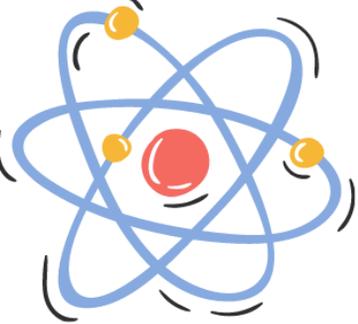


المثالي في الكيمياء



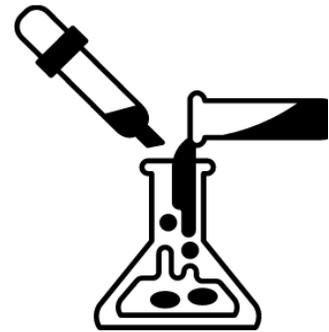
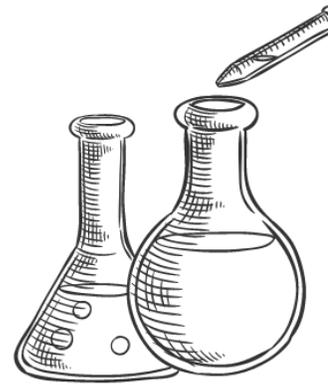
الصف الثاني عشر
العلمي
الفترة الثانية

مذكرة الشرح

2022-2023

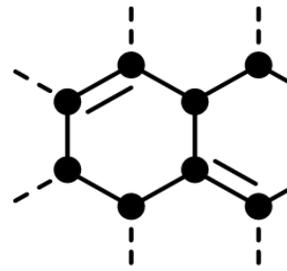


قائمة تشغيل شرح الدروس كما في
المذكرة وحل الأسئلة



الأستاذ / ناصر النبوي

55129947



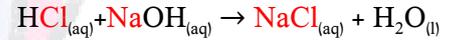
قواعد ضعيفة	قواعد قوية	احماض ضعيفة	احماض قوية
NH_3 الأمونيا	LiOH هيدروكسيد الليثيوم	HF حمض الهيدرو فلوريك	HCl حمض الهيدروكلوريك
Al(OH)_3 هيدروكسيد الألمنيوم	NaOH هيدروكسيد الصوديوم	HCN حمض الهيدروسيانيك	HBr حمض الهيدروبروميك
Cu(OH)_2 هيدروكسيد النحاس II	KOH هيدروكسيد البوتاسيوم	HNO_2 حمض النيتروز	HI حمض الهيدرو يوديك
Fe(OH)_2 هيدروكسيد الحديد II	Ca(OH)_2 هيدروكسيد الكالسيوم	HClO حمض هيبو كلوروز	HNO_3 حمض النيتريك
Fe(OH)_3 هيدروكسيد الحديد III	Mg(OH)_2 هيدروكسيد الماغنسيوم	HClO_2 حمض كلوروز	H_2SO_4 حمض الكبريتيك
	Ba(OH)_2 هيدروكسيد الباريوم	CH_3COOH حمض الأسيتيك	HClO_4 حمض بيركلوريك
		HCOOH حمض الفورميك	HClO_3 حمض الكلوريك
		H_2CO_3 حمض الكربونيك	
		H_2SO_3 حمض الكبريتوز	

مركبات أيونية تتكون من تفاعل الحمض مع القاعدة وتنتج عن اتحاد كاتيون القاعدة

الأملح

(كاتيون فلز أو الأمونيوم) وأنيون الحمض

يمكن اعتبار أن الأملاح تتكون حسب المعادلة العامة التالية: حمض + قاعدة ← ملح + ماء



تقسم الأملاح إلى ثلاثة أنواع حسب نوع الحمض والقاعدة المكونين للملح وتأثير محلولها المائي :

