روضة الكيمياء

Chemistry Rawda Group

مذكرة الأمـــــلاح

إعداد

الإسم	المنطقة التعليمية
أ/ أميرة الطفيري	الفروانية
أ/ بدوي عبد الجواد	الفروانية
أ/ دلال الدوسري	الاحمدي
أ/رأفت سمنجي	الفروانية
أ / ريهام الشاهيني	العاصمة
أ/ زينب الاطرم	حولي
أ/ سهيلة صرخوه	الفروانية

الإسم	المنطقة التعليمية
أ/ شيرين الدهشان	حولي
أ/ عواطف الشمري	الجهراء
أ/ غادة عبد المنعم	الجهراء
أ /هاني شلبي	الفروانية
أ/ نهي حامد	الاحمدي
أ/محمد سلامة	مبارك الكبير
أ/ محمود النادي	الفروانية

الرجاء الدعاء لمن أعد هذه المذكرة

الوحدة الرابعة (الأملاح ومعايرة الأحماض و القواعد)

الأملاح : مركبات أيونية تتكون من تفاعل الحمض مع القاعدة و تنتج عن اتحاد كاتيون القاعدة مع آنيون الحمض

ماء + ملح ← قاعدة + حمض

مثال : ملح كلوريد الصوديوم $Na^+ Cl^-$

$$NaOH + HCl \longrightarrow Na^+Cl^- + H_2O$$

ماء + ملح ← حمض + قاعده

ملاحظة : للملح شقين : الأيون السالب (الشق الحمضي) و الأيون الموجب (الشق القاعدي)

س علل لما ياتي : 1 - تؤدي الأملاح المعدنية دورا أساسيا في العمليات الحيوية المهمة داخل جسم الانسان ؟

لأنها تساعد في إتمام التفاعلات الكيميائية المختلفة داخل جسم الانسان كالمحافظة على ضربات القلب وتنظيم الدم كما أنها تدخل في تكوين الأنسجة الحية وتدخل في بناء العظام وتساعد في انقباض العضلات وانبساطها

2 - نادرا ما يتواجد الماء نقيا في الطبيعة ؟

نظراً لوجود الاملاح ذائبة في الماء بتركيزات محددة تعتمد على الظروف التي تحيط بمصدر الماء

ملاحظات هامة : 1) تتغير قيمة الأس الهيدروجيني للماء تبعاً لطبيعة الملح (ملح حمضي – ملح قاعدي – ملح متعادل) الذائب فيه .

2) التغير في قيمة الأس الهيدروجيني للماء قد يكون مضرا أو مميتا للحياة المائية و البشرية (لذلك يجب المحافظة على ثبات قيمة الأس الهيدروجيني)

3) قد يكون للأملاح ألوان بسبب أيونات العناصر الإنتقالية التي تتميز بالألوان .

أنواع الأملاح تبعا لتأثير محاليلها المائية

أملاح متعادلة	أملاح قاعدية	أملاح حمضية
أملاح تتكون نتيجة التفاعل بين حمض قوي مع قاعدة قوية $HCl_{(aq)} + NaOH_{(aq)} \rightarrow NaCl_{(aq)} + H_2O_{(l)}$	أملاح تتكون نتيجة التفاعل بين حمض ضعيف وقاعدة قوية $CH_3COOH_{(aq)} + NaOH_{(aq)} \rightarrow CH_3COONa_{(aq)} + H_2O_{(1)}$	أملاح تتكون نتيجة التفاعل بين حمض قوي وقاعدة ضعيفه . $HCl_{(aq)} + NH_{3(aq)} \rightarrow NH_4Cl_{(aq)}$
يمكن لمحلول ملح ناتج من تفاعل حمض ضعيف مع قاعدة ضعيفة أن يكون ملح متعادل إذا كانت قيمة $K_b = K_a$ مثل : $CH_3COOH_{(aq)} + NH_{3(aq)} \rightarrow CH_3COONH_{4(aq)}$	يمكن لمحلول ملح ناتج من تفاعل حمض ضعيف مع قاعدة ضعيفة أن يكون محلول ملح قاعدي إذا كانت قيمة K_a أقل من K_b	يمكن لمحلول ملح ناتج من تفاعل حمض ضعيف مع قاعدة ضعيفة أن يكون محلول ملح حمضي إذا كانت قيمة K_a أكبر من K_b

(تسمية الأملاح)

تسمى الأملاح كما يلي : [أسم الشق الحمضي (القاعدة المرافقة) (الشق السالب) + أسم الفلز أو الأمونيوم]

أولا : لابد من تسمية الشقوق الحمضية ثم تسمية الأملاح

1) : تسمية الشقوق الحمضية (القواعد المرافقة) للأحماض ثنائية العنصر (HA / H_2A) غير الأكسجينية

أ) اذا كان الشق (A^-) ليس به هيدروجين بدول يسمى كالتالي : [أسم العنصر (A) أو المجموعة الذرية + يـد]]]

ب) اذا كان الشق (A^-) به هيدروجين بدول (HA^-) يسمى كالتالي : [أسم العنصر (A) أو المجموعة الذرية + يـد + هيدروجيني]

صيغة الحمض	اسم الحمض	صيغة الشق الحمضي (القاعدة المرافقة = صيغة الحمض ناقص H^+)	أسم الشق الحمضي
HF	حمض الهيدروفلوريك	F^-	فلوريد
HCl	حمض الهيدروكلوريك	Cl^-	كلوريد
HI	حمض الهيدرويوديك	I^-	يوديد
HCN	حمض الهيدروسيانيك	CN^-	سيانيد
H_2S	حمض الهيدروكبريتيك	S^{2-}	كبريتيد
		HS^-	كبريتيد هيدروجيني

2) : تسمية الشقوق الحمضية (القواعد المرافقة) للأحماض ثلاثية العنصر ($H_aX_bO_c$) الأكسجينية

نحذف كلمة حمض ونستبدل المقطع (وز) بالمقطع (يت) والمقطع (يك) بالمقطع (ات)

ملحوظة * : إذا كان الشق يحتوي على هيدروجين بدول يجب ذكر عدد هذه الذرات (احادي - ثنائي - ثلاثي) ثم نضع كلمة " هيدروجيني "

صيغة الحمض	اسم الحمض	صيغة الشق (القاعدة المرافقة)	اسم الشق
$HClO$	حمض هيبوكلوروز	ClO^-	هيبوكلوريت
$HClO_2$	حمض كلوروز	ClO_2^-	كلوريت
H_3PO_4	حمض فوسفوريك	$H_2PO_4^{-2}$	فوسفات ثنائي الهيدروجين
		HPO_4^-	فوسفات أحادي الهيدروجين
		HPO_4^-	فوسفات
H_2SO_4	حمض كبريتيك	HSO_4^-	كبريتات هيدروجيني
		SO_4^{-2}	كبريتات
H_2CO_3	حمض كربونيك	HCO_3^-	كربونات هيدروجيني
		CO_3^{-2}	كربونات
H_2SO_3	حمض كبريتوز	HSO_3^-	كبريتيت هيدروجيني
		SO_3^{-2}	كبريتيت
$HClO_4$	حمض بيركلوريك	ClO_4^-	بيركلورات

تسمية الأملاح بحسب تركيبها الكيميائي

أولاً : تسمية الأملاح غير الهيدروجينية (التي لا يحتوي الشق الحمضي بها على هيدروجين بدول)

أ - [أسم الشق الحمضي (القاعدة المرافقة) (الشق السالب) + أسم الفلز أو الأمونيوم NH_4^+]

ب - [أسم الشق الحمضي (القاعدة المرافقة) (الشق السالب) + أسم الفلز + عدد تأكسد الفلز] " بالنسبة للفلزات ذات أعداد التأكسد المتغيرة

مثل (Cr / Hg / Fe / Cu)

الأملاح غير الهيدروجينية التى تحتوى على فلزات أعداد تأكسدها ثابتة

اسم الملح	الصيغة الكيميائية
كلوريد الأمونيوم	NH_4Cl
كبريتات الصوديوم	Na_2SO_4
نيترات الكالسيوم	$Ca(NO_3)_2$
كربونات المغنسيوم	$MgCO_3$
فوسفات البوتاسيوم	K_3PO_4

أملاح تحتوي على فلزات لها أكثر من عدد تأكسد

اسم الملح	الصيغة الكيميائية
كبريتات النحاس II	$CuSO_4$
كلوريد الحديد III	$FeCl_3$
كبريتات الحديد II	$FeSO_4$
كبريتات الحديد III	$Fe_2(SO_4)_3$

ثانياً : تسمية الأملاح الهيدروجينية (التي يحتوي الشق الحمضي بها على هيدروجين بدول)

أ - [أسم الشق الحمضي (القاعدة المرافقة) (الشق السالب) + أسم الفلز أو الأمونيوم NH_4^+ + هيدروجيني]

ب - [أسم الشق الحمضي (القاعدة المرافقة) (الشق السالب) + أسم الفلز + عدد تأكسد الفلز + هيدروجيني]

ملحوظة : يجب ذكر عدد هذة الذرات (احادي - ثنائي - ثلاثي)

أملاح حمضية تحتوى على فلزات أعداد تأكسدها

اسم الملح	الصيغة الكيميائية
كبريتات الصوديوم الهيدوجينية	$NaHSO_4$
كربونات الصوديوم الهيدوجينية	$NaHCO_3$
كربونات الكالسيوم الهيدروجينية	$Ca(HCO_3)_2$

أملاح حمضية تحتوى على فلزات أعداد تأكسدها

اسم الملح	الصيغة الكيميائية
كبريتات الحديد II الهيدروجينية	$Fe(HSO_4)_2$
فوسفات الحديد III ثنائية الهيدروجين	$Fe(H_2PO_4)_3$

مراجعة الدرس 1.1

1- سم كلاً من الأملاح التالية وحدد الحمض والقاعدة المكونين لها .

(أ) $CaCl_2$ (ب) K_2S (ج) $CuCl_2$

(د) KNO_3 (ه) $CuCl$ (و) KNO_2

ج1

م	الملح	اسم الملح	الحمض	القاعدة
(أ)	$CaCl_2$	كلوريد الكالسيوم	HCl	$Ca(OH)_2$
(ب)	K_2S	كبريتيد البوتاسيوم	H_2S	KOH
(ج)	$CuCl_2$	كلوريد النحاس II	HCl	$Cu(OH)_2$
(د)	KNO_3	نيترات البوتاسيوم	HNO_3	KOH
(ه)	$CuCl$	كلوريد النحاس I	HCl	$CuOH$
(و)	KNO_2	نيتريت البوتاسيوم	HNO_2	KOH

2-اذكر أنواع الأملاح مع مثال لكل منها .

ج 2 –هناك ثلاثة أنواع من الأملاح:

ملح متعادل : مثل كلوريد الصوديوم

ملح حمضي : مثل كلوريد الأمونيوم

ملح قاعدي : مثل اسيتات الصوديوم

تميؤ الأملاح

تميؤ الملح : تفاعل بين أيونات الملح والماء لتكوين حمض و قاعدة أحدهما أو كلاهما ضعيف

لاحظ

تتفكك بعض الأملاح بشكل تام عندما تذوب في الماء

تنقسم المحاليل عند ذوبانها في الماء إلى :

محاليل متعادلة	محاليل قاعدية	محاليل حمضية
تنتج عن ذوبان ملح متعادل ناتج عن تفاعل حمض قوي مع قاعدة قوية	تنتج عن تميؤ ملح قاعدي ناتج عن تفاعل حمض ضعيف مع قاعدة قوية	تنتج عن تميؤ ملح حمضي ناتج عن تفاعل حمض قوى مع قاعده ضعيفة
مثل ملح كلوريد الصوديوم $NaCl$	مثل ملح أسيتات الصوديوم CH_3COONa	مثل ملح كلوريد الامونيوم NH_4Cl
$[H_3O^+] = [OH^-] = \sqrt{K_w}$	$[H_3O^+] < [OH^-]$	$[H_3O^+] > [OH^-]$
$pH = 7$	$pH > 7$	$pH < 7$

ملحوظة هامة جداً : يمكن للأملاح أن تتكون من تفاعل حمض ضعيف (ثابت التأين Ka) مع قاعدة ضعيفة (ثابت التأين K_b)مع الأخذ فى الاعتبار ان :

1 – إذا كان ثابت تأين الحمض الضعيف (Ka) أكبر من ثابت تأين القاعدة الضعيفة (K_b) يكون الملح حمضياً .

2 – إذا كان ثابت تأين الحمض الضعيف (Ka) أقل من ثابت تأين القاعدة الضعيفة (K_b) يكون الملح قاعدياً .

3 – إذا كان ثابت تأين الحمض الضعيف (Ka) يساوي ثابت تأين القاعدة الضعيفة (Kb) يكون الملح متعادل

مثل :أسيتات الامونيوم CH_3COONH_4

لاحظ

الاحماض القوية تحتوي		القواعد القوية تحتوي		الاحماض الضعيفة تحتوي		الاحماض الضعيفة تحتوي		القواعد الضعيفة	
كلوريد	Cl^-	صوديوم	Na^+	اسيتات	CH_3COO^-	كبريتيت	SO_3^{-2}	الامونيا	NH_3
بروميد	Br^-	بوتاسيوم	K^+	فورمات	$HCOO^-$	نيتريت	NO_2^-		
يوديد	I^-	ليثيوم	Li^+	فلوريد	F^-	كبريتيد	S^{-2}		
نيترات	NO_3^-	كالسيوم	Ca^{2+}	سيانيد	CN^-	هيبوكلوريت	ClO^-		
كبريتات	SO_4^{-2}	مغنيسيوم	Mg^{2+}	فوسفات	PO_4^{-3}	كلوريت	ClO^{2-}		
كلورات	ClO_3^-	باريوم	Ba^{2+}	كربونات	CO_3^{-2}				

س علل لما يأتي :

محلول كلوريد الصوديوم متعادل التأثير (الأس الهيدروجيني PH =7) ؟

$NaCl_{(s)} \rightarrow Na^{+}_{(aq)} + Cl^{-}_{(aq)}$

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

لأن ملح كلوريد الصوديوم يتكون من :

1) شق قاعدي (Na^+) مشتق من قاعدة قوية فلا يتفاعل مع الماء (لا يتميأ)

2) شق حمضي (Cl^-) مشتق من حمض قوي فلا يتفاعل مع الماء (لا يتميأ)

3) بالتالي يكون $[H_3O^+] = [OH^-]$ أي يكون المحلول متعادل pH = 7 الأيونات الأربعة موجودة في المحلول

ملاحظة : إذن الملح المتعادل يتفكك فقط في الماء ولا يتميأ

2ـ محلول أسيتات الصوديوم CH_3COONa قلوي التأثير (الأس الهيدروجيني PH>7) ؟

$CH_3COONa_{(s)} \rightarrow CH_3COO^{-}_{(aq)} + Na^{+}_{(aq)}$

$CH_3COO^{-}_{(aq)} + H_2O_{(\ell)} \leftrightharpoons CH_3COOH_{(aq)} + OH^{-}_{(aq)}$

لأن ملح اسيتات الصوديوم يتكون من :

1) شق قاعدي (Na+) مشتق من قاعدة قوية فلا يتفاعل مع الماء (لا يتميأ)

2) شق حمضي (CH_3COO^-) مشتق من حمض ضعيف يتفاعل مع الماء (يتميأ) ويكون حمض الأسيتيك الضعيف

3) بالتالي يكون $[H_3O^+] < [OH^-]$ أي يكون المحلول قاعدي pH > 7

3ـ محلول كلوريد الأمونيوم NH_4Cl حمضي التأثير (الأس الهيدروجيني PH<7) ؟

$NH_4Cl_{(s)} \rightarrow NH_4^{+}_{(aq)} + Cl^{-}_{(aq)}$

$NH_4^{+}_{(aq)} + H_2O_{(\ell)} \leftrightharpoons NH_{3(aq)} + H_3O^{+}_{(aq)}$

لأن ملح كلوريد الأمونيوم يتكون من :

1) شق قاعدي (NH_4^+) مشتق من قاعدة ضعيفة يتفاعل مع الماء (يتميأ) ويكون الأمونيا قاعدة ضعيفة

2) شق حمضي (Cl-) مشتق من حمض قوي فلا يتفاعل مع الماء (لا يتميأ)

3) بالتالي يكون $[H_3O^+] > [OH^-]$ أي يكون المحلول متعادل pH < 7

مراجعة الدرس 2_1

1- عرف تميؤ الملح .

ج1 – تفاعل أيونات الملح و الماء لتكوين حمض وقاعدة احدهما أو كلاهما ضعيف.

2_ مستعينا بالمعادلات . أي من المحاليل المائية التالية تتوقع أن تكون حمضية أو قاعدية أو متعادلة ؟

(أ) KBr (ب) NH_4NO_3 (ب) HCOONa

ج2 – (أ)

$$NaC\ell_{(s)} \rightarrow Na^+_{(aq)} + C\ell^-_{(aq)}$$

$$2H_2O_{(\ell)} \leftrightarrows H_3O^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

وتتواجد الأيونات الأربعة السابقة في المحلول لعدم تفاعل أيونات الملح مع الماء لأنها مشتقة من قاعدة قوية وحمض قوي وبذلك يكون $[H_3O^+] = [OH^-] = 1\times10^{-7}$ M ومنه يكون الأس الهيدروجيني للمحلول يساوي 7

(ب)

$$NH_4NO_{3\,(s)} \rightarrow NH_4^+_{(aq)} + NO_3^-_{(aq)}$$

$$2H_2O_{(\ell)} \leftrightarrows H_3O^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

أنيون النيترات لا يتميأ بينما ايون الأمونيوم يتفاعل مع الماء (تميؤ) لينتج الأمونيا الضعيف وكاتيون الهيدرونيوم.

$$NH_4^+_{(aq)} + H_2O_{(\ell)} \leftrightarrows NH_{3\,(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$$

وبذلك يكون $[H_3O^+] > [OH^-]$ وبالتالي يكون الاس الهيدروجيني للمحلول أقل من 7 اي ان المحلول حمضي

(ج)

$$HCOONa_{(s)} \rightarrow HCOO^-_{(aq)} + Na^+_{(aq)}$$

$$2H_2O_{(\ell)} \leftrightarrows H_3O^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

كاتيون الصوديوم لا يتميأ بينما أيون الفورمات يتفاعل مع الماء (تميؤ) لينتج حمض الفورميك الضعيف وانيون الهيدروكسيد

$$HCOO^-_{(aq)} + H_2O_{(\ell)} \leftrightarrows HCOOH_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

وبذلك يكون $[H_3O^+] < [OH^-]$ وبالتالي يكون الاس الهيدروجيني للمحلول أكبر من 7 اي ان المحلول قاعدي

حاصل الإذابة

تصنف المحاليل حسب درجة تشبعها إلى :

المحلول المشبع	المحلول فوق المشبع	المحلول غير المشبع
المحلول الذي يحتوي على أكبر كمية من المذاب وليس له القدرة على إذابة أي كمية إضافية من المذاب فيه عند درجة حرارة معينة ، بحيث تترسيب أي كمية إضافية من المذاب ويكون في حالة إتزان ديناميكي	المحلول الذي يحتوي على كمية من المادة المذابة أكبر مما في المحلول المشبع عند الظروف ذاتها	المحلول الذي يحتوي على كمية من المادة المذابة أقل مما في المحلول المشبع عند الظروف ذاتها وله القدرة على اذابة كميات إضافية من المذاب عند إضافتها إلية من دون ترسيب
متزن ديناميكياً	غيرمتزن ديناميكياً	غيرمتزن ديناميكياً
معدل الذوبان = معدل التبلر	معدل الذوبان > معدل التبلر	معدل الذوبان < معدل التبلر
ليس لدية القدرة على اذابة اي كمية اضافية من المذاب	يحتوي على كمية من المذاب أكثر مما يلزم لتشبعه	قادرعلى إذابة كميات إضافية من المذاب

الذوبانية : كمية المذاب اللازمة لإنتاج محلول مشبع في كمية محددة من المذيب وعند درجة حرارة معينة

ثابت حاصل الاذابة Ksp وأهميته

تقسم الأملاح حسب درجة ذوبانها في الماء إلى :-

1 – **الأملاح القابلة للذوبان :** أملاح تذوب كمية كبيرة منها في الماء قبل أن يتكون راسب الملح

2 – **الأملاح غير القابلة للذوبان :** أملاح تذوب كمية قليله جداً منها في الماء وتمسى أحياناً الأملاح شحيحة لذوبان

بصفة عامة إذا افترضنا مركباً أيونياً شحيح الذوبان فى الماء صيغته الكيميائيى العامة A_mB_n تذوب كمية صغيرة جداً منه ويتفكك فى محلوله المشبع المتزن كما يلى :

$$A_mB_n \rightleftharpoons mA + nB$$

$$K_{sp} = [A]^m \times [B]^n$$

ثابت حاصل الإذابة K_{sp} : هو حاصل ضرب تركيز الأيونات مقدرا بالمول / لتر ، والتي توجد في حالة اتزان في محلولها المشبع ، كل مرفوع إلى الأس الذي يساوي عدد مولات (معاملات) الأيونات في معادلة التفكك الموزونة عند درجة حرارة معينه .

ملحوظة :ثابت حاصل الاذابة Ksp يحسب فقط للأملاح الأيونية شحيحة الذوبان وهو أحد حالات ثابت الاتزان ولا تتغير قيمته الا بتغير درجة الحرارة

لاحظ أن

أجب عن السؤال التالي : اكتب تعبير ثابت حاصل الاذابة Ksp لكل من المركبات التالية :

صيغة الملح	معادلة تفكك الملح	تعبير ثابت حاصل الاذابة Ksp
CaF_2	$CaF^2_{(s)} \leftrightharpoons Ca^{2+}_{(aq)} + 2F^-_{(aq)}$	$K_{sp} = [Ca^{2+}].[F^-]^2$
$Mg(OH)_2$	$Mg(OH)_{2\,(s)} \leftrightharpoons Mg^{2+(aq)} + 2OH^-_{(aq)}$	$K_{sp} = [Ca^{2+}].[F^-]^2$
$Ca_3(PO_4)_2$	$Ca_3(PO_4)_{2\,(s)} \leftrightharpoons 3Ca^{2+}_{(aq)} + 2\,PO_4^{3-}{}_{(aq)}$	$K_{sp} = [Ca^{2+}]^3.[PO_4^{3-}]$
$AgCl$	$AgCl_{(s)} \leftrightharpoons Ag^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$	$K_{sp} = [Ag^+].[Cl^-]$
$CaCO_3$	$CaCO_{3\,(s)} \leftrightharpoons Ca^{2+}_{(aq)} + CO_3^{2-}{}_{(aq)}$	$K_{sp} = [Ca^{2+}].[CO_3^{2-}]$
$PbSO_4$	$PbSO_{4\,(s)} \leftrightharpoons Pb^{2+}_{(aq)} + SO_4^{2-}{}_{(aq)}$	$K_{sp} = [Pb^{2+}].[SO_4^{2-}]$
Ag_2S	$Ag_2S_{(s)} \leftrightharpoons 2Ag^+_{(aq)} + S^{2-}_{(aq)}$	$K_{sp} = [Ag^+]^2.[S^{2-}]$
$BaSO_4$	$BaSO_{4\,(s)} \leftrightharpoons Ba^{2+}_{(aq)} + SO_4^{2-}{}_{(aq)}$	$K_{sp} = [Ba^{2+}].[SO_4^{2-}]$

ملاحظة : صيغ الأملاح

A_2B مثال : Ag_2S

AB_2 مثال : CaF_2

(1:2)

$$X = \sqrt[3]{\frac{Ksp}{4}}$$

$$K_{sp} = 4X^3$$

AB مثال : AgCl

(1:1)

$$X = \sqrt[2]{Ksp}$$

$$K_{sp} = X^2$$

** **ملاحظة :** تركيز الأيون = عدد مولات الأيون في الصيغة × الذوبانية (تركيز المحلول بالمول/لتر)

مسائل على Ksp

تذكر أن : $M = \frac{n}{V_L}$ حيث $n = \frac{ms}{Mwt}$

مسألة (1) : أحسب تركيز كل من كاتيون الفضة وأنيون الكلوريد في المحلول المشبع لكلوريد الفضة عند درجة 25°C ، علما أن $K_{sp(AgCl)} = 1.8 \times 10^{-10}$

المعادلة الكيميائية لتفكك كلوريد الفضة : $AgCl_{(s)} \leftrightharpoons Ag^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$

عند الاتزان الكيميائى : $[Cl^-] = [Ag^+] = X$

ثابت حاصل الإذابة : $K_{sp} = [Ag^+] \times [Cl^-] = 1.8 \times 10^{-10}$

$K_{sp} = X . X = 1.8 \times 10^{-10}$

$X^2 = 1.8 \times 10^{-10}$

$X = 1.3 \times 10^{-5}$ mol/L

$[Ag^+] = 1.3 \times 10^{-5}$ mol/L

$[Cl^-] = 1.3 \times 10^{-5}$ mol/L

مسألة (2) : أحسب تركيز كل من كاتيون الكالسيوم وأنيون الفلوريد في المحلول المشبع من فلوريد الكالسيوم عند درجة الحرارة 25°C ، علما أن $K_{sp(CaF_2)} = 3.9 \times 10^{-11}$.

المعادلة الكيميائية لتفكك فلوريد الكالسيوم : $CaF^2_{(s)} \leftrightharpoons Ca^{2+}_{(aq)} + 2F^-_{(aq)}$

X 2X

ثابت حاصل الإذابة : $K_{sp} = [Ca^{2+}] \times [F^-]^2 = 3.9 \times 10^{-11}$

$X = \sqrt[3]{\frac{Ksp}{4}} = \sqrt[3]{\frac{3.9 \times 10-11}{4}} = 2.13 \times 10^{-4}$ mol/L

$[Ca^{2+}] = 2.13 \times 10^{-4}$ mol/L

$[F^-] = 2 \times 2.13 \times 10^{-4} = 4.27 \times 10^{-4}$ mol/L

مسألة (3) : أحسب تركيز كل من كاتيون الفضة وأنيون الكبريتيد في المحلول المشبع من كبريتيد الفضة عند درجة الحرارة 25°C ، علما أن $K_{sp(Ag_2S)} = 8 \times 10^{-51}$.

المعادلة الكيميائية لتفكك كبريتيد الفضة : $Ag_2S\ (s) \leftrightharpoons 2Ag^+_{(aq)} + S^{2-}_{(aq)}$

2X X

ثابت حاصل الإذابة : $Ksp = [Ag^+]^2.[S^{2-}] = 8 \times 10^{-51}$

$X = \sqrt[3]{\frac{Ksp}{4}} = \sqrt[3]{\frac{8 \times 10-51}{4}} = 1.26 \times 10^{-17}$ mol/L

$[S^{2-}] = 1.26 \times 10^{-17}$ mol/L

$[Ag^+] = 2 \times 1.26 \times 10^{-17}$ mol/L = 2.52×10^{-17} mol/L

(ظروف الذوبان والترسيب في المحلول المشبع)

يمكن التنبؤ بالظروف التي عندها يمكن ترسيب مادة ذائبة أو اذابة مادة مترسبة عن طريق مقارنة ثابت حاصل الاذابة (K_{sp}) للمادة مع الحاصل الايوني Q لها .

ثابت حاصل الاذابة K_{sp}	الحاصل الأيوني Q
هو حاصل ضرب تركيز الأيونات مقدراً بالمول / لتر ، والتي توجد في حالة اتزان في محلولها المشبع ، كل مرفوع إلى الأس الذي يساوي عدد مولات (معاملات) الأيونات في معادلة التفكك الموزونة عند درجة حرارة معينه .	حاصل ضرب تركيزات الأيونات الموجودة فى المحلول (سواء كان غير مشبع ن أو مشبع أو فوق مشبع) كل مرفوع إلى أس يساوي عدد مولاته فى الصيغة .

1 - إذا كان الحاصل الايوني Q أقل من ثابت حاصل الاذابة K_{sp}: يكون المحلول غير مشبع ولدية القدرة على لإذابة كمية أكبر من المذاب .

2 -إذا كان الحاصل الايوني Q يساوي ثابت حاصل الاذابة K_{sp}: يكون المحلول مشبع متزن ولن يتكون راسب

3 - إذا كان الحاصل الايوني Q أكبر من ثابت حاصل الاذابة K_{sp} : يكون(المحلول فوق مشبع ويحدث ترسيب)

أولاً : الظروف التي عندها يمكن إذابة الكتروليت شحيح الذوبان

الفكرة العامة : تقليل تركيز أحد أيونات الملح في المحلول باضافة مادة تعمل على ذلك ، فيختل الاتزان وحسب مبدأ لوشاتيلية يزاح موضع الاتزان في اتجاه تعويض النقص في تركيز هذة الأيونات فتصبح قيمة الحاصل الأيوني

(Q) أقل من ثابت حاصل الاذابة K_{sp} لهذا الملح فتذوب كمية جديدة منه لإعادة الاتزان مرة أخرى عن طريق :

1 - تكوين الكتروليت ضعيف مثل الماء أو حمض ضعيف أو 2 - تكوين أيون متراكب ثابت

1: تكوين الكتروليت ضعيف مثل الماء أو حمض ضعيف

ملاحظات: 1 - لابد أن يضاف حمض قوى

2 - يكون المركب شحيح الذوبان هيدروكسيد أو ملح ذو شق حمضى ضعيف مثل الكربونات او الكبريتيد حتى يتكون الكتروليت ضعيف مثل : الماء –حمض الكربونيك – حمض الهيدروكبريتك

علل : يذوب هيدروكسيد المنجنيز $Mn(OH)_2$ شحيح الذوبان في الماء بإضافة حمض الهيدروكلوريك الى محلوله المشبع؟

المحلول المشبع لهيدروكسيد المنجنيز : $Mn(OH)_{2\,(s)} \rightleftharpoons Mn^{+2}{}_{(aq)} + 2OH^-{}_{(aq)}$ إذابة ترسيب

عند إضافة حمض قوي تتحد H_3O^+ منه مع أنيونات OH^- لتكوين إلكتروليت ضعيف هو H_2O فيقل تركيز أيونات OH^- ويصبح $Ksp > Q$ فيختل الاتزان فيتجه في الاتجاه الطردي لتعويض النقص في تركيز OH^- أي في اتجاه الإذابة

علل : تذوب كربونات الكالسيوم $CaCO_3$ شحيحة الذوبان في الماء بإضافة حمض الهيدروكلوريك الى محلوله المشبع ؟

المحلول المشبع لكربونات الكالسيوم : $CaCO_{3\,(s)} \rightleftharpoons Ca^{+2}{}_{(aq)} + CO_3^{-2}{}_{(aq)}$ إذابة ترسيب

عند إضافة حمض قوي تتحد كاتيونات H_3O^+ منه مع أنيونات CO_3^{-2} لتكوين إلكتروليت ضعيف هو H_2CO_3 فيقل تركيز أنيونات CO_3^{-2} ويصبح $Ksp > Q$ فيختل الاتزان فيتجه في الاتجاه الطردي لتعويض النقص في تركيز CO_3^{-2} أي في اتجاه الإذابة

2: تكوين أيون متراكب

ملاحظة : 1 - تصلح عندما يحتوى الملح كاتيون الفضة او النحاس

2 - يتم بإضافة الأمونيا حيث يتكون كاتيون النحاس الأمونيومي المتراكب $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$ أوكاتيون الفضة الأمونيومي المتراكب $[Ag(NH_3)_2]^+$

علل: يذوب هيدروكسيد النحاس II $Cu(OH)2$ شحيح الذوبان في الماء بإضافة محلول الأمونيا الى محلوله المشبع ؟

المحلول المشبع لهيدروكسيد النحاسII : $Cu(OH)_{2\,(s)} \rightleftharpoons Cu^{+2}{}_{(aq)} + 2OH^-{}_{(aq)}$ إذابة ترسيب

تتحد الأمونيا مع Cu^{+2} لتكوين كاتيون النحاس الأمونيومي المتراكب $[Cu(NH_3)_4]^{+2}$ فيقل تركيز أيونات Cu^{2+}ويصبح $K_{sp} > Q$ فيختل الاتزان فيتجه في الاتجاه الطردي لتعويض النقص في تركيز Cu^{2+} أي في اتجاه الإذابة

علل : يذوب راسب كلوريد الفضة $AgCl$ شحيح الذوبان في الماء بإضافة محلول الأمونيا الى محلوله المشبع.

المحلول المشبع لكلوريد الفضة : $AgCl_{(s)} \rightleftharpoons Ag^+{}_{(aq)} + Cl^-{}_{(aq)}$ إذابة ترسيب

عند إضافة محلول الأمونيا تتحد الأمونيا مع Ag^+ لتكوين كاتيون الفضة الأمونيومي المتراكب $[Ag(NH_3)_2]^+$ فيقل تركيز أيونات Ag^+ ويصبح $K_{sp} > Q$ فيختل الاتزان فيتجه في الاتجاه الطردي لتعويض النقص في تركيز Ag^+ أي في اتجاه الإذابة

ثانياً : الظروف التي عندها يمكن ترسيب مادة ذائبة (تأثير الأيون المشترك)

الفكرة العامة : اضافة مادة اخرى تحتوي على أيون مشابه لأحد ايونات المادة الذائبة (أيون مشترك) في المحلول المشبع فيصبح الحاصل الايوني Q للمادة الذائبة أكبر من ثابت حاصل الاذابه K_{sp} فيحدث الترسيب وتقل كمية المادة الذائبة.

علل : يترسب كلوريد الفضة من محلوله المشبع المتزن عند إضافة محلول كلوريد الصوديوم (ملح الطعام)

المحلول المشبع المتزن لكلوريد الفضة

$$AgCl_{(s)} \underset{\text{ترسيب}}{\overset{\text{إذابة}}{\rightleftharpoons}} Ag^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$$

عند إضافة كلوريد الصوديوم يزداد تركيز أيون الكلوريد (الأيون المشترك) ويصبح $K_{sp} < Q$ فيختل الاتزان ويتحد Cl^- المضاف مع Ag^+ مكونا راسب من AgCl وبذلك يقل تركيز Ag^+ في المحلول

علل : يترسب كلوريد الفضة من محلوله المشبع المتزن عند إضافة محلول نيترات الفضة

المحلول المشبع المتزن لكلوريد الفضة:

$$AgCl_{(s)} \underset{\text{ترسيب}}{\overset{\text{إذابة}}{\rightleftharpoons}} Ag^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$$

عند إضافة نيترات الفضة يزداد تركيز أيون الفضة المشترك ويصبح $K_{sp} < Q$ فيختل الاتزان ويتحد Ag^+ المضاف مع Cl^- مكونا راسب من AgCl وبذلك يقل تركيز Cl^- في المحلول

مسائل

1 – أضيف (0.5 L) من محلول $Ba(NO_3)_2$ تركيزه (0.002 mol/L) إلى (0.5 L) من محلول Na_2SO_4 تركيزه (0.008 mol/L) لتكوين محلول حجمه (1L) . بين بالحساب هل تترسب كبريتات الباريوم ($BaSO_4$) أم لا ؟ ولماذا ؟ (علما أن $K_{sp(BaSO_4)} = 1.1\times10^{-10}$)

الحل :

$$BaSO_{4(s)} \rightleftharpoons Ba^{2+}_{(aq)} + SO_4^{2-}{}_{(aq)}$$

M M

عدد مولات (n) أنيونات SO_4^{2-} $n(SO_4^{2-}) = M \times V_L = 0.008 \times 0.5 = 4\times10^{-3}$ mol	عدد مولات (n) كاتيونات Ba^{2+} $n(Ba^{2+}) = M \times V_L = 0.002 \times 0.5 = 1\times10^{-3}$ mol
حجم المحلول (V_L) = 1L	
تركيز أنيونات SO_4^{2-} في المحلول $M = \frac{n}{V_L} = \frac{4\times10^{-3}}{1} = 4\times10^{-3} mol/L$	تركيز كاتيونات Ba^{2+} في المحلول $M = \frac{n}{V_L} = \frac{1\times10^{-3}}{1} = 1\times10^{-3} mol/L$
الحاصل الأيوني $Q = [Ba^{2+}] \times [SO_4^{2-}] = 1\times10^{-3}\times4\times10^{-3} = 4\times10^{-6}$ يتكون راسب : لأن الحاصل الأيوني $Q > Ksp$ والمحلول فوق مشبع	

ملاحظة : تركيز الأيون = تركيز المركب x عدد مولات الأيون فى صيغة المركب

2 – أضيف (0.025 mol) من محلول $CaCl_2$ إلى (0.015 L) من محلول $Pb(NO_3)_2$ مع كمية من الماء للحصول على محلول حجمه (1L) . بين بالحساب هل يترسب كلوريد الرصاص ($PbCl_2$) أم لا ؟ و لماذا ؟ (علما أن $K_{sp(PbCl_2)} = 1.7\times10^{-5}$)

الحل : $PbCl_{2\,(s)} \leftrightharpoons Pb^{2+}_{(aq)} + 2Cl^{-}_{(aq)}$

ملاحظة : عدد مولات الأيون = عدد مولات المركب x عدد مولات الأيون فى صيغة المركب

عدد مولات (n) أنيونات Cl^- $n(Cl^-) = 0.025 \times 2 = 0.05$ mol	عدد مولات (n) كاتيونات Pb^{2+} $n(Pb^{2+}) = 0.015$ mol
1L = حجم المحلول (V_L)	
تركيز أنيونات Cl^- في المحلول $M = n/v = 0.05/1 = 0.05M$	تركيز كاتيونات Pb^{2+} في المحلول $M = n/v = 0.015/1 = 0.015M$
الحاصل الأيوني $Q = [Pb^{2+}] \times [Cl^-]^2 = (0.015).(0.05)^2 = 3.75\times10^{-5}$ يتكون راسب : لأن الحاصل الأيوني $Q > Ksp$ والمحلول فوق مشبع	

3 – أضيف (0.5 L) من محلول $Ca(NO_3)_2$ تركيزه (0.001 mol/L) إلى (0.5 L) من محلول Na_2CO_3 تركيزه (0.0008 mol/L) لتكوين محلول حجمه (1L) . بين بالحساب هل تترسب كربونات الكالسيوم أم لا ؟ (علما بأن $K_{sp(CaCO_3)} = 4.5\times10^{-9}$)

الحل : $CaCO_{3\,(s)} \leftrightharpoons Ca^{2+}_{(aq)} + CO_3^{2-}{}_{(aq)}$

عدد مولات (n) كاتيونات Ca^{2+} $n(Ca^{2+}) = M \times V_L = 0.001 \times 0.5 = 5\times10^{-4}$ mol	عدد مولات (n) أنيونات CO_3^{2-} $n(Ba^{2+}) = M \times V_L = 0.0008 \times 0.5 = 4\times10^{-4}$ mol
1L = حجم المحلول (V_L)	
تركيز كاتيونات Ca^{2+} $M = \frac{n}{V_L} = \frac{5\times10^{-4}}{1} = 5\times10-4 mol/L$	تركيز أنيونات CO_3^{2-} $M = \frac{n}{V_L} = \frac{4\times10^{-4}}{1} = 4\times10^{-4} mol/L$
الحاصل الأيوني $Q = [Ca^{2+}] \times [CO_3^{2-}] = 5\times10^{-4}\times4\times10^{-4} = 2\times10^{-7}$ يتكون راسب : لأن الحاصل الأيوني $Q > Ksp$ والمحلول فوق مشبع	

مراجعة الدرس 3.1

1- ما هي أنواع المحاليل بحسب كمية المادة المذابة فيها ؟ وما علاقتها بظروف الترسيب ؟

ج1- أنواع المحاليل هي غير مشبعة ، مشبعة و فوق مشبعة .

عندما يصبح المحلول مشبعا ، يتوقف المذاب عن الذوبان .

لمعرفة نوع المحلول يجب حساب الحاصل الأيوني Q ومقارنته بحاصل الإذابة

2- **فسر تأثير الأيون المشترك على إمكانية ترسيب مادة من محلولها المشبع.**

ج2- تأثير الأيون المشترك عبارة عن خفض تفكك أو تأين الكتروليت في نتيجة إضافة واحد من أيوناته

حيث يصبح الحاصل الأيوني Q اكبر من ثابت حاصل الإذابة K_{sp}

3- **اذا كان تركيز أيون الرصاص Pb^{2+} في محلول مشبع من يوديد الرصاص II هو 2×10^{-2} M.**

احسب حاصل الإذابة.

ج3 -

$$PbI_{2\,(s)} \leftrightarrows Pb^{2+}_{(aq)} + 2I^{-}_{(aq)}$$

$$X \qquad 2X$$

$$K_{sp} = [Pb^{2+}] \times [I^{-}]^2$$

$$[Pb^{2+}] = X = 2\times10^{-2}\ M$$

$$[I^{-}] = 2X = 2 \times 2\times10^{-2} = 4 \times 10^{-2}\ M$$

$$K_{sp} = [2\times10^{-2}] \times [4 \times 10^{-2}]^2 = 3.2 \times 10^{-5}$$

المحاليل المنظمة

المحلول المنظم: هو المحلول الذى يقاوم التغير فى الأس الهيدروجيني pH للوسط عند إضافة كميات قليلة من حمض (كاتيونات H_3O^+) أو قاعدة (أنيونات OH^-) إليه .

خواص المحلول المنظم: يتغير الأس الهيدروجيني pH للمحلول المنظم بشكل طفيف عند إضافة حمض أو قاعدة بكميات قليلة.

أنواع المحاليل المنظمة

1 ـ محاليل منظمة حمضية	2 ـ محاليل منظمة قاعدية
أولا - محلول من حمض ضعيف ومحلول ملحه	أولا ـ محلول من قاعدة ضعيفة ومحلول ملحها
الشرط :لابد ان يكون الملح شقه القاعدى صوديوم أو بوتاسيوم	الشرط: لابد أن يكون الملح شقه الحمضى نترات أو كلوريد
مثال : أ ـ محلول من حمض الأستيك (CH_3COOH) وأسيتات الصوديوم (CH_3COONa) أو البوتاسيوم ب ـ محلول من حمض الهيدروفلوريك (HF) وفلوريد الصوديوم (NaF) أو البوتاسيوم.	مثال: أ ـ محلول الأمونيا ($NH_{3(aq)}$) و كلوريد الأمونيوم (NH_4Cl) ب ـ محلول الأمونيا ($NH_{3(aq)}$) ونيترات الأمونيوم (NH_4NO_3)
ثانيا- محلول من حمض ضعيف وقاعدة قوية	ثانيا"محلول من قاعدة ضعيفة وحمض قوي
الشرط : عدد مولات الحمض الضعيف أكبر من عدد مولات القاعدة القوية	الشرط : عدد مولات القاعدة الضعيفة أكبر من عدد مولات الحمض القوي
مثال : خلط $0.4mol$ من حمض الأستيك (CH_3COOH) مع $0.2\ mol$ من هيدروكسيد الصوديوم ($NaOH$) أو هيدروكسيد البوتاسيوم	مثال : $0.6\ mol$ من محلول الأمونيا (NH_3) مع $0.3\ mol$ من حمض الهيدروكلوريك (HCl)

س علل: لا يصلح الماء النقى كمحلول منظم ؟ لأنه لا يقاوم التغير فى الأس الهيدروجيني pH للوسط عند إضافة كميات قليلة من حمض قوى أو قاعدة قويه اليه

آلية عمل المحاليل

أ - المحاليل المنظمة الحمضية :

علل : تبقي قيمة الأس الهيدروجيني (pH) لمزيج من محلولي حمض الأسيتيك (CH_3COOH) وأسيتات الصوديوم (CH_3COONa) ثابتة تقريبا	
أ - عند إضافة قليل من حمض الهيدروكلوريك إلى المزيج ؟	ب - عند إضافة قليل من حمض الهيدروكلوريك إلى المزيج ؟
$CH_3COOH_{(aq)} + H_2O_{(l)} \leftrightharpoons CH_3COO^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$ $CH_3COONa_{(aq)} \rightarrow CH_3COO^-_{(aq)} + Na^+_{(aq)}$	
عند اضافة حمض الهيدروكلوريك يتأين كالتالى : $HCl_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightarrow H_3O^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$ فيزداد تركيز كاتيونات الهيدرونيوم ، ويتحد جزء منه مع أنيونات الأسيتات الموجودة فى المحلول مكوناً حمض الأستيك ضعيف التأين بحسب مبدأ لوشاتيليه ، فيعود تركيزها كما كان ، وبذلك تبقى قيمة pH للمخلوط ثابتة تقريباً .	عند إضافة هيدروكسيد الصوديوم يتفكك كالتالى : $NaOH_{(aq)} \rightarrow Na^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$ حيث تتكون أنيونات الهيدروكسيد التى تتفاعل مع كاتيونات الهيدرونيوم الموجودة فى المخلوط مكونة الماء وهو إلكتروليت ضعيف $OH^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)} \leftrightharpoons 2H_2O_{(l)}$ فيزول أثر أنيونات الهيدروكسيد OH^- المضافة من القاعدة أما النقص فى تركيز كاتيونات الهيدرونيوم $[H_3O^+]$ فيتم تعويضه عن طريق تأين جزء من حمض الأستيك الضعيف ، بحسب مبدأ لوشاتيليه وبذلك تبقى قيمة pH للمخلوط ثابتة تقريباً

ب- المحاليل المنظمة القاعدية :

علل : تبقي قيمة الأس الهيدروجيني (pH) لمزيج من محلولي كلوريد الأمونيوم (NH_4Cl) والأمونيا (NH_3) ثابتة تقريبا	
أ- عند إضافة قليل من حمض الهيدروكلوريك إلى المزيج ؟	ب- عند إضافة قليل من حمض الهيدروكلوريك إلى المزيج ؟
$NH_{3(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons NH^+_{4(aq)} + OH^-_{(aq)}$ $NH_3Cl_{(aq)} \rightarrow NH^+_{4(aq)} + Cl^-_{(aq)}$	
عند اضافة حمض الهيدروكلوريك يتأين كالتالى : $HCl_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightarrow H_3O^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$ تتفاعل كاتيونات الهيدرونيوم الناتجة عن تأين الحمض القوي مع أنيون الهيدروكسيد مكونا الماء وهو إلكتروليت ضعيف : $OH^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)} \rightleftharpoons 2H_2O_{(l)}$ أما النقص فى تركيز أنيونات الهيدروكسيد $[OH^-]$ فيتم تعويضه عن طريق تأين جزء من محلول الأمونيا الضعيف ، بحسب مبدأ لوشاتيليه ، وبذلك تبقى قيمة pH للمخلوط ثابتة.	عند إضافة هيدروكسيد الصوديوم يتفكك كالتالى $NaOH_{(aq)} \rightarrow Na^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$ تتحد أنيونات الهيدروكسيد الناتجة عن تفكك القاعدة القوية المضافة مع كاتيونات الأمونيوم الموجودة فى المخلوط مكونة محلول الأمونيا وهو إلكتروليت ضعيف : $NH^+_{4(aq)} + OH^-_{(aq)} \rightleftharpoons NH_{3(aq)} + H_2O_{(l)}$ وبذلك يقل تأثير أنيونات الهيدروكسيد OH^- المضافة من القاعدة القوية.

يوضح الجدول بعض المحاليل المنظمة .

اسم المحلول المظم	زوج الحمض / القاعدة المرافق	pH المحلول المنظم (تركيز 0.1 mol / L)
حمض الأستيك / أيون الأسيتات	CH_3COOH / CH_3COO^-	4.76
أيون الأمونيوم / الأمونيا	NH_4^+ / NH_3	9.25

أهمية المحاليل المنظمة

أ ـ فى الكيمياء

1 - تستخدم فى معايرة جهاز قياس الأس الهيدروجيني

2 - تستخدم أيضاً فى عدة تجارب وأنشطة كيميائية بحيث تتطلب بعض التفاعلات أن يكون للأس الهيدروجيني *pH* قيمة يمكن التحكم بها .

2 ـ فى علوم الحياة

1 - تتطلب الكثير من العمليات الحيوية عدم إحداث تغير كبير فى قيمة الأس الهيدروجيني *pH* لوسط التفاعل أى أن تبقى هذه القيمة قريبة من قيمة معينة .

2 - لا يمكن أن يؤدى الدم فى جسم الإنسان وظيفة نقل الأكسجين إلى الخلايا إلا إذا كانت قيمة الأس الهيدروجيني *pH* تساوي *7.4*

3 - تحتاج الإنزيمات إلى وسط تكون فيه قيمة الأس الهيدروجيني *pH* ثابتة تقريباً لتعمل بنشاط . أما إذا تغير الأس الهيدروجيني *pH* للمحلول ، فسيتغير شكل الإنزيمات أو ستفقد وظيفتها الحيوية .

4 - تحتوي العصارة المعدية على محاليل منظمة حمضية لها أس هيدروجيني *pH* يساوي *1.4* تعمل على تحلل البرتينات لأن جزيئاتها كبيرة ولا يمكن لجدران الامعاء امتصاصها

مراجعة الدرس 1-4

1ـ عرف المحلول المنظم ، وحدد آلية عمله.

ج1ـ محلول يقاوم التغير في الاس الهيدروجيني pH للوسط عند إضافة كميات قليلة من حمض (كاتيونات H_3O^+) أو قاعدة (أنيونات OH^-) إليه.

2ـ وضح بالمعادلات ما يجري عند :

(أ) إضافة حمض قوي إلى محلول منظم من كلوريد الأمونيوم / محلول الأمونيا

القاعدة الضعيفة تتأين $NH_{3\,(aq)} + H_2O_{(\ell)} \leftrightarrows NH_4^+{}_{(aq)} + OH^-{}_{(aq)}$

الملح يتفكك : $NH_4Cl_{(s)} \rightarrow NH_4^+{}_{(aq)} + Cl^-{}_{(aq)}$

يتأين الحمض القوى تماما لتعطى كاتيونات الهيدرونيوم التى تتفاعل مع أنيون الهيدروكسيد الموجودة في المحلول لتكون الماء الكتروليت ضعيف $H^+{}_{(aq)} + OH^-{}_{(aq)} \leftrightarrows H_2O_{(\ell)}$

مما يقلل من تأثيرها في المحلول ويزاح تأين القاعدة الضعيفة(محلول الأمونيا) بالاتجاه الطردي ليعوض النقص في تركيز أنيونات الهيدروكسيد المتفاعل حسب مبدأ لوشاتليه. ومنه تبقى قيمة الاس الهيدروجيني للمخلوط ثابتة تقريبا.

(ب) إضافة قاعدة قوية إلى محلول منظم من كلوريد الأمونيوم / محلول الأمونيا

القاعدة الضعيفة تتأين $NH_{3\,(aq)} + H_2O_{(\ell)} \leftrightarrows NH_4^+{}_{(aq)} + OH^-{}_{(aq)}$

الملح يتفكك : $NH_4Cl_{(s)} \rightarrow NH_4^+{}_{(aq)} + Cl^-{}_{(aq)}$

عند إضافة كمية قليلة من قاعدة قوية تتفكك تماما في المحلول

لتعطى أنيونات الهيدروكسيد التى تتفاعل مع كاتيونات الأمونيوم الموجودة في ا لمحلول لتكون محلول الأمونيا الكتروليت ضعيف مما يقلل من تأثير أنيونات الهيدروكسيد المضافة للمحلول. بذلك تبقى قيمة الاس الهيدروجيني للمخلوط ثابتة تقريبا

3ـ وضح ما يجري لقيمة الاس الهيدروجيني في الحالات التالية وفسر إجابتك.

(أ) إضافة حمض قوي إلى محلول منظم من نيتريت الصوديوم / حمض النيتروز

الحمض الضعيف يتأين $HNO_{2(aq)} + H_2O_{(\ell)} \leftrightarrows H_3O^+{}_{(aq)} + NO_2^-{}_{(aq)}$

الملح يتفكك : $NaNO_{2(s)} \rightarrow Na^+{}_{(aq)} + NO_2^-{}_{(aq)}$

ـ عند إضافة قليل من حمض قوي يتأين تماما

لتنتج كاتيونات الهيدرونيوم التى تتفاعل مع أنيون الأسيتات مكونة حمض ضعيف التأين مما يقلل من تأثيرها وبذلك تبقى قيمة الاس الهيدروجيني pH للمخلوط ثابتة تقريبا.

(ب) إضافة قاعدة قوية إلى محلول منظم من نيتريت الصوديوم / حمض النيتروز

ـ عند إضافة كمية قليلة من قاعدة قوية: تتفكك تماما في المحلول لتنتج أنيونات الهيدروكسيد التى تتفاعل مع كاتيونات الهيدرونيوم الموجودة في ا لمحلول لتكون الماء الكتروليت ضعيف

$$H^+{}_{(aq)} + OH^-{}_{(aq)} \leftrightarrows H_2O_{(\ell)}$$

مما يقلل من تأثيرها في المحلول ويزاح تأين الحمض الضعيف (حمض الاسيتيك) بالاتجاه الطردي ليعوض النقص في تركيز كاتيون الهيدرونيوم المتفاعل حسب مبدأ لوشاتليه . وبذلك تبقى قيمة الاس الهيدروجيني للمخلوط ثابتة تقريبا .

أسئلة أخرى

السؤال الأول :

أكتب كلمة (صحيحة) بين القوسين المقابلين للجملة الصحيحة وكلمة (خطأ) بين القوسين المقابلين للجملة الخطأ في كل مما يلي :

1) تبقى قيمة الأس الهيدروجين (pH) لمزيج من محلولي حمض الأسيتيك ، وأسيتات الصوديوم ثابتة تقريبا عند إضافة قليل من حمض الهيدروكلوريك إليه (صحيحية)

2) المحلول الناتج من إضافة 2 mol من محلول حمض الهيدروكلوريك إلى 5 mol من محلول الأمونيا يعتبر محلولا منظما (صحيحة)

3) يمكن الحصول على محلولا منظما عند إضافة 1mol من محلول حمض الهيدروسيانيك إلى 3mol من محلول هيدروكسيد الصوديوم. (خطأ)

السؤال الثاني:

املأ الفراغات في الجمل التالية بما يناسبها :

1) المحلول المائي الناتج عن مزج 0.1mol من محلول كلوريد الأمونيوم ، 0.1mol من محلول الأمونيا يعتبر محلولا .....منظما.....

السؤال الثالث : ضع علامة (√) أمام الإجابة الصحيحة التي تكمل كلا من الجمل التالية :

1) أحد المحاليل التالية يعتبر محلولا منظما وهو المكون من خليط من محلولي :

- ☐ حمض الكبريتيك وكبريتات الصوديوم.
- ☐ حمض الهيدروكلوريك وكلوريد البوتاسيوم.
- ■ كلوريد الأمونيوم ومحلول الأمونيا
- ☐ كلوريد البوتاسيوم وهيدروكسيد البوتاسيوم.

2) المواد التي يمكن إضافتها إلى الماء المقطر للحصول على محلول منظم حجمه 1 L ، هي :

- ☐ 1mol من حمض الأسيتيك ، 2mol من هيدروكسيد البوتاسيوم.
- ☐ 1mol من الأمونيا ، 1mol من حمض الكبريتيك.
- ■ 1mol من حمض الأسيتيك ، ½mol من هيدروكسيد البوتاسيوم.
- ☐ ½mol من الأمونيا ، 1mol من حمض الهيدروكلوريك.

الفصل الثاني

معايرة الأحماض والقواعد

Titration of Acids and Bases

تفاعل التعادل Neutralization Reaction	هو تفاعل كاتيون الهيدرونيوم (كاتيون الهيدروجين) من الحمض مع أنيون الهيدروكسيد من القاعدة لتكوين الماء

مثال لتفاعل حمض الهيدروكلوريك و هيدروكسيد الصوديوم

المعادلة الايونية الكاملة

$$(H_3O^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}) + (Na^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}) \rightarrow (Na^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}) + 2H_2O_{(\ell}$$

نجد ان كاتيونات الهيدرونيوم وأنيونات الهيدروكسيد قد تفاعلا ليكونا الماء السائل .

لذلك يمكن كتابة معادلة تكوين الماء $H_3O^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)} \rightarrow 2H_2O_{(\ell)}$

خصائص تفاعلات الاحماض والقواعد

في التفاعل بين الأحماض القواعد يكون التفاعل **طارداً** للحرارة

يكون التفاعل **تاماً** بين الأحماض القواعد عند مزج كميات متكافئة من الحمض والقاعدة بحيث تستهلك كاتيونات الهيدرونيوم H_3O^+ وأنيونات الهيدروكسيد OH^- كلياً .

تقسيم انواع المحلول الناتج

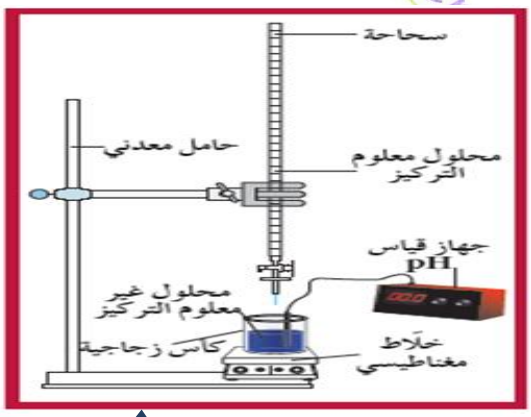
المحلول متعادلا عند pH = 7 تفاعل حمض قوي مع قاعدة قوية تماما .

المحلول حمضيا pH عند < 7 تفاعل حمض قوي مع قاعدة ضعيفة تماما

المحلول قاعدى عند pH > 7 تفاعل حمض ضعيف مع قاعدة قوية تماما .

س : اكتب المصطلح العلمي الدال علي العبارات التالية	
عملية تستخدم لتقدير تركيز مادة معينة في محلول ما باستخدام محلول ما بواسطة محلول اخر معلوم التركيز يسمى المحلول القياسي .	المعايرة
عملية كيميائية يتم من خلالها معرفة حجم المحلول القياسي (حمض او قاعدة)اللازم ليتفاعل تماما مع المادة (حمض او قاعدة)التي يراد معرفة تركيزها	
المحلول المعلوم تركيزه بدقة.	المحلول القياسي
النقطة التي يتساوى عندها عدد مولات كاتيونات هيدرونيوم الحمض مع عدد مولات أنيونات هيدروكسيد القاعدة	نقطة التكافؤ
يمكن تحديدها بنقطة عند تغير لون الدليل	نقطة انتهاء المعايرة
هو الدليل الذى يجب أن يتغير لونه عند حدوث التغير المفاجئ في قيمة الأس الهيدروجيني للمحلول حول نقطة التكافؤ	الدليل المناسب
هو الدليل الذى يتفق مداه والمدى الذى يحدث عنده التغير المفاجئ في قيمة الأس الهيدروجيني pH للمحلول حول نقطة التكافؤ	

معايرة الحمض والقاعدة باستخدام ادلة المعايرة



المعادلة العامة لتفاعل حمض مع قاعدة

$$aA + bB \rightarrow cC + dH_2O$$

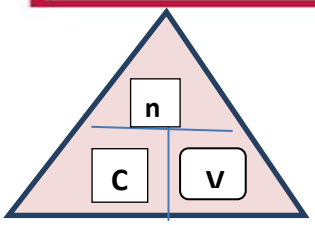
عند نقطة التكافؤ يكون :

عدد مولات أنيونات الهيدروكسيد من القاعدة = عدد مولات كاتيونات الهيدرونيوم من الحمض

$$\frac{n_a}{a} = \frac{n_b}{b}$$

أو

$$\frac{Ca \times Va}{a} = \frac{Cb \times Vb}{b}$$



حيث ان: b عدد مولات القاعدة a عدد مولات الحمض C التركيز بالمول / لتر V حجم باللتر

تذكر ان

المدي	لون الحالة القاعدي	لون الحالة الحمضية	اللون الوسطي	الدليل	انتبه
3.1 – 4.4	أصفر	احمر	برتقالي	الميثل البرتقالي	المدي اقل من 7 ولذلك يستخدم عند معايره حمض قوي وقاعدة ضعيفة
4.2 - 6.3	أصفر	احمر	برتقالي	الميثل الأحمر	
8 -9.6	ازرق	اصفر	أخضر	الثايمول الأزرق القاعدي	المدي اكبر من 7 ولذلك يستخدم عند معايره حمض ضعيف وقاعدة قويه
8.2–10	زهري	شفاف	-	الفينولفيثالين	

حل المسائل التالية

1- تعادل 10 mL من محلول حمض الكبريتيك مع 25 mL من هيدروكسيد البوتاسيوم تركيزه 0.4 $mol.L^{-1}$ احسب تركيز حمض الكبريتيك إذا حدث بينهما التفاعل التالي :

$$H_2SO_{4(aq)} + 2KOH_{(aq)} \rightarrow K_2SO_{4(aq)} + 2H_2O_{(l)}$$

حمض H_2SO_4	قاعدة KOH
$V_a = 10ml$	$V_b = 25ml$
$C_a = ?$	$C_b = 0.4$
$a = 1$	$b = 2$

$$\frac{Ca \times Va}{a} = \frac{Cb \times Vb}{b}$$

$$\frac{Ca \times 10}{1} = \frac{0.4 \times 25}{2}$$

$$Ca = 0.5 \ mol.L^{-1}$$

2- احسب تركيز محلول حمض الفوسفوريك إذا تعادل 30mL منه مع 75mL من محلول هيدروكسيد الصوديوم تركيزه 0.4 $mol.L^{-1}$

$$H_3PO_{4(aq)} + 3NaOH_{(aq)} \rightarrow Na_3PO_{4(aq)} + 3H_2O_{(l)}$$

حمض H_3PO_4	قاعدة NaOH
$V_a = 30ml$	$V_b = 75ml$
$C_a = ?$	$C_b = 0.4$
$a = 1$	$b = 3$

$$\frac{Ca \times Va}{a} = \frac{Cb \times Vb}{b}$$

$$\frac{Ca \times 30}{1} = \frac{0.4 \times 75}{3}$$

$$Ca = 0.33 \ mol.L^{-1}$$

3ـ تمت معايرة 20 mL من محلول هيدروكسيد الكالسيوم $Ca(OH)_2$ باستخدام حمض الهيدروكلوريك تركيزه 0.5 M حسب المعادلة :

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

استهلك 25 mL من الحمض. احسب تركيز محلول هيدروكسيد الكالسيوم .

حمض HCl	قاعدة $Ca(OH)_2$
$V_a = 25ml$	$V_b = 20ml$
$C_a = 0.5$	$C_b = ?$
a = 2	b = 1

$$\frac{C_a \times V_a}{a} = \frac{C_b \times V_b}{b}$$

$$\frac{0.5 \times 25}{2} = \frac{C_b \times 20}{1}$$

$$C_b = 0.3 \ mol.L^{-1}$$

4- احسب حجم محلول حمض الهيدروكلوريك بتركيز 0.45 M الذي يجب أن يضاف إلى 25 mL من محلول هيدروكسيد البوتاسيوم بتركيز 1M لإنتاج محلول

حمض HCl	قاعدة KOH
$V_a = ?\ ml$	$V_b = 25ml$
$C_a = 0.45$	$C_b = 1$
a = 1	b = 1

$$\frac{Ca \times Va}{a} = \frac{Cb \times Vb}{b}$$

$$\frac{0.45 \times V_a}{1} = \frac{1 \times 25}{1}$$

$$V_a = 55.5 \ ml$$

5- أضيف 15 mL من محلول حمض الفوسفوريك إلى 38.5 mL من محلول هيدروكسيد الصوديوم بتركيز 0.14 M أحسب التركيز المولاري لمحلول حمض الفوسفوريك إذا حدث طبقا للتفاعل التالي:

$$H_3PO_4 + NaOH \rightarrow NaH_2PO_4 + H_2O$$

حمض H_3PO_4	قاعدة NaOH
$V_a = 15ml$	$V_b = 38.5ml$
$C_a = ?$	$C_b = 0.14$
a = 1	b = 1

$$\frac{Ca \times Va}{a} = \frac{Cb \times Vb}{b}$$

$$\frac{Ca \times 15}{1} = \frac{0.14 \times 38.5}{1}$$

$$Ca = 0.35 \ mol.L^{-1}$$

طبق بنفسك

احسب عدد مولات هيدروكسيد الصوديوم التي تحتاج إليها لمعادلة 0.2 mol من حمض النيتريك .

منحنيات المعايرة

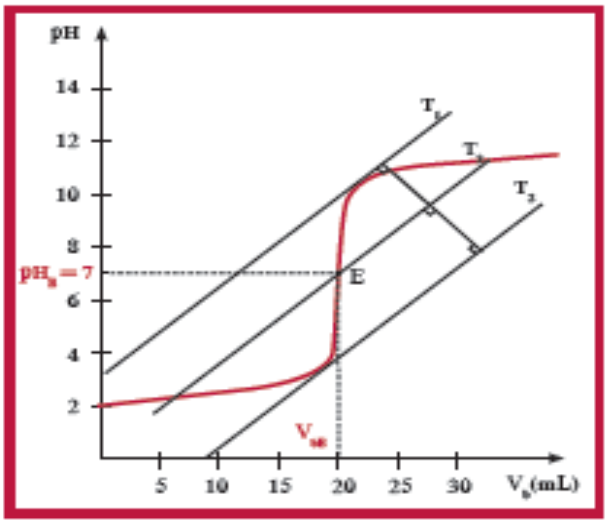
منحنى المعايرة Titration Curve

منحنى المعايرة هو العلاقة البيانية بين الأس الهيدروجيني (pH) للمحلول في الدورق المخروطي وحجم الحمض (أو القاعدة) المضاف من السحاحة في معايرة الأحماض والقواعد .

تساعد منحنيات المعايرة على

* تحديد نقطة التكافؤ بدقة ووضوح .
* اختيار الدليل المناسب للمعايرة .

مثال رسم بياني يوضح منحنى المعايرة مع تطبيق طريقه المماسان المتوازيين لتبيان نقطه التكافؤ



توضيح طريقه المماسات المتوازية :

نرسم اولا مستقيمان

T_1وT_2 متوازيان ومماسان للمنحنى عند نقطتي الانعطاف ثم يرسم مستقيم عمودي على المستقيمين T_1 وT_2 يرسم من منتصف هذا المستقيم مستقيم اخر عمودي عليه T_3 يعطي تقاطع المستقيم T_3 مع المنحني نقطه التكافؤ E

انواع منحنيات المعايرة

1منحنى معايرة حمض قوي وقاعدة قوية:

ينقسم المنحنى الى....3....أقسام

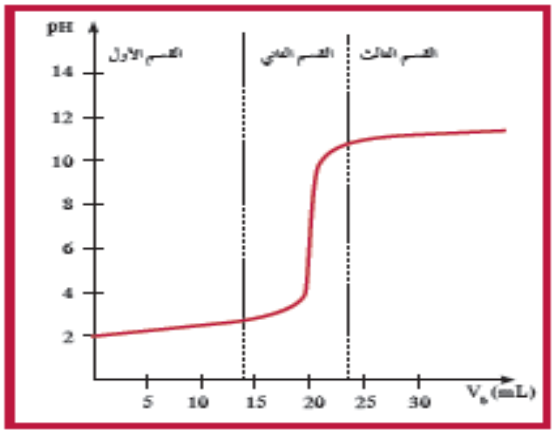
القسم الاول ...تزيد.....قيمة PH بشكل ..بطئ...

القسم الثاني.....تزيد..... قيمة PH بشكل...سريع...

القسم الثالث....تزيد.... قيمة PH بشكل .بطئ.....

نقطة التكافؤ تكون عند .....PH=..7 .

الادلة المناسبة: جميع الادلة الحمضية والقاعدية



PH تزيد

شكل (9)
رسم بياني يوضح منحنى معايرة حمض قوي بواسطة قاعدة قوية.

2-منحنى معايرة حمض ضعيف مع قاعدة قوية:

-ينقسم المنحنى الى..3.....أقسام

القسم الاول ...تزيد.....قيمة PH بشكل..بطئ.....

القسم التاني.....تزيد..... قيمة PH بشكل...سريع...

القسم الثالث....تزيد.... قيمة PH بشكل بطئ

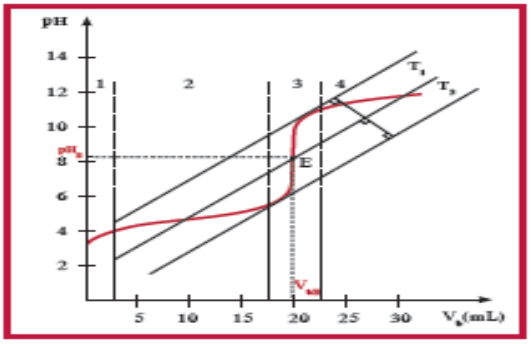
قيمة PH عند نقطة التكافؤ اعلي من 7

الادلة المناسبة الثايمول الازرق والفينول لفثالين

المادة الموجودة بالكاس هي الحمض والقاعدة هي

المادة المضافة من السحاحه وذلك لان PH تزيد خلال عملية المعايرة

PH تزيد



شكل (11)
رسم بياني يوضح منحنى معايرة حمض ضعيف بواسطة قاعدة قوية.

3- منحنى معايرة حمض قوى وقاعدة ضعيفة:

-نقطة التكافؤ تكون عند...PH ...اقل من 7.....

الادلة المناسبة الادلة الحمضية الميثيل الاحمر

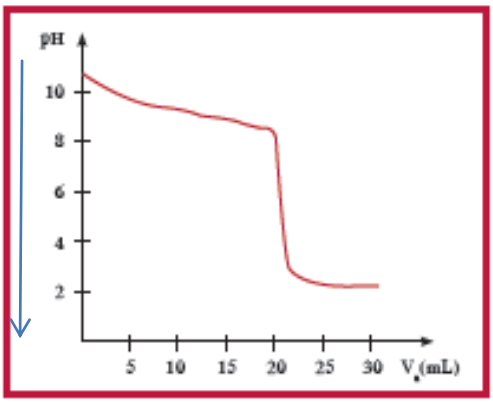
والمثيل البرتقالي

المادة الموجودة بالكاس هي القاعدة

والحمض هي المادة المضافةمن السحاحه

وذلك لان PH تقل خلال عملية المعايرة

PH تقل



شكل (12)
منحنى معايرة قاعدة ضعيفة مع حمض قوي.

تطبيقات

علل لما ياتي تعليلا علميا صحيحا

1 – لا يصلح دليل المثيل البرتقالي (3.1 – 4.4) لتحديد نقطة التكافؤ لحمض الاستيك و هيدروكسيد الصوديوم .

لان حمض الاستيك حمض ضعيف وهيدروكسد الصوديوم قاعدة قوية فتكون قيمة pH للمحلول اكبرمن 7 والميثيل البرتقالي دليل حمضي مداة اقل من 7 وبالتالي مدي الدليل لا يتفق مع المدي الذي يحدث عنده التغير المفاجئ في pH المحلول حول نقطة التكافؤ.

2- يستخدم دليل المثيل البرتقالي عند معايرة محلول حمض الهيدروكلوريك مع محلول الامونيا

لان حمض HCl حمض قوي ومحلول الامونيا قاعدة ضعيفة وتكون قيمة PH للمحلول اقل من 7 والميثيل البرتقالي دليل حمضي مداه اقل من 7 وبالتالي يتفق مدي الدليل مع المدي الذي يحدث عنده التغير المفاجئ في pH المحلول حول نقطة التكافؤ.

3- جميع ادلة المعايرة تصلح للاستدلال علي نقطة التكافؤ(التعادل)عند معايرة حمض HCl مع NaOH

لان HCl حمض قوي و NaOH قاعدة قوية والمحلول الناتج متعادل قيمة PH تساوي 7 وبالتالي فإن مدي الأدلة يشمل التغير المفاجئ في قيمة الأس الهيدروجيني pH حول نقطة التكافؤ.

ضع علامة(✓)أمام العبارة الصحيحة وعلامة(χ)أمام العبارة غير الصحيحة في كل من الجمل التالية :

1- تساعد منحنيات المعايرة على تحديد نقطة التكافؤ بدقة ووضوح (صحيحة)

2- تساعد منحنيات المعايرة على اختيار الدليل المناسب لعملية المعايرة (صحيحة)

3- يصلح دليل الميثيل الأحمر (مدى الدليل 4.2 – 6.3) للإستدلال على نقطة التكافؤ عند معايرة حمض الأسيتيك مع هيدروكسيد البوتاسيوم (خطأ)

اكتب المصطلح العلمي لما يلي

1- تفاعل يحدث بين كاتيونات الهيدرونيوم من الحمض وأنيونات الهيدروكسيد من القاعدة ليكونا الماء السائل (تفاعل التعادل)

2- عملية تستخدم لتقدير تركيز مادة معينة فى محلول ما بواسطة محلول اخر معلوم التركيز يسمى المحلول القياسى (المعايرة)

3- عملية كيميائية مخبرية يتم من خلالها معرفة حجم المحلول القياسى (حمض أو قاعدة) اللازم ليتفاعل تماماً مع المادة (حمض أو قاعدة) التى يراد معرفة تركيزها (المعايرة)

4- المحلول المعلوم تركيزه بدقة (المحلول القياسي)

5- النقطة التي يتغيرعندها لون الدليل (نقطة انتهاء المعايرة)

6- النقطة التي يتساوي عندها عد مولات كاتيونات هيدرونيوم الحمض مع عدد مولات أنيونات هيدروكسيد القاعدة (نقطة التكافؤ)

7- العلاقة البيانية بين الأس الهيدروجيني (pH) للمحلول فى الدورق المخروطي وحجم الحمض(أو القاعدة) المضاف من السحاحة فى معايرة الأحماض والقواعد (منحني المعايرة)

8- الدليل الذى يجب أن يتغير لونه عند حدوث التغير المفاجئ فى قيمة الأس الهيدروجيني pH للمحلول حول نقطة التكافؤ (الدليل المناسب)

9- الدليل الذى يتفق مداه والمدى الذى يحدث عنده التغير المفاجئ فى قيمة الأس الهيدروجيني pH للمحلول حول نقطة التكافؤ (الدليل المناسب)

ضع علامة (✓) بين القوسين المقابلين لأنسب إجابة صحيحة تكمل بها كل من الجمل التالية

1 – عند معايرة محلول الأمونيا مع حمض الهيدروكلوريك فإن العبارة غير الصحيحة :

- ❑ نقطة التكافؤ تكون عند pH أقل من (7)
- ■ تزداد قيمة pH تدريجيا في بداية منحنى المعايرة
- ❑ في نهاية المعايرة يتكون ملح حمضي
- ❑ الميثيل الأحمر هو الدليل المناسب لهذه المعايرة

2 – عند دراسة منحنى معايرة محلول مائي من هيدروكسيد الصوديوم بواسطة حمض الأسيتيك فإن :

- ❑ قيمة pH تقل بشكل بطيء في بداية المنحنى
- ■ الفينولفثالين هو الدليل المناسب لهذه المعايرة
- ❑ نقطة التكافؤ تكون عند pH تساوي (7)
- ❑ في نهاية المعايرة يتكون ملح حمضي

3- إذا تعادل 10 mL من محلول حمض الكبريتيك مع 25 mL من هيدروكسيد البوتاسيوم تركيزه 0.4 M

حسب التفاعل التالي :

$$H_2SO_{4(aq)} + 2KOH_{(aq)} \rightarrow K_2SO_{4(aq)} + 2H_2O_{(l)}$$

فإن تركيز حمض الكبريتيك يساوي

■ 0.5 M ❑ 0.2 M ❑ 1 M ❑ 5 M

ملحوظة

نستنتج قيمة b من صيغة الحمض والملح الناتج

4- ينتج ملح صيغته الكيميائية (Na_2HPO_4) عند تفاعل محلول هيدروكسيد الصوديوم (NaOH) حجمه (100 mL) وتركيزه (0.1 M) مع حمض الفوسفوريك (H_3PO_4) حجمه (100 mL) وتركيزه يساوي:

❑ 0.1 M ■ 0.05 M ❑ 0.2 M ❑ 0.4 M

5- عند إضافة (50 mL) من حمض الفوسفوريك (H_3PO_4) تركيزه (0.1 M) إلى (150 mL) من محلول هيدروكسيد الصوديوم تركيزه (0.1 M) فإن المواد الناتجة هي :

■ $Na_3PO_4 + 3H_2O$ ❑ $Na_2HPO_4 + 2H_2O$

❑ $NaH_2PO_4 + H_2O$ ❑ Na_3PO_4 فقط

6 – وضع 50 mL من حمض HA تركيزه 0.1 mol/L في دورق مخروطي مناسب وتمت معايرته بإضافة محلول لقلوي BOH تركيزه 0.1 mol/L ، والجدول التالي يوضح قيمة pH للمحلول عند كل إضافة للقلوي

حجم القلوي المضاف	0	40	49.95	50	50.05
pH للمحلول في الدورق	1	1.95	4.3	7	9.7

نستنتج مما سبق أن :

- ❑ HA حمض ضعيف ، BOH قاعدة قوية .
- ❑ HA حمض قوي ، BOH قاعدة ضعيفة .
- ■ HA حمض قوي ، BOH قاعدة قوية .
- ❑ HA حمض ضعيف ، BOH قاعدة ضعيفة

مراجعة الدرس 1-2

1- أحسب عدد مولات هيدروكسيد الصوديوم التي تحتاج إليها لمعادلة 0.2 mol من حمض النيتريك.

ج1- حمض النيتريك هو حمض قوي أحادي البروتون وهيدروكسيد الصوديوم قاعدة قوية أحادية الهيدروكسيد

$$n_{NaOH} = n_{HNO_3} = 0.2 \text{ mol}$$

2- أحسب حجم حمض الهيدروكلوريك بتركيز 0.45 M الذي يجب ان يضاف إلى 25 mL من محلول هيدروكسيد الصوديوم بتركيز 1 M لإنتاج محلول متعادل .

ج2-

$$\frac{C_a \times V_a}{a} = \frac{C_b \times V_b}{b}$$

$$\frac{0.45 \times V_a}{1} = \frac{1 \times 25}{1}$$

$$V_a = \frac{1 \times 25 \times 1}{0.45} = 55.55 \text{ mL}$$

3- أضيف 15 mL من محلول حمض الفوسفوريك إلى 38.5 mL من محلول هيدروكسيد الصوديوم بتركيز 0.15 M . احسب التركيز المولاري لمحلول حمض الفوسفوريك اذا حدث طبقا للتفاعل التالي :

$$H_3PO_4 + NaOH \rightarrow NaH_2PO_4 + H_2O$$

ج3-

$$\frac{C_a \times V_a}{a} = \frac{C_b \times V_b}{b}$$

$$\frac{C_a \times 15}{1} = \frac{0.15 \times 38.5}{1}$$

$$C_a = \frac{0.15 \times 38 \times 1}{15} = 0.385 \text{ M}$$

مراجعة الوحدة الرابعة

(الأملاح ومعايرة الأحماض والقواعد)

تحقق من فهمك

1- سم الأملاح التالية :

$FeCl_3$, $Fe(NO_3)_2$, $BaCl_2$, K_2S

ج1 -

م	الملح	اسم الملح
(أ)	K_2S	كبريتيد البوتاسيوم
(ب)	$BaCl_2$	كلوريد الباريوم
(ج)	$Fe(NO_3)_2$	نيترات الحديد II
(د)	$FeCl_3$	كلوريد الحديد III

2 -استعن بالمعادلات لتفسير السلوك الحمض أو القاعدي أو المتعادل لكل من الأملاح التالية :

$NaBr$, $(NH_4)_2SO_4$, CH_3COONa

ج2ـ لان أسيتات الصوديوم ملح ناتج عن تفاعل حمض ضعيف مع قاعدة قوية عند ذوبانه في الماء يتفكك والماء يتأين

$$CH_3COONa_{(s)} \rightarrow CH_3COO^-_{(aq)} + Na^+_{(aq)}$$

$$2H_2O_{(\ell)} \leftrightarrows H_3O^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

يتفاعل أيون الأسيتات مع الماء (تميؤ) لينتج حمض الاسيتيك الضعيف وانيون الهيدروكسيد

$$CH_3COO^-_{(aq)} + H_2O_{(\ell)} \leftrightarrows CH_3COOH_{(aq)} + OH^-_{(aq)} \square$$

وبذلك يكون $[H_3O^+] < [OH^-]$ وبالتالي يكون الاس الهيدروجيني للمحلول أكبر من 7 اي ان المحلول قاعدي

ـ لأن كبريتات الأمونيوم ملح ناتج عن تفاعل حمض قوي مع قاعدة ضعيفة عند ذوبانه في الماء يتفكك والماء يتأين

$$(NH_4)_2SO_{4\,(s)} \rightarrow 2NH_4^+_{(aq)} + SO_4^{2-}_{(aq)}$$

$$2H_2O_{(\ell)} \leftrightarrows H_3O^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

يتفاعل ايون الأمونيوم مع الماء (تميؤ) لينتج الأمونيا الضعيف وكاتيون الهيدرونيوم.

$$NH_4^+_{(aq)} + H_2O_{(\ell)} \leftrightarrows NH_{3\,(aq)} + H_3O^+_{(aq)} \square$$

وبذلك يكون $[H_3O^+] > [OH^-]$ وبالتالي يكون الاس الهيدروجيني للمحلول أقل من 7 اي ان المحلول حمضي

- لأن بروميد الصوديوم ملح ناتج عن تفاعل حمض قوي مع قاعدة قوية عند ذوبانه في الماء يتفكك والماء يتأين

$$NaBr_{(s)} \rightarrow Na^{+}_{(aq)} + Br^{-}_{(aq)}$$

$$2H_2O_{(\ell)} \leftrightarrows H_3O^{+}_{(aq)} + OH^{-}_{(aq)}$$

وتتواجد الأيونات الأربعة السابقة في المحلول لعدم تفاعل أيونات الملح مع الماء لأنها مشتقة من قاعدة قوية وحمض قوي وبذلك يكون $[H_3O^+] = [OH^-] = 1\times10^{-7}$ M ومنه يكون الأس الهيدروجيني للمحلول يساوي 7

3 - اكتب معادلة موزونة لتفكك الأملاح التالية في الماء :

$(NH_4)_2CO_3$, Li_2SO_4 , $MgCl_2$, $Al(NO_3)_3$

ج3 –

$$Al(NO_3)_{3\,(s)} \leftrightarrows Al^{3+}_{(aq)} + 3NO_3^{-}{}_{(aq)}$$

$$MgCl_{2\,(s)} \leftrightarrows Mg^{2+}_{(aq)} + 2Cl^{-}_{(aq)}$$

$$Li_2SO_{4\,(s)} \leftrightarrows 2Li^{+}_{(aq)} + SO_4^{2-}{}_{(aq)}$$

$$(NH_4)_2CO_{3\,(s)} \leftrightarrows 2NH_4^{+}{}_{(aq)} + CO_3^{2-}{}_{(aq)}$$

4 ما الحمض والقاعدة اللذان يكونان كلا من الأملاح التالية عند تفاعلهما ؟

NH_4Cl , KBr , CH_3COONa , $NaNO_3$

ج4 –

م	الملح	اسم الملح	الحمض	القاعدة
(أ)	$NaNO_3$	نيترات الصوديوم	حمض النيتريك HNO_3	هيدروكسيد الصوديوم $NaOH$
(ب)	CH_3COONa	أسيتات الصوديوم	حمض الاسيتيك CH_3COOH	هيدروكسيد الصوديوم $NaOH$
(ج)	KBr	بروميد البوتاسيوم	حمض الهيدروبروميك HBr	هيدروكسيد البوتاسيوم KOH
(د)	NH_4Cl	كلوريد الأمونيوم	حمض الهيدروكلوريك HCl	محلول الأمونيا $NH_{3(aq)}$

5 اختر الإجابة الصحيحة :

(أ) ثابت حاصل الأذبة لهيدروكسيد المغنسيوم $Mg(OH)_2$ هو :

i. $K_{sp} = [Mg^{2+}]\times[OH^-]^2$

ii. $K_{sp} = [Mg^{2+}]\times[OH^-]$

iii. $K_{sp} = [Mg^{2+}]^2\times[OH^-]$

iv. $K_{sp} = [Mg^{2+}]^2\times[OH^-]^2$

(ب) عند درجة الحرارة 25 ºC يكون [Ag^+] في المحلول المشبع لكلوريد الفضة يساوي 1.26×10^{-5} M فتكون قيمة ثابت حاصل الإذابة K_{sp} تساوي :

i. 1.26×10^{-5}

ii. 8×10^{-15}

iii. 1.58×10^{-10}

iv. 1.58×10^{-25}

(ج) الأيون المشترك في المحلول المكون من HCOOH والملح HCOONa هو :

i. $HCOO^+$

ii. $HCOO^-$

iii. H^+

iv. Na^+

(د) إضافة ملح ميثانوات الصوديوم HCOONa إلى محلول حمض الميثانويك HCOOH تؤدي إلى :

i. خفض قيمة K_a للحمض

ii. زيادة تركيز H_3O^+

iii. خفض قيمة pH للمحلول

iv. زيادة قيمة pH للمحلول

6 بين ما يحدث لقيمة pH (تقل ، تزداد ، تبقى ثابتة) في الحالات التالية ، ثم فسر إجابتك .

(أ) عند إضافة محلول $NaNO_3$ إلى محلول HNO_3

تبقى ثابتة لأن $NaNO_3$ ملح لحمض قوي وقاعدة قوية عند ذوبانه في الماء لا يحدث تميؤ لأيوناته

(ب) عند إضافة محلول NH_4Cl إلى محلول NH_3

تقل قيمة pH لأن NH_4Cl ملح لحمض قوي وقاعدة ضعيفة عند ذوبانه بالماء يحدث تميؤ لكاتيونات الأمونيوم NH_4^+ بتفاعلها مع الماء والتي تقيد أنيون الهيدروكسيد مما يؤدي نقصان pH

اختبر مهاراتك

1- نضيف 100 mL من كلوريد الكالسيوم $CaCl_2$ تركيزه 0.02 M إلى 100 mL من كبريتات الصوديوم Na_2SO_4 تركيزه 4×10^{-4} M هل هناك تكوين راسب ؟
علما بأن ثابت حاصل الإذابة لكبريتات الكالسيوم يساوي 9.1×10^{-6}

$$n_{CaCl_2} = n_{Ca^{2+}} = M \times V = 0.02 \times 0.1 = 2 \times 10^{-3}\ mol$$

$$n_{Na_2SO_4} = n_{SO_4^{2+}} = M \times V = 4 \times 10^{-4} \times 0.1 = 4 \times 10^{-5}\ mol$$

$$V_{\text{للمحلول}} = 0.1 + 0.1 = 0.2\ L$$

التركيزات الجديدة:

$$[Ca^{2+}] = \frac{n}{V} = \frac{2 \times 10^{-3}}{0.2} \quad 1 \times 10^{-2}\ M$$

$$[SO_4^{2-}] = \frac{n}{V} = \frac{4 \times 10^{-5}}{0.2} \quad 2 \times 10^{-4}\ M$$

معادلة تتفكك كبريتات الكالسيوم في المحلول المشبع كالتالي : $CaSO_{4\,(s)} \leftrightarrows Ca^{2+}_{(aq)} + SO_4^{2-}{}_{(aq)}$

نحسب الحاصل الأيوني Q لكبريتات الكالسيوم $CaSO_4$ $Q = [Ca^{2+}][SO_4^{2-}]$

$$Q = (1 \times 10^{-2})(2 \times 10^{-4}) = 2 \times 10^{-6}$$

اذا لا يتكون راسب لأن الحاصل الأيوني (Q) $2 \times 10^{-6} < 9.1 \times 10^{-6}$ (K_{sp})

2- هل يتكون راسب إذا :

(أ) أضفنا 100 mL من محلول نيترات الفضة $AgNO_3$ تركيزه 6×10^{-8} M إلى 200 mL من محلول كلوريد الصوديوم NaCl تركيزه 9×10^{-9} M . علما بأن ثابت حاصل الإذابة لكلوريد الفضة يساوي 1.8×10^{-10}

$$N_{AgNO_3} = n_{Ag^+} = M \times V = 6 \times 10^{-8} \times 0.1 = 6 \times 10^{-9}\ mol$$

$$n_{NaCl} = n_{Cl^-} = M \times V = 9 \times 10^{-9} \times 0.1 = 9 \times 10^{-10}\ mol$$

$$V_{\text{للمحلول}} = 0.1 + 0.2 = 0.3\ L$$

التركيزات الجديدة

$$[Ag^+] = \frac{n}{V} = \frac{6 \times 10^{-9}}{0.3} \quad 2 \times 10^{-8}\ M$$

$$[Cl^-] = \frac{n}{V} = \frac{9 \times 10^{-10}}{0.3} \quad 3 \times 10^{-9}\ M$$

معادلة تتفكك كلوريد الفضة في المحلول المشبع كالتالي : $AgCl_{(s)} \leftrightarrows Ag^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$

نحسب الحاصل الأيوني Q لكلوريد الفضة AgCl $Q = [Ag^+][Cl^-]$

$$Q = (2 \times 10^{-8})(3 \times 10^{-9}) = 6 \times 10^{-17}$$

اذا لا يتكون راسب لأن الحاصل الأيوني (Q) 6×10^{-17} > 1.8×10^{-10} (K_{sp})

(ب) أضفنا 250 mL من محلول نيترات الرصاص $Pb(NO_3)_2$ تركيزه 1.6×10^{-3} M إلى 750 mL من محلول كبريتات الصوديوم Na_2SO_4 تركيزه 2.4×10^{-3} M. علما بأن ثابت حاصل الإذابة لكبريتات الرصاص يساوي 6.3×10^{-7}

$$n_{Pb(NO_3)_2} = n_{Pb^{2+}} = M \times V = 1.6 \times 10^{-3} \times 0.25 = 4 \times 10^{-4}\ mol$$

$$n_{Na_2SO_4} = n_{SO_4^{2-}} = M \times V = 2.4 \times 10^{-3} \times 0.75 = 1.8 \times 10^{-3}\ mol$$

$$V_{\text{للمحلول}} = 0.25 + 0.75 = 1\ L$$

التركيزات الجديدة

$$[Pb^{2+}] = \frac{n}{V} = \frac{4 \times 10^{-4}}{1} \quad 4 \times 10^{-4}\ M$$

$$[SO_4^{2-}] = \frac{n}{V} = \frac{1.8 \times 10^{-3}}{1} \quad 1.8 \times 10^{-3}\ M$$

معادلة تتفكك كلوريد الفضة في المحلول المشبع كالتالي :

$$PbSO_{4\,(s)} \leftrightarrows Pb^{2+}_{(aq)} + SO_4^{2-}{}_{(aq)}$$

نحسب الحاصل الأيوني Q لكبريتات الرصاص $PbSO_4$

$$Q = [Pb^{2+}][SO_4^{2-}]$$

$$Q = (4 \times 10^{-4})(1.8 \times 10^{-3}) = 7.2 \times 10^{-7}$$

اذا يتكون راسب لأن الحاصل الأيوني (Q) 7.2×10^{-7} > 6.3×10^{-7} (K_{sp})

3- وضح كيف يقاوم المحلول المنظم المكون من (NH_3 / NH_4Cl) التغير فى قيمة pH عندما تضاف إليه كمية من قاعدة قوية مثل NaOH .

القاعدة الضعيفة تتأين $NH_{3\,(aq)} + H_2O_{(\ell)} \leftrightarrows NH_4^+{}_{(aq)} + OH^-{}_{(aq)}$

الملح يتفكك : $NH_4Cl_{(s)} \rightarrow NH_4^+{}_{(aq)} + Cl^-{}_{(aq)}$

عند إضافة كمية قليلة من قاعدة قوية تتفكك تماما في المحلول ليعطى أنيونات الهيدروكسيد التى تتفاعل مع كاتيونات الأمونيوم الموجودة في ا لمحلول لتكون محلول الأمونيا الكتروليت ضعيف

مما يقلل من تأثير أنيونات الهيدروكسيد المضافة للمحلول. بذلك تبقى قيمة الاس الهيدروجيني للمخلوط ثابتة تقريبا

4- فسر ما يلى تفسيرا علميا :

(أ) تزداد قيمة pH عند إضافة ملح اسيتات الصوديوم (CH_3COONa) إلى محلول حمض الاسيتيك (CH_3COOH)

لان أسيتات الصوديوم ملح ناتج عن تفاعل حمض ضعيف مع قاعدة قوية عند ذوبانه في الماء يتفكك والماء يتأين

$$CH_3COONa_{(s)} \rightarrow CH_3COO^-{}_{(aq)} + Na^+{}_{(aq)}$$

$$2H_2O_{(\ell)} \leftrightarrows H_3O^+{}_{(aq)} + OH^-{}_{(aq)}$$

يتفاعل أيون الأسيتات (القاعدة المرافقة) مع الماء (تميؤ) لينتج حمض الاسيتيك الضعيف وانيون الهيدروكسيد

$$CH_3COO^-{}_{(aq)} + H_2O_{(\ell)} \leftrightarrows CH_3COOH_{(aq)} + OH^-{}_{(aq)}$$

مما يزيد من تركيز أنيون الهيدروكسيد في المحلول والتي تؤدي إلى زيادة قيمة pH

(ب) تتغير قيمة pH بدرجة قليلة لمحلول حمض الاسيتيك (CH_3COOH) و اسيتات الصوديوم (CH_3COONa) عندما يضاف إليه القليل من حمض قوى .

الحمض الضعيف يتأين $CH_3COOH_{(aq)} + H_2O_{(\ell)} \leftrightarrows CH_3COO^-{}_{(aq)} + H_3O^+{}_{(aq)}$

الملح يتفكك : $CH_3COONa_{(s)} \rightarrow CH_3COO^-{}_{(aq)} + Na^+{}_{(aq)}$

- عند إضافة قليل من حمض قوي مثل حمض الهيدروكلوريك إلى المخلوط يتأين تماما كالتالي :

$$HC\ell_{(aq)} + H_2O_{(\ell)} \leftrightarrows H_3O^+{}_{(aq)} + C\ell^-{}_{(aq)}$$

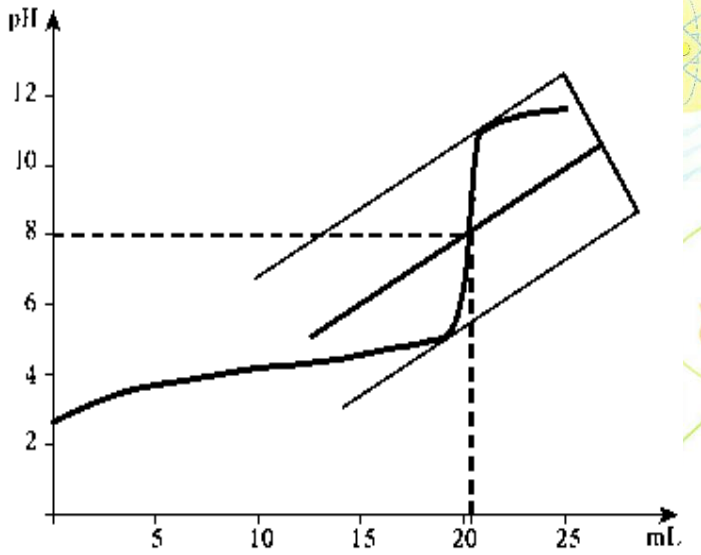
تتفاعل كاتيونات الهيدرونيوم المضافة مع أنيون الأسيتات مكونة حمض ضعيف التأين مما يقلل من تأثيرها وبذلك تبقى قيمة الاس الهيدروجيني pH للمخلوط ثابتة تقريبا.

$$CH_3COO^-{}_{(aq)} + H_3O^+{}_{(aq)} \leftrightarrows CH_3COOH_{(aq)} + H_2O_{(\ell)}$$

5- تمت معايرة 20 mL من حمض ضعيف HA بقاعدة قوية من هيدروكسيد ا لصوديوم بتركيز 0.1 M في خلال نشاط عملي وقد تم تسجيل تغير قيمة الاس الهيدروجيني في الجدول التالي :

حجم القاعدة المضافة V_b(mL)	الاس الهيدروجين pH	حجم القاعدة المضافة V_b(mL)	الاس الهيدروجين pH
16	4.7	0	2.65
18	5.05	2	3.2
19	5.3	4	3.6
20.4	9.1	6	3.8
20.6	10.35	8	4
21	11	10	4.2
23	11.45	12	4.3
25	11.6	14	4.45

الحل:



(ب) يمكن تعيين إحداثيات نقطة التكافؤ على المنحنى بتطبيق طريقة المماسات المتوازية

نجد أن إحداثيات نقطة التكافؤ هي عند pH = 8 حجم القلوي $E(V_b) = 20.3$ mL

وبما أن الحمض أحادي البروتون والقاعدة أحادية الهيدروكسيد يمكن تطبيق المعادلة التالية عند نقطة التكافؤ

$$\frac{n_a}{1} = \frac{n_b}{1}$$

$$C_a \times V_a = C_b \times V_b$$

$$C_a \times 0.02 = 0.1 \times 0.0203$$

$$C_a = \frac{0.1 \times 0.0203}{0.02} = 0.01 \text{ L} = 10 \text{ mL}$$

6- يستخدم حمض البنزويك وبنزوات الصوديوم في صناعة المشروبات الغازية المختلفة وفي صناعة العصائر، وهي مواد بلورية بيضاء اللون تستخدم كمادة حافظة ويشار إلى وجودها بالرقمين E-120 و E-121 .

تم تحضير محلول من حمض البنزويك C_6H_5COOH وذلك بإذابة كتلة m منه في 200 mL من الماء المقطر. تمت معايرة 100 mL من المحلول (S_o) بواسطة محلول هيدروكسيد الصوديوم NaOH بتركيز 0.1 M وتم قياس الاس الهيدروجيني pH خلال المعايرة وذلك بعد إضافة أحجام مختلفة من القاعدة .

يوضح الجدول التالي قيم الاس الهيدروجيني pH التي تم قياسها خلال المعايرة

V_b	0	1	2	3	5	6	8	9	9.4	9.8	9.9	10	10.2	11	12	14
pH	2.7	3.3	3.7	4	4.4	4.6	5	5.4	5.6	5.8	6.4	9	10.8	11.8	12	12.3

(أ) استخدم الجدول لرسم منحنى المعايرة الذي يوضح تغيرات الاس الهيدروجيني بدالة حجم القاعدة المضافة .

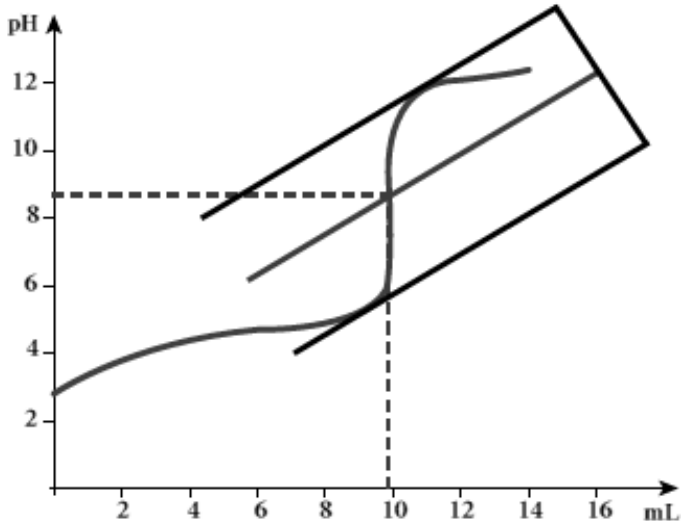
(ب) حدد نقطة التكافؤ مستعينا بالرسم البياني .

(ج) احسب التركيز الابتدائي C_a للمحلول .

(هـ) افترض أن المعايرة تمت بواسطة دليل . اي من الأدلة التالية يمكن استخدامها، ولماذا ؟

الدليل	مدى الدليل
الميثيل البرتقالي	3.1 – 4.4
البرومو ثايمول الأزرق	6 – 7.6
الفينولفثالين	8.2 – 10

(O = 16 , C = 12 , H = 1)



(ب) يمكن تعيين إحداثيات نقطة التكافؤ على المنحنى بتطبيق طريقة المماسات المتوازية

نجد أن إحداثيات نقطة التكافؤ هي عند $pH = 8.4$ حجم القلوي $E(V_b) = 9.8$ Ml

(ج) وبما أن الحمض أحادي البروتون والقاعدة أحادية الهيدروكسيد يمكن تطبيق المعادلة التالية عند نقطة التكافؤ

$$\frac{n_a}{1} = \frac{n_b}{1}$$

$$C_a \times V_a = C_b \times V_b$$

$$C_a \times 0.01 = 0.1 \times 0.0098$$

$$C_a = \frac{0.1 \times 0.0098}{0.01} = 0.098\ M \approx 0.1\ M$$

(ج) حساب عدد مولات الحمض في 200 mL من المحلول.

$$n_a = C_a \times V_a = 0.1 \times 0.2 = 0.02\ mol$$

حساب الكتلة: $M_{wt} = (7 \times 12) + (6 \times 1) + (2 \times 16) = 122\ g/mol$

$$m_s = n \times M_{wt} = 0.02 \times 122 = 2.44\ g$$

(هـ) يمكن استخدام الفينولفثالين لأن نقطة التكافؤ تقع في مدى تغير الاس الهيدروجيني لهذا الدليل أي ما بين (8.3 – 10)

تم بحمد لله

مع تحيات جروب روضة الكيمياء بالنجاح والتوفيق

الرجاء الدعاء لمن أعد هذه المذكرة