كيمياء الصف الثاني عشر

الوحدة الرابعة

١. مفهوم الأملاح وتسمية الشقوق الحمضية والأملاح .

٢. أنواع المحاليل المائية للأملاح (التميؤ) .

٣. حاصل الإذابة وظروف الذوبان .

٤. المحاليل المنظمة .

٥. معايرة الأحماض والقواعد .

الوحدة الرابعة

الأمـــلاح

يتكون الملح من تفاعل الأحماض مع القواعد غالباً وهنا ندرس المحاليل المائية التي تنتج عن إذابة الأملاح في الماء ، و أنت تعلم جيداً أن الماء النقي لا يحتوي على أملاح ذائبة ، أما المياه التي نشربها فهي عبارة عن محلول مائي لمجموعة من الأملاح .

خواص الماء القابلة للقياس لتحديد كيميائية الماء

١. الأس الهيدروجيني .

٢. درجة عسر الماء .

٣. درجة ملوحة الماء .

ويمكن تحديد ما إذا كان المضاف إلى الماء ملحاً حمضياً أم قاعدياً من خلال قياس PH ، و هذا قد يكون مضر أو قاتل أحياناً للحياة المائية و البشرية مما يتطلب المحافظة على قيمة الأس الهيدروجيني .

مثال:

تغير الأس الهيدروجيني في مزارع السمك يؤدي إلى تأثر الأسماك الصغيرة فتموت مما يؤدي إلى تناقصها مع الوقت .

و السؤال :

- هل تذوب جميع الأملاح في الماء و ماذا يحدث لتركيز الملح أثناء تفاعله مع الماء او ذوبانه في الماء ؟
- هل يمكن المحافظة على ثبات الأس الهيدروجيني للمحلول المائي ؟
- ما هي خواص هذا المحلول ؟

مفهوم الملح و أنواع الأملاح

الأملاح غالباً مركبات أيونية و الرابطة الأيونية تنتج من اتحاذ فلز يفقد مع لا فلز يكتسب أو فلز يفقد مع مجموعة ذرية لها شحنة سالبه .

∴ الملح = كاتيون + أنيون

في الجدول التالي حدد الأنيون والكاتيون في كل من الأملاح الواردة في الجدول :-

المركب	الأنيون	الكاتيون
NaCl		
Na_2CO_3		
$CaCO_3$		
AgBr		
Na_3PO_4		

من الجدول السابق :-

١- أشر إلى كلوريد الصوديوم و أكتب صيغة هذا الملح . . . . . .

٢- ما هي طبيعة العناصر التي تكون ملح كلوريد الصوديوم و حدد أيهما فلز و أيهما لا فلز .

٣- هل تكونت الأملاح السابقة كلها من عنصر فلزي و عنصر لا فلزي .

٤- هل تذوب جميع هذه الأملاح في الماء .

ما هي أهمية الأملاح :-

١- تساعد في اتمام التفاعلات الكيميائية المختلفة (الحيوية منها التي تحدث في جسم الإنسان).

٢- تنظم ضربات القلب و تنظم الدم .

٣- تدخل في تكوين الانسجة الحية كلها .

٤- تسبب نمو بعض الخلايا في جسم الإنسان .

٥- و تعتبر مواد غذائية دقيقة لأنها أساسية لجسم الإنسان على الرغم من حاجته إلى كميات قليلة منها .

∴ ما هي الأملاح ؟

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

كاتيون القاعدة = كاتيون فلز أو كاتيون أمونيوم (NH_4^+)

الملح ناتج عن تفاعل تعادل حمض مع قاعدة

(حمض + قاعدة ⟵ ملح + ماء)

الأحماض القوية	القواعد القوية
HCl	LiOH
HBr	NaOH
HI	KOH
$HClO_3$	RbOH
HIO_3	CsOH
$HClO_4$	$Mg(OH)_2$
H_2SO_4	$Ca(OH)_2$
HNO_3	$Ba(OH)_2$

من الجدول نستنتج أن :-

١- أي ملح ناتج عن تعادل أحد هذه الأحماض مع أحد هذه القواعد فهو ملح متعادل PH=7 لمحلوله و عند ذوبانه في الماء تحدث له عملية إماهة .

الإماهة : إحاطة جزيئات الماء للكاتيونات و الأنيونات كما مر معنا في الصف الحادي عشر .

٢- أي ملح ناتج عن تعادل أحد هذه الأحماض مع قاعدة غير موجودة في الجدول السابق فهو ملح حمضي PH<7 لمحلوله و عند ذوبانه في الماء يحدث له عملية تسمى التميؤ سندرسها بالتفصيل .

٣- أي ملح ناتج عن تعادل أحد الأحماض غير الموجودة في الجدول السابق مع أحد القواعد الموجودة في الجدول السابق فهو ملح قاعدي PH>7 لمحلوله و عند ذوبانه في الماء تحدث له عملية تميؤ أيضاً .

ووفقاً لذلك

تنقسم الأملاح إلى	
١- أملاح متعادلة هي أملاح تتكون نتيجة التفاعل بين حمض قوي و قاعدة قوية $NaOH_{(aq)} + HCl_{(aq)} \rightarrow NaCl_{(aq)} + H_2O_{(l)}$	**٢- أملاح قاعدية** هي أملاح تتكون نتيجة التفاعل بين حمض ضعيف و قاعدة قوية . مثال: أسيتات الصوديوم $CH_3COOH_{(aq)} + NaOH_{(aq)} \rightarrow CH_3COONa_{(aq)} + H_2O_{(l)}$
٣- أملاح حمضية هي أملاح تتكون نتيجة التفاعل بين حمض قوي و قاعدة ضعيفة . $NH_3 + HCl \rightarrow NH_4Cl$	

علل لما يلي :

يعتبر ملح أسيتات البوتاسيوم CH_3COOK من الأملاح القاعدية . (موضحاً بالمعادلات)

جـ : لأن الملح ناتج من تفاعل قاعدة قوية KOH و حمض ضعيف CH_3COOH

وفق التفاعل التالي :

$$CH_3COOH_{(aq)} + KOH_{(aq)} \rightarrow CH_3COOK_{(aq)} + H_2O_{(l)}$$

ملاحظة هامة جداً :

يمكن للملح أن يكون ناتج من تعادل حمض ضعيف مع قاعدة ضعيفة و تصنف إلى :-

نوع الملح الناتج من تعادل حمض ضعيف مع قاعدة ضعيفة	Ka ثابت تأين الحمض	Kb ثابت تأين القاعدة
متعادل	يساوي	يساوي
حمض	أكبر	أقل
قاعدة	أقل	أكبر

مثال: **أسيتات الأمونيوم ينتج من تفاعل حمض الأسيتيك مع الأمونيا**

$$CH_3COOH_{(aq)} + NH_{3(aq)} \rightarrow CH_3COONH_{4(aq)}$$

فإذا كان $Ka = 1.8 \times 10^{-5}$

و $Kb = 1.8 \times 10^{-5}$

∴ **الملح** CH_3COONH_4 **متعادل التأثير على صبغة تباع الشمس**

أجب عن الأسئلة التالية

أ- أكمل الفراغ :-

١- يعتبر ملح NH_4Cl ملحاً من الأملاح . . . . . .

٢- يعتبر الملح CH_3COONa ملحاً قاعدية لأنه ناتج عن تعادل حمض الأسيتيك مع قاعدة قوية هي . . . . . .

٣- محلول كلوريد الصوديوم . . . . . التأثير على صبغة تباع الشمس .

ب- اختر الإجابة الصحيحة :-

١- أحد الأملاح التالية يعتبر محلول ملحه متعادل التأثير على صبغة تباع الشمس.

☐ CH_3COONa ☐ $HCOOK$ ☐ Na_2SO_4 ☐ Na_2CO_3

٢- أحد الأملاح التالية يعتبر محلول ملحه حمضي التأثير على ورقة تباع الشمس.

☐ $NaCl$ ☐ $NaCN$ ☐ $AlCl_3$ ☐ CH_3COONH_4

٣- أحد الأملاح التالية يعتبر محلول ملحه قاعدي التأثير على ورقة تباع الشمس.

☐ K_2CO_3 ☐ $NaCl$ ☐ K_2SO_4 ☐ KCl

جـ - علل لما يأتي :

١- يعتبر محلول ملح Na_3PO_4 قلوي التأثير على صبغة تباع الشمس.

.....

.....

٢- يعتبر محلول ملح $MgSO_4$ متعادل التأثير على صبغة تباع الشمس.

.....

.....

٣- يعتبر محلول ملح كلوريد الأمونيوم حمضي التأثير على صبغة تباع الشمس.

.....

.....

تسمية الأملاح

الملح مركب ايوني يتكون من :-

– كاتيون مصدره قاعدة (شق قاعدي)

– أنيون مصدره حمض (شق حمضي)

اسم الشق الحمضي + اسم الفلز (أو الأمونيوم) = اسم الملح

١- تسمية الشقوق الحمضية (القواعد المرافقة) للأحماض غير الأكسجينية :-

أ– إذا كان الشق الحمضي لا يحتوي على هيدروجين بدول يسمى حسب القاعدة التالية

اسم اللافلز (او المجموعة الذرية) + يد

ب– إذا كان الشق الحمضي يحتوي على هيدروجين بدول يسمى حسب القاعدة التالية

اسم اللافلز (أو المجموعة الذرية) + يد + هيدروجيني

الحمض	اسم الحمض	صيغة الشق الحمضي	اسم الشق الحمضي
HF			
HCl			
HBr			
HI			
HCN			
H_2S			

تسمية الشقوق الحمضية للأحماض الأكسجينية

*** حسب عدد تأكسد للذرة المركزية :-**

١- إذا كان عدد التأكسد للذرة المركزية +1 أو +2 :

هيبو + اسم الذرة المركزية + يت + هيدروجيني إذا بقي فيه ذرة هيدروجين بدولة .

هيبوكلوريت ClO^-

٢- إذا كان عدد التأكسد +3 أو +4 للكبريت فقط :

اسم الذرة المركزية + يت + هيدروجيني إذا بقي فيه ذرة هيدروجين بدولة .

كبريتيت هيدروجيني HSO_3^-

كبريتيت SO_3^{-2}

٣- إذا كان عدد التأكسد للذرة المركزية +5 أو +6 للكبريت فقط :

اسم الذرة المركزية + آت + هيدروجيني إذا بقي فيه ذرة هيدروجين بدولة

كبريتات هيدروجينية HSO_4^-

كبريتات SO_4^{-2}

٤- إذا كان عدد التأكسد للذرة المركزية +7 :

بير + اسم الذرة المركزية + آت

ملاحظة : يجب ذكر عدد ذرات الهيدروجين الحمضية (البدولة) التي لا تزال موجودة في الشق باستعمال المقاطع (أحادي - ثنائي - ثلاثي ... الخ)

فوسفات أحادية الهيدروجين HPO_4^{-2}

فوسفات ثنائية الهيدروجين $H_2PO_4^-$

صيغة الحمض	اسم الحمض	صيغة الشق	اسم الشق
HClO Br , I			
$HClO_2$ Br , I			
$HClO_3$ Br , I			
$HClO_4$			
H_2SO_3			
H_2SO_4			
H_2CO_3			
H_3PO_4			
H_3PO_3			
HNO_2			
HNO_3			

تسمية الأملاح بحسب تركيبها الكيميائي

١- تسمية الأملاح غير الهيدروجينية :-

اسم الشق الحمضي + اسم الفلز أو (الأمونيوم)

و إذا كان الفلز يكون أكثر من ملح لنفس اللافلز يكتب عدد التأكسد إلى جانب اسم الملح

$FeCl_2$ كلوريد الحديد II

$FeCl_3$ كلوريد الحديد III

الأملاح غير الهيدروجينية التي تحتوي على فلزات أعداد التأكسد لها ثابتة		الأملاح غير الهيدروجينية التي تحتوي على فلزات أعداد التأكسد لها متغيرة	
الصيغة الكيميائية	الاسم	الصيغة الكيميائية	الاسم
NH_4Cl		$CuSO_4$	
	كبريتات الصوديوم	$FeSO_4$	
$Ca(NO_3)_2$		$Fe_2(SO_4)_3$	
	كربونات المغنسيوم	CuCl	
K_3PO_4		$CuCl_2$	
Na_2S		Cu_2S	
	كبريتيت الصوديوم	CuS	
	كبريتيد البوتاسيوم	KNO_3	

٢- تسمية الأملاح الحاوية على ذرة هيدروجين بدول : (الأملاح الهيدروجينية) .

اسم الشق الحمضي + اسم الفلز (أو الأمونيوم) + هيدروجيني

مع إضافة رقم روماني يدل على عدد تأكسد الفلز إذا كان للفلز أكثر من عدد تأكسد مع إضافة المقاطع (أحادي – ثنائي – ثلاثي) لذكر عدد ذرات الهيدروجين

صيغة الملح	اسم الملح
$NaHSO_4$	
	كربونات الصوديوم الهيدروجينية
$Ca(HCO_3)_2$	
	كبريتات الأمونيوم الهيدروجينية
$Fe(HSO_4)_2$	
	كبريتات الحديد III الهيدروجينية
$Fe(H_2PO_4)_3$	
	فوسفات الحديد III أحادية الهيدروجين
NH_4HCO_3	
	فوسفات الصوديوم ثنائية الهيدروجين
$Ca(H_2PO_4)_2$	

تميؤ الأملاح

لاحظ الصورة الافتتاحية تحتوي على أقراص مضادة للحموضة قد تكون إما كربونات كالسيوم أو كربونات المغنسيوم أو بيكربونات الصوديوم .

تستخدم هذه المركبات في تخفيف الحرقة الناتجة عن افراز المعدة للحمض عن طريق معادلتها للكمية الزائدة من حمض الهيدروكلوريك في المعدة. وهذا يدل على أن هذه المحاليل قاعدية .

علل لما يأتي :تستخدم كربونات المغنسيوم أو بيكربونات الصوديوم لتخفيض حرقة المعدة .

.....

.....

.....

تذكر أن

(**الحمض و القاعدة يتم تفسيرهما بناءاً على نظريات مثل برونستد لوري أو أرهينيوس**)

∴ الأملاح مختلفة التأثير في محاليلها المائية ، فماذا يحدث لها في هذه المحاليل ؟!

١- الملح الناتج عن تعادل حمض قوي مع قاعدة قوية يحدث له عملية تسمى التفكك (الإماهة) PH=7

٢- الملح الناتج عن تعادل حمض قوي مع قاعدة ضعيفة يحدث له عملية تسمى التميؤ PH<7

٣- الملح الناتج عن تعادل حمض ضعيف مع قاعدة قوية يحدث له تميؤ PH > 7

٤- الملح الناتج عن تعادل حمض ضعيف مع قاعدة ضعيفة يحدث له تميؤ

PH حسب Ka ، Kb

و تذكر الجدول الوارد في درس الأملاح (للأحماض القوية والقواعد القوية) وتقسيم الأملاح وفقاً لذلك .

نشاط عملي :

١- ثلاث أنابيب (A – B – C) بحيث تحتوي على محاليل الأملاح التالية (كلوريد الصوديوم – كلوريد الأمونيوم – أسيتات الصوديوم) على الترتيب. و أضيف لكل من المحاليل السابقة 5mL من تباع الشمس بواسطة قطارة فإننا نحصل على الألوان التالية

المحلول	NaCl	NH_4Cl	CH_3COONa
اللون بعد اضافة تباع الشمس			
الأس الهيدروجيني المتوقع 7 (< > =)			
نوع الملح (متعادل - حمضي - قاعدي)			
ملح ناتج عن تعادل حمض			
ملح ناتج عن تعادل قاعدة			

من النشاط السابق نجد أن الملح ناتج عن (اتحاد كميات متكافئة من الحمض و القاعدة) .

ما المقصود بـ التميؤ

تفاعل بين أيونات الملح و أيونات الماء لتكوين حمض و قاعدة أحدهما أو كلاهما ضعيف .

المحاليل المائية للأملاح

يحدد تميؤ الملح و نوعه طبيعة المحلول المائي للملح الذي ينتج عن ذوبان الملح في الماء (حمضي – متعادل – قاعدي) التأثير على الأدلة.

أ- المحاليل المتعادلة :

تنتج هذه المحاليل عن ذوبان ملح متعادل ناتج عن تفاعل حمض قوي مع قاعدة قوية.

∴ هذا النوع من الأملاح يحدث له تفكك و لا يحدث له تميؤ.

$$MN + H_2O \rightarrow (M^+ + OH^-) + (H^+ + N^-)$$

و هنا يكون $[H^+] = [OH^-] = 1x\ 10^{-7}$ عند درجة حرارة $25C°$

و يكون $PH = 7$ متعادل (مثل الماء النقي)

علل لما يلي : محلول كلوريد الصوديوم في الماء متعادل التأثير على صبغة تباع الشمس (موضحاً إجابتك بالمعادلات)

من المعادلات

$$NaCl \rightarrow Na^+ + Cl^-$$

$$2H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + OH^-$$

$$NaCl + 2H_2O \rightarrow (Na^+ + OH^-) + (H^+ + Cl^-)$$

نجد أن : .....

.....

.....

ب - محاليل قاعدية :

تنتج المحاليل القاعدية عن تميؤ ملح قاعدي ناتج عن تفاعل حمض ضعيف مع قاعدة قوية.

∴ الملح الناتج عن تعادل حمض ضعيف مع قاعدة قوية عند ذوبانه في الماء يحدث له تميؤ و يتفاعل الشق الضعيف مع الماء مكوناً الحمض الضعيف و يبقى المحلول غني ب OH^- و لا يتميؤ الشق الناتج عن القاعدة القوية.

$$MN + H_2O \rightarrow (M^+ + OH^-) + HN \quad \rightarrow \quad \text{حمض ضعيف}$$

مما يزيد تركيز $[OH^-]$ في المحلول فيصبح PH اكبر من 7 و يقل تركيز الأنيون لانه يتحد مع الماء مكوناً الحمض الضعيف .

علل لما يلي : محلول أسيتات الصوديوم في الماء قلوي التأثير على صبغة تباع الشمس.

من المعادلات: $CH_3COONa \rightarrow CH_3COO^- + Na^+$

$$2H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + OH^-$$

$$CH_3COO^- + H_2O \rightleftharpoons CH_3COOH + OH^-$$

نجد أن : .....

.....

.....

أكمل الفراغ :-

يعود التأثير القلوي لمحلول سيانيد الصوديوم إلى تفاعل أيون ..... مع الماء مما يجعل المحلول غني بـ ..... فيصبح PH ..... من 7.

جـ - محاليل حمضية :

تنتج المحاليل الحمضية عن تميؤ ملح حمضي ناتج عن تفاعل حمض قوي مع قاعدة ضعيفة.

∴ الملح الناتج عن تعادل حمض قوي مع قاعدة ضعيفة عند ذوبانه في الماء يحدث له تميؤ و يتفاعل الشق الضعيف مع الماء لتكوين القاعدة الضعيفة و لا يتميؤ الشق الضعيف الناتج عن الحمض القوي.

$$MN + H_2O \rightarrow MOH + (H^+ + N^-)$$

مما يزيد من تركيز [H^+] فيبقى المحلول غني بـ H^+ فيكون PH<7 و يقل تركيز الكاتيون لأنه يتفاعل مع الماء.

علل لما يلي : محلول كلوريد الأمونيوم في الماء حمضي التأثير على ورقة تباع الشمس .

من المعادلات $NH_4Cl \rightarrow NH_4^+ + Cl^-$

$$2H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + OH^-$$

$$NH_4^+ + H_2O \rightleftharpoons NH_3 + H_3O^+$$

نجد أن : .....

.....

.....

أكمل الفراغات التالية :-

١- يعود التأثير الحمضي لمحلول نيترات الأمونيوم في الماء إلى تفاعل أيون ..... مع الماء مما يجعل المحلول غني بـ ..... و تصبح PH ..... من 7.

ملاحظة هامة جداً :

تعتمد طبيعة المحاليل الناتجة عن تفاعل حمض ضعيف و قاعدة ضعيفة على القوى النسبية للأحماض الضعيفة و القواعد الضعيفة.

Ka ، Kb كما مر معنا سابقاً في أنواع الأملاح.

أجب عن الأسئلة التالية: وضح بالمعادلات أي من المحاليل التالية تتوقع أن تكون حمضية أو قاعدية أو متعادلة مع التعليل.

١- KBr

.....

.....

.....

٢- NH_4NO_3

.....

.....

.....

٣- HCOONa

.....

.....

.....

اختيار من متعدد :-

١- عند إذابة ملح كبريتات الأمونيوم في الماء فإن :

- ☐ أيونات الكبريتات تتفاعل مع الماء و يصبح المحلول غني بـ H_3O^+
- ☐ أيونات الكبريتات تتفاعل مع الماء و يصبح المحلول غني بـ OH^-
- ☐ أيونات الأمونيوم تتفاعل مع الماء و يصبح المحلول غني بـ H_3O^+
- ☐ أيونات الأمونيوم تتفاعل مع الماء و يصبح المحلول غني بـ OH^-

٢- محلول الملح NaCl في الماء له أس هيدروجيني يساوي الأس الهيدروجيني لأحد المواد التالية :

- ☐ كربونات الصوديوم
- ☐ كربونات الأمونيوم
- ☐ الماء النقي
- ☐ كلوريد الأمونيوم

٣- التأثير القلوي لمحلول كربونات الأمونيوم في الماء يدل أن :

- ☐ Ka للحمض = Kb للأمونيا
- ☐ Ka للحمض > Kb للأمونيا
- ☐ Ka للحمض < Kb للأمونيا
- ☐ لأنه لا يتفاعل مع الماء

٤- ملح كلوريد الأمونيوم عند ذوبانه في الماء يحدث له تميؤ و ذلك لأنه ملح ناتج عن اتحاد :

- ☐ حمض قوي مع قاعدة قوية
- ☐ حمض قوي مع قاعدة ضعيفة
- ☐ حمض ضعيف مع قاعدة قوية
- ☐ حمض ضعيف مع قاعدة ضعيفة

٥- أحد الأملاح التالية له أس هيدروجيني أكبر من 7 :

- ☐ NH_4Cl
- ☐ KBr
- ☐ $AlCl_3$
- ☐ CH_3COONa

٦- أحد الأملاح التالية يذوب في الماء مكوناً محلولاً يزرق ورقة تباع الشمس :

- ☐ كلوريد الألمنيوم
- ☐ أسيتات الصوديوم
- ☐ كبريتات الصوديوم
- ☐ كلوريد الحديد III

٧- المادة التي لا تؤثر في لون تباع الشمس هي :

☐ محلول أسيتات الصوديوم في الماء ☐ محلول كلوريد الهيدروجين في الماء

☐ محلول كلوريد البوتاسيوم في الماء ☐ ماء مقطر في إناء مفتوح

٨- محلول الملح الذي له قيمة أس هيدروجيني أكبر من المحاليل التالية :

☐ $NaCl$ ☐ NH_4CN

☐ K_2CO_3 ☐ $AlCl_3$

٩- إضافة سيانيد البوتاسيوم الصلب إلى محلول حمض هيدروسيانيك :

☐ يخفض قيمة PH لمحلول الحمض ☐ يزيد قيمة PH لمحلول الحمض

☐ لا يؤثر على قيمة PH ☐ يزيد من تأين حمض الهيدروسيانيك

١٠- عند إضافة كربونات الصوديوم الصلب إلى محلول كبريتات الألمنيوم :

☐ يقل الأس الهيدروجيني للمحلول قليلاً ☐ لا يتغير الأس الهيدروجيني للمحلول

☐ يتصاعد غاز الهيدروجين ☐ يزداد الأس الهيدروجيني قليلاً

علل لما يلي :

١- يكون تركيز أنيون السيانيد أقل من تركيز كاتيون البوتاسيوم في محلول سيانيد البوتاسيوم في الماء. (موضحاً بالمعادلات)

.....

.....

.....

٢- عند إذابة كلوريد الأمونيوم في الماء يقل تركيز كاتيون الأمونيوم في المحلول و يصبح أقل من تركيز أنيون الكلوريد. (موضحاً بالمعادلات)

.....

.....

.....

أكمل الفراغات التالية :-

١- إذا كان ثابت تأين الأمونيا $Kb = 1.8x10^{-5}$ و ثابت تأين حمض الهيدروسيانيك Ka يساوي $Ka = 7x10^{-11}$ فإن محلول سيانيد الأمونيوم في الماء له تأثير ..... و هو غني بأيونات ..... و يحدث له عملية .....

٢- إذا كانت قيمة PH لمحلول فورمات الأمونيوم أكبر من 7 و قيمة الأس الهيدروجيني لمحلول أسيتات الأمونيوم تساوي 7 فإن ذلك يدل على أن درجة تفكك حمض ..... تكون أكبر من درجة تفكك حمض ..... و الحمض الأقوى هو .....

٣- ..... + ... $\rightleftharpoons$ $NH_4^+ + H_2O$

٤- ..... + ... $\rightleftharpoons$ $CH_3COO^- + H_2O$

٥- عند إذابة كبريتات الألمنيوم في الماء النقي ، فإن الأس الهيدروجيني PH للمحلول الناتج يكون ..... من 7 .

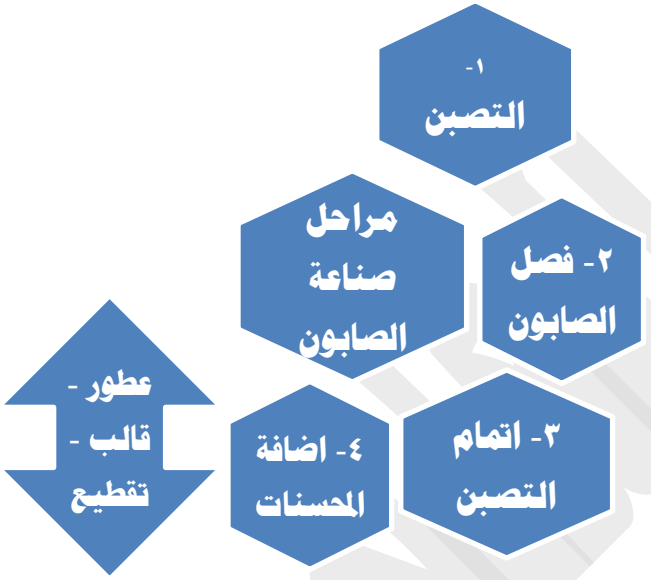
٦- الأس الهيدروجيني لمحلول أسيتات الأمونيوم ..... من الأس الهيدروجيني لمحلول كلوريد الأمونيوم الذي له نفس التركيز.

٧- محلول نيتريت الصوديوم ..... ورقة تباع الشمس.

٨ - عند إضافة ملح أسيتات الصوديوم إلى محلول حمض الأسيتيك فإن درجة تأين الحمض ..... و الأس الهيدروجيني للحمض .....

حاصل الإذابة

صناعة الصابون تتم على مراحل :-



و الصابون ملح يتكون من كاتيون الصوديوم Na^+ و أنيون كربوكسيلات $RCOO^-$

$$RCOONa_{(s)} \rightleftharpoons RCOO^-_{(aq)} + Na^+_{(aq)}$$

و يضاف محلول كلوريد الصوديوم المركز إلى مزيج التفاعل لترسيب الصابون لاحتواء كلوريد الصوديوم على كاتيون الصوديوم كأيون مشترك مع الصابون.

أنواع المحاليل (من حيث كمية المادة المذابة فيه)

١- **محلول مشبع** : هو المحلول الذي يحتوي على أكبر كمية من المذاب و ليس له القدرة على إذابة كميات إضافية من المذاب عند درجة حرارة معينة (حيث تترسب أي كمية إضافية من المذاب و يكون في حالة إتزان كيميائي) .

٢- **محلول غير مشبع** : هو المحلول الذي يحتوي على كمية من المادة المذابة أقل مما في المحلول المشبع عند الظروف ذاتها ولها القدرة على إذابة كميات إضافية من المذاب عند إضافتها إليه من دون ترسيب .

٣- **محلول فوق المشبع** : هو المحلول الذي يحتوي على كمية من المادة المذابة اكبر مما في المحلول المشبع عند الظروف ذاتها.

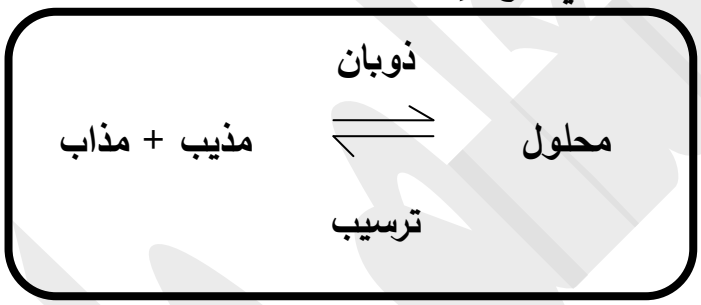
الذوبانية :

هي كمية المذاب اللازمة لإنتاج محلول مشبع في كمية محددة من المذيب وعند درجة حرارة معينة .

و هي تعبير عن تركيز المحلول بالمول/اللتر في حالة المحلول المشبع.

ملاحظة هامة جداً :

المحلول عندما يصبح مشبع يتوقف المذاب عن الذوبان هذا لا يعني حالة سكون انما يعني أن عدداً من جسيمات المذاب يذوب في المحلول و في الوقت نفسه عدد من الجسيمات يترسب بسبب اصطدامه بالمادة الصلبة المتبقية في قاع الإناء.



ثابت حاصل الإذابة و أهميته

الأملاح حسب قدرتها على الذوبان في الماء :-

١- أملاح تذوب في الماء بسهولة (قابلة للذوبان) : هي أملاح تذوب كمية كبيرة منها في الماء قبل أن يتكون راسب الملح.

٢- أملاح شحيحة الذوبان في الماء (غير قابلة للذوبان) : هي أملاح تذوب كمية قليلة جداً منها في الماء.

الجدول التالي يوضح الأملاح القابلة للذوبان :-

المركبات	الذوبان	الاستثناءات
أملاح فلزات المجموعة IA Li , Na , K , Rb , Cs , Fr و الأمونيوم (NH_4^+)	قابلة للذوبان	بعض مركبات الليثيوم
نيترات NO_3^- , كلورات ClO_3^- , بيركلورات ClO_4^-	قابلة للذوبان	لا يوجد
كبريتات SO_4^{-2}	قابلة للذوبان	عدا إذا ارتبطت بـ Ag فضة – Hg زئبق – Ba باريوم – Ca كالسيوم – Sr استرانشيوم
كلوريد Cl^- , بروميد Br^- , يوديد I^-	قابلة للذوبان	عدا إذا ارتبطت مع Ag , Hg , Pb
كبريتيد S^{-2} , هيدروكسيد OH^-	غير قابلة (معظمها)	عدا ١ – كبريتيد الأمونيوم و هيدروكسيد الأمونيوم . ٢ – كبريتيدات الفلزات القلوية IA. ٣ – هيدروكسيدات المجموعة القلوية IA. ٤ – هيدروكسيد الباريوم $Ba(OH)_2$ ٥ – هيدروكسيدات Ca , Sr شحيحة الذوبان .
كربونات CO_3^{-2} , فوسفات PO_4^{-3} , كبريتيت SO_3^{-2}	غير قابلة	عدا مركباتها مع عناصر المجموعة IA و مع كاتيون الأمونيوم

ملاحظة : عبارة ثابت حاصل الإذابة تكتب للمركب الأيوني شحيح الذوبان في الماء و الذي تفترض له الصيغة الإفتراضية A_mB_n

إذا ذابت كمية صغيرة من المركب الشحيح الذوبان AmBn **تكتب معادلة الإتزان له**

$$AmBn \rightleftharpoons mA + nB$$

فإن عبارة (Ksp) ثابت حاصل الإذابة تكتب له

$$Ksp = [A]^m [B]^n$$

حذفت الشحنات عن الأيونات لتبسيط العبارة.

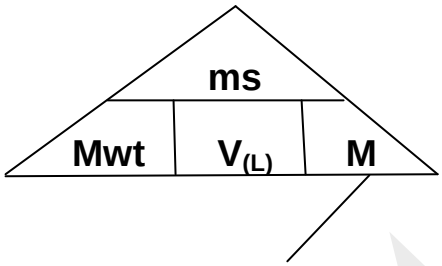
ثابت حاصل الإذابة Ksp :

لأي مركب أيوني شحيح الذوبان هو حاصل ضرب تركيز الأيونات مقدراً بالمول/لتر و التي تتواجد في حالة إتزان في محلولها المشبع . كل مرفوع إلى الأس الذي يمثل عدد مولات (معاملات) الأيونات الموجودة في معادلة التفاعل الموزونة عند درجة حرارة معينة .

سؤال : **أكتب عبارة ثابت الحاصل الأيوني للمركبات الأيونية شحيحة الذوبان التالية** :-

المركب	معادلة تفكك المركب	عبارة ثابت حاصل الإذابة KSP
$AgCl$		
CaF_2		
$PbCrO_4$		
$PbSO_4$		
$CaSO_4$		
$AgSO_4$		
Ag_2S		
$BaSO_4$		
FeS		
PbS		
$Al(OH)_3$		
$Ca(OH)_2$		
$Fe(OH)_2$		
$CaCO_3$		
$BaCO_3$		
$Ca_3(PO_4)_2$		

تذكر أن : **أولاً** :



باعتبار M **تركيز المحلول الذي يمثل تركيز الأيون الأقل عدد مولات بعد الإذابة**.

ثانياً :

$$[H^+] = 1X10^{-PH} \qquad PH = - \log [H^+]$$

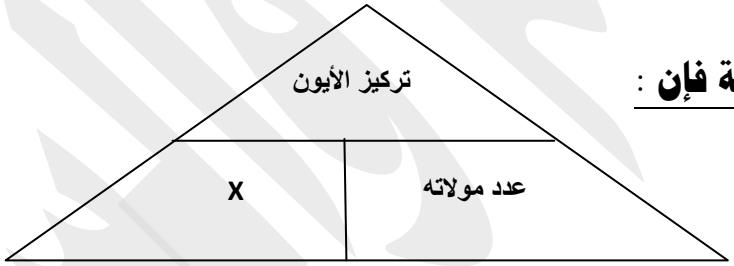
$$[OH^-]=1X10^{-POH} \qquad PoH = - \log [OH^-]$$

$$PH + PoH = 14$$

ثالثاً : **قيمة Ksp ثابتة لا تتغير تحت أي ظروف الا بدرجة الحرارة فقط لا غير.**

لكن Q الحاصل الأيوني متغيرة بتغير درجة الحرارة و متغير بإضافة تراكيز أحد الأيونات

وبفرض X **الإذابة المولية فإن** :



سؤال هام : **أكتب عبارة ثابت حاصل الإذابة لكل من الأملاح التالية بدلالة X بعد كتابة معادلة التفكك لتكون**

$$Ksp = 4X^2 \text{ أو } Ksp = X^2$$

مثال : محلول Ag_2S $\qquad Ag_2S_{(S)} \rightarrow 2Ag + S$

$$2X \quad X$$

$$Ksp = [Ag^+]^2 [S^{-2}] = (2X)^2(X) = 4X^3$$

وضح عبارة Ksp **بدلالة** X **لكل من** :

المركب	معادلة تفكك المركب	عبارة KSP	عبارة KSP بدلالة X
Ag_2S			
PbI_2			
Ag_3PO_4			
$CaSO_4$			
CuF_2			
$AgCl$			
$CaCO_3$			
$Ca(PO_4)_2$			

المسائل:-

١- أحسب تركيزات كاتيونات الفضة و أنيونات الكلوريد في المحلول المشبع لكلوريد الفضة عند درجة حرارة 25 C° على أن $KSP\ (AgCl) = 1.8 \times 10^{-10}$

خطوات الحل

١- نكتب معادلة التفكك

$$AgCl_{(s)} \rightleftharpoons Ag^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$$

$$X \qquad 2X$$

٢- نكتب عبارة KSP

$$KSP = [Ag^+][Cl^-] = X^2$$

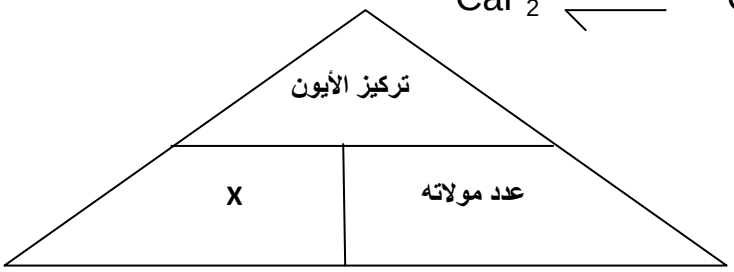
$$KSP = X^2$$

$$X = [Ag^+] = [Cl^-] = \sqrt{KSP} = \sqrt{1.8 \times 10^{-10}} = 1.34 \times 10^{-5}\ Mol/L$$

٢- أحسب تركيزات كاتيونات الكالسيوم و أنيونات الفلوريد في المحلول المشبع لفلوريد الكالسيوم CaF2 عند درجة حرارة 25 C° على ان KSP (CaF2) = 3.9 x10-11

$$CaF_2 \rightleftharpoons Ca^{+2} + 2F^-$$

X 2X



من القانون

$[Ca^{+2}] = X$ و $[F^-] = 2X$

$$KSP = [Ca][F]^2 = x \cdot (2x)^2 = 4x^3$$

$$[Ca^{+2}] = X = \sqrt[3]{\frac{KSP}{4}} = \sqrt[3]{\frac{3.9x10^{-11}}{4}} = 2.13x10^{-4}\ mol\backslash L$$

$$[F^-] = 2X = 2 \times 2.13x10^{-4} = 4.27x10^{-4}\ Mol\backslash L$$

حل المسائل التالية :-

١- أحسب تركيزات كاتيونات الفضة و أنيونات الكبريتيد في المحلول المشبع من كبريتيد الفضة عند درجة حرارة 25 C° على أن $KSP\ (Ag_2S) = 8 \times 10^{-51}$

.....

.....

.....

.....

.....

٢- إذا كان تركيز كاتيونات الفضة في محلول مشبع متزن من أكسالات الفضة $Ag_2C_2O_4$ يساوي 2.2×10^{-4} Mol\L أحسب قيمة ثابت حاصل الإذابة

.....

.....

.....

.....

٣- إذا كان تركيز الكربونات في محلول مشبع متزن من كربونات الكالسيوم $CaCO_3$ يساوي 6.71×10^{-4} Mol\L أحسب ثابت حاصل الإذابة لكربونات الكالسيوم.

.....

.....

.....

.....

٤- إذا كانت قيمة ثابت حاصل الإذابة KSP لهيدروكسيد الحديد II يساوي 2×10^{-15}

المطلوب :- أ- **حساب تركيز أيونات الحديد و أيونات الهيدروكسيد في محلوله المشبع المتزن عند درجة حرارة** 25 C°

.....

.....

.....

ب- أحسب الأس الهيدروجيني للمحلول.

.....

.....

٥- إذا علمت أن الأس الهيدروجيني لمحلول هيدروكسيد المغنسيوم $Mg(OH)_2$ يساوي 9.61

المطلوب :- أ- **أحسب تركيز كاتيونات المغنسيوم و أنيونات الهيدروكسيد**

.....

.....

.....

ب- أحسب ثابت حاصل الإذابة لهيدروكسيد المغنسيوم

.....

.....

٦- إذا كان تركيز أيونات الباريوم في محلول كربونات الباريوم $BaCO_3$ المشبع هو 9×10^{-5} Mol\L عند 25 C° فأحسب قيمة تركيز أيونات الكربونات بعد إضافة أيونات باريوم إلى المحلول بحيث أصبح تركيزها في المحلول 2.7×10^{-4} Mol\L

.....

.....

.....

.....

.....

.....

٧- إذا علمت أن ثابت حاصل الإذابة ليوديد الرصاص PbI_2 يساوي $KSP = 3.2 \times 10^{-8}$:-

أ- أحسب تركيز كل من كاتيونات الرصاص ثم تركيز أنيونات اليود

.....

.....

.....

.....

ب- أحسب كتلة يوديد الرصاص اللازمة لتكوين محلول مشبع حجمه 500 mL على أن

$PbI_2 = 461$ Mol\L

.....

.....

.....

.....

٨- وجد طالب أن 0.0981 من فلوريد الرصاص II PbF_2 تذوب في 200 mL من الماء عند درجة حرارة 25 C° لتكوين محلول مشبع متزن.

المطلوب : أحسب ثابت حاصل الإذابة لهذا الملح علماً أن (Mwt PbF_2 = 245)

.....

.....

.....

.....

.....

.....

٩- إذا علمت أن KSP لكلوريد الرصاص $PbCl_2$ يساوي 1.7×10^{-5} أحسب أقصى تركيز لكاتيونات الرصاص في محلول يحتوي على 0.11 Mol\L من حمض هيدروكلوريك مع محلول كلوريد الرصاص المشبع .

.....

.....

.....

.....

.....

.....

ظروف الذوبان و الترسيب في المحلول المشبع

الحاصل الأيوني (Q) :

هو حاصل ضرب تركيز الأيونات الموجودة في المحلول (سواء كان غير مشبع - مشبع - فوق مشبع) كل مرفوع إلى أس يساوي عدد مولاته في الصيغة.

و يمكن توقع حدوث راسب أو حدوث ذوبان على الشكل التالي :-

١- إذا كان $KSP = Q$ محلول مشبع (حالة اتزان)

٢- إذا كان $KSP > Q$ ذوبان (محلول غير مشبع)

٣- إذا كان $KSP < Q$ يحدث راسب (محلول فوق مشبع)

إذابة الكتروليت شحيح الذوبان :- ((**الفكرة العامة**))

في إذابة هذا الملح في محلوله المشبع هي جعل $Q < KSP$ و ذلك بتقليل تركيز أحد الأيونات و ذلك بإضافة مادة تعمل على ذلك ، مما يؤدي إلى خلل في الإتزان و حسب مبدأ لوشاتلييه يذوب الملح لإعادة الإتزان. مما يزيد من ذوبانية المادة فتزداد كمية المذاب في المحلول.

١- تكوين الكتروليت ضعيف (**تقليل تركيز الأنيون**) :-

عند إضافة حمض قوي (HNO_3 , HCl) لمحاليل المواد شحيحة الذوبان في الماء يتكون الكتروليت ضعيف (ماء أو الحمض الضعيف) فيقل تركيز الأنيون فيحدث خلل في الإتزان فيصبح $KSP > Q$ فيذوب كمية من الملح لإعادة الإتزان حسب مبدأ لوشاتلييه و تكتب المعادلات.

علل لما يلي : يذوب هيدروكسيد المنجنيز في محلوله المشبع المتزن عند إضافة حمض هيدروكلوريك اليه.

$$Mn(OH)_2 \rightleftharpoons Mn^{+2} + 2OH^-$$

عند إضافة حمض هيدروكلوريك يضاف H_3O^+ للمحلول فيتحد مع OH^-

$$H_3O^+ + OH^- \rightarrow 2H_2O$$

و يتكون الماء الالكتروليت الضعيف فيقل تركيز OH^- فيصبح $KSP > Q$ و يحدث خلل في الإتزان فيذوب الهيدروكسيد لإعادة الإتزان حسب مبدأ لوشاتلييه.

علل لما يلي :

١- يذوب كربونات الكالسيوم $CaCO_3$ شحيح الذوبان في الماء في محلوله المشبع عند إضافة حمض النيتريك المخفف اليه.

.....

.....

.....

.....

.....

.....

٢- يذوب فوسفات الباريوم $Ba_3(PO_4)_2$ الشحيح الذوبان في الماء في محلوله المشبع عند إضافة حمض هيدروكلوريك إليه.

.....

.....

.....

.....

.....

.....

٣- يذوب كبريتيد النحاس II CuS الشحيح الذوبان في الماء في محلوله المشبع عند إضافة حمض النيتريك المركز و الساخن إليه .

.....

.....

.....

.....

.....

.....

٢- تكوين أيون متراكب (تقليل تركيز الكاتيون)

هنا نضيف مادة تعمل على تكوين أيونات متراكبة و نقلل هنا تركيز كاتيون الفلز فيقل Q و يحدث خلل في الإتزان و يصبح Q < KSP فتذوب المادة الشحيحة لإعادة الإتزان حسب مبدأ لوشاتلييه مما يزيد من ذوبانية المادة و تزداد كمية المادة المذابة.

و هنا فقط عندنا إضافة الأمونيا :-

١- محلول يحتوي كاتيونات فضة يتكون $[Ag(NH_3)_2]^+$ كاتيون الفضة الأمونيومي المتراكب

$$Ag^+ + 2NH_3 \rightarrow [Ag(NH_3)_2]^+$$

٢- محلول يحتوي كاتيونات النحاس و يتكون $[Cu(NH_3)_4]^{+2}$ كاتيون النحاس الأمونيومي المتراكب.

علل لما يلي :

١- يذوب هيدروكسيد النحاس الشحيح الذوبان في الماء في محلوله المشبع عند إضافة الأمونيا إليه.

$$Cu(OH)_2 \rightarrow Cu^{+2} + OH^-$$

$$Cu^{+2} + 4NH_3 \rightarrow [Cu(NH_3)_4]^{+2}$$

فيقل تركيز Cu^{+2} فيحدث خلل في الإتزان و يصبح Q< KSP فيذوب الهيدروكسيد لإعادة الإتزان حسب مبدأ لوشاتلييه لتعويض النقص في تركيز Cu^{+2}

٢- يذوب فوسفات الفضة Ag_3PO_4 **الشحيح الذوبان في الماء في محلوله المشبع المتزن عند إضافة الأمونيا إليه.**

.....

.....

.....

.....

.....

٣- **يذوب كلوريد الفضة الشحيح الذوبان في الماء** AgCl **في محلوله المشبع عند إضافة الأمونيا إليه**.

.....

.....

.....

.....

.....

تأثير الأيون المشترك (الترسيب) .

في حال إضافة مادة تحتوي على أيون مشترك فإنها تعمل على زيادة تركيز الكاتيون أو الأنيون مما يؤدي إلى جعل $Q > KSP$ **و حدوث خلل في الإتزان فتترسب المادة من محلولها المشبع لإعادة الإتزان حسب مبدأ لوشاتلييه فتقل كمية المادة المذابة في المحلول و يقل تأين الالكتروليت الضعيف نتيجة إضافة أحد أيوناته.**

علل لما يلي :

عند إضافة محلول مشبع من كلوريد الصوديوم إلى محلول مشبع من كلوريد الفضة فإنه يترسب كلوريد الفضة

$$NaCl \rightleftharpoons Na^+ + Cl^-$$

$$AgCl \rightleftharpoons Ag^+ + Cl^-$$

وجود الأيون المشترك يعمل على زيادة Cl^- **فيصبح** $Q > KSP$ **فيحدث خلل في الإتزان فيترسب الملح في محلوله المشبع لإعادة الإتزان حسب مبدأ لوشاتلييه.**

٢- **يترسب كبريتيد الحديد** II FeS **عند امرار غاز كبريتيد الهيدروجين** H_2S **في محلوله المشبع**.

.....

.....

.....

.....

.....

٣- يترسب كلوريد الباريوم $BaCl_2$ في محلوله المشبع عند إضافة محلول من

أ- حمض هيدروكلوريك المركز.

ب- محلول من نيترات الباريوم.

.....

.....

.....

.....

.....

ملاحظة هامة :

١- تأثير الأيون المشترك تقليل تفكك الإلكتروليت الضعيف نتيجة إضافة أحد أيوناته لمحلوله المشبع المتزن.

٢- حدوث راسب لا يتطلب إضافة مادة فيها أيون مشترك ، يمكن توقع حدوث راسب عند إضافة مادتين مختلفتين لبعضهما البعض و ذلك بالحساب عن طريق معرفة KSP للمادة التي تتوقع أن تترسب.

مثال : **إضافة نيترات الباريوم إلى كبريتات الصوديوم ، هل يمكن أن يترسب كبريتات الباريوم ؟**

مسألة (١) :

توقع إذا كان هناك راسب لكبريتات الباريوم عند إضافة 0.5 L من محلول نيترات الباريوم $Ba(NO_3)_2$ تركيزه 0.002 mol\L إلى 0.5 L من محلول Na_2SO_4 تركيزه 0.008 mol\L لتكوين محلول حجمه 1L على أن KSP $BaSO_4 = 1.1 \times 10^{-10}$

١- نكتب معادلة التفكك لكبريتات الباريوم

$$BaSO_4 \rightleftharpoons Ba^{+2} + SO_4^{-2}$$

(s) (aq) (aq)

٢- نكتب عبارة ثابت الحاصل الأيوني $Q = [Ba^{+2}]\,[SO_4^{-2}]$

٣- نحسب التراكيز لكل مادة من القانون

أ- من $Ba(NO_3)_2$ نحسب تركيز Ba^{+2}

$$M = \frac{M_1V_1}{V_2} = [Ba^{+2}] = \frac{0.5\ x\ 0.002}{1} = 1 \times 10^{-3}\ Mol\backslash L$$

حيث $V_2 = V_1 + V_1'$

ب- من Na_2SO_4 نحسب تركيز SO_4^{-2}

$[SO_4^{-2}] = \frac{0.5 \; x \; 0.008}{1} = 4 \times 10^{-3}$

من ثم نحسب Q $Q = (4 \times 10^{-3})(3 \times 10^{-3}) = 4 \times 10^{-6}$

∴ $Q > KSP$ و يكون المحلول فوق مشبع و يحدث راسب

مسألة (٢) :

توقع إذا كان هناك تكوين راسب كلوريد الرصاص $PbCl_2$ عند إضافة

0.025 mol من $CaCl_2$ إلى 0.015 mol من $Pb(NO_3)_2$ مع كمية من الماء للحصول على محلول حجمه 1 L علماً أن $KSP(PCl_2) = 1.7 \times 10^{-5}$

.....

.....

.....

.....

.....

مسألة (٣) :

توقع إذا كان هناك تكوين راسب لكربونات الكالسيوم عند إضافة 0.5 L من محلول $Ca(NO_3)_2$ تركيزه 0.001 mol\L إلى 0.5 L من محلول كربونات الصوديوم Na_2CO_3 تركيزه 0.0008 mol\L لتكوين محلول حجمه 1 L علماً أن

$KSP(CaCO_3) = 4.54 \times 10^{-9}$

.....

.....

.....

.....

.....

مسألة (٤) :

توقع إذا كان هناك تكوين راسب من فلوريد الكالسيوم CaF_2 عند إضافة 50 mL من محلول نيترات الكالسيوم $Ca(NO_3)_2$ تركيزه 5×10^{-4} إلى 50 mL من فلوريد الصوديوم NaF تركيزه 2×10^{-4} mol\L ليصبح حجم المحلول 100 mL على أن ثابت حاصل الإذابة لفلوريد الكالسيوم $KSP = 1.7 \times 10^{-10}$

.....

.....

.....

.....

.....

أجب عن الأسئلة التالية

أ- املأ الفراغات في الجمل و المعادلات التالية بما يناسبها علمياً :

١. عند إضافة حمض هيدروكلوريك إلى محلول كبريتيد الحديد II (FeS) المشبع المتزن فإنه يذوب و ذلك بسبب تكوين .....

٢. عند إضافة محلول نيترات الباريوم إلى محلول مشبع متزن من كلوريد الباريوم يتكون راسب أبيض بسبب .....

٣. عند إضافة محلول نيترات الفضة إلى محلول يحتوي تركيزاً متساوياً من أيونات الكلوريد و البروميد و كانت KSP لكلوريد الفضة 1.6×10^{-10} و ksp لبروميد الفضة 5×10^{-12} فإن الذي يترسب أولاً ..... لأن .....

٤. عند إمرار غاز (HCl) في عينة من ماء البحر بعد تركيزه و عمل محلول مشبع منه يتسبب ذلك في .....

٥. إضافة قطرات من حمض الهيدروكلوريك المركز إلى محلول مشبع متزن من $Mg(OH)_2$ فإن ذلك يؤدي إلى ..... هيدروكسيد المغنسيوم.

٦. إذا علمت أن ثابت حاصل الإذابة لكرومات الكالسيوم $CaCrO_4$ يساوي 1×10^{-8} فإن تركيز كاتيون الكالسيوم .....=$[Ca^{+2}]$

٧. إذا علمت أن تركيز كاتيون الكالسيوم يساوي 2×10^{-4} mol\L في محلول مشبع من فلوريد الكالسيوم هذا يدل أن ..... =ksp CaF_2

ب-ضع علامة (√) في المربع المقابل للإجابة الصحيحة التي تكمل كلاً من الجمل التالية :-

١- إذا كان $ksp\ AgCl = 1.7 \times 10^{-10}$, $ksp\ AgBr = 5 \times 10^{-15}$,

$Ksp\ AgBro_3 = 6 \times 10^{-5}$, $ksp(CH_3COOAg) = 4 \times 10^{-3}$

فإن أعلى تركيز لكاتيونات الفضة في محاليلها المشبعة هو في محلول ملح

- ☐ AgBr
- ☐ $AgBrO_3$
- ☐ AgCl
- ☐ CH_3COOAg

٢- يذوب كبريتيد الحديد II في محلوله المشبع المتزن بإحدى الطرق التالية :

- ☐ إمرار غاز كبريتيد الهيدروجين
- ☐ إمرار غاز كلوريد الهيدروجين
- ☐ إضافة محلول كبريتيد الصوديوم
- ☐ إضافة محلول كلوريد الحديد II

٣- إمرار غاز كلوريد الهيدروجين في محلول مشبع متزن من كربونات الكالسيوم يؤدي إلى :

- ☐ زيادة في قيمة ثابت حاصل الإذابة لكربونات الكالسيوم
- ☐ تقليل قيمة ثابت حاصل الإذابة لكربونات الكالسيوم
- ☐ زيادة ذوبان كربونات الكالسيوم
- ☐ ترسيب كربونات الكالسيوم

٤- المحاليل التالية ترسب كلوريد الفضة في محلوله المشبع المتزن عدا واحدة و هي :

- ☐ محلول NaCl
- ☐ محلول $AgNO_3$
- ☐ محلول HCl
- ☐ محلول NH_4OH

٥- يمكن إذابة كبريتيد الخارصين ZnS إذا أضيف إليه محلول :

- ☐ كبريتيد البوتاسيوم
- ☐ كبريتات الخارصين
- ☐ كلوريد الخارصين
- ☐ حمض نيتريك المركز

٦- إمرار غاز كلوريد الهيدروجين في محلول مشبع متزن من فوسفات الكالسيوم يعمل على :

- ☐ زيادة كمية المادة الذائبة من فوسفات الكالسيوم.
- ☐ تقليل كمية المادة الذائبة من فوسفات الكالسيوم.
- ☐ زيادة قيمة ksp لفوسفات الكالسيوم.
- ☐ تقليل قيمة ksp لفوسفات الكالسيوم.

٧- يمكن ترسيب كاتيونات الفضة من محلول مشبع متزن من كلوريد الفضة بواسطة :

- ☐ إمرار غاز الأمونيا في المحلول
- ☐ إضافة محلول NaCl
- ☐ إضافة كمية كبيرة من الماء
- ☐ إضافة محلول KNO_3

٨- بإعتبار تركيز X = $[Pb^{+2}]$ فإن عبارة ksp لكلوريد الرصاص II تكتب :

- ☐ $ksp = x^2$
- ☐ $ksp = 4x^3$
- ☐ $ksp = \sqrt{x}$
- ☐ $ksp = \frac{x}{2}$

٩- إذا كان الأس الهيدروجيني لمحلول $Mg(OH)_2$ يساوي ١٠

أ- فإن تركيز أيون المغنيسيوم يساوي بالمول/لتر :

- ☐ 5×10^{-5}
- ☐ 5×10^{-2}
- ☐ 1×10^{-4}
- ☐ 5×10^{-10}

ب- فإن ثابت حاصل الإذابة لهيدروكسيد المغنسيوم يساوي :

- ☐ 2.5×10^{-9}
- ☐ 1.25×10^{-13}
- ☐ 5×10^{-13}
- ☐ 4×10^{-8}

المحاليل المنظمة

يتطلب الكثير من العمليات الكيميائية الحيوية عدم تغير قيمة الأس الهيدروجيني PH لوسط التفاعل بشكل كبير بل بقائها قريبة من قيمة معينة.

مثال :

١- يؤدي الدم في جسم الإنسان وظيفة نقل الأكسجين عند PH = 7.4 و يجب أن تكون ثابت تقريباً.

٢- تحتاج الأنزيمات إلى PH ثابت لتعمل بنشاط و الا غير ذلك ستغير شكلها و ربما وظيفتها الحيوية.

.'. كيف نحافظ على قيمة PH للوسط الذي نريد و ذلك بإيجاد محاليل تقاوم قيمة التغير في PH عند إضافة أحماض أو قواعد قوية اليها بكميات معقولة. و تسمى هذه المحاليل المحاليل المنظمة.

المحاليل المنظمة :

المحلول الذي يقاوم التغير في قيمة الأس الهيدروجيني للوسط عند إضافة كميات قليلة من حمض (كاتيونات H_3O^+) أو قاعدة (أنيونات OH^-) إليه.

خواص المحاليل المنظمة : أن يكون :

١- مكون من الكتروليت ضعيف (حمض أو قاعدة) مع ملح لنفس الالكتروليت الضعيف و لكنه مع شق قوي .

٢- تتغير قيمة الأس الهيدروجيني له بشكل طفيف إذا أضيف اليه حمض أو قاعدة قوية بكميات قليلة.

٣- الماء المقطر لا يشكل محلولاً منظماً.

تحضير المحاليل المنظمة

تصنف المحاليل المنظمة حسب الوسط الذي تستخدم فيه إلى :

١- المحاليل المنظمة الحمضية :-

اسم الحمض	الحمض الضعيف	ملحه الصوديومي أو البوتاسيومي	القاعدة القوية
حمض هيدروفلوريك	HF	NaF KF	NaOH KOH
حمض أستيك	CH_3COOH	CH_3COONa CH_3COOK	NaOH KOH
حمض الأكساليك	$H_2C_2O_4$	$Na_2C_2O_4$ $K_2C_2O_4$	NaOH KOH
حمض فورميك	HCOOH	HCOONa HCOOK	NaOH KOH
حمض نيتروز	HNO_2	$NaNO_2$ KNO_2	NaOH KOH
حمض الفوسفوريك	H_3PO_4	NaH_2PO_4 KH_2PO_4	NaOH KOH
حمض كربونيك	H_2CO_3	$NaHCO_3$ $KHCO_3$	NaOH KOH
حمض هيدروسيانيك	HCN	NaCN KCN	NaOH KOH

نحصل على محلول منظم حمضي :

١- خلط محلول الحمض مع ملحه الصوديومي او البوتاسيومي بأي تركيز أو عدد مولات يتكون محلول منظم بأي كمية.

٢- خلط محلول الحمض مع NaOH أو KOH لتكوين محلول منظم لازم عدد مولات الحمض الضعيف > عدد مولات القاعدة القوية.

لا تنسى : عدد المولات = $MV_{(L)}$

مثال : 0.4 مول من CH_3COOH مع 0.2 مول من NaOH

٢- المحاليل المنظمة القاعدية :

اسم القاعدة	القاعدة	ملحه	الحمض القوي
الأمونيا	NH_3	NH_4Cl NH_4NO_3 $(NH_4)_2SO_4$	HCl HNO_3 H_2SO_4

نحصل على محلول منظم قاعدي:-

١- خلط الأمونيا مع أحد أملاحه السابقة بأي كمية.

٢- خلط الأمونيا NH_3 مع HCl , HNO_3 , H_2SO_4

بحيث يكون عدد مولات الأمونيا الضعيف > عدد مولات الحمض القوي.

مثال : 0.4 mol أمونيا مع 0.2 mol من حمض هيدروكلوريك.

آلية عمل المحاليل المنظمة : تتضح الآلية من خلال التعاليل التالية

أ- المحاليل المنظمة الحمضية:-

علل لما يلي :

تبقى قيمة الأس الهيدروجيني ثابتة لمحلول مكون من حمض الأستيك و أسيتات الصوديوم عند إضافة كميات قليلة اليه من حمض هيدروكلوريك ، أو من هيدروكسيد الصوديوم.

لأن المحلول المنظم مكون من $CH_3COOH + H_2O \rightleftharpoons CH_3COO^- + H_3O^+$

$CH_3COONa \rightleftharpoons CH_3COO^- + Na^+$

١- عند إضافة HCl يزداد تركيز H_3O^+ فيتحد مع جزء من أنيونات الأسيتات

$CH_3COO^- + H_3O^+ \rightarrow CH_3COOH + H_2O$ و يتكون الكتروليت ضعيف فيزول تأثير H_3O^+ الزائد و يتم تعويض CH_3COO^- الذي قل عن طريق زيادة تفكك أسيتات الصوديوم فتبقى PH للمحلول تقريباً ثابتة.

٢- عند إضافة NaOH يزداد تركيز OH^-

$$NaOH \rightarrow Na^+ + OH^-$$

فيتحد مع H_3O^+ الموجود في المزيج

$$OH^- + H_3O^+ \rightarrow 2H_2O$$

و الماء الكتروليت ضعيف فيزول تأثير OH^- و يتم تعويض H_3O^+ في المزيج من تأين جزء من حمض الأستيك الضعيف حسب مبدأ لوشاتلييه فتبقى PH للمحلول تقريباً ثابتة.

.'. محلول حمض الأستيك و اسيتات الصوديوم يصلح كمحلول منظم لأنه يقاوم التغير في قيمة PH عند إضافة حمض قوي أو قاعدة قوية.

ب- المحاليل المنظمة القاعدية :

علل لما يلي :

تبقى قيمة الأس الهيدروجيني ثابتة لمحلول مكون من الأمونيا و كلوريد الأمونيوم عند إضافة كميات قليلة اليه من حمض هيدروكلوريك ، أو هيدروكسيد الصوديوم.

المزيج يحتوي على $NH_4Cl \rightarrow NH_4^+ + Cl^-$

$$NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$$

١- **عند إضافة HCl** :

$$HCl + H_2O \rightarrow H_3O^+ + Cl^-$$

فيتفاعل H_3O^+ مع OH^- في المزيج و يتكون H_2O الكتروليت ضعيف فيزول تأثير H_3O^+ و يتم تعويض النقص في OH^- عن طريق تأين جزء من القاعدة الضعيفة حسب مبدأ لوشاتلييه و تبقى PH للوسط تقريباً ثابتة.

٢- **عند إضافة NaOH** :

$$NaOH \rightarrow Na^+ + OH^-$$

يتحد OH^- مع NH_4^+ الموجودة في المزيج مكوناً الكتروليت ضعيف NH_3

$$NH_4^+ + OH^- \rightarrow NH_3 + H_2O$$

فيقل تأثير OH^- المضاف و يتم تعويض NH_4^+ عن طريق تفكك الملح حسب مبدأ لوشاتلييه فتبقى PH للمحلول ثابتة تقريباً.

.'. محلول الأمونيا و كلوريد الأمونيوم يقاوم التغير في قيمة **PH** عند إضافة حمض قوي و قاعدة قوية اليه بكميات معقولة . ---> .'. يصلح كمحلول منظم.

الملاحظات :-

١- المحلول المنظم من خلال الأمثلة السابقة يتكون من مخلوط من محلولين :-

أ- الكتروليت ضعيف (حمض أو قاعدة)

ب- الكتروليت قوي (الملح) بينهما أيون مشترك.

٢- مصدر الشق الضعيف في مزيج المحلول المنظم دائماً هو تفكك الالكتروليت القوي ، لأنه تام التفكك.

((ما أهمية المحاليل المنظمة))

١- تؤدي دوراً أساسياً في الكيمياء و في علوم الحياة.

٢- معايرة أجهزة قياس الأس الهيدروجيني (في المختبر).

٣- المحافظة على PH في بعض التفاعلات.

٤- في العمليات الحيوية التي تحتاج إلى إبقاء PH ثابتة.

٥- في عملية نقل الأكسجين في خلايا الكائنات الحية من الدم إذ يجب أن تكون PH = 7.4 ثابتة للدم.

٦- عمل الأنزيمات يتطلب PH ثابتة.

٧- في الزراعة من خلال المحافظة على PH ثابتة للتربة.

أجب عن الأسئلة التالية

أ- ضع علامة (√) في المربع المقابل للإجابة الصحيحة التي تكمل كلاً من الجمل التالية :-

١- أحد المحاليل التالية يعتبر محلولاً منظماً و هو الذي يتكون من مزيج لمحلولين هما :

- ☐ حمض الأستيك مع أسيتات الأمونيوم
- ☐ الماء النقي
- ☐ حمض الهيدروكلوريك مع كلوريد الصوديوم
- ☐ حمض هيدروفلوريك مع فلوريد البوتاسيوم

٢- أحد المحاليل التالية لا يعتبر محلولاً منظماً و هو الذي يتكون من مزيج لمحلولين هما :

- ☐ حمض أستيك و أسيتات الصوديوم
- ☐ حمض الهيدروكلوريك و كلوريد الصوديوم
- ☐ كلوريد الأمونيوم و محلول الأمونيا
- ☐ حمض الأكساليك و أكسالات الصوديوم

٣- يعتبر أحد المحاليل التالية محلولاً منظماً و هو :

- ☐ 100 mL من HCl تركيزه 0.2 mol\L مع 200 mL من NaCl تركيزه 0.1 mol\L
- ☐ 100 mL من حمص الأستيك 0.1 mol\L مع 200 mL من KOH تركيزه 0.1 mol\L
- ☐ 50mL من حمض الأستيك 0.1mol\L مع 200mL من أسيتات البوتاسيوم 0.5mol\L
- ☐ 20 mL من الأمونيا تركيزه 0.2 mol\L مع 50 mL من KOH تركيزه 0.1 mol\L

٤- يعتبر أحد المحاليل التالية محلولاً منظماً و هو :-

- ☐ 200mL من HCl 0.1 mol\L مع 100 mL من محلول الأمونيا تركيزه 0.2 mol\L
- ☐ 100 mL من حمض الأستيك 0.2 mol\L مع 100 mL من NaOH تركيزه 0.2 mol\L
- ☐ 100 mL من حمض الأستيك 0.3 mol\L مع 200 mL من NaOH تركيزه 0.1 mol\L
- ☐ 200mL من HCl تركيزه 0.1 mol\L مع 400 mL من NaOH تركيزه 0.3 mol\L

٥- أحد المحاليل التالية يعتبر محلولاً منظماً و يتكون من مزيج :

- ☐ لتر من محلول حمض HClمع لتر من محلول الأمونيا المساوي له بالتركيز
- ☐ لتر من محلول حمض HCl مع لتر من محلول NaOH المساوي له بالتركيز
- ☐ لترين من حمض الأستيك مع لتر من NaOH المساوي له بالتركيز
- ☐ لترين من NaOH مع لتر من حمض الأستيك المساوي له بالتركيز

٦- أحد المحاليل التالية يعتبر محلول منظم و هو ناتج عن مزيج حجوم متساوية من :

- ☐ حمض هيدروكلوريك 0.1 M مع هيدروكسيد صوديوم 0.1 M
- ☐ حمض أستيك 0.1 M مع هيدروكسيد صوديوم 0.1 M
- ☐ أمونيا 0.2 M مع حمض هيدروكلوريك 0.1 M
- ☐ حمض أستيك 0.2 M مع أمونيا 0.2 M

ب- علل لما يلي :-

١- تبقى قيمة الأس الهيدروجيني ثابتة لمزيج من محلولي نيتريت الصوديوم $NaNO_2$ و حمض النيتروز HNO_2 عند إضافة كميات قليلة من : حمض هيدروكلوريك / - هيدروكسيد الصوديوم

.....

.....

.....

.....

٢- تبقى قيمة الأس الهيدروجيني ثابتة لمحلول ناتج من مزج الأمونيا NH_3 مع نيترات الأمونيوم NH_4NO_3 عند إضافة كميات قليلة من : حمض هيدروكلوريك / - هيدروكسيد الصوديوم

.....

.....

.....

.....

مراجعة (1-4)

١- ما المقصود بـ : المحلول المنظم ؟

.....

.....

.....

٢- وضح بالمعادلات ماذا يجري لقيمة الأس الهيدروجيني عند :

أ- إضافة حمض قوي إلى محلول منظم من كلوريد الأمونيوم / محلول الامونيا

.....

.....

.....

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

.....

.....

.....

٣- وضح بالمعادلات ماذا يجري لقيمة الأس الهيدروجيني في الحالات التالية و فسر إجابتك :

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

.....

.....

.....

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

.....

.....

.....

الدرس ٢-١ معايرة الأحماض والقواعد

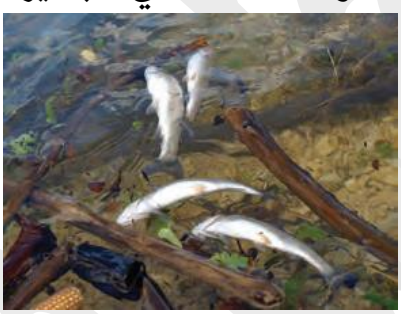
معرفة تركيز الحمض أو القاعدة في المواد المستخدمة في حياتنا اليومية أمر هام جداً و معرفة ذلك يتم بعملية تسمى المعايرة.

المعايرة : عملية تستخدم لتقدير تركيز مادة معينة في محلول ما بواسطة محلول آخر معلوم التركيز.

المحلول القياسي : هو محلول معلوم التركيز بدقة.

مثال١: محلول حمض هيدروكلوريك تركيزه 0.1 M بالضبط يسمى محلولاً .....

مثال٢: **هل فكرت يوماً في سبب موت الأسماك في البحيرة ؟!**



بسبب ازدياد حمضية المحيط مما أثر سلبياً على الحياة البحرية.

- **هل فكرت في سبب الارتجاع المعدي المريئي ؟**

أيضاً بسبب إزدياد الحمضية.

- **هل فكرت في سبب وجود قشرة في الرأس زائدة ؟**

بسبب ازدياد قاعدية الشامبو.

من هذه الأمثلة السابقة : نستنتج أن الأمر ليس معرفة PH فقط للوسط بل أحياناً يتطلب معرفة كمية الحمض في الماء أو كمية القاعدة الموجودة في عينة من المادة.

تذكر أن : ١- التركيز المولاري هو عدد مولات المذاب في لتر واحد من المحلول و يقاس بـ

(Mol \ L)

عدد المولات

التركيز بالمولارية ← $C = \frac{n}{V}$

الحجم باللتر

٢- يمكن تخفيف تركيز المحلول بإضافة الماء إلى المحلول بحيث يزداد حجم المذيب

$$C_1V_1 = C_2V_2$$

تفاعل التعادل بين حمض قوي (أحادي البروتون) و قاعدة قوية (أحادية الهيدروكسيد)

ما هو تفاعل التعادل بين الحمض القوي و القاعدة القوية ؟

التفاعل الذي يحدث بين كميات متساوية من الحمض و القاعدة (حمض أحادي البروتون و القاعدة أحادية الهيدروكسيد) بحيث تتفاعل كاتيونات الهيدرونيوم الناتجة من المحلول الحمضي مع أنيونات الهيدروكسيد الناتجة من المحلول القاعدي.

مثال: (تفاعل HCl مع NaOH)

$$(Na^+ + OH^-) + (H_3O^+ + Cl^-) \rightarrow Na^+ + Cl^- + 2H_2O$$

- المعادلة الأيونية النهائية لتفاعل التعادل : $H_3O^+ + OH^- \rightarrow 2H_2O$
- التفاعل طارد للحرارة و الأس الهيدروجيني للمحلول PH = 7
- التفاعل يدل على أن كاتيون الصوديوم و أنيون الكلوريد لم يشاركا في التفاعل.
- أنيونات الهيدروكسيد و كاتيونات الهيدرونيوم تفاعلا ليكونا الماء السائل.

٠'. تفاعل التعادل :

هو تفاعل كاتيون الهيدرونيوم (كاتيون الهيدروجين) من الحمض مع أنيون الهيدروكسيد من القاعدة لتكوين الماء.

يتميز التفاعل بين الأحماض و القواعد :

١- التفاعل الطارد للحرارة.

٢- يكون التفاعل تام عند مزج كميات متكافئة من الحمض أو القاعدة بحيث تستهلك كاتيونات الهيدرونيوم (H_3O^+) و أنيونات الهيدروكسيد (OH^-) كلياً.

٣- يكون : ١- PH = 7 ← تعادل حمض قوي مع قاعدة قوية.

٢- PH > 7 ← تعادل حمض ضعيف مع قاعدة قوية.

٣- PH < 7 ← تعادل حمض قوي مع قاعدة ضعيفة.

المعايرة : هي عملية كيميائية مخبرية يتم من خلالها معرفة حجم المحلول القياسي (حمض أو قاعدة) اللازم ليتفاعل تماماً مع المادة (حمض أو قاعدة) التي يراد معرفة تركيزها.

معايرة قاعدة قوية بواسطة حمض قوي باستخدام أدلة التعادل.

تذكر أن :

أدلة التعادل : هي أحماض أو قواعد عضوية ضعيفة يتغير لونه في مدى محدود من قيم PH .

نقطة التكافؤ : هي النقطة التي يتساوى فيها عدد مولات كاتيونات هيدرونيوم الحمض بعدد مولات أنيونات هيدروكسيد القاعدة.

ما هي دلائل الوصول إلى نقطة التكافؤ (غالباً ما يكون تفاعل المعايرة مصحوباً بتغير ما يمكن الاستدلال عليه) ؟

١- حدوث تغير في اللون قليل الحدوث في الأحماض و قواعد الشائعة .

٢- إضافة مادة ثالثة تعرف بدليل التعادل يشترط تغير لون الدليل عند نهاية التفاعل بين محلول المادة المراد معرفة تركيزها و المحلول القياسي.

مثال: معايرة 20 mL من محلول هيدروكسيد الصوديوم مجهول التركيز بمحلول قياسي من حمض الهيدروكلوريك تركيزه 0.1 M .

الخطوات :

١. تملأ السحاحة بحمض الهيدروكلوريك القياسي باستخدام قمع زجاجي و نضبط سطح المحلول عند صفر التدريج.
٢. نضع 20 mL من هيدروكسيد الصوديوم مجهول التركيز بواسطة ماصة في الدورق المخروطي.
٣. نضيف اليه قطرتين من دليل الميثيل البرتقالي إلى المحلول في الدورق المخروطي فيعطي لون أصفر (محلول قلوي) لون الحالة القاعدية.
٤. نفتح السحاحة و نبدأ بإنزال الحمض على محلول القاعدة بالتدريج و نرج باستمرار حتى بداية تغير اللون إلى الأحمر.

٥. نسجل حجم حمض هيدروكلوريك المضاف من السحاحة.

٦. نكرر الخطوات السابقة ثلاث مرات و في كل مرة نسجل قراءة الحجم ثم نأخذ المتوسط الحسابي للقراءات الثلاث.

انتهاء المعايرة : هي النقطة التي يمكن تحديدها عند تغير لون الدليل.

و نصل إلى نقطة التكافؤ (عدد مولات OH^- = عدد مولات H_3O^+) و نكتب المعادلة التي تعبر عن التفاعل

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

(aq) (aq) (aq) (l)

.'. عدد مولات OH^- = عدد مولات H_3O^+

و بشكل عام $aA + bB \rightarrow cC + dH_2O$

الماء + الملح ← القاعدة + الحمض

يكون :

$$\frac{C_a . V_a}{a} = \frac{C_v V_b}{b}$$

Cb تركيز القاعدة

Vb حجم القاعدة

b عدد مولات القاعدة

في المعادلة الموزونة

(المعامل الاتحادي للقاعدة)

Ca تركيز الحمض

Va حجم الحمض

a عدد مولات الحمض في المعادلة الموزونة

(المعامل الاتحادي للحمض)

اختيار دليل مناسب لعملية المعايرة

فما هو الدليل المناسب : هو الدليل الذي يجب أن يتغير لونه عند حدوث التغير المفاجئ في قيمة الأس الهيدروجيني PH للمحلول حول نقطة التكافؤ.

أو الدليل الذي يتفق مداه و المدى الذي يحدث عنده التغير المفاجئ في قيمة الأس الهيدروجيني PH للمحلول حول نقطة التكافؤ.

الأدلة	المدى	الأوساط التي تصلح لها
الميثيل البرتقالي الميثيل الأحمر	أقل من 7	حمض قوي + قاعدة ضعيفة PH لنقطة التكافؤ أقل من 7
الفينولفثالين الثايمول الأزرق أزرق البروموثيمول	أكبر من 7	حمض ضعيف + قاعدة قوية PH لنقطة التكافؤ أكبر من 7

علل لما يلي :

لا يصلح الميثيل البرتقالي لعملية معايرة هيدروكسيد البوتاسيوم بحمض الأستيك.

لأن حمض الأستيك ضعيف و هيدروكسيد البوتاسيوم قاعدة قوية PH > 7 لنقطة التكافؤ و مدى الدليل أقل من 7

.'. مدى الدليل لا يتفق مع المدى الذي يحدث فيه التغير المفاجئ في قيمة PH للمحلول حول نقطة التكافؤ.

حل المسائل التالية

المثال(١) صـ ٤٤ :

١- يتعادل 10 mL من محلول حمض كبريتيك تماماً مع 25 mL من هيدروكسيد البوتاسيوم تركيزه 0.4 mol\L و المطلوب :

أ- أكتب المعادلة الموزونة للتفاعل السابق ب- أحسب تركيز حمض الكبريتيك.

.....

.....

.....

.....

.....

٢- أحسب تركيز محلول حمض الفوسفوريك إذا تعادل 30 mL منه مع 75 mL من محلول هيدروكسيد الصوديوم تركيزه 0.4 M لإتمام التعادل .

$$H_3PO_4 + 3NaOH \rightarrow Na_3PO_4 + 3H_2O$$

.....

.....

.....

.....

.....

٢- تمت معايرة 20 mL من محلول هيدروكسيد الكالسيوم $Ca(OH)_2$ باستخدام حمض هيدروكلوريك تركيزه 0.5 M و عند اتمام التفاعل استُهلك 25 mL، أحسب تركيز محلول هيدروكسيد الكالسيوم

$$Ca(OH)_2 + 2\ HCl \rightarrow CaCl_2 + 2H_2O$$

.....

.....

.....

.....

.....

١- معايرة 20Ml **من حمض قوي** (HA) **مع قاعدة قوية** (BOH) **باستخدام جهاز الأس الهيدروجيني** .PH

حصلنا على النتائج التالية

V_b(mL)	pH	V_b(mL)	pH
0	**2.0**	**19**	3.6
2	**2.1**	**19.5**	4.2
4	**2.2**	**20**	7.0
6	**2.3**	**20.5**	9.4
8	**2.4**	**21**	10.1
10	**2.5**	**22**	10.5
12	**2.6**	**24**	10.9
14	**2.7**	**26**	11
16	**2.9**	**28**	11.1
18	**3.3**	**30**	11.2

من هذه النتائج نستنتج أن :

١- نقطة التكافؤ تكون 7.

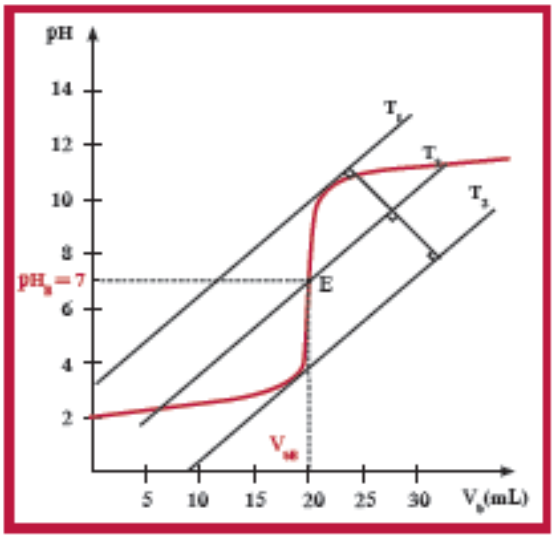
٢- مدى التغير المفاجئ هو (9.4 → 4.2) .'. جميع الأدلة تصلح للمعايرة.

منحنى المعايرة : **هو العلاقة البيانية بين الأس الهيدروجيني PH لمحلول في الدورق المخروطي و حجم الحمض (أو القاعدة) المضاف من السحاحة في معايرة الأحماض و القواعد.**

تساعد منحنيات المعايرة على :

١- تحديد نقطة التكافؤ بدقة و وضوح بطريقة تسمى طريقة المماسين المتوازيين .

٣- اختيار الدليل المناسب.



٢- **معايرة** 20 ml **من حمض ضعيف بواسطة قاعدة قوية** :

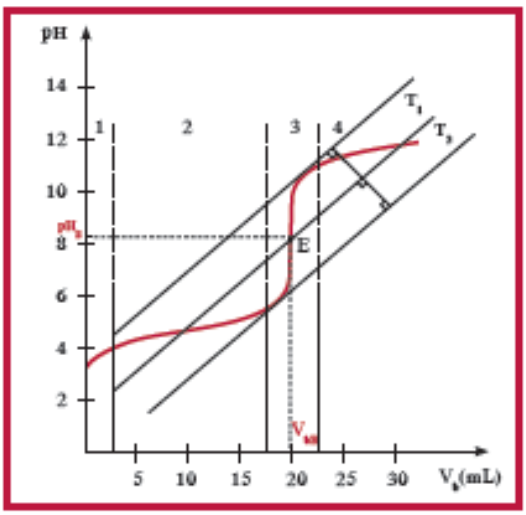
حصلنا على النتائج التالية

V_b (mL)	pH	V_b (mL)	pH
0	**3.4**	**19**	**6.1**
2	**3.9**	**19.5**	**6.4**
4	**4.2**	**20**	**8.3**
6	**4.4**	**20.5**	**10.3**
8	**4.6**	**21**	**10.7**
10	**4.8**	**21.5**	**10.9**
12	**5.0**	**22**	**11**
14	**5.2**	**24**	**11.3**
16	**5.4**	**26**	**11.5**
18	**5.75**	**28**	**11.6**
18.5	**5.9**	**30**	**11.7**

نلاحظ من هذه النتائج السابقة أن : التغير المفاجئ في قيمة PH يحدث بين

(10.3 – 6.4) .'. يجب أن يكون مدى الدليل > 7 و نقطة التكافؤ (PH = 8.3) فالدليل المناسب لعملية المعايرة هو الفينولفثالين – الثايمول الأزرق أو أزرق البروموثيمول لأن المدى له أكبر من 7 و يكون التفاعل

$$HA + OH^- \rightarrow A^- + H_2O$$



.'. عند نقطة التكافؤ يكون $\frac{C_aV_a}{a} = \frac{C_bV_b}{b}$

٣- معايرة 20ml من قاعدة ضعيفة بواسطة حمض قوي :-

حصلنا على النتائج التالية

V_a (mL)	pH	V_a (mL)	pH
0	**10.6**	**19**	**8.4**
2	**10**	**19.5**	**8.05**
4	**9.7**	**20**	**5.6**
6	**9.5**	**20.5**	**3.15**
8	**9.35**	**21**	**2.9**
10	**9.2**	**22**	**2.6**
12	**9**	**24**	**2.4**
14	**8.85**	**26**	**2.3**
16	**8.7**	**28**	**2.28**
18	**8.5**	**30**	**2.25**

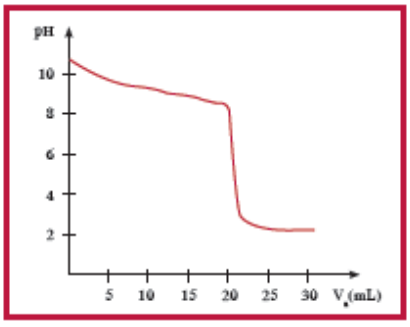
من النتائج السابقة نستنتج أن

PH = 5.6 لنقطة التكافؤ ، PH أقل من 7 و مدى التغير المفاجئ في PH (8 → 3.15) تقريباً .

∴ مدى الدليل أقل من 7

∴ الميثيل الأحمر و الميثيل البرتقالي يصلح لهذه العملية فقط.

منحنى المعايرة



من جميع ما سبق نستنتج أن :-

١- الحمض القوي و القاعدة القوية PH = 7 لنقطة التكافؤ

٢- الحمض الضعيف و القاعدة القوية PH > 7 لنقطة التكافؤ

٣- الحمض القوي و القاعدة ضعيفة PH < 7 لنقطة التكافؤ

أجب عن الأسئلة التالية

س١- ضع علامة (√) أمام أنسب عبارة تكمل كل جملة من الجمل التالية :-

١- وضع 50mL من حمض HA تركيزه 0.1 M في دورق مخروطي مناسب و تمت معايرته بإضافة محلول قلوي BOH تركيزه 0.1 M و الجدول التالي يوضح قيمة PH للمحلول عند كل إضافة للقلوي

Vb	0	40	49.95	50	50.05	51
PH	1	1.95	4.3	7	9.7	10.5

مما يدل على

- ☐ HA حمض ضعيف BOH قاعدة قوية
- ☐ HA حمض قوي BOH قاعدة قوية
- ☐ HA حمض ضعيف BOH قاعدة ضعيفة
- ☐ HA حمض قوي BOH قاعدة ضعيفة

أو ---> مما يدل أن الدليل المناسب لعميلة المعايرة هو :

- ☐ الميثيل الأحمر
- ☐ أزرق البرموثيمول
- ☐ الميثيل البرتقالي
- ☐ جميع الأدلة السابقة

٣- عند معايرة حمض هيدروكلوريك مع الأمونيا فإن :

أ- نقطة التكافؤ تكون :

- ☐ أكبر من 7
- ☐ تساوي 7
- ☐ أصغر من 7
- ☐ لا يحدث تعادل

ب- الدليل المناسب لعملية المعايرة السابقة هو :

- ☐ أزرق البروموثيمول
- ☐ الميثيل البرتقالي
- ☐ الثايمول الأزرق القاعدي
- ☐ جميع ما سبق

س٢- علل لما يلي :

١- يصلح الميثيل البرتقالي (3.1 - 4.4) كدليل عند معايرة حمض هيدروكلوريك مع الأمونيا.

.....

.....

.....

٢- **جميع أدلة المعايرة تصلح للإستدلال على نقطة التكافؤ (التعادل) عند معايرة حمض** HCl **مع** (NaOH) .

.....

.....

.....

٣- **احسب عدد مولات هيدروكسيد الصوديوم التي تحتاج اليها لمعادلة** 0.2 mol **من حمض النيتريك**.

.....

.....

.....

٤- **احسب حجم محلول حمض الهيدروكلوريك بتركيز** 0.45 M **الذي يجب أن يضاف إلى** 25 mL **من محلول هيدروكسيد البوتاسيوم بتركيز** 1 M **لإنتاج محلولاً متعادلاً**.

.....

.....

.....

س٣- حل المسألة التالية :

أضيف 15 mL **من محلول حمض الفوسفوريك إلى** 58.5ml **من محلول هيدروكسيد الصوديوم بتركيز** 0.15 M . **احسب التركيز المولاري لمحلول حمض الفوسفوريك إذا حدث وفقاً للتفاعل التالي** $H_3PO_4 + NaOH \rightarrow H_2O + NaH_2PO_4$

.....

.....

.....

.....

س٤- تمت معايرة 20ml **من حمض ضعيف** HA **بقاعدة قوية من هيدروكسيد الصوديوم بتركيز** 0.1mol /L **فى خلال نشاط عملى وقد تم تسجيل تغير قيمة الاس الهيدروجين فى الجدول التالى**

الاس الهيدروجين PH	**حجم القاعدة المضافة** Vb(/ mL)
2.65	**0**
3.2	**2**
3.6	**4**
3.8	**6**
4	**8**
4.2	**10**
4.3	**12**
4.45	**14**
4.7	**16**
5.05	**18**
5.3	**19**
6.45	**20**
9.1	**20.4**
10.35	**20.6**
11	**21**
11.45	**23**
11.6	**25**

- **ارسم منحنى المعايرة الذى يوضح تغيرات الأس الهيدروجينى بدالة حجم القاعدة المضافة**
- **حدد منحنى التكافؤ مستعينا بالرسم البيانى واحسب التركيز الابتدائى للحمض**

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

س٥- يستخدم حمض البنزويك وبنزوات الصوديوم في صناعة المشروبات الغازية المختلفة وفى صناعة العصائر وهى مواد بلورية صلبه بيضاء اللون تستخدم كمادة حافظة ويشار الى وجودها بالرقمين E-120 و E-211 تم تحضير محلول من حمض البنزويك وذلك بإذابة كتلة m من حمض البنزويك (C_6H_5COOH) في 200ml من الماء المقطر تمت معايره 100 mL من المحلول (S_0) بواسطة محلول هيدروكسيد الصوديوم NaOH بتركيز $C_a=1 \times 10^{-1}\ mol \times L^{-1}$ وتم قياس الاس الهيدروجيني pH خلال المعايرة وذلك بعد إضافة أحجام مختلفة من القاعدة

يوضح الجدول التالي قيم الأس الهيدروجين التي تم قياسها خلال المعايرة

أ- استخدام الجدول لرسم منحنى المعايرة الذى يوضح تغيرات الأس الهيدروجيني بدالة حجم القاعدة المضافة

V_n(ml)	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

ب-حدد نقطة التكافؤ مستعينا بالرسم البياني

ج-احسب التركيز الابتدائي C_a للمحلول

د-احسب كتلة حمض البنزويك m الذي أذبته في الماء المقطر لتحضير المحلول

هـ-افترض ان هذه المعايرة تمت بواسطة دليل أي من الأدلة التالية يمكن استخدامها ولماذا

الدليل	مدى الدليل
الميثيل البرتقالي	3.1 – 4.4
البروموثايمول الازرق	6 -7.6
الفينولفثالين	8.2 – 10

معطى M.wt. (O) = 16 $g.mol^{-1}$, M.wt.(C) = 12 $g.mol^{-1}$, M.wt(H)= 1 $g.mol^{-1}$

مخطط خارطة مفاهيم الوحدة