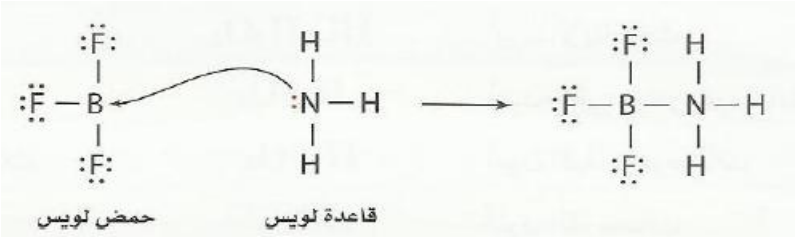
٢- إذا كانت الذرة المركزية لديها أزواج حرة أو يحاط بها ثمانية إلكترونات يعتبر الجزيئ أو الأيون قاعدة .

٣- إذا كانت الذرة المركزية لا يوجد حولها ثمانية إلكترونات يعتبر الجزيئ أو الأيون حمض .

٤- الأيونات أحادية الذرة الموجبة تعتبر أحماض والأيونات أحادية الذرة السالبة تعتبر قواعد

مثال ١

مثال ٢



بين الحمض من القاعدة حسب لويس

المادة	F^-	Al^{+++}	S^{--}	NH3
التصنيف				

الجدول 2-3	ملخص النماذج الثلاثة للأحماض والقواعد	
النموذج	تعريف الحمض	تعريف القاعدة
أرهينيوس	منتج H^+	منتج OH^-
برونستد – لوري	مانح H^+	مستقبل H^+
لويس	يستقبل زوجًا من الإلكترونات	يمنح زوجًا من الإلكترونات

أذكر القاعدة المقترنة لكل من الحموض التالية:

الحمض	HClO4	HF	$NH4^+$	HNO3	HS^-	H3PO3
القاعدة المقترنة						

أذكر الحمض المقترن لكل من القواعد التالية:

القاعدة	NH_3	S^{--}	NH_2^-	HS^-	HCO_3^-	Cl^-	O^{--}
الحمض المقترن							

صنف المواد التالية إلى قاعدة و حمض بموجب نظرية لويس:

المواد	PH_3	BCl_3	Cu^{++}	H_2O	$AlCl_3$	F^-	S^{--}	H^+	NH_2^-
تصنيفها									

النشادر مادة قاعدية . بموجب النظريات الثلاث التي درست فسر ذالك موضحاً إجابتك بالمعادلات الكيميائية الموزونة.

اسم النظرية	التفسير	المعادلة الكيميائية الموزونة
النظرية الأيونية	يعطي عند تفككه في الماء أيونات الهيدروكسيل OH^-	$NH_3 + H_2O \rightarrow NH_4^+ + OH^-$
نظرية لاوري وبرونشتد	لأن لديها قابلية لتقبل البروتون أو أخذه.	$NH_3 + HCl \rightarrow NH_4^+ + Cl^-$
نظرية لويس	لأنها تمنح زوج من الإلكترونات	$NH_3 + H^+ \rightarrow NH_4^+$

قوة الأحماض والقواعد

الفكرة الرئيسة تتأين الأحماض والقواعد القوية في المحاليل تأينًا تامًا، بينما تتأين الأحماض والقواعد الضعيفة في المحاليل تأينًا جزئيًا.

التأين :هو تحويل الجزيئات غير الأيونية إلى أيونات وجعلها حرة الحركة في الماء

$$HCl(g) + H2O(l) \rightarrow H^+(aq) + Cl^-(aq)$$

تعد محاليل الأحماض والقواعد من أهم المواد الموصلة للكهرباء (الألكتروليتات) لأنها تعطي عند تأينها في الماء أيونات الهيدروجين والهيدروكسيد (الأيونات المكونة للماء)

الأحماض القوية والأحماض الضعيفة

الأحماض القوية : هي الأحماض التي تتأين كليا في الماء لتعطي أكبر عدد من الأيونات لذا هي موصلة جيدة للكهرباء

$$HCl_{(aq)} + H2O_{(aq)} \quad H3O+_{(aq)} + Cl-_{(aq)}$$

أنظر الشكل 11-3 ص 98

الأحماض الضعيفة :هي الأحماض التي تتأين جزئيا في الماء لتعطي عدد قليل من الأيونات لذا هي ضعيفة التوصيل للكهرباء . أنظر الشكل 3-12 ص 99 (أنظر الجدول 3-3 ص 99)

ثابت تأين الحمض K_a أنظر الجدول 3-4 ص 101

يسمى Ka ثابت تأين الحمض وهو قيمة ثابت الإتزان لتأين الحمض الضعيف

تدل القيم الصغيرة لثابت التأين Ka للأحماض الضعيفة على أن أكثر الحمض يوجد في صورة جزيئات غير متأينة(المقام) والقليل منها متأين (البسط)

$$HCN_{(aq)} + H2O_{(l)} = H3O^+_{(aq)} + CN^-_{(aq)}$$

$$Ka = \frac{[H3O+][CN-]}{[HCN]} = 6.2X10^{-10}$$

القواعد القوية والقواعد الضعيفة

القواعد القوية : هي القواعد التي تتأين كليا منتجة أيونات فلزية وأيونات الهيدروكسيد مثل هيدروكسيد الصوديوم

$$NaOH(s) \quad Na+(aq) + OH-(aq)$$

أنظر الجدول 3-5 ص 102

القواعد الضعيفة : هي القواعد التي تتأين جزئيا في الماء . مثل النشادر

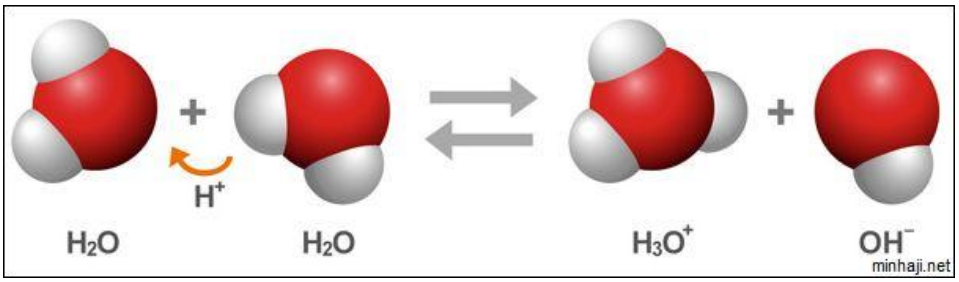
أنظر الجدول 3-6 ص 103 يبين ثوابت تأين القواعد الضعيفة K_b

كلما صغرت قيمة Kb كانت القاعدة أضعف

أيونات الهيدروجين والرقم الهيدروجيني

الفكرة الرئيسة يعبر كل من pH و pOH عن تراكيز أيونات الهيدروجين وأيونات الهيدروكسيد في المحاليل المائية.

ثبت عملياً أن الماء النقي موصل ضعيف جداً للتيار الكهربائي، وهذا يدل على وجود أيونات موجبة وأخرى سالبة مسؤولة عن ذلك. إن مصدر هذه الأيونات هو التأين الذاتي للماء حيث يمكن لجزيء ماء أن يمنح بروتوناً لجزيء ماء آخر، فيسلك بذلك أحدهما سلوك الحمض والآخر سلوك القاعدة.



ونظراً لأن الماء يتأين بدرجة ضئيلة جداً فإن تركيزه يُعد ثابتاً، وحيث أن ثابت الاتزان في التفاعل يعود للماء فقط، فإنه يُعبَر عنه باستخدام الرمز K_w ، ويُسمى ثابت تأين الماء.

$$K_w = [H_3O^+][OH^-]$$

$$K_w = 1x10^{-14}$$

عند درجة 25 c

تستخدم العلاقة السابقة لحساب تركيز أيون الهيدرونيوم، أو أيون الهيدروكسيد في الماء، أو أي محلول آخر.

حساب $[H^+]$ و$[OH^-]$ في الماء النقي

إن التأين الذاتي للماء يعطي تراكيز متساوية من أيونات الهيدرنيوم والهيدروكسيد

$$H_2O + H_2O = H_3O^+ + OH^-$$

عند الإتزان

$$Kw = [H_3O^+][OH^-] = 1X\ 10^{-14}$$

$$Kw = [H_3O^+][H_3O^+] \quad \text{لإن} \quad [H_3O^+]=[OH^-]$$

$$Kw = [H_3O^+]^2$$

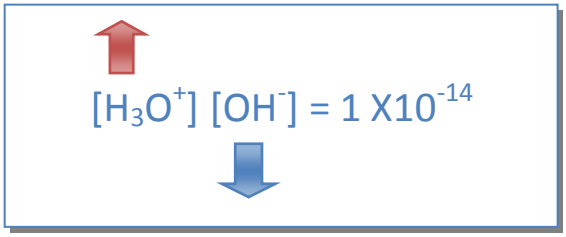
$$[H_3O^+] = \sqrt{1X10^{-14}}$$

$$[H_3O^+] = 1X10^{-7}\ mol / L$$

$$[OH^-] = 1X10^{-7}\ mol / L$$

أثر إضافة حمض أو قاعدة للماء النقي

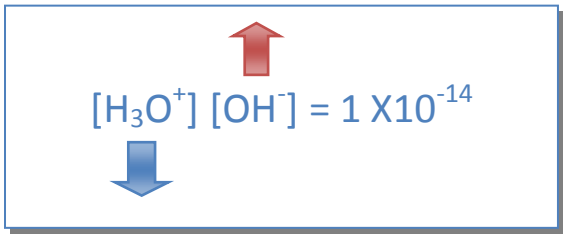
١- إضافة حمض إلى الماء يزيد من $[H_3O^+]$ ويقلل من $[OH^-]$ مع بقاء قيمة K_w ثابتة.



وفي هذه الحالة يكون المحلول حمضياً لأن$[H_3O+]$ أكبر من $1X10^{-7}$ M

وكلما زاد $[H_3O^+]$ زادت قوة المحلول الحمضي .

٢- إضافة قاعدة إلى الماء يزيد من $[OH^-]$ ويقلل من $[H_3O^+]$ مع بقاء قيمة K_w ثابتة.



وفي هذه الحالة يكون المحلول قاعدياً لأن $[OH^-]$ أكبر من $1X10^{-7}$ M

وكلما زاد $[OH^-]$ زادت قوة المحلول القاعدي.

مسائل :

إذا كان تركيز أيون H^+ في كوب قهوة عند درجة حرارة 298 K هو 1.0×10^{-5} M، فما تركيز أيون OH^- في القهوة؟ هل تعد القهوة حمضية، أم قاعدية، أم متعادلة؟

المعطيات : **$K_w = 1x10^{-14}$, $[H^+] = 1X10^{-5}$ M** **المطلوب :** **$[OH^-]$ = ?**	**$Kw = [H+][OH^-] \Longrightarrow [OH]=Kw / [H^+]$** **$= 1x10^{-14} / 1x10^{-5} = 1x10^{-9}$ M** **بما أن [H+] أكبر من [OH-]**

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

$[H^+]=1X10^{-13}$ M **$[OH^-]=$**	**$[OH^-] =1X10^{-7}$ M** **$[H^+] =$**	**$[OH^-]=1X10^{-3}$ M** **$[OH^-]=$**	**$[H^+]=4X10^{-5}$ M** **$[OH^-]=$**

الرقم الهيدروجيني pH والرقم الهيدروكسيدي pOH

تكون تراكيز H^+ غالبًا أرقامًا صغيرة يعبّر عنها بطريقة علمية. ولصعوبة استعمال هذه الأرقام تبنّى الكيميائيون طريقة أسهل للتعبير عنها.

ما الرقم الهيدروجيني pH؟ يعبِّر الكيميائيون عن تركيز أيونات الهيدروجين باستعمال تدريج الرقم الهيدروجيني pH المبني على اللوغاريتمات. لذا فإن **الرقم الهيدروجيني pH** لمحلول ما هو سالب لوغاريتم تركيز أيون الهيدروجين.

الرقم الهيدروجيني pH

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

يمثّل $[H^+]$ تركيز أيون الهيدروجين

قيمة pH لمحلول ما تساوي سالب لوغاريتم تركيز أيون الهيدروجين.

ما الرقم الهيدروكسيدي pOH؟ يكون من المناسب أحيانًا التعبير عن قاعدية أو قلوية محلول ما على تدريج pOH والذي يعكس صورة العلاقة بين pH و$[H^+]$. ويعرف الرقم **الهيدروكسيدي pOH** لمحلول ما بأنه سالب لوغاريتم تركيز أيون الهيدروكسيد.

الرقم الهيدروكسيدي POH

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

$[OH^-]$ يمثل تركيز أيون الهيدروكسيد

قيمة pOH لمحلول ما تساوي سالب لوغاريتم تركيز أيون الهيدروكسيد.

ما العلاقة بين pH و pOH؟

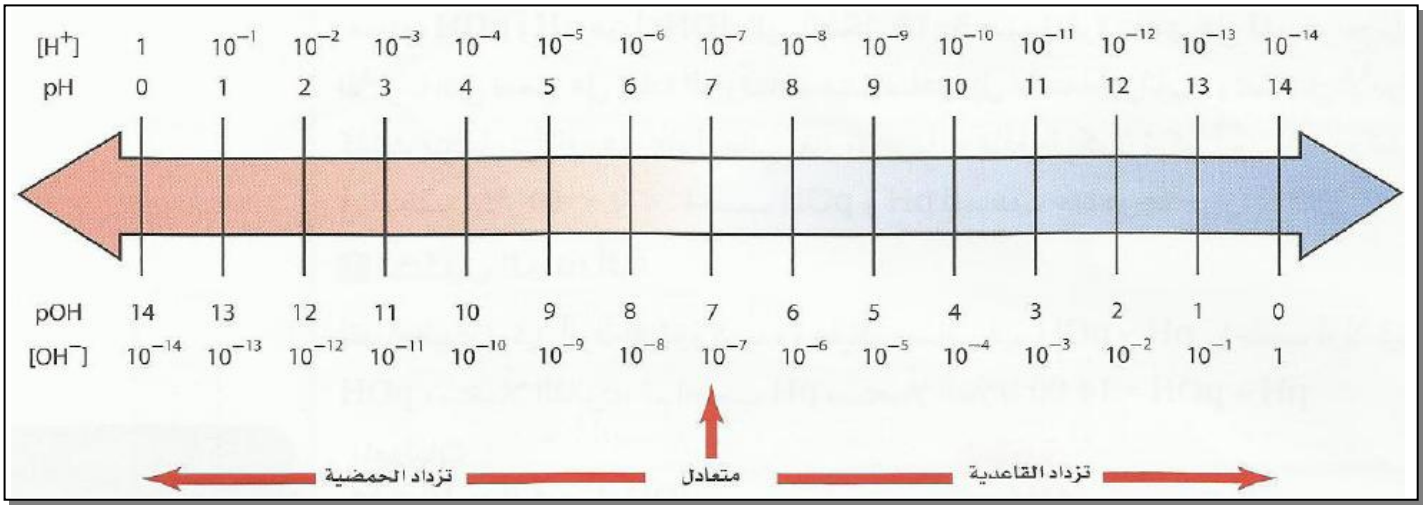
$$pH + pOH = 14.00$$

pH تمثل $-\log [H^+]$

pOH تمثل $-\log [OH^-]$

مجموع pH و pOH يساوي 14.00 .

يوضح الشكل 15-3 العلاقة بين pH وتركيز H^+، والعلاقة بين pOH وتركيز OH^- عند درجة حرارة 298 K .



مسائل تدريبية

23 – إحسب قيمتي PH للمحلولين الآتيين عند درجة حرارة 298 K	
a – $[H^+] = 1.0X10^{-2}$ M	b - $[H^+] = 3.0X10^{-6}$ M

25 – إحسب قيمة PH لمحلول فيه $[OH^-]$ يساوي $8.2X10^{-6}$ M

26 – إحسب قيم PH وpOH للمحاليل المائية ذات التراكيز الآتية عند درجة حرارة 298k	
$[OH^-] = 1.0X10^{-6}$ M	$[H^+] = 3.6X10^{-9}$ M

28- إحسب قيم PH و POH لمحلول مائي يحوي $1.0X10^{-3}$ mol من HCl مذاب في 5.0 L من المحلول

حساب تركيز الأيونات من قيم pH

[H+]	قيمة PH بالسالب ⇨	log ⇨	SHIFT ⇨

ماقيمة $[H^+]$ و $[OH^-]$ في دم الشخص السليم الذي قيمة PH له = 7.4

$2.51X10^{-7}$ M	$[H^+]= 3.98X10^{-8}$ M	POH = 14 - 7.4 = 6.6	PH= 7.4

مسائل تدريبية

29- إحسب $[H^+]$ و $[OH^-]$ في كل من المحاليل الآتية :			
PH = 6.50 (الحليب)		PH = 10.50	
PH = 2.37 (عصير الليمون)		PH = 11.90 (الأمونيا المنزلية)	

30- إحسب $[H^+]$ و$[OH^-]$ في عينة من ماء البحر ، حيث POH = 5.60	

المولارية والرقم الهيدروجيني pH للأحماض القوية

الأحماض القوية والقواعد القوية: هي التي تتأين تأين كامل في المحلول

حساب [H+] ومن ثم حساب PH لمحاليل الأحماض القوية والقواعد القوية					
[H+]	درجة القاعدة	القاعدة	[H+]	درجة الحمض	الحمض
[OH-]=[NaOH] [H+]= Kw/ [OH]	احادية	NaOH	[H+]=[HCl]	احادي	HCl / HNO3
[OH-] =2X[Ca(OH)2 [H+]= Kw/ [OH-]	ثنائية	Ca(OH)2	[H+]= 2X[H2SO4]	ثنائي	H2SO4

الأحماض الضعيفة والقواعد الضعيفة : هي التي يكون تأينها غير كامل(ضعيف) في المحلول

حساب [H+] ومن ثم حساب PH لمحاليل الأحماض الضعيفة والقواعد الضعيفة			
[H+]	القاعدة	[H+]	الحمض
[OH-] = √ Cb x kb حيث Kb ثابت تأين القاعدة و Cb تركيز ماتبقى من القاعدة [NH3] ≈ Cb لصغر الكمية المتأينة	NH3	[H+]= √ Ca x ka حيث Ka ثابت تأين الحمض و Ca تركيز ما تبقى من الحمض [CH3COOH] ≈ Ca لصغر الكمية المتأينة	CH3COOH

احسب K_a من pH

١- نحسب قيمة [H+] من قيمة الـ PH ٢- نحسب تركيز الحمض بعد التأين Ca **[الحمض] - [H^+] = Ca**	٣- نعوض في العلاقة **Ka = [H^+]^2 / [Ca]**

احسب K_a من pH يستعمل حمض الميثانويك (الفورميك) HCOOH لمعالجة عُصارة أشجار المطاط وتحويلها إلى مطاط طبيعي. فإذا كانت قيمة pH لمحلول حمض الميثانويك الذي تركيزه 0.100 M هي 2.38، فما قيمة K_a للحمض؟

[H+]= SHIFT Log (- 2.38) = $4.17x10^{-3}$ M Ca = [HCOOH] – [H+] = 0.10 – $4.17X10^{-3}$ = 0.096 M	Ka = [4.17x10-3]^2 / 0.096 = $1.8x10^{-4}$

31. احسب K_a للحمضين الآتيين:

a . محلول H_3AsO_4 تركيزه 0.220 M و pH = 1.50	b . محلول $HClO_2$ تركيزه 0.0400 M و pH = 1.80

32. احسب K_a للأحماض الآتية:

a . محلول حمض البنزويك C_6H_5COOH، تركيزه 0.00330 M و pOH = 10.70

التعادل Neutralization

الفكرة الرئيسة يتفاعل الحمض مع القاعدة في تفاعل التعادل لينتجا ملحًا وماء.

يكون المحلول متعادلاً عندما تتساوى أعداد أيونات الهيدروجين وأيونات الهيدروكسيد في المحلول.

التفاعلات بين الأحماض والقواعد Reactions Between Acids and Bases

أنظر الشكل أنظر الشكل 19-3 وحدد دور علاج مضادات الحموضة والتفاعل الذي يحدث في ذلك

كتابة معادلات التعادل

$$Mg(OH)_{2(aq)} + 2HCl_{(aq)} \rightarrow MgCl_{2(aq)} + 2H_2O_{(l)}$$

قاعدة + حمض → ملح + ماء

$$HCl_{(aq)} + NaOH_{(aq)} \rightarrow NaCl_{(aq)} + H_2O_{(l)}$$

كتابة المعادلة الأيونية الكاملة

$$H^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)} + Na^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)} \rightarrow Na^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)} + H_2O_{(l)}$$

تظهر أيونات الصوديوم وأيونات الكلوريد على جانبي المعادلة، لذا تسمى أيونات مشاهدة ؛ أي لا تدخل في التفاعل، ويمكن حذفها للحصول على المعادلة الأيونية النهائية لمعادلة حمض قوي مع قاعدة قوية.

$$H^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)} \rightarrow H_2O_{(l)}$$

أكتب معادلة تعادل حمض HNO3 مع قاعدة KOH ثم المعالة الأيونية كاملة وإختصرها

KOH (aq) + HNO3 (aq) ⟶ KNO3 (aq) + H2O (l)

معايرة الأحماض والقواعد

من أهم طرق التحليل الكيمائي التي تستخدم لتحديد تركيز محلول ما ، وذلك بتفاعل حجم معلوم منه مع محلول تركيزه معلوم . مثال: إذا كان لدينا محلول حمض النيتروجين مجهول التركيز فإنه يمكن معرفة تركيزه بمعايرته بمحلول قاعدة معلوم التركيز مثل هيدروكسيد الصوديوم .

طريقة عمل المعايرة

١- يوضع حجم معلوم من الحمض المجهول التركيز في الدورق المخروطي .

٢- يوضع المحلول القياسي معلوم التركيز من محلول هيدروكسيد الصوديوم في السحاحة

٣- نضع دليل مناسب في الدورق المخروطي ثم نبدأ عملية المعايرة بإضافة المحلول من السحاحة إلى الدورق المخروطي ببطء إلى أن نصل إلى نقطة التكافؤ أي وصول المحلول إلى التعادل.

يتم إستخدام العلاقة الرياضية التالية :

$$V_A \quad M_A \quad = \quad V_B \quad M_B$$

الأدلة (الكواشف) : مركبات عضوية تغير لونها حسب تركيز أيون الهيدروجين في المحلول وتستخدم في المعايرة لمعرفة الوصول لنقطة التكافؤ وهي أنواع عديدة .وكل دليل له لون في الوسط الحمضي مخالف للونه في الوسط القاعدي. .أنظر الشكل 3.24 ص 116

نقطة التكافؤ: هي النقطة التي عندها [-OH] = [+H]

نقطة النهاية : هي النقطة التي عندها يغير الدليل لونه .

تطبيق : حساب المولارية من بيانات المعايرة " نحتاج إلى محلول قياسي حجمه 18.28ml من NaOH وتركيزه 0.1M للتعادل مع 25.0ml من محلول حمض الميثانويك HCOOH .إحسب مولارية محلول حمض الميثانويك.

المعطيات :
(V_B = 18.28 ml الحجم الذي نزل من السحاحة)
(M_B = 0.1 M محلول قياسي معلوم التركيز)
(V_A = 25.0 ml الحجم الذي تم وضعه في الدورق من الحمض مجهول التركيز)
(M_A = ? المطلوب (تركيز الحمض)

$$V_A \quad M_A \quad = \quad V_B \quad M_B$$

$$0.025\ L \times MA = 0.0183L \times 0.1 mol/L$$

$$M_A = \frac{0.0183LX0.1mol/L}{0.025L} = 0.073 mol/L$$

43- ما مولارية محلول حمض النيتريك إذا لزم 43.33ml KOH تركيزه 0.1 M لمعادلة 20.0ml من محلول الحمض

$$V_A \quad M_A \quad = \quad V_B \quad M_B$$

$$0.02 \times M_A = 0.0433X0.1$$

$$M_A = \frac{0.0433X0.1}{0.02} = 0.216 mol/l$$

44- ما تركيز محلول الأمونيا المستعمل في مواد التنظيف المنزلي إذا لزم 49.90ml HCl تركيزه 0.59M لمعادلة 25.0ml من هذا المحلول

45- كم ml من NaOH الذي تركيزه 0.5M يمكن أن يتعادل مع 25.0ml من H3PO4 تركيزه 0.10M

$$V_A \quad M_A \quad = \quad V_B \quad M_B$$

$$[H+] = [H3PO4] \times 3$$

$$= 0.1\ M \times 3 = 0.3\ M$$

$$0.025x0.1 = V_B \times 0.5 \qquad V_B = \frac{0.025X0.3}{0.5} = 0.015\ L = 0.015 \times 1000 = 15 ml$$

تميّه الأملاح Salt Hydrolysis

عبارة عن تفاعل الأيونات الناتجة من الملح مع الماء لتكون أيونات الهيدروكسيد أو الهيدرنيوم

الملح : هو المادة التي تنشأ من تفاعل حمض وقاعدة .

أقسام الأملاح حسب نوع الحمض والقاعدة :

نوع الملح	تعريفه	مثال	قيمة PH للمحلول
متعادل	الملح الناتج من تفاعل حمض قوي مع قاعدة قوية HCl + NaOH	NaCl	7
القاعدي	الملح الناتج من تفاعل حمض ضعيف مع قاعدة قوية CH_3COOH + NaOH	CH_3COONa	أكبر من 7
	CH_3COO^- + H_2O ⟶ CH_3COOH + OH^-		
الحمضي	الملح الناتج من تفاعل حمض قوي مع قاعدة ضعيفة HCl + NH_3	NH_4Cl	أقل من 7
NH_4^+ + H_2O ⟶ NH_3 + H_3O^+			
لتحديد طبيعة الملح نرجعه إلى أصله، فالأيون السالب مشتق من الحمض والأيون الموجب مشتق من القاعدة. لتحديد الحمض يضاف H إلى الأيون السالب ، ولتحديد القاعدة يضاف -OHإلى الأيون الموجب أويسحب هيدروجين منه .			

تمرين 46 :

نوع الملح	معادلة التميه	مثال	قيمة PH
		NH_4NO_3	
		K_2SO_4	
		CH_3COORb	
		$CaCO_3$	

المحاليل المنظمة Buffered Solutions

هي المحاليل التي تقاوم التغيرات في قيم الـ PH عند إضافة كميات محددة من الأحماض أو القواعد

أهمية المحاليل المنظمة :

المحاليل المنظمة مهمة في تثبيت درجة حموضة الوسط الذي يتم فيه التفاعل حيث يلعب دورا هاما في العمليات الفسيولوجية بجسم الإنسان مثل الدم حيث قيمة الـ PH= 7.4 فإذا زاد هذا الرقم عن 7.8 أوقل عن 7.0 تحدث إضطرابات مثل تجلط الدم أو الوفاه . وفي العصارة المعدية يجب أن يبقى الـ PH بين 1.6 و 1.8 ليساعد على هضم الطعام ويحافظ الجسم على PH ضمن حدود معينة من خلال إنتاج محاليل منظمة .

مما يتكون المحلول المنظم :

المحلول المنظم خليط من حمض ضعيف مع قاعدته المرافقة ، أو قاعدة ضعيفة مع حمضها المرافق.

يتم تكوين المحلول المنظم التالي من خلط تراكيز متساوية من حمض HF وملح NaF		
HF ⟷	**H+ (aq)** +	**F- (aq)**
حمض		قاعدة مرافقة
وبالتالي تبقى قيمه PH ثابتة تقريبا مع إضافة حمض أو قاعدة إلى المحلول	**أيون الهيدروجين يستهلك -OH الناتجة من إضافة القاعدة إلى المحلول المنظم**	**أيون الفلور يستهلك +H الناتجة من إضافة الحمض إلى المحلول المنظم**

مزيج من محلولي حمض الخل CH_3COOH وملح خلات الصوديوم CH_3COONa		
CH_3COOH $\rightleftharpoons$ **$H^+(aq)$** + **$CH_3COO^-(aq)$**		
قاعدة مرافقة		حمض ضعيف
أيون الخلات يستهلك H^+ الناتجة من إضافة الحمض إلى المحلول المنظم	**أيون الهيدروجين يستهلك OH^- الناتجة من إضافة القاعدة إلى المحلول المنظم** ويتجه التفاعل إلى اليمين ليعوض النقص في $[H^+]$	**وبالتالي تبقى قيمه PH ثابتة تقريبا مع إضافة حمض أو قاعدة إلى المحلول**

مزيج من محلولي النشادر NH_3 وملح كلوريد الأمونيوم NH_4Cl		
$NH_3(aq) + H_2O(l) = NH_4^+(aq) + OH^-(aq)$		
حمض مرافق		قاعدة ضعيفة
أيون الهيدروكسيد يستهلك H^+ الناتجة من إضافة الحمض إلى المحلول المنظم	**أيون الأمونيوم يستهلك OH^- الناتجة من إضافة القاعدة إلى المحلول المنظم**	**وبالتالي تبقى قيمه PH ثابتة تقريبا مع إضافة حمض أو قاعدة إلى المحلول**

سعة المحلول المنظم :

كمية الحمض أو القاعدة التي يستطيع المحلول المنظم أن يستوعبها دون تغير مهم في قيمة الـ PH .

51. احسب مولارية محلول حمض الهيدروبروميك HBr إذا احتاج إلى 30.35 ml من NaOH تركيزه 0.1000 M لمعايرة 25.00 ml من الحمض حتى نقطة التكافؤ.

53. صمّم تجربة صف كيف تصمم معايرة وتجريها باستعمال HNO_3 تركيزه 0.250 M لتحديد مولارية محلول هيدروكسيد السيزيوم.

85. ماذا يحدث عند إضافة حمض إلى المحلول المنظم HF / F^-؟

87. أعط الاسم والصيغة الجزيئية للحمض والقاعدة اللذين أنتجا كلًّا من الأملاح الآتية:

a. $NaCl$ **b.** $KHCO_3$