املاح قاعدية	املاح متعادلة	املاح حمضية	وجه المقارنة
هي املاح تتكون نتيجة التفاعل بين حمض ضعيفة وقاعدة قوية	هي املاح تتكون نتيجة التفاعل بين حمض قوي وقاعدة قوية	هي املاح تتكون نتيجة التفاعل بين حمض قوي وقاعدة ضعيفة	التعريف
$\text{NaF} - \text{KCN} - \text{CaCO}_3$	$\text{NaCl} - \text{KBr} - \text{MgSO}_4$	$\text{NH}_4\text{Cl} - \text{Cu(NO}_3)_2$	امثلة

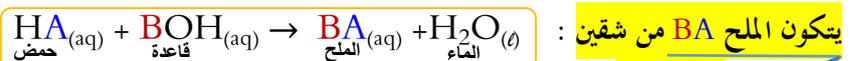
الأملاح التي تنتج من تفاعل حمض ضعيف وقاعدة ضعيفة قد تكون متعادلة أو حمضية أو قاعدية

ويتوقف ذلك على قيمة K_a (ثابت تأين الحمض الضعيف) وقيمة K_b (ثابت تأين القاعدة الضعيفة)

١- إذا كانت قيمة $K_a > K_b$ فإن الملح يكون حمضي

٢- إذا كانت قيمة $K_a = K_b$ فإن الملح يكون متعادل

٣- إذا كانت قيمة $K_a < K_b$ فإن الملح يكون قاعدي (قلوي)



شق حمضي (أنيون - أيون سالب) أو القاعدة المرافقة للحمض A^-

شق قاعدي (كاتيون - أيون موجب) : B^+

فملح الطعام مثلاً (كلوريد الصوديوم NaCl) يتكون من شق حمضي (Cl^-) وشق قاعدي (Na^+)

حمض الأسيتك CH ₃ COOH	K _a = 1.8 x 10 ⁻⁵
حمض الفورميك HCOOH	K _a = 1.764 x 10 ⁻⁴
حمض الهيدروسيانيك HCN	K _a = 7 x 10 ⁻¹¹
محلول الأمونيا NH ₃	K _b = 1.8 x 10 ⁻⁵

حدد نوع كل من الأملاح التالية مستعينا بقيم ثوابت التأيين

في الجدول المقابل :

- 1- أسيتات الأمونيوم CH₃COONH₄ (متعادل)
- 2- فورمات الأمونيوم HCOONH₄ (حمضي)
- 3- سيانيد الأمونيوم NH₄CN (قاعدِي)

سؤال
مهارة التحليل

12 طلسمي



تسمية الأملاح

تسمية الشقوق الحمضية

أ- تسمية الشقوق الحمضية للأحماض غير الأكسجينية

- ١- إذا كان الشق لا يحتوي علي هيدروجين بدول : اسم اللافلز (أو المجموعة الذرية) + يد
- ٢- إذا كان الشق لا زال يحتوي علي هيدروجين بدول اسم اللافلز (أو المجموعة الذرية) + يد + هيدروجيني

سيانيد	CN ⁻	كبريتيد هيدروجيني	HS ⁻	بروميد	Br ⁻	فلوريد	F ⁻
		كبريتيد	S ²⁻	يوديد	I ⁻	كلوريد	Cl ⁻

ب- تسمية الشقوق الحمضية للأحماض الأكسجينية

حذف كلمة حمض ثم استبدال المقطع **وزب** (يت) والمقطع **يكب** (ات)

أسيات (إيثانوات)	CH ₃ COO ⁻	بيربرومات	BrO ₄ ⁻	هيبو كلوريت	ClO ⁻
فورمات (ميتانوات)	HCOO ⁻	نيتريت	NO ₂ ⁻	كلوريت	ClO ₂ ⁻
فوسفات ثنائي الهيدروجين	H ₂ PO ₄ ⁻	نيترات	NO ₃ ⁻	كلورات	ClO ₃ ⁻
فوسفات أحادي الهيدروجين	HPO ₄ ²⁻	كربوت هيدروجينية	HCO ₃ ⁻	بيركلورات	ClO ₄ ⁻
فوسفات	PO ₄ ³⁻	كربوت	CO ₃ ²⁻	هيبوبروميت	BrO ⁻
فوسفيت هيدروجيني	H ₂ PO ₃ ⁻	كبريتيد هيدروجيني	HSO ₃ ⁻	بروميت	BrO ₂ ⁻
فوسفيت	HPO ₃ ²⁻	كبريتيت	SO ₃ ²⁻	برومات	BrO ₃ ⁻

أولا : الأملاح غير الهيدروجينية

- 1- أملاح غير هيدروجينية تحتوى على فلزات (او الامونيا) أعداد تأكسدها ثابتة (اسم الشق الحمضى + اسم الفلز أو الأمونيوم)
- 2- أملاح غير هيدروجينية تحتوى على فلزات أعداد تأكسدها متغيرة (اسم الشق الحمضى + اسم الفلز + عدد التأكسد بأرقام I,II,III)

كلوريد الكالسيوم	CaCl ₂	نيتريت البو سيوم	KNO ₂	كلوريد الامونيوم	NH ₄ Cl
كبريتيد البو سيوم	K ₂ S	كبريتات النحاس II	CuSO ₄	كبريتات الصوديوم	Na ₂ SO ₄
نيترات البو سيوم	KNO ₃	كلوريد الحديد II	FeCl ₃	نيترات الكالسيوم	Ca(NO ₃) ₂
كلوريد النحاس I	CuCl	كبريتات الحديد II	FeSO ₄	كربوت المغنسيوم	MgCO ₃
نيتريت الصوديوم	NaNO ₂	كبريتات الحديد III	Fe ₂ (SO ₄) ₃	فوسفات البو سيوم	K ₃ PO ₄
كلوريد النحاس I	CuCl	يودات البو سيوم	KIO ₃	نيترات الأمونيوم	NH ₄ NO ₃
فوسفات حديد II	Fe ₃ (PO ₄) ₂	بيركلورات الأمونيوم	NH ₄ ClO ₄	فوسفيت الفضة	AgHPO ₃
فوسفات حديد III	FePO ₄	كرومات الصوديوم	Na ₂ CrO ₄	برومات المغنسيوم	Mg(BrO ₃) ₂

ثانياً : الأملاح الهيدروجينية

كبريتات الصوديوم الهيدروجينية	NaHSO ₄	كبريتات الحديد II الهيدروجينية	Fe(HSO ₄) ₂
كبريتات الصوديوم الهيدروجينية	NaHCO ₃	كبريتات النحاس II الهيدروجينية	Cu(HSO ₃) ₂
كبريتات الحديد III ثنائية الهيدروجين	Fe(H ₂ PO ₄) ₃	كبريتات الأمونيوم ثنائي الهيدروجين	NH ₄ H ₂ PO ₄
كربونات الصوديوم الهيدروجينية	NaHCO ₃	كربونات المغنيسيوم الهيدروجينية	Mg(HCO ₃) ₂
كربونات الحديد III أحادي الهيدروجين	Fe ₂ (HPO ₄) ₃	كربونات النحاس I هيدروجيني	CuHSO ₃
كربونات الحديد II أحادي الهيدروجين	FeHPO ₄		

12 علمي

تميز الأملاح



اشتهرت مركبات كربونات الكالسيوم وكربونات الماغنسيوم وبيكربونات الصوديوم بأنها أملاح مضادة للحموضة؟

لأنها أملاح قاعدية (قلوية) تعادل (تتفاعل مع) حمض المعدة وتخفف الحرقه فيها

تميز الملح تتفاعل بين أيونات الملح وأيونات الماء لتكوين حمض وقاعدة أحدهما أو كلاهما ضعيف .

تقسيم الأملاح على حسب ثير محلولها المائي

وجه المقارنة	محاليل حمضية	محاليل متعادلة	محاليل قاعدية
التعريف	محاليل الأملاح الحمضية التي تنتج من تفاعل حمض قوي وقاعدة ضعيفة	محاليل الأملاح المتعادلة التي تنتج من تفاعل حمض قوي وقاعدة قوية	محاليل الأملاح القاعدية التي تنتج من تفاعل حمض ضعيف وقاعدة قوية
pH	اقل من 7	يساوي 7	أكبر من 7

تعتمد طبيعة محاليل الاملاح الناتجة عن تفاعل

حمض ضعيف وقاعدة ضعيفة علي القوي النسبية للأحماض الضعيفة والقواعد الضعيفة :

١- حمضي (Ka > Kb) . ٢- قاعدي (Ka < Kb) . ٣- متعادل (Ka = Kb)

الأملاح المتعادلة الناتجة من حمض قوي وقاعدة قوية لا تتفاعل مع الماء (لا تتتمياً) لكنها تتفكك (تتأين)

فقط في المحلول المائي

1 المحاليل المتعادلة

من الأملاح المتعادلة التي لا تتتمياً ويكون محلولها المائي متعادل pH=7

NaCl / KBr / NaNO₃ / KNO₃ / MgSO₄ / LiHSO₄ / KClO₃ / NaClO₄ / Ca(HSO₄)₂

ذوبان كلوريد الصوديوم NaCl (او أي ملح متعادل) في الماء ينتج محلول متعادل (pH=7)

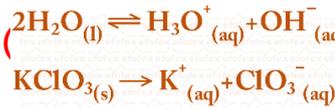


لا يتمياً كأيون الصوديوم Na⁺ لأنه ناتج عن قاعدة قوية NaOH ولا يتمياً أيون الكلوريد Cl⁻ لأنه ناتج عن حمض

قوي HCl وبالتالي يظل [H₃O⁺] = [OH⁻] أي تكون قيمة pH=7 (محلول متعادل)



علل ذوبان كلورات البوتاسيوم (KClO_3) في الماء ينتج محلول متعادل ($\text{pH}=7$)



لا يتمياً كاتيون البوتاسيوم K^+ لأنه ناتج عن قاعدة قوية KOH ولا يتمياً أنيون الكلورات ClO_3^- لأنه ناتج عن حمض قوي HClO_3 وبالتالي يظل $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$ أي تكون قيمة $\text{pH}=7$ (محلول متعادل)

الملح الذي لا يتمياً



- ١- يكون ناتج عن حمض قوي وقاعدة قوية
- ٢- تكون قيمة pH لمحلوله المائي تساوي 7
- ٣- يكون تركيز الشق الحمضي أو القاعدي مساويا لتركيز محلول الملح او مضاعفاته

اكمل ما يلي :

- تم تحضير محلول من ملح نترات الكالسيوم $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ تركيزه 0.3 M فان تركيز كاتيون الكالسيوم في المحلول يساوي وتركيز أنيون النترات فيه يساوي



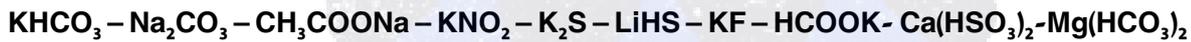
0.3 M

0.3M

0.6M

2 للمحاليل القاعدية (القلوية)

من الأملاح القاعدية (القلوية) التي تتمياً (يتمياً فيها الشق الحمضي فقط) ويكون محلولها المائي قاعدي $\text{pH}>7$

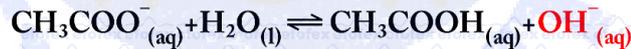


علل محلول ملح اسيتات الصوديوم CH_3COONa (او أي ملح قاعدي) في الماء قاعدي ($\text{pH}>7$)



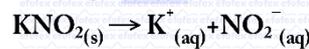
لا يتمياً كاتيون الصوديوم Na^+ لأنه ناتج عن قاعدة قوية NaOH بينما يتمياً أنيون الأسيتات CH_3COO^-

لأنه ناتج عن حمض ضعيف CH_3COOH حسب المعادلة التالية :



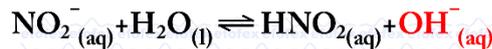
وبالