القسم 4 : التعادل

التعادل : تفاعل محلول حمض مع محلول قاعدة لينتج ملح وماء (تفاعل استبدال ثنائي) أو (تفاعل إحلال مزدوج) .

مثال: هيدروكسيد المغنسيوم($Mg(OH)_2$)(حليب المغنيسا)(القاعدة شحيحة الذوبان) تُستخدم في معادلة الزيادة من حمض المعدة (HCl)

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

حيث يحل Mg محل الهيدروجين في HCl ، ويحل H محل Mg في $Mg(OH)_2$

الشكل 5-19 يمكن لأي جرعة من هذه المواد المضادة للحموضة أن تخفف من أعراض سوء الهضم الحمضي؛ وذلك بتفاعلها مع المحلول الحمضي في المعدة ومعادلته.

الملح : مركب أيوني يتكون من كاتيون (أيون موجب) من القاعدة وأنيون (أيون سالب) من الحمض

كتابة معادلات التعادل :

مثال : **تعادل حمض قوي وقاعدة قوية**

المعادلة بالصيغ :

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

المعادلة الأيونية العامة :

$$H^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)} + Na^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)} \rightarrow Na^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)} + 2H_2O_{(l)}$$

الأيونات (المشاهدة) المتفرجة : Na^+ , Cl^- (هي الأيونات التي لا تدخل في التفاعل)

المعادلة الأيونية النهائية: $H^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)} \rightarrow H_2O_{(l)}$ أو $H_3O^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)} \rightarrow 2H_2O_{(l)}$

(تنتج بعد حذف الأيونات المتفرجة)

المعادلة بالصيغ : $HCl_{(aq)} + Mg(OH)_{2(aq)} \rightarrow$

المعادلة الأيونية العامة :

الأيونات (المشاهدة) المتفرجة :

المعادلة الأيونية النهائية :

المعادلة بالصيغ : $HNO_{3(aq)} + KOH_{(aq)} \rightarrow +$

المعادلة الأيونية العامة :

الأيونات (المشاهدة) المتفرجة :

المعادلة الأيونية النهائية:

المعادلة بالصيغ : $HNO_{3(aq)} + Ca(OH)_{2(aq)} \rightarrow$

المعادلة الأيونية العامة :

الأيونات (المشاهدة) المتفرجة :

المعادلة الأيونية النهائية:

ملاحظة هامة :

المعادلة الأيونية النهائية لتفاعل التعادل بين حمض قوي وقاعدة قوية	تختلف	المعادلة الأيونية النهائية لتفاعل التعادل بين حمض ضعيف وقاعدة قوية
$HCl + NaOH \rightarrow$		$HClO + NaOH \rightarrow$

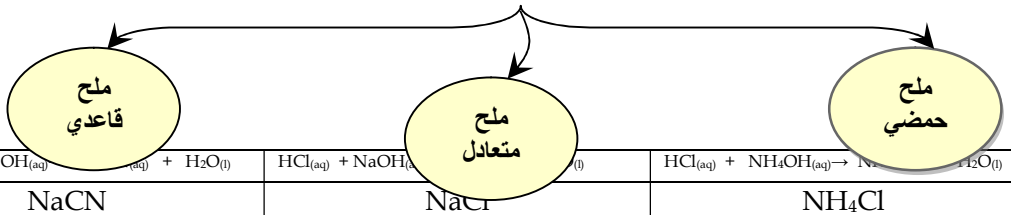
س : من الإرشادات المتبعة في الإسعافات الأولية ، أن لسعات الدبور تعالج بوضع الخل عليها أو غسلها :

1 – ما الطبيعة الكيميائية في اعتقادك للسعة الدبور : ..... (قاعدية)

2 – إذا لم يتوافر لديك مسحوق الخبيز في المنزل ، ما البديل الآخر الذي يمكنك استخدامه لمعالجة لسعة النحل

(أي مادة قاعدية ضعيفة)

أنواع الأملاح



معادلة التعادل	$HCl_{(aq)} + NH_4OH_{(aq)} \rightarrow$ ... $+ H_2O_{(l)}$	$HCl_{(aq)} + NaOH_{(aq)}$ ... $_{(l)}$	$HCN_{(aq)} + NaOH_{(aq)}$ ... $_{(aq)} + H_2O_{(l)}$
الملح الناتج	NH_4Cl	NaCl	NaCN
نوع الملح	حمضي	متعادل	قاعدي
نوع المتفاعلات	حمض قوي + قاعدة ضعيفة	حمض قوي + قاعدة قوية	حمض ضعيف + قاعدة قوية

س 1 : أعط الاسم والصيغة الجزيئية للحمض والقاعدة اللذين أنتجا كل من الأملاح التالية :

أ – Na Cl　　ب – $K\ HCO_3$　　ج – $NH_4\ NO_2$　　د – Ca S

س2 : كلمة غير منسجمة :

1 - NaCl / K_2SO_4 / LiCl / NaCN

البديل : **NaCN** التبرير : ملح قاعدي والباقي أملاح متعادلة أو **K_2SO_4** يتفكك المول منه لـ 3 مولات من الأيونات والباقي لـ 2 مول

2 – $MgSO_4$ - K_3PO_4 - Na_2SO_4 - $KClO_3$

البديل : K_3PO_4　التبرير : ملح قاعدي يصلح لمعادلة الحموضة والباقي لا يصلح

التحلل المائي للأملاح (تميه الأملاح): تفاعل الأملاح مع الماء

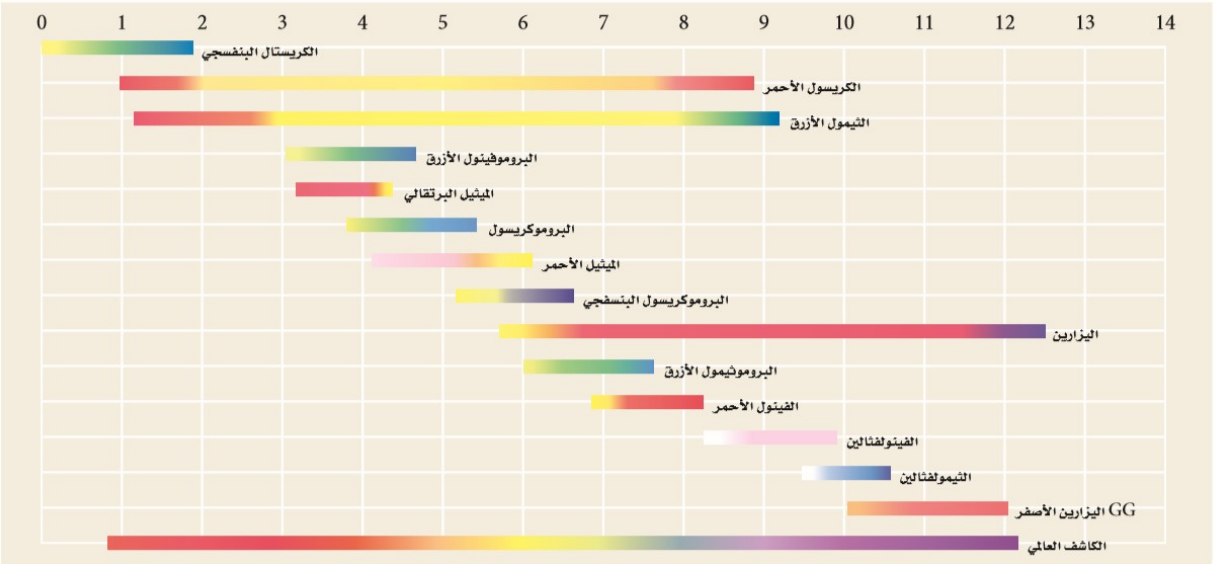
" حيث تستقبل أنيونات الملح المتفكك أيونات هيدروجين من الماء ، وتقوم كاتيونات الملح المتفكك بمنح الهيدروجين للماء "

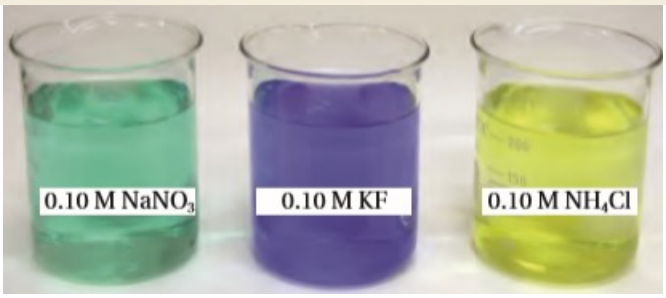
(**ملاحظة** : يتضح كيفية تميؤ الملح مع مناقشة التجربة في الجدول أسفل الصفحة)

تجربة : تم إضافة كاشف البروموثيمول الأزرق إلى الكؤوس التالية ، والتي تركيز محاليلها 0.1M ، ناقش طبيعة الوسط من خلال مخطط ألوان الكواشف

التوضيح والتفسير :

الشكل 5-24 إن عملية اختيار الكاشف الصحيح مهمة جدًّا؛ إذ يجب أن يغير الكاشف لونه عند نقطة التكافؤ التي لا تكون دائمًا عند pH = 7.





علل : محلول كلوريد الأمونيوم **حمضي التأثير** **ناتج تفاعل** : (حمض قوي + قاعدة ضعيفة)	**علل**:محلول **فلوريد البوتاسيوم KF قاعدي التأثير** **ناتج تفاعل** : (حمض ضعيف + قاعدة قوية)	**علل** : محلول نيترات الصوديوم **متعادل التأثير** **ناتج تفاعل** :(حمض قوي + قاعدة قوية)
كلوريد الأمونيوم هو ملح لقاعدة ضعيفة NH_3 وحمض قوي HCl	فلوريد البوتاسيوم هو ملح لقاعدة قوية KOH وحمض ضعيف HF	نيترات الصوديوم هو ملح لقاعدة قوية NaOH وحمض قوي HNO_3
يتفكك كلوريد الأمونيوم في الماء إلى أيونات أمونيوم وأيونات كلوريد $NH_4Cl_{(s)} \rightarrow NH_4^+{}_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$	يتفكك فلوريد البوتاسيوم في الماء إلى أيونات بوتاسيوم وأيونات فلوريد $KF_{(s)} \rightarrow K^+_{(aq)} + F^-_{(aq)}$	يتفكك نيترات الصوديوم في الماء إلى أيونات صوديوم وأيونات نيترات $NaNO_{3(s)} \rightarrow Na^+_{(aq)} + NO_3^-{}_{(aq)}$
لا تتفاعل أيونات Cl^- مع الماء ، بسبب تعادلها مع الماء وتكوين محلول حمضي HCl (NH_4^+)هي حمض برونشتد – لوري القوي لقاعدة ضعيفة ، فيحدث الاتزان التالي مع الماء ، ويتم إنتاج أيونات هيدرونيوم H_3O^+ مما يجعل المحلول حامضياً : $NH_4^+{}_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftarrows NH_{3(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$	**لا تتفاعل أيونات K^+ مع الماء** ، بسبب تعادلها مع أيونات OH^- وتكوين محلول قاعدي KOH (F^-)هي قاعدة برونشتد – لوري القوية لحمض ضعيف ، فيحدث الاتزان التالي مع الماء ، ويتم إنتاج أيونات هيدروكسيد OH^- مما يجعل المحلول قاعدياً : $F^-_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftarrows HF_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$	يحدث القليل من التحلل المائي لأيونات الملح أو لا يحدث على الإطلاق ، وبالتالي لن تنتج ايونات هيدرونيوم أو هيدروكسيد مما يعني أن الملح متعادل .

مسائل تدريبية

46. اكتب معادلات لتفاعلات تميّه الأملاح التي تحدث عند إذابة الأملاح الآتية في الماء، وصنّف كلًّا منها إلى حمضي، أو قاعدي، أو متعادل:

a. نترات الأمونيوم **b**. كبريتات البوتاسيوم **c**. إيثانوات الروبيديوم **d**. كربونات الكالسيوم

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

46. a. المحلول حمضي

$$NH_{4\,(aq)}^{+} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons NH_{3(aq)} + H_3O^{+}_{(aq)}$$

b. المحلول متعادل

$$SO_{4\,(aq)}^{2-} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons HSO_{4(aq)}^{-} + OH^{-}_{(aq)}$$

c. المحلول قاعدي

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

d. المحلول قاعدي

$$CO_{3\,(aq)}^{2-} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons HCO_{3(aq)}^{-} + OH^{-}_{(aq)}$$

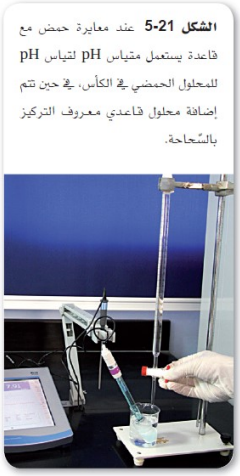
47.

$$NH_4OH_{(aq)} + HBr_{(aq)} \rightarrow NH_4Br_{(aq)} + H_2O_{(l)}$$

$$NH_{4\,(aq)}^{+} + H_2O_{(aq)} \rightleftharpoons H_3O^{+}_{(aq)} + NH_3$$

تتكون أيونات الهيدرونيوم، لذا ستكون pH أقلّ من 7.

المعايرة :


الشكل 21-5 عند معايرة حمض مع قاعدة يستعمل مقياس pH لقياس pH للمحلول الحمضي في الكأس، حين تتم إضافة محلول قاعدي معروف التركيز بالسّحاحة.

1 – (المعايرة) طريقة لتحديد تركيز محلول،بتفاعل حجم منه مجهول التركيز مع محلول معلوم التركيز .
أو عملية الهدف منها **إيجاد تركيز مادة مجهولة** التركيز **بواسطة مادة معلومة التركيز** (مع تمام التفاعل)

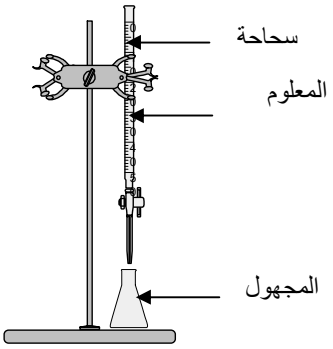
2 – (نقطة التكافؤ) هي نقطة يتساوى عندها عدد مولات H^+ من الحمض مع عدد مولات OH^- من القاعدة .
ملاحظة : تُسمى نقطة التكافؤ بنقطة التعادل في حالة تفاعل الأحماض والقواعد القوية .

3 – (نقطة نهاية المعايرة) هي النقطة التي **يتغير عندها لون الكاشف.**

4 – (المحلول القياسي) أو (محلول المعايرة) هو محلول **معلوم تركيزه** بدقة.

خطوات إجراء المعايرة

مثال :



1 - يوضع حجم معين من المحلول مجهول التركيز في الدورق المخروطي ثم تُغمس أقطاب مقياس الـ PH ثم إضافة 2-3 قطرة من الدليل المناسب .

2 – نملأ السحاحة بمحلول المعايرة المعلوم التركيز (المحلول القياسي)(محلول المعايرة) .

3 – تُضاف أحجام معلومة من المحلول القياسي ببطء إلى المحلول في الدورق المخروطي .

4 – تُسجل قيم PH عند كل إضافة .

5 – تستمر الإضافة حتى نصل إلى نقطة التكافؤ وهي نقطة يتساوى عندها عدد مولات H^+ من الحمض مع عدد مولات OH^- من القاعدة

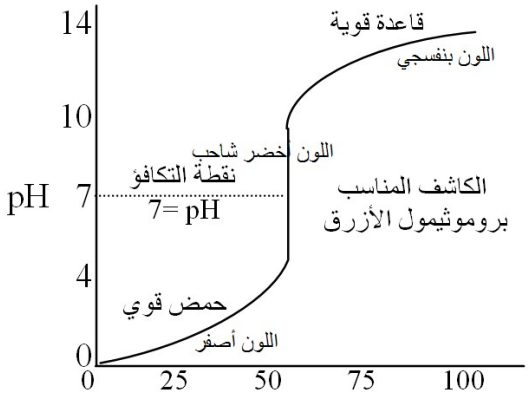
5 – تستمر الإضافة حتى نصل إلى نقطة النهاية (النقطة التي يتغير عندها لون الدليل) ومنها نحدد نقطة التكافؤ (من الرسم) .

6 – نحسب الحجم من السحاحة الذي تعادل من المعلوم في الدورق المخروطي

7 - باستخدام القوانين كما في المسائل التالية نحسب مولارية المادة المجهولة

حجم NaOH المضاف(mL)	5	1	15	20	25	30	35	40	45	47	50	55	60
PH	1	1.1	1.4	1.5	1.6	1.8	1.9	2.1	3	5	11.3	12.1	12.2

أحداث المعايرة :
1 – نقيس PH في البداية = 1 فرضاً
2 – عند إضافة NaOH تتعادل تدريجياً مع HCl ، ويقل [HCl] تدريجياً ، وتزداد PH تدريجياً .
3 – عندما تُستهلك أيونات H^+ سوف تسيطر القاعدة OH^- على الوسط ، فيزداد $[OH^-]$ على نحو كبير .
4 – تحدث الزيادة الحادة أو المفاجئة في PH عند نقطة التكافؤ .
5 – وعند إضافة المزيد من NaOH تزداد PH مرة أخرى .
6 – نقطة التكافؤ لهذه المعايرة PH = 7 علل : لأن حمض HCl قوي ، وكذلك NaOH قاعدة قوية ، وينتج عنهما ملح متعادل له PH = 7
7 – تحل اللون الأكثر وضوحاً يكون عند PH = 7
8 – وعند PH = 7 يكون جميع أيونات H^+ قد تعادلت مع جميع أيونات OH^-



معايرة حمض قوي وقاعدة قوية

ملاحظة : الارتفاع الحاد في PH لمحلول الحمض يشير إلى أن كل أيونات H^+ من الحمض قد تمت معادلتها بأيونات OH^- من القاعدة .

مسألة: في تجربة معايرة 17.6 mL من محلول HCl تعادل 27.4 mL من محلول 0.0165 M NaOH . فما مولارية المحلول الحمضي ؟

$$NaOH + HCl \rightarrow NaCl + H_2O$$

مسائل تدريبية

43. ما مولارية محلول حمض النيتريك إذا لزم 43.33 mL KOH تركيزه 0.1000 M لمعادلة 20.00 mL من محلول حمض النيتريك؟

44. ما تركيز محلول الأمونيا المستعمل في مواد التنظيف المنزلي إذا لزم 49.90 mL HCl تركيزه 0.5900 M لمعادلة 25.00 mL من هذا المحلول؟

45. تحفيز كم mL من NaOH الذي تركيزه 0.500 M يمكن أن يتعادل مع 25.00 mL من H_3PO_4 تركيزه 0.100 M؟

مسائل تدريبية

43. $M_{HNO_3} = 0.2167M$

44. $M_{NH_3} = 1.178M$

45. 5.0 mL NaOH

89. تنقية الهواء يستعمل هيدروكسيد الليثيوم لتنقية الهواء بإزالة ثاني أكسيد الكربون. فإذا تمت معايرة عينة من محلول هيدروكسيد الليثيوم حجمها 25.00 mL بمحلول حمض الهيدروكلوريك تركيزه 0.3340 M فتطلب 15.22 mL من الحمض. فما مولارية محلول LiOH؟

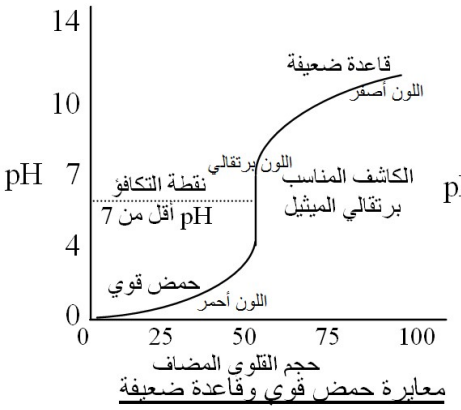
90. أضيف 74.30 mL من محلول NaOH الذي تركيزه 0.43885 M لمعايرة 45.78 mL من حمض الكبريتيك حتى نقطة النهاية. ما مولارية محلول H_2SO_4؟

89. $M_{LiOH} = 0.2033M$

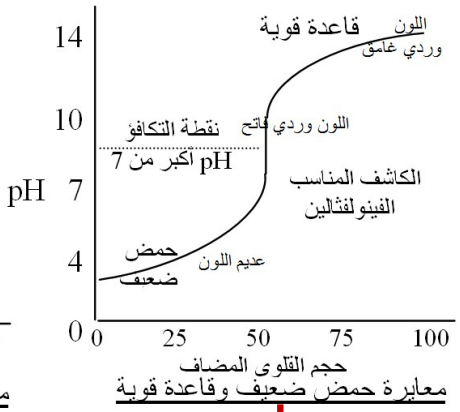
90. $M_{H_2SO_4} = 0.3561M$

منحنيات المعايرة :

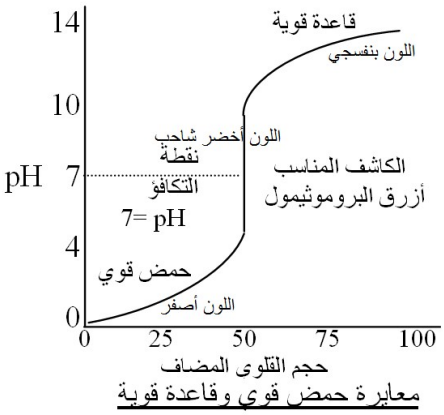
يمكن رسم منحنى معايرة الحمض مع القاعدة متساويا التركيز بأخذ كمية محددة من الحمض وليكن50mL وإضافة القاعدة قليلاً قليلاً ، ورصد قيم pH عند كل إضافة ، وسنحصل على المنحنيات التالية .



معايرة حمض قوي وقاعدة ضعيفة

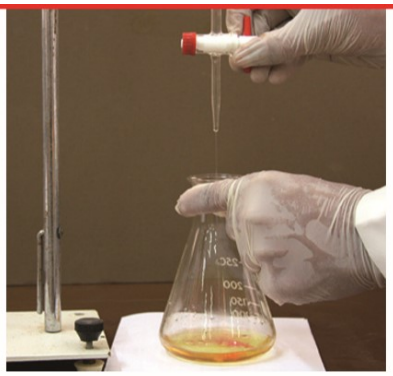


معايرة حمض ضعيف وقاعدة قوية

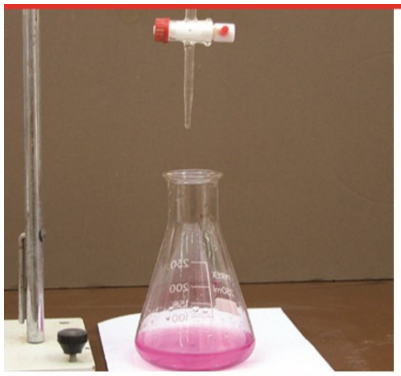


معايرة حمض قوي وقاعدة قوية

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



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



تكون نقطة نهاية المعايرة عندما يصبح اللون ورديًا فاتحًا. تبين القراءة الدقيقة للسحاحة أن 18.28 mL NaOH الذي تركيزه 0.1000 M قد تمت إضافته.

الشكل 25-5 المعايرة طريقة دقيقة تحتاج إلى تدريب وممارسة. تعمل الورقة البيضاء الموضوعة تحت الدورق على توفير خلفية مناسبة تساعد على رؤية التغير في لون الكاشف.

كواشف الأحماض والقواعد : أصباغ كيميائية(غالباً حمضية ضعيفة) تتأثر ألوانها بالمحاليل الحمضية والقاعدية

ملاحظة هامة : يكون لكل كاشف منها قيم PH الخاصة به التي يحدث تغيير اللون فيها

دور الكاشف : أن يبين لك بدقة - عن طريق تغيير لونه – أنه قد تمت إضافة كمية كافية من المحلول القياسي لتعادل المحلول المجهول .

المدى الانتقالي للكاشف: مدى PH الذي يتغير ضمنه لون الكاشف

المعايرة	قيمة PH المتوقعة عند التعادل (نقطة التكافؤ) (نقطة تغيير الكاشف للونه)	الكاشف	مدى الكاشف
حمض قوي / قاعدة قوية	PH = 7	أحمر الميثيل	(4.4 – 6.2)
		أزرق البروموثيمول	**(6.2 – 7.6)**
حمض قوي / قاعدة ضعيفة	PH < 7	برتقالي الميثيل(حمض قوي	**(3.1 – 4.4)**
		أزرق البروموفينول	(3.0 – 4.6)
حمض ضعيف / قاعدة قوية	PH> 7	فينولفيثالين(حمض أضعف)	**(8.00 – 10.0)**
		أحمر الفينول	(6.4 – 8.0)
حمض ضعيف / قاعدة ضعيفة	< PH أو 7 <	**لا يوجد كاشف فعال** علل لعدم تمام التفاعل لنهايته	

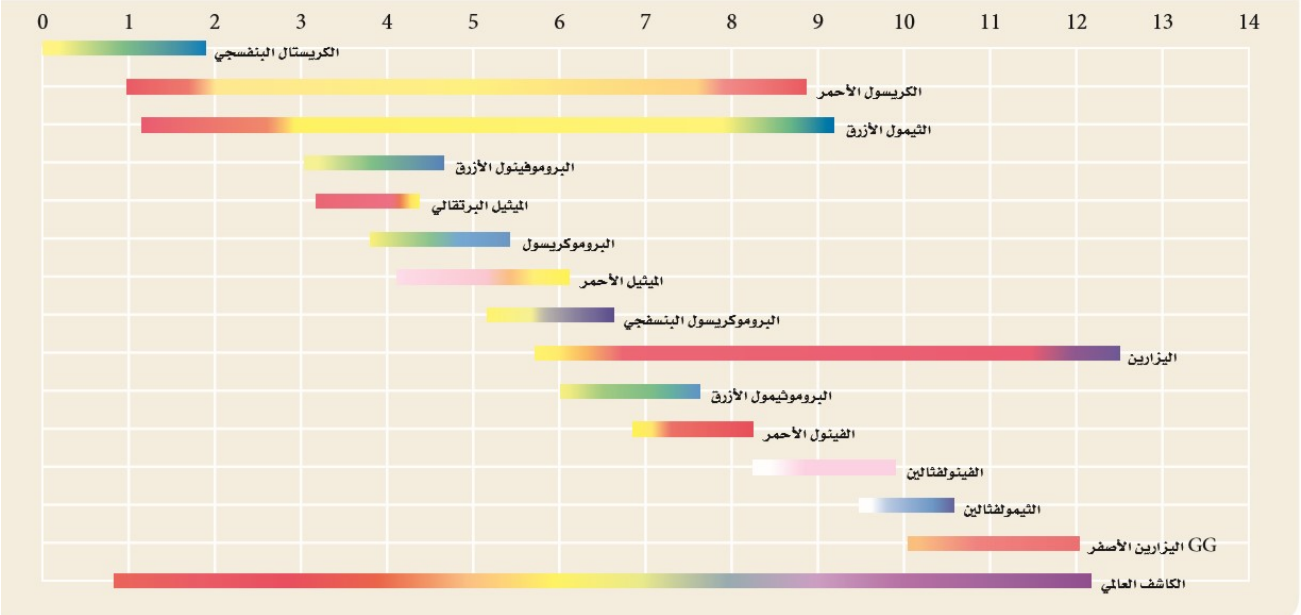
من مزايا الكاشف المناسب : أن يغير لونه عند أو قرب نقطة تكافؤ المعايرة الصحيحة .

ملاحظة هامة :عند إجراء عمليات المعايرة ،يختار الكاشف بحيث يكون **مدى تغير لونه صغيراً** علل حتى يكون تحديد نقطة النهاية دقيقة وقريبة من نقطة التكافؤ . ونظرا لأن مدى **تباع الشمس** كبيرنسبياً(5.5 – 8) ،لذا فهو غالبا **لا يستخدم في عمليات المعايرة** علل لصعوبة تحديد قيمة pH لنقطة النهاية بدقة .

س 1: متى يكون استعمال مقياس PH أفضل من الكاشف لتحديد نقطة النهاية لمعايرة حمض وقاعدة ؟

(ج : إذا لم يوجد كاشف يغير لونه عند نقطة التكافؤ أو قريبا ، أو عندما لا يتوافر كاشف)

الشكل 24-5 إن عملية اختيار الكاشف الصحيح مهمة جدًّا؛ إذ يجب أن يغير الكاشف لونه عند نقطة التكافؤ التي لا تكون دائمًا عند pH = 7.

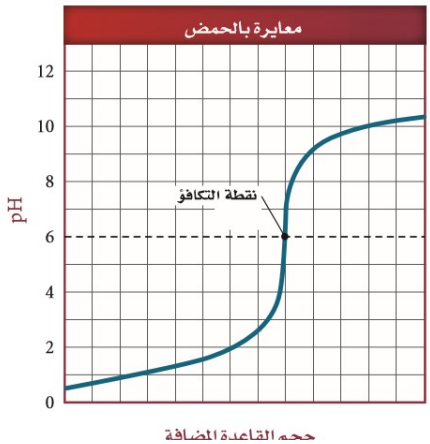


اقرأ هذا الجزء جيداً :

الشكل 23-5 يصبح لون الشاي الأحمر فاتحًا عند إضافة عصير الليمون إليه؛ لأنه يحتوي على مادة كيميائية تعد من الكواشف. ومعظم الكواشف جزيئات كبيرة تعمل بوصفها أحماضًا ضعيفة. ويعود السبب في تغير ألوان الكواشف إلى اختلافات يسيرة في أنماط الروابط عندما يتأين جزيء الكاشف أو لا يتأين.

كواشف الأحماض والقواعد غالبًا ما يستعمل الكيميائيون أصباغًا كيميائية بدلاً من مقياس pH لتحري نقطة التكافؤ عند معايرة حمض وقاعدة. وتسمى الأصباغ الكيميائية التي تتأثر ألوانها بالمحاليل الحمضية والقاعدية **كواشف الأحماض والقواعد**. وهناك العديد من المواد الطبيعية التي تعمل عمل الكواشف، فإذا أضفت عصير الليمون إلى الشاي فسوف تلاحظ أن اللون الأحمر للشاي أصبح فاتحًا، كما في **الشكل 23-5**؛ إذ يحتوي الشاي على مواد تسمى بوليفينولات polyphenols، تحتوي على ذرات متأينة جزئيًا من الهيدروجين، لذا فهي أحماض ضعيفة. وعند إضافة الحمض الموجود في عصير الليمون إلى كوب شاي يقل تأين الحمض في الشاي بحسب مبدأ لوتشاتلييه، فيصبح لون البوليفينولات غير المتأينة أكثر وضوحًا، ويظهر **الشكل 24-5** العديد من الكواشف التي يستعملها الكيميائيون. إن أزرق بروموثيمول كاشف مناسب عند معايرة حمض قوي بقاعدة قوية. أما الفينولفثالين فيغير لونه عند نقطة التكافؤ عند معايرة حمض ضعيف بقاعدة قوية، كما هو مبين في **الشكل 22-5**.

83. مـا كواشـف الأحمـاض والقواعـد المبينة في **الشـكل 24–5**، والتي من المناسـب اسـتعمالها في تفاعل التعادل المبين منحنى معايرته في **الشكل 30–5**؟ ولماذا؟



س1 : ما كواشف الأحماض والقواعد المبينة في الشكل 24 – 5 ، والتي من المناسب استعمالها في تفاعل التعادل المبين في الشكل 30 – 5 ، ولماذا ؟

(ج : البرومكريسول الينفسجي ، لأنه يغير لونه قرب نقطة التكافؤ PH التي تساوي 6)

س2: عند إضافة الميثيل الأحمر إلى محلول مائي ينتج لون وردي ، وعند إضافة الميثيل البرتقالي إلى المحلول نفسه ينتج لون أصفر . ما مدى PH تقريباً للمحلول ؟ استعمل الشكل 24 – 5 .

(ج : ستكون قيمة PH بين 4.2 و 5.6 تقريباً)

س3 : كيف يمكنك تحديد نقطة التكافؤ في تجربة معايرة ، أو PH للمحلول ، دون استخدام الكاشف

1 –باستخدام ورق قياس الـــ PH (وهي تعتمد على امتصاص أي لون من ألوان الطيف المرئي)
ملاحظة :الكاشف العام:
هوخليط من كواشف مختلفة ،وورقة الاختبار المنغمسة في هذا الخليط تسمى ورقة pH(pH paper).

2 –باستخدام جهاز قياس الـــ PH(وهو يعتمد على قياس فرق الجهد بين إلكترودين موضوعين في المحلول ويتغير فرق الجهد مع تغير تركيز أيون الهيدرونيوم في المحلول)

لاحظ منحنى المعايرة التالي والمعلومات المتعلقة به:

- تحدد التغيرات الفجائية في قيمة الـ PH عند 25mL , 50 mL ، أن الحمض ثنائي البروتون .
- ويدل التغير الأول على نفاذ H^+الأول
- ويدل التغير الثاني على نفاذ H^+الثاني.
- ينتهي PH قرب القيمة 13 التي تتناسب مع المحلول 0.1NaOH

س1: يتأين حمض H_3BO_3 في محلول على ثلاث مراحل . أكتب المعادلة التي تبين التأين في كل مرحلة . أي مرحلة تعد تأينها الأعلى ؟

المرحلة الأولى : .....

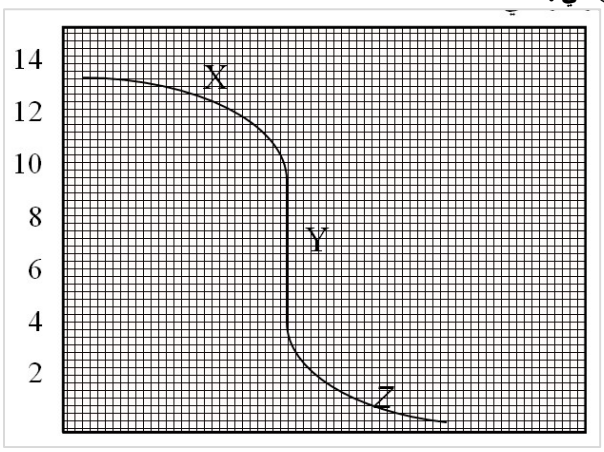
المرحلة الثانية : .....

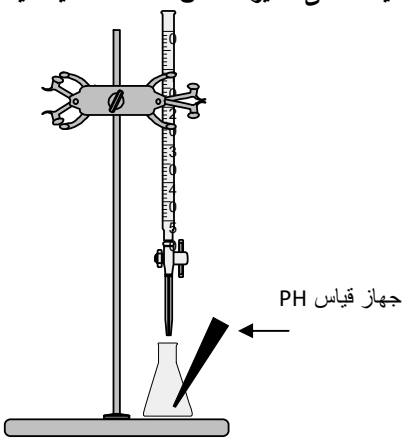
المرحلة الثالثة : .....

- احسب $[H_3BO_3]$ في محلول حمض البوريك إذا كان $PH = 4.90.Ka = 5.8\times 10^{-10}$

- هل تكون النسبة المئوية لتأين محلول أكثر أم أقل من 1% ؟

س2: لديك منحنى معايرة حمض – قاعدة ، حيث قيمة الـــ PH يمثلها المحور الرأسي .





أجب عن الأسئلة التالية

1 – *من خلال المنحني ، من يوضع في السحاحة ، ومن يوضع في الدورق المخروطي ؟* *الحمض في السحاحة والقاعدة في الدورق المخروطي*

2 – *أي نقطة تمثل نقطة التكافؤ ؟* *Y*

3 – *عند أي نقطة يكون محلول الحمض فائضا في هذا النظام ؟* *Z*

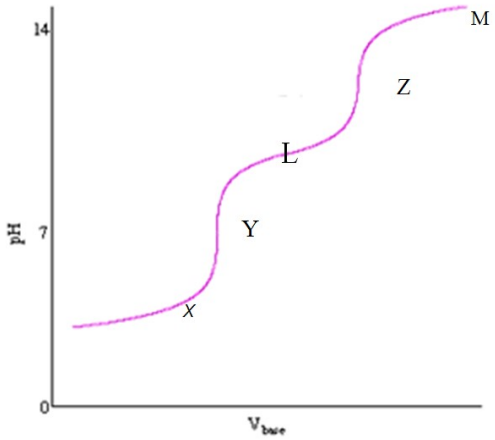
4 – *عند أي نقطة تكون القاعدة فائضة في هذا النظام ؟* *X*

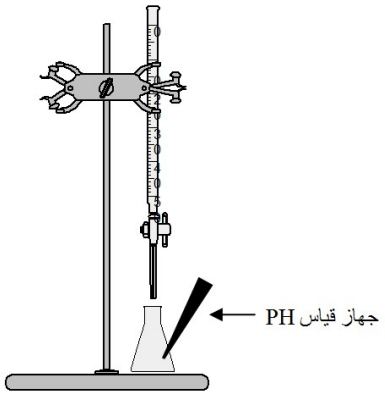
5 – *من المنحنى ، يُعتبر الحمض (أحادي – ثنائي – عديد) البروتون* *أحادي*

6 – *ظّلل بالقلم على المنحنى منطقة " المدى الانتقالي للكاشف أو الدليل "*

7 – *توقع قوة الحمض والقاعدة المستخدمة في المعايرة .* *حمض قوي ، قاعدة قوية*

س1 : لديك منحنى معايرة حمض – قاعدة ، حيث قيمة الـــ PH يمثلها المحور الرأسي .





أجب عن الأسئلة التالية

1 – من خلال المنحني ، من يوضع في السحاحة ، ومن يوضع في الدورق المخروطي ؟ الحمض في الدورق المخروطي والقاعدة في السحاحة

2 – كم نقطة تكافؤ في منحنى المعايرة ؟ 2

2 – وضح نقطة التكافؤ على حسب ما توقعت بالأسهم ؟ Y, Z

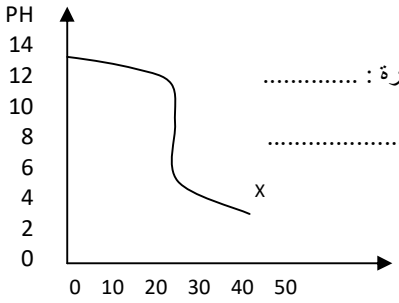
3 – عند أي نقطة يكون محلول الحمض فائضا في هذا النظام ؟ X

4 – عند أي نقطة تكون القاعدة فائضة في هذا النظام ؟ M

5 – من المنحنى ، يُعتبر الحمض (أحادي – ثنائي – عديد) البروتون ثنائي

6 – توقع قوة الحمض والقاعدة المستخدمة في المعايرة . حمض ضعيف ، قاعدة قوية

س2 : تأمل منحنى المعايرة المقابل وأجب عن الأسئلة التالية :



1 – ما طبيعة المادة (حمض او قاعدة) التي تُضاف تدريجيا من السحاحة إلى الدورق لإجراء عملية المعايرة : .....

برر إجابتك : .....

2 – حدد طبيعة الحمض والقاعدة في هذه المعايرة من حيث القوة والضعف :

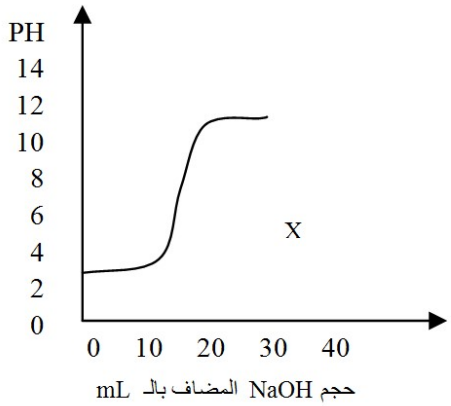
الحمض : ..... القاعدة : .....

3 – ما طبيعة المادة الفائضة (حمض أم قاعدة) عند النقطة (x)؟ .....

4 – توقع قيمة الـ PH لنقطة التكافؤ في هذه المعايرة . .....

س3 : في تجربة معايرة لتقدير تركيز محلول حمض الأسيتيك مجهول التركيز باستخدام محلول قياسي من هيدروكسيد الصوديوم 0.1 M ، نفذت إحدى المجموعات التجربة لمعايرة 30 mL من الحمض في كأس نظيف واستخدمت كاشف برتقالي الميثيل والسحاحة وقامت بتسجيل النتائج ورسم المنحنى كما بالرسم .

أصدر حكما على عمل المجوعة مع ذكر الأخطاء إن وجدت ، وصوبها .



س1 : يتفاعل المركب A قيمة POH له تساوي 4.5 مع المركب B لينتج المركب C والماء ، علما بأن المحلول الناتج يغير لون كاشف الفينولفثالين إلى اللون الوردي الفاتح ، ما طبيعة المركبات A , B , C على الترتيب ؟

أ - حمض ، قاعدة ، ملح ب - قاعدة ، حمض ، ملح ج - حمض ، ملح، قاعدة د - قاعدة ، ملح،حمض

س2 : عند نقطة التكافؤ في معايرة حمض قوي وقاعدة قوية ، فإن قيمة PH المتوقعة هي :

أ – 1 ب - 5 ج - 7 د - 9

س3 : يبين الشكل المقابل مثالا على معايرة :

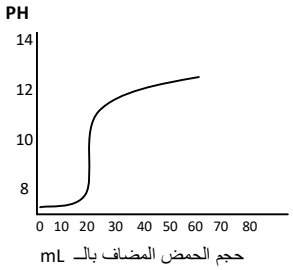
أ – حمض قوي مع قاعدة قوية

ب - حمض قوي مع قاعدة ضعيفة

ج – حمض ضعيف مع قاعدة قوية

د - حمض ضعيف مع قاعدة ضعيفة

(ب)



س4 : قام احد المتعلمين باختبار كاشف من الجدول (B) لاستخدامه في عملية معايرة بين حمض وقاعدة واستخدم مقياس PH في تتبع التغير في قيمة الرقم الهيدروجيني . فدون النتائج كما في الجدول (A)

الجدول A										
PH	1	1.95	2.69	3	3.70	7	10.30	11	11.96	12.36

الجدول B	
الكاشف	المدى الانتقالي
أصفر الميثيل	2.9 – 4.0
أزرق البروموثيمول	6.0 – 7.6
برتقالي الميثيل	3.2 – 4.4

وظف الجدولين ، وأجب عن الأسئلة التالية

1 – حدد نوع الحمض والقاعدة من حين القوة .....

2 – ما الكاشف المناسب لهذه المعايرة ؟ مع التبرير ؟ .....

3 – ما قيمة نقطة التكافؤ لهذا النوع من عمليات المعايرة ؟ .....

4 – أي المادتين (حمض أم قاعدة) قام المتعلم بوضعها في الدورق المخروطي عند إجراء عملية المعايرة ؟ .....

5 - أضاف الطالب 8 قطرات من الكاشف في عملية المعايرة حتى يري نقطة التكافؤ بوضوح . هل ما قام به سليم ؟ برر إجابتك ؟

ج : خطأ : لأن الكاشف عبارة عن حمض ضعيف أو قاعدة ضعيفة ، وإضافة المزيد منه سيستهلك جزء من المواد المتفاعلة ، وبالتالي يكون هناك خطا في حساب المعايرة لذا تضاف قطرة أو اثنين من الكاشف فقط .

مسائل المعايرة

1 : أُضيف في عملية معايرة 27.4 mL من $Ba(OH)_2$ 0.0154 M إلى 20.0 mL من محلول HCl المجهول التركيز ، للوصول إلى نقطة التكافؤ . احسب مولارية المحلول الحمضي .

الحل

$HClBa(OH)_2$

؟ 0.015 M

20.0 mL27.4 mL

عدد مولات القاعدة (المعلوم) ← عدد مولات الحمض ← مولارية الحمض

معادلةالتعادل $Ba(OH)_2 + 2HCl \longrightarrow BaCl_2 + 2H_2O$

حساب عدد مولات المعلوم (القاعدة) $\frac{0.0154\ mol\ Ba(OH)_2}{1L} \times \frac{1L}{1000mL} \times 27.4\ mL = 4.22\ mol\ Ba(OH)_2$

حساب عدد مولات المجهول(الحمض) $= 8.44\ mol\ HCl\ 4.22\ mol\ Ba(OH)_2 \times \frac{2\ mol\ HCl}{1mol\ Ba(OH)_2}$

حساب مولارية الحمض $\frac{8.44\ mol\ HCl}{20.0\ mL} \times \frac{1000mL}{1L} = \frac{4.22\times10^{-2} mol\ HCl}{1l} = 4.22 \times 10^{-2}\ MHCl$

2 : في تجربة المعايرة ، احتاجت عينة من محلول 0.215 M KOH حجمها 15.5 mL إلى 21.2 mL من محلول حمض الأستيك . احسب مولارية حمض الأستيك .

KOH	CH_3COOH
.....	.....
.....	.....

3: في تجربة معايرة احتاجت عينة من محلول هيدروكسيد الصوديوم تركيزها 0.20M إلى 20.0 mL من محلول حمض الأسيتيك تركيزه 0.15M . احسب حجم عينة هيدروكسيد الصوديوم .

4 : في تجربة معايرة 17.6 mL من محلول H_2SO_4 تعادل 27.4 mL من محلول 0.0165 M LiOH .فما مولارية المحلول الحمضي؟

5: في تجربة معايرة 20.0 mL من محلول HCl0.0100 M لمعادلة30.0 mL من محلول KOHمجهول التركيز .

1 - ما مولارية محلول KOH ؟ 2 – احسب PH لمحلول KOH

6 : لنفترض أنه يلزم 20.0 mL من محلول $Ca(OH)_2$0.010 M لمعادلة 12.0 mL من محلول HCl . فما مولارية محلول HCl ؟

7 : محلول قياسي 0.065 M HCl تمت معايرته بواسطة معايرة محلول من هيدروكسيد الكالسيوم لتحديد مولاريته وذوبانيته . إذا لزم 25.0 mL من القاعدة لتعادل 10.0 mL من الحمض .

أ – أكتب المعادلة الموزونة للتفاعل

$$Ca(OH)_{2\,(aq)} + 2HCl_{\,(aq)} \rightarrow CaCl_{2(aq)} + 2H_2O_{(l)}$$

ب – احسب مولارية محلول $Ca(OH)_2$

$Ca(OH)_2$ HCl

؟ M0.065 M

25.0 mL 10.0 mL

حساب عدد مولات الحمض $\frac{0.065\ mol\ HCl}{1L} \times \frac{L}{1000mL} \times 10.0\ mL = 0.00065\ mol\ HCl$

حساب عدد مولات القاعدة $0.00065\ mol\ HCl \times \frac{1\ mol Ca(OH)_2}{2mol\ HCl} = 0.000325 mol Ca(OH)_2$

حساب مولارية القاعدة $\frac{0.000325 mol Ca(OH)_2}{25.0\ mL} \times \frac{1000mL}{1L} = \frac{0.013 mol Ca(OH)_2}{1L} = 0.013\ M Ca(OH)_2$

ج – معتمداً على إجابة (ب) احسب ذوبانية القاعدة بالجرامات في لتر من المحلول

$$\frac{0.013 mol Ca(OH)_2}{1L\ \text{محلول}} \times \frac{74.02g Ca(OH)_2}{1mol Ca(OH)_2} = \frac{0.96g Ca(OH)_2}{1L} = 0.96 g/L$$

1: عند مزج حجوم متساوية من محلول حمض الفسفوريك $1.0\ M\ H_3PO_4$ مع $1.0\ M\ NaOH$ ، فإن النواتج هي : (د)

أ – $Na_3PO_4 + 3H_2O$ ب - $NaH_2PO_4 + Na_3PO_4$ ج - $Na_2HPO_4 + 2H_2O$ د - $NaH_2PO_4 + 2H_2O$

2:إذا أضيفت قطرة من دليل الفينولفثالين إلي $25mL$ من محلول $0.1\ M\ HCl$ ، ثم أضيف $24.9mL$ من محلول $0.1\ M\ NaOH$ فإن لون الدليل يكون : (ب)

أ – يتغير من عديم اللون إلى الزهري

ب– لا يطرأ عليه أي تغيير

ج – يتغير من الزهري إلى عديم اللون

د – يتغير من الأحمر إلى الوردي الفاتح

3 :تعادل $27.4\ mL$ من محلول $0.017\ M\ LiOH$ مع $17.6\ mL$ من محلول حمض الكبريتيك . احسب التركيز المولاري للحمض

4 :لزم$18.28\ mL$ من محلول $0.10\ M\ NaOH$ لمعايرة $25\ mL$ من محلول حمض الأسيتيك . احسب مولارية محلول الحمض .

5 : عُوير $40\ mL$ من هيدروكسيد البوتاسيوم مجهول التركيز بمحلول حمض الأوكساليك تركيزه $0.20M$ وحجمه $25\ mL$. احسب مولارية محلول هيدروكسيد البوتاسيوم علما بأن معادلة التفاعل: $H_2C_2O_4 + 2\ KOH \rightarrow K_2C_2O_4 + 2H_2O$

المحاليل المنظمة (محاليل ثابتة الأس الهيدروجيني):

محاليل تقاوم التغيرات في قيم PH عند إضافة كميات محدودة من الأحماض والقواعد .

قيم PH هامة جداً ، إذ يجب أن تظل قيمتها ثابتة للحفاظ على الصحة العامة والعمليات الحيوية ، مثل :

1 – البيئة الصحية لقناديل البحر عند قيم PH : 8.1 – 8.4

2 - قيم PH في الجسم : 7.1 – 7.7

3 - قيم PH للعصارة المعدية : 1.6 – 1.8 ليساعد على هضم أنواع معينة من الطعام .

ملاحظة : يحافظ الجسم على قيم PH ثابتة تقريباً ضمن حدود معينة من خلال إنتاج " محاليل منظمة "

تطبيق :

1 - عند إضافة 0.01 mol HCl إلى 1L من الماء ..... تنخفض PH من 7.0 إلى 2.0

2 - عند إضافة 0.01 mol NaOH إلى 1L من الماء ..... ترتفع PH من 7.0 إلى 12.0

3 - عند إضافة 0.01mol HCl أو 0.01 molNaOH إلى 1L من محلول منظم..تتغير قيم PH بما لا يزيد عن 0.1 وحدة .

مكونات المحلول المنظم :

المحلول المنظم مزيج من : (حمض ضعيف + قاعدته المرافقة) أو (قاعدة ضعيفة + حمضها المرافق)

ومزيج الأيونات والجزيئات في المحلول المنظم يقاوم التغيرات في الـ PH عن طريق التفاعل مع أي أيونات هيدروجين أو هيدروكسيد تُضاف إلى المحلول المنظم

1 - حمض ضعيف + قاعدته المرافقة 2 - قاعدة ضعيفة + حمضها المرافق

HF **NaF** **NH_3** **NH_4Cl**

س : اشرح دور المحلول المنظم المكون من (NaF , HF) في مقاومة الحمض أو القاعدة المضافة إليه (مع التوضيح بمعادلات)

$$HF_{(aq)} \leftrightarrows H^+_{(aq)} + F^-_{(aq)}$$

$$NaF_{(aq)} \rightarrow Na^+_{(aq)} + F^-_{(aq)}$$

عند إضافة حمض إلى المحلول المنظم : تزداد أيونات H^+ ، وتتفاعل مع F^- فينزاح التفاعل الانعكاسي نحو اليسار (حسب مبدأ لوشاتيليه) ، أي نحو الحمض ضعيف التأين (كمية أكبر من HF الغير متفككة) ، ثم يتزن التفاعل .

عند إضافة حمض إلى المحلول المنظم : تزداد أيونات OH^- فتتفاعل مع أيونات H^+ لإنتاج الماء المتعادل ضعيف التأين ، فينزاح التفاعل الانعكاسي نحو اليمين (حسب مبدأ لوشاتيليه) ، لتعويض النقص في أيونات H^+ .

الجدول 7-5 المحاليل المنظمة والأزواج المترافقة

معادلات تأين المحاليل المنظمة	الأزواج المترافقة من الأحماض والقواعد في المحاليل المنظمة	قيمة pH
$HF_{(aq)} \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + F^-_{(aq)}$	HF/F^-	3.20
$CH_3COOH_{(aq)} \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + CH_3COO^-_{(aq)}$	CH_3COOH/CH_3COO^-	4.76
$H_2CO_{3(aq)} \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + HCO_3^-{}_{(aq)}$	H_2CO_3/HCO_3^-	6.35
$H_2PO_4^-{}_{(aq)} \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + HPO_4^{2-}{}_{(aq)}$	$H_2PO_4^-/HPO_4^{2-}$	7.21
$NH_{3(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons NH_4^+{}_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$	NH_4^+/NH_3	9.4
$C_2H_5NH_{2(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons C_2H_5NH_3^+{}_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$	$C_2H_5NH_3^+/C_2H_5NH_2$	10.70

س : اشرح دور المحلول المنظم المكون من (HCOONa, HCOOH) في مقاومة الحمض أو القاعدة المضافة إليه (مع التوضيح بمعادلات)

س : اشرح دور المحلول المنظم في الدم المكون من (H_2CO_3 , HCO_3^-) في مقاومة الحمض أو القاعدة المضافة إليه (مع التوضيح بمعادلات)

سعة المحلول المنظم : كمية الحمض أو القاعدة التي يستطيع المحلول المنظم أن يستوعبها دون تغير ملحوظ للـ PH .

ملاحظة: كلما زاد تراكيز الأيونات والجزيئات المنظمة في المحلول زادت سعة المحلول المنظم .

ملاحظة هامة : يمكن تجاوز قدرة المحلول المنظم عن طريق إضافة حمض أو قاعدة أكثر من اللازم

اختيار المحلول المنظم: يكون المحلول المنظم في وضعية أكثر فاعلية عندما يكون :

تركيزي زوج الحمض – القاعدة المرافق متساويين

مثال : المحلول المنظم ($H_2PO_4^-$ / HPO_4^{2-}) أو (NaH_2PO_4/ $NaHPO_4^-$)

حساب PH للمحلول المنظم : $[H^+] = Ka$ ثم : $PH = -\log[H^+]$

11. محلول مائي منظّم بحمض البنزويك C_6H_5COOH وبنزوات الصوديوم C_6H_5COONa، تركيز كلٍّ منهما 0.0500 M. إذا كان K_a لحمض البنزويك يساوي 6.4×10^{-5}، فما قيمة pH للمحلول؟

(ج : 4.19)

التقويم 4-5

الخلاصة

- يتفاعل حمض مع قاعدة لتكوين ملح وماء في تفاعل التعادل.
- تمثل المعادلة الأيونية النهائية الآتية تعادل حمض قوي مع قاعدة قوية:
$$H^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)} \rightarrow H_2O_{(l)}$$
- المعايرة عملية يستعمل فيها تفاعل التعادل بين حمض وقاعدة لتحديد تركيز محلول.
- تحتوي المحاليل المنظمة على مخاليط من جزيئات وأيونات تقاوم التغيرات في pH.

48. **الفكرة الرئيسة** **فسّر** لماذا تكون المعادلة الأيونية النهائية لتفاعل تعادل أي حمض قوي مع أي قاعدة قوية دائمًا هي المعادلة نفسها؟

49. **اشرح** الفرق بين نقطة تكافؤ ونقطة نهاية المعايرة.

50. **قارن** بين نتائج تجربتين: الأولى إضافة كمية صغيرة من قاعدة إلى محلول غير منظم له pH= 7. والثانية عند إضافة الكمية نفسها من القاعدة إلى محلول منظم له pH = 7.

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.

52. **فسّر** ما المواد التي يمكن استعمالها لعمل محلول منظم قيمة pH له 9.4؟ وما نسبتها؟ استعمل **الجدول 7–5**.

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

التفكير الناقد

1. **حدد** كم يزيد $[H^+]$ إذا تغير pH الدم من 7.4 إلى 7.1؟
2. **اقترح** سببًا يفسّر لماذا تعد نسبة 20:1 من HCO_3^- إلى CO_2 في الدم مناسبة للحفاظ على pH مناسب؟
3. **توقع** ما الوضع الذي يرتفع فيه pH الدم أو ينخفض؟ وفي أي اتجاه يميل اتزان H_2CO_3/HCO_3^- في كل من الحالات الآتية:
   a. شخص لديه حالة فيروسية شديدة في المعدة يتقيأ عدة مرات في 24 ساعة.
   b. شخص يأخذ كمية كبيرة من $NaHCO_3$ لوقاية حرقة فم المعدة.

التقويم 4–5

48. كل تفاعل تعادل هو تفاعل 1mol من أيون الهيدروجين مع 1mol من الهيدروكسيد؛ لتكوين 1mol من الماء.
49. نقطة التكافؤ هي pH التي تتساوى عندها مولات أيونات H^+ من الحمض، مع مولات أيونات OH^- من القاعدة. نقطة النهاية هي النقطة التي يتغيّر عندها لون الكاشف المستعمل في المعايرة.
50. تزداد قيمة pH للمحلول غير المنظّم أكثر من قيمة pH للمحلول المنظّم.
51. $M_A = 0.1214\ M$
52. استخدم الأمونيا، وأحد أملاحها مثل نترات الأمونيوم، أو كلوريد الأمونيوم. استخدم كميّات مولاريّة متساوية من القاعدة وملحها.
53. ضع حجمًا معلومًا من محلول CsOH في دورق، وأضف كاشفًا، واملأ سحاحة بمحلول HNO_3 تركيزه 0.250M، وسجل قراءة السحاحة الأولية. ثم أضف محلول HNO_3 ببطء إلى محلول CsOH حتى نقطة النهاية، وسجل القراءة النهائيّة للسحاحة. ثم احسب حجم HNO_3 المضاف مستعملًا حجم ومولاريّة HNO_3، وحجم CsOH؛ لحساب مولاريّة محلول CsOH.

التفكير الناقد

1. أكبر مرتين.
2. يلقي الجسم السليم الحمض في الدم عند ازدياد نشاطه، وتقوم أيونات الكربونات الهيدروجينيّة بمعادلة الحمض، وتدفع التفاعل نحو إنتاج ثاني أكسيد الكربون.
3. a. القيء حمضيّ وهو يرفع الـpH. التفاعل المنظّم يتّجه إلى اليمين. تستطيع الكلى أن ترد بإزالة أيون الكربونات الهيدروجينيّة، ويجب على الشخص أن يبقى هادئًا للاحتفاظ بثاني أكسيد الكربون.
   b. تزداد قيمة pH بزيادة مستويات أيون الكربونات الهيدروجينيّ؛ ممّا يدفع التفاعل المنظّم إلى اليسار مكوّنًا المزيد من CO_2. ترد الكلى بإزالة أيون الكربونات الهيدروجينيّ، ويستطيع الشخص أن يتنفس بسرعة أكثر لطرد CO_2.

س : يتفاعل CO_2 مع الماء ليكونا أيون البيكربونات وأيون الهيدرونيوم يؤدي التنفس السريع إلى زفير كمية أكبرمن CO_2. كيف يؤثر التنفس السريع على pH للدم.

(معادلة الاتزان هي $CO_{2(g)} + 2H_2O_{(l)} \leftrightarrows H_3O^+_{(aq)} + HCO_3^-{}_{(aq)}$ والتنفس السريع يخرج كمية أكبر من غاز CO_2 فينزاح الاتزان نحو المتفاعلات مما يؤدي إلى تقليل تركيز H_3O^+ فتقل حموضة الدم وتزداد قيمة pH .)

تمارين إضافية:

1 :محلولان من هيدروكسيد الصوديوم (NaOH) وهيدروكسيد الكالسيوم $(Ca(OH)_2)$ لهما نفس الحجم (1.0 L) ،وقيمة PH = 12 لكل منهما . احسب عدد مولات كل من هيدروكسيد الصوديوم وهيدروكسيد الكالسيوم على الترتيب ، ثم استنتج العلاقة بينهما .

2: مركب (A) ملمسه صابوني وكاو للجلد يتفاعل بكميات متساوية مع مركب (B) الذي له PH = 1 ونتج عنهما المركب (C) والمطلوب : وضح صفة كل من المركبات (A,B,C) مع إعطاء مثال على كل منها :

1 – المركب (A) يمثل : ..... مثال له : ..... (قاعدة - NaOH)

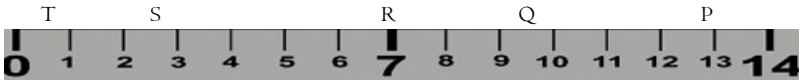
2– المركب (B) يمثل : ..... مثال له : ..... (حمض - HCl)

3– المركب (C) يمثل : ..... مثال له : ..... (ملح - NaCl)

4 – ما هي قيمة PH المتوقعة بالتقريب للمركب (C) : (7)

5 – نوع التفاعل بين المركب (A) والمركب (B) يسمى بتفاعل ..... (التعادل)

3 : لديك مخطط الرقم الهيدروجيني PH موضحا عليه مواضع خمسة محاليل T – S – R – Q – P **والتي لها تراكيز متساوية** (4)



توقع هوية المحاليل الخمسة من بين الإجابات التالية :

	حمض الأسيتيك	حمض الكبريتيك	أمونيا	كلوريد الصوديوم	هيدروكسيد الصوديوم
1	P	Q	R	S	T
2	Q	P	S	R	T
3	Q	P	T	S	R
4	S	T	Q	R	P
5	T	S	R	Q	P

4 : لديك أربع محاليل S , R , Q , P(1)

المحلول	P	Q	R	S
PH	2	4	6	10

لو تم خلط محلولين من الأربعة فأيها يعطي مخلوط حمضي :

1) P,Q 2) P,S 3) R,S 4) R,Q 5) P,R

1:أجرت إحدى جمعيات الحفاظ على البيئة بحثاً حول مشكلة تناقص عدد من أنواع الكائنات الحية في بحيرة قريبة من إحدى الوحدات الصناعية ،فقامت بقياس pH لعينات من مياه البحيرة بمعدل قراءة شهرياً لفحص حمضيتها ،وكانت النتائج كالتالي :

القراءة	قيمة pH
1	6.2
2	5.1
3	4.3
4	3.0

***علام تستدل من التناقص المستمر في قيمة pH؟** زيادة حامضية ماء البحيرة .

***اكتب صيغة أحد الغازات المحتمل أنها سببت هذه المشكلة .** SO_2 أو أي إجابة صحيحة .

***فسرالتأثيرالحمضي لهذه الغازات على ماء البحيرة .**

تعمل إذابة أكاسيد الغازات الحمضية على زيادة تركيز كاتيون الهيدرونيوم ، وبالتالي انخفاض قيمة الرقم الهيدروجيني لماء البحيرة .

2 :اي من العناصر التالية يحترق في الهواء منتجاً مركب يذوب في الماء وينتج محلول PH = 2(ج : 1)

S (1 H (2 Ca(3 Al(4

3 :ما قيمة PH لمحلول يحتوي على 1mol / L من حمض ضعيف :(ج : 3)

10 (1 7 (2 4 (3 1 (4

4 : –يتداول حمد محلول المركب (أ) بحذر شديد لأنه خطر وكاوٍ للجلد ، ولكن بإمكانه تداول المركب (ج) الناتج من تفاعل كميات متساوية من محلول المركب (أ) ومحلول المركب (ب) الذي له pH تساوي واحد .

اقرأ الفقرة السابقة جيداً ، ثم أجب عما يلي :

☜وضِّح صفة كل من المركبات المذكورة مع إعطاء مثال على كل منها .

☺المركب (أ) قاعدة قوية مثال KOH .

☺المركب (ب) حمض قوي مثال HNO_3 .

☺المركب (ج) ملح متعادل مثال KNO_3 .

☜كم تتوقع قيمة الرقم الهيدروجيني للمركب (ج)؟ 7 .

☜ماذا نطلق على تفاعل المركب (أ) مع المركب (ب) ؟ تفاعل تعادل .

5:صف فائدتين محتملتين تتحققان بإضافة كميات مقيسة من $CaCO_3$ إلى جدول ماء زادت فيه الأحماض بحيث أصبح ماؤه حمضي

(كربونات الكالسيوم قاعدة تتفاعل مع الأحماض فترفع قيمة pH لماء الجدول مما يقلل من تأثر الكائنات الحية بالماء الحمضي ،كما أن ذلك يقلل من ذوبان معادن التربة في الماء(مثل الألمنيوم) مما يقلل الضرر الذي يسببه الماء الحمضي .)

6 : كلمة غير منسجمة :

1– الأدلة التالية ذات المدية [A(1.5 – 2.8) / B (9.5 – 10.7) / C (10.1 – 11.8) / D (8.2 - 9.9)]

البديل : Aالتبرير : يستخدم في معايرة أحماض قوية وقواعد ضعيفة والباقي في معايرة قواعد قوية وأحماض ضعيفة . أو دليل حمضي والباقي أدلة قاعدية

1:ادرس الجدول التالي وأجب عن الأسئلة التي تليه .

الكاشف	المدى الانتقالي	لون الحمض	لون المدى الانتقالي	لون القاعدة
الفينولفثالين	8.0 ← 10.0	عديم اللون	وردي فاتح	وردي
أزرق البروموفينول	3.0 ← 4.6	أصفر	وردي فاتح	بنفسجي
أزرق البروموثيمول	6.2 ← 7.6	أصفر	أخضر شاحب	بنفسجي

***أي الكواشف الأفضل استخداماً عند معايرة حمض الأسيتيك مع هيدروكسيد البوتاسيوم ؟مع التفسير.**

الفينولفثالين . لأن مداه يتوافق مع معايرة حمض ضعيف وقاعدة قوية .

***محلول يعطي مع كاشف أزرق البروموفينول اللون البنفسجي . ويكون مع كاشف الفينولفثالين عديم اللون . توقع مما يلي قيمة pHلهذا المحلول .**
(2.5 , 8.7 , 6.2) . (6.2)

***محلول قيمة pHله تساوي 5.0 ،أي صور كاشف الفينولفثالين (In^-أم HIn) يكون تركيزه أكبر في المحلول ؟ برر إجابتك.**

HIn. لأن الوسط حمضي ، مما يعني وفرة في تركيز أيونات H_3O^+، وبالتالي انزياح التفاعل باتجاه تكوين HInفيزداد تركيزه .

2 :لتنفيذ تجربة معايرة حمض HClمع قاعدة NaOH، قامت مجموعة من الطلاب باستخدام مايلي :

***مجموعة (1) : سحاحة ، دورق مخروطي ، مخبار مدرج ، كاشف الفينولفثالين .**

***مجموعة (2) : ماصة ، دورق مخروطي ، مخبار مدرج ، كاشف أحمر الميثيل .**

***مجموعة (3) : سحاحة ، دورق مخروطي ، ماصة ، كاشف أزرق البروموثيمول .**

س : من وجهة نظرك أي المجموعات ستقوم بعملية معايرة دقيقة ؟مع تبرير عدم اختيارك للمجموعتين الأخريين . (يمكنك الاستعانة بالجدول المرفق)

الكاشف	المدى الانتقالي
الفينولفثالين	8.0 – 10.0
أحمر الميثيل	4.4 – 6.2
أزرق البروموثيمول	6.2 – 7.6

المجموعة (3) هي التي ستقوم بعملية معايرة دقيقة ، لأنها تستخدم الأدوات المناسبة و الكاشف المناسب .

المجموعة (2) اختارت أداة غير مناسبة–المخبار المدرج–ولم تستخدم السحاحة الضرورية في عمليات المعايرة .

المجموعة (1) اختارت أداة غير مناسبة–المخبار المدرج–واستخدمت دليلاً غير مناسب .

3:عند معايرة 25 mL من محلول الأمونيا (0.10M) مع محلول حمض الهيدروكلوريك (0.10M) أجب عما يلي :

1 – ارسم منحنى تقريبي للمعايرة السابقة

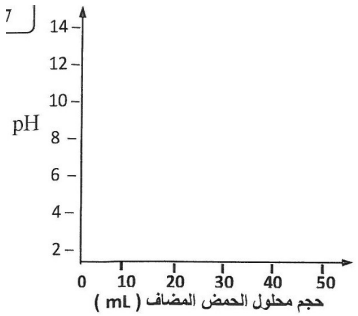
الكاشف	المدى
ازرق بروموفينول	3.0 – 4.6
الفينولفثالين	8.0 – 10.0

2 – موظفا الجدول أعلاه ، ما الكاشف المناسب لهذه المعايرة.....

3 – ما قيمة PH المتوقعة في نهاية المعايرة .....

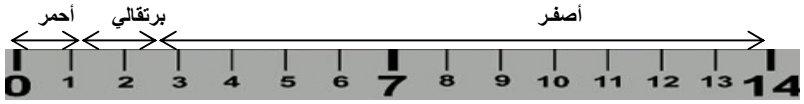
4 – لا يصلح كاشف تباع الشمس لهذه المعايرة . فسر ذلك

... ...



4 : أُضيف 0.099 mol من NaOH إلى محلول حجمه 1.0×10^2 mL من 1.0 M HCl احسب PH للمحلول النهائي .

1 :دليل X يتخذ ألوانا مختلفة كما بمخطط الأس الهيدروجيني التالي :



أ) يكون هذا الدليل X مناسباً للتمييز بين : (2)

1) محلول NaCl ومحلول 2NaOH) محلول HCl ومحلول CO_2

3) محلول NH_3 ومحلول NaOH 4) محلول NaCl ومحلول H_2O

5) محلول NaCl ومحلول NaOH

2 :الجدول التالي يوضح معلومات عن ثلاثة أدلة

الدليل	تغير اللون PH مرتفع ← PH منخفض	مدى الدليل PH التي عندها يتغير لون الدليل
أحمر ميثيل	أصفر ← أحمر	4.0
أزرق بروموثيمول	أزرق ← أحمر	6.5
فينولفثالين	وردي ← عديم اللون	9.0

إذا تم خلط الثلاثة أدلة بكميات متساوية :

1) أي الألوان سوف يظهر عند PH = 5 (أزرق – أخضر – برتقالي – أصفر) (الجواب : أصفر)

2) أي الألوان سوف يظهر عند PH = 7 (أزرق – أخضر – برتقالي – أصفر) (الجواب : أزرق)

3) أي الألوان سوف يظهر عند PH = 10 (أزرق – أخضر – وردي – أصفر) (الجواب : وردي)

3 : لديك محلولان من Na_2CO_3 ، الأول تركيزه 0.1 M والثاني تركيزه 0.1 m ، أي المحلولين يمكن استخدامه لمعايرة محلول حمض HCl بدقة ، برر إجابتك :

4: في تجربتي لتحديد قيمة PH لمادتي عصير التفاح والحليب مستخدما الكواشف كما في الجدول ، تم ملاحظة اختلاف قيمة الـ PH المقيسة للمادة الواحدة باختلاف الكواشف

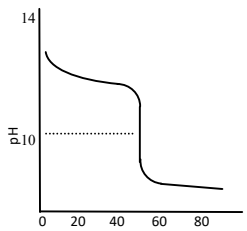
المادة	قيم PH المقيسة		
	PH أوراق تباع الشمس	PH أوراق مصبوغة بالأنثوسيانين	PH أوراق الكاشف العام
عصير التفاح	7 >	3.5	2.0
الحليب	7<	6.0	5.0

اقترح ثلاثة أسباب لاختلاف قيم PH المقيسة ؟

1 - ..... 2 - ..... 3 - .....

الجواب : (تعقيد جزيئات الكاشف – اختلاف تركيز الكاشف على ورق الاختبار – تباين في ملاحظة اللون – تباين في تقنية الاختبار – تباين في ملاحظة اللون)

5 : ارسم منحنى عملية معايرة 50.0 mL من محلول NH_3 0.10 M مع محلول HCl 0.10 M (الرسم←)



84. متى يكون استعمال pH أفضل من الكاشف لتحديد نقطة النهاية لمعايرة حمض وقاعدة؟

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

86. عند إضافة الميثيل الأحمر إلى محلول مائي ينتج لون وردي. وعند إضافة الميثيل البرتقالي إلى المحلول نفسه ينتج لون أصفر. ما مدى pH تقريبًا للمحلول؟ استعمل **الشكل 24-5**.

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

a. $NaCl$ **b.** $KHCO_3$ **c.** NH_4NO_2 **d.** CaS

إتقان حل المسائل

88. اكتب معادلات كيميائية ومعادلات أيونية كليّة لتميّه كل من الملحين الآتيين في الماء:

a. كربونات الصوديوم **b.** بروميد الأمونيوم

89. تنقية الهواء يستعمل هيدروكسيد الليثيوم لتنقية الهواء بإزالة ثاني أكسيد الكربون. فإذا تمت معايرة عينة من محلول هيدروكسيد الليثيوم حجمها 25.00 mL بمحلول حمض الهيدروكلوريك تركيزه 0.3340 M فتطلب 15.22 mL من الحمض. فما مولارية محلول LiOH؟

90. أضيف 74.30 mL من محلول NaOH الذي تركيزه 0.43885 M لمعايرة 45.78 mL من حمض الكبريتيك حتى نقطة النهاية. ما مولارية محلول H_2SO_4؟

مراجعة عامة

91. اكتب معادلة تفاعل التأين، وتعبير ثابت تأين القاعدة، للإيثيل أمين $C_2H_5NH_2$ في الماء.

92. كم mL من محلول HCl الذي تركيزه 0.225 M يُحتاج إليه لمعايرة 6.00 g من KOH؟

93. ما قيمة pH لمحلول تركيزه 0.200 M من حمض الهيبوبروموز HBrO؟ إذا علمت أنّ $K_a = 2.8 \times 10^{-9}$؟

94. أي مما يأتي حمض متعدد البروتونات؟ اكتب معادلات تأين متتالية للأحماض المتعددة البروتونات في الماء.

a. H_3BO_3

b. CH_3COOH

c. HNO_3

d. H_2SeO_3

95. اكتب معادلتين كيميائيتين موزونتين لتأين حمض الكربونيك في الماء، وحدد زوج الحمض والقاعدة المرافقين في كل معادلة.

96. تكرير السكر يستعمل هيدروكسيد الإسترانشيوم في تكرير سكر الشمندر. ويمكن إذابة 4.1 g فقط من هيدروكسيد الإسترانشيوم في 1 L من الماء عند درجة حرارة 273 K. فإذا كانت ذوبانية هيدروكسيد الإسترانشيوم منخفضة إلى هذه الدرجة، فاشرح لماذا يمكن اعتباره قاعدة قلوية قوية؟

84. يستعمل مقياس pH، إذا لم يوجد كاشف يغيّر لونه عند نقطة التكافؤ أو قربها، أو عندما لا يتوافر كاشف.

85. ينتج الحمض أيونات الهيدروجين التي تتفاعل مع أيونات F^- في المحلول؛ لتكوّن جزيئات HF.

86. pH بين 4.2 و 5.6 تقريبًا.

87. a. قاعدة هيدروكسيد الصوديوم NaOH، حمض: حمض الهيدروكلوريك HCl.

b. قاعدة: هيدروكسيد البوتاسيوم KOH، حمض: حمض الكربونيك H_2CO_3.

c. قاعدة: أمونيا NH_3، حمض: حمض النيتروز HNO_2.

d. قاعدة هيدروكسيد الكالسيوم $Ca(OH)_2$، حمض: حمض الهيدروكبريتيك H_2S.

إتقان حل المسائل

88. a. $Na_2CO_{3(s)} + H_2O_{(l)} \rightarrow NaHCO_{3(aq)} + NaOH_{(aq)}$;

$CO_3^{2-}{}_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightarrow HCO_3^-{}_{(aq)} + OH^-{}_{(aq)}$

b. $NH_4Br_{(s)} + H_2O_{(l)} \rightarrow HBr_{(aq)} + NH_4OH_{(aq)}$;

$NH_4^+{}_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightarrow NH_{3(aq)} + H_3O^+{}_{(aq)}$

89. $M_{LiOH} = 0.2033M$

90. $M_{H_2SO_4} = 0.3561M$

91. $K_b = [C_2H_5NH_3^+][OH^-]/[C_2H_5NH_2]$

92. 475 mL من HCl

93. $pH = 4.63$

94. a و d حمضان متعددا البروتونات.

$H_3BO_{3(aq)} \rightleftharpoons H^+{}_{(aq)} + H_2BO_3^-{}_{(aq)}$

$H_2BO_3^-{}_{(aq)} \rightleftharpoons H^+{}_{(aq)} + HBO_3^{2-}{}_{(aq)}$

$HBO_3^{2-}{}_{(aq)} \rightleftharpoons H^+{}_{(aq)} + BO_3^{3-}{}_{(aq)}$

$H_2SeO_{3(aq)} \rightleftharpoons H^+{}_{(aq)} + HSeO_3^-{}_{(aq)}$

$HSeO_3^-{}_{(aq)} \rightleftharpoons H^+{}_{(aq)} + SeO_3^{2-}{}_{(aq)}$

95. $H_2CO_{3(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+{}_{(aq)} + HCO_3^-{}_{(aq)}$

حمض (H_2CO_3) قاعدته المرافقة (HCO_3^-)، القاعدة هي (H_2O)، والحمض المرافق هو (H_3O^+)

$HCO_3^-{}_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+{}_{(aq)} + CO_3^{2-}{}_{(aq)}$

الحمض (HCO_3^-)، والقاعدة المرافقة (CO_3^{2-})، القاعدة $(H_2O_{(l)})$، والحمض المرافق H_3O^+.

96. يتفكك $Sr(OH)_2$ الذائب في الماء جميعه مكونًا أيونات Sr^{2+} و OH^-.

97. $[OH^-] = 1.0 \times 10^{-11}$، pOH=11

$[OH^-] = 1.0 \times 10^{-8}$، pOH=8

$[OH^-] = 1.0 \times 10^{-5}$، pOH=5

$[OH^-] = 1.0 \times 10^{-2}$، pOH=2

98. $K_a = 3.1 \times 10^{-6}$

99. $OH^-{}_{(aq)} + H_2PO_4^-{}_{(aq)} \rightleftharpoons H_2O_{(l)} + HPO_4^{2-}{}_{(aq)}$

97. ما تراكيز أيونات OH^- في محاليل لها قيم pH الآتية: 3.00 و6.00 و 9.00 و 12.00 عند درجة حرارة 298 K؟ وما قيم pOH لها؟

98. جهاز pH في **الشكل 31–5** مغموس في محلول حمض أحادي البروتون، HA، تركيزه 0.200 M عند درجة حرارة 303 K. ما قيمة K_a للحمض عند درجة حرارة 303 K؟

الشكل 31–5

99. اكتب المعادلة الكيميائية للتفاعل الذي يحدث عند إضافة قاعدة إلى المحلول المنظم $HPO_4^{2-} / H_2PO_4^-$.

التفكير الناقد

100. انقد العبارة الآتية: " يجب اعتبار المادة التي تحتوي صيغتها الكيميائية على مجموعة الهيدروكسيل قاعدةً".

101. حلّل واستنتج هل يمكن أن يصنّف المحلول حمضًا بحسب برونستد – لوري ولا يصنف حمضًا بحسب قاعدة أرهينيوس؟ وهل يمكن أن يكون حمضًا بحسب نموذج برونستد – لوري وليس حمضًا بحسب نموذج أرهينيوس؟ هل يمكن ألا يصنّف حمض لويس بوصفه حمض أرهينيوس أو برونستد – لوري؟ اشرح ذلك مع ذكر أمثلة.

102. طبّق المفاهيم استعمل ثابت تأين الماء عند درجة حرارة 298 K لتفسير لماذا ينبغي للمحلول الذي قيمة pH له 3.0 أن تكون قيمة pOH له = 11.0؟

103. حدّد أحماض وقواعد لويس في التفاعلات الآتية:

a. $H^+ + OH^- \rightleftharpoons H_2O$

b. $Cl^- + BCl_3 \rightleftharpoons BCl_4^-$

c. $SO_3 + H_2O \rightleftharpoons H_2SO_4$

104. **تفسير الرسوم العلمية** ارسم منحنى الرقم الهيدروجيني pH مقابل الحجم الناتج عن معايرة حمض ثنائي البروتونات بمحلول NaOH تركيزه 0.10 M.

105. **السبب والنتيجة** وضح كيف يعمل المحلول المنظم من خلال النظام المنظم $C_2H_5NH_3^+ / C_2H_5NH_2$؟ وبيّن مستعينًا بالمعادلات كيف يتأثر نظام (القاعدة الضعيفة/ الحمض المرافق) عند إضافة كميات صغيرة من الأحماض والقواعد إلى محلول هذا النظام؟

100. هذه الجملة مضلِّلة. إذا كانت المادة تتفكك، أو تتفاعل مع الماء لتنتج أيونات الهيدروكسيد في المحلول؛ فإنَّها تُعدّ قاعدةً، ولكن هناك موادّ كالأحماض العضويّة، تحتوي على مجموعات الهيدروكسيل المرتبطة، بحيث تعطي أيونات الهيدروجين في الماء فتنتج محاليل حمضيّة.

101. جميع أحماض أرهينيوس هي أحماض برونستد– لوري أيضًا، ومعظم أحماض برونستد– لوري هي أحماض أرهينيوس، عندما تكون في محلول مائيّ، ومن أمثلتها: H_3PO_4 ، H_2SO_4 ، HCl. أحماض لويس هي مستقبلات أزواج إلكترونات. بما أنّ أيون الهيدروجين يتقبّل زوج إلكترونات، فجميع أحماض أرهينيوس وبرونستد– لوري هي أيضًا أحماض لويس، وبعض أحماض لويس ليست أحماض أرهينيوس ولا برونستد–لوري، مثل BF_3.

102. لأن: $[H^+][OH^-] = 10^{-14}$

$[H^+] = 10^{-3}$

وهذا يعني أن: $[OH^-] = 10^{-11}$

103. **a.** حمض لويس: H^+ و H_2O . قاعدة لويس: OH^-

b. حمض لويس: BCl_3. قاعدة لويس: BCl_4^-

c. حمض لويس: SO_3. قاعدة لويس: H_2O

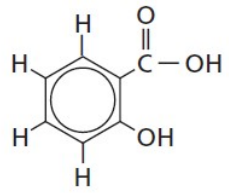
104. يجب أن يبيّن المنحنى أنّ pH تزيد بسرعة أكبر قبل المنطقة الأفقيّة وبعدها قرب نقطة التكافؤ، حيث سيكون هناك سطح أفقيّ أكثر.

105. $C_2H_5NH_{3(aq)}^+ \rightleftharpoons H_{(aq)}^+ + C_2H_5NH_{2(aq)}^-$

عند إضافة حمض يتّجه الاتزان إلى اليسار، وعند إضافة قاعدة؛ تتحد أيونات OH^- المضافة مع أيونات H^+ ويتّجه التفاعل إلى اليمين.

106. طبّق المفاهيم تتغير قيمة K_w كغيرها من ثوابت الاتزان بحسب درجة الحرارة. K_w يساوي 2.92×10^{-15} عند 10°C، و 1.00×10^{-14} عند 25°C و 2.92×10^{-14} عند 40°C. في ضوء هذه المعلومات احسب قيم pH للماء النقي عند درجات الحرارة الثلاث هذه، وقارن بينها. هل يصح القول إن pH للماء النقي دائمًا 7.0؟ اشرح إجابتك.

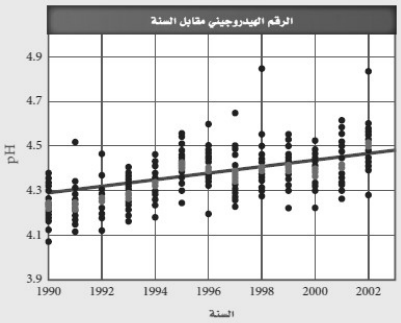
107. توقع يستعمل حمض الساليسليك - المبين في الشكل **5–32** في تحضير الأسبرين. بناءً على معرفتك بالهيدروجين القابل للتأين في جزيء حمض الخل CH_3COOH، توقع أي ذرات الهيدروجين في حمض الساليسليك قد تكون قابلة للتأين؟



الشكل **5–32**

مسألة تحفيز

108. لديك 20.0 mL من محلول حمض ضعيف، HX، و $K_a = 2.14 \times 10^{-6}$. وقد وجد أن pH للمحلول 3.800. ما كمية الماء المقطر التي يجب إضافتها إلى المحلول لرفع pH إلى 4.000؟



الشكل **5–34**

114. كيف يتغير متوسط pH للسنوات 2003م – 1990م؟

115. احسب $[H^+]$ لأدنى وأعلى pH مسجلة على الرسم البياني. وكم مرة تزيد حمضية ماء المطر الأكثر حمضية على حمضية ماء المطر الأقل حمضية؟

116. ما قيمة pH في عام 2003م؟ وما مقدار التغير في متوسط pH بين عامي 1990 و2003م؟

106. pH للماء النقيّ تساوي 7.268 عند 10°C، وعند 25°C pH تساوي 6.998. وعند 40°C، pH تساوي 6.767. من الخطأ أن نقول أنّ pH للماء النقي دائمًا 7.0؛ لأنّ pH للماء النقيّ يساوي 7.0 فقط عند 25°C، أو 298 K.

107. يحتمل أن تتأيّن فقط ذرّة الهيدروجين الموجودة في مجموعة COOH.

مسألة تحفيز

108. أضف 30.1 mL من الماء المقطّر إلى كلٍّ 20.0 mL من المحلول الأصلي.

112. يجب أن توضّح رسائل الطلاب أنّ نظريّة برونستد شملت الأحماض والقواعد التي عرّفتها نظرية أرهينيوس جميعها، ولكنها ذهبت أبعد من ذلك، بشرحها كيف أنّ بعض الموادّ كالأمونيا تنتج محاليل قاعديّة، ولكنّها لا تحتوي على أيون هيدروكسيد في تركيبها. وتوضّح نظريّة برونستد أيضًا دور الماء وأيون الهيدرونيوم في المحاليل الحمضيّة والقاعديّة.

113. ستتباين إجابات الطلاب. فمثلاً، K_a لمادّة الفالين (الفِلِّين)، هو 2.51×10^{-4} عند 298 K.

أسئلة المستندات

114. زيادة pH تدريجيًّا من 4.25 تقريبًا في 1990م إلى 4.55 تقريبًا في 2003م.

115. 5.9 مرّات أكثر حمضيّة.

116. يمرّ خطّ الاتجاه في 4.48 في 2003 م. تغيّر معدل pH من 4.39 في 1990م إلى 4.48 في 2003م، مقدار التغيّر 0.18

تقويم إضافي

الكتابة في الكيمياء

112. نماذج الأحماض والقواعد تخيل أنك الكيميائي برونستد في عام 1923م، وقد قمت بصياغة نظرية جديدة عن الأحماض والقواعد. اكتب رسالة إلى العالم السويدي أرهينيوس، تناقش فيها الفروق بين نظريتك ونظريته، وتشير فيها إلى مزايا نظريتك.

113. الأحماض الأمينية هناك عشرون حمضًا أمينيًّا تتحد لتكوين البروتينات في أجهزة المخلوقات الحية. اكتب بحثًا عن تراكيب وقيم Ka لخمسة أحماض أمينية وقوّمها. قارن بين قوى هذه الأحماض وقوى الأحماض في **الجدول 4–5**.

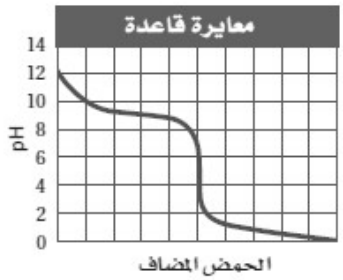
أسئلة المستندات

ماء المطر يبين **الشكل 34–5** قياسات pH في عدد من مناطق المراقبة في إحدى الدول. وتمثل البقعة الوردية متوسط القياسات التي أخذت في جميع المناطق في وقت معين.

ادرس الرسم البياني جيدًا، ثم أجب عن الأسئلة التي تليه.

أسئلة الاختيار من متعدد

استعن بالرسم البياني أدناه للإجابة عن السؤالين 1 و 2.



1. ما قيمة pH عند نقطة التكافؤ لهذه المعايرة؟
   a. 10
   b. 9
   c. 5
   d. 1

2. ما الكاشف الأكثر فاعلية لتحري نقطة النهاية لهذه المعايرة؟
   a. الميثيل البرتقالي الذي مداه 3.2 – 4.4
   b. فينولفثالين الذي مداه 8.2 – 10
   c. البروموكريسول الأخضر الذي مداه 3.8 – 5.4
   d. الثايمول الأزرق الذي مداه 8.0 – 9.6

3. ينتج التنفس الخلوي 38 mol تقريبًا من ATP مقابل كل مول يستهلك من الجلوكوز:

$$C_6H_{12}O_6 + 6O_2 \rightarrow 6CO_2 + 6H_2O + 38ATP$$

إذا كان كل 1 mol من ATP ينتج 30.5 kJ من الطاقة فما كمية الطاقة التي يمكن الحصول عليها من قطعة حلوى تحتوي على 130.0 g من الجلوكوز؟
   a. 27.4 kJ
   b. 836 kJ
   c. 1159 kJ
   d. 3970 kJ

4. بروميد الهيدروجين HBr حمض قوي ومادة أكالة شديدة. ما pOH لمحلول HBr الذي تركيزه 0.0375 M ؟
   a. 12.574
   b. 12.270
   c. 1.733
   d. 1.433

استعن بالجدول أدناه للإجابة عن الأسئلة من 5 إلى 7.

ثوابت التأين وبيانات pH لبعض الأحماض العضوية الضعيفة		
الحمض	pH محلول تركيزه 1.000 M	K_a
HA	1.87	1.78×10^{-4}
HB	؟	3.55×10^{-3}
HX	2.43	؟
HD	1.09	7.08×10^{-3}
HR	2.01	9.77×10^{-5}

5. أي حمض أقوى؟
   a. HA
   b. HB
   c. HX
   d. HD

6. ما ثابت تأين حمض HX؟
   a. 1.0×10^{-5}
   b. 2.43×10^{0}
   c. 3.72×10^{-3}
   d. 7.3×10^{4}

7. ما قيمة pH لمحلول حمض السيانوإيثانويك الذي تركيزه 0.40 M؟
   a. 2.06
   b. 1.22
   c. 2.45
   d. 1.42

أسئلة الاختيار من متعدد

1. c
2. c
3. b
4. a
5. d
6. c
7. d

7. ماذا نعني بقولنا: إن قيمة K_{eq} أكثر من 1؟

a. هناك مواد متفاعلة أكثر من النواتج عند الاتزان.

b. هناك نواتج أكثر من المواد المتفاعلة عند الاتزان.

c. سرعة التفاعل الأمامي عالية عند الاتزان.

d. سرعة التفاعل العكسي عالية عند الاتزان.

أسئلة الإجابات القصيرة

9. **الأحماض والقواعد الشائعة** استعمل البيانات الموجودة في **الجدول أدناه** للإجابة عن الأسئلة الآتية:

المادة	pH
الأمونيا المنزلية	11.3
عصير الليمون	2.3
مضاد الحموضة	9.4
الدم	7.4
المشروبات الغازية	3.0

a. أي مادة أكثر قاعدية؟

b. أي مادة أقرب إلى التعادل؟

c. أي مادة تركيز $[H^+]$ فيها 4.0×10^{-10} M

d. أي مادة قيمة pOH لها 11.0

e. كم مرة تزيد قاعدية مضاد الحموضة على قاعدية الدم؟

أسئلة الإجابات المفتوحة

10. أضيف 5.00 mL من HCl تركيزه 6.00 M إلى 95.00 mL من الماء النقي، وأصبح الحجم النهائي للمحلول 100 mL. ما قيمة pH للمحلول؟

11. محلول مائي منظم بحمض البنزويك C_6H_5COOH وبنزوات الصوديوم C_6H_5COONa، تركيز كل منهما 0.0500 M. فإذا كان K_a لحمض البنزويك يساوي 6.4×10^{-5}، فما قيمة pH للمحلول؟

8. b

أسئلة الإجابات القصيرة

9. **a.** الأمونيا المنزليّة.

b. الدم.

c. مضادّ الحموضة.

d. المشروبات الخفيفة.

e. 100 مرة.

أسئلة الإجابات المفتوحة

10. PH=0.523

11. PH=4.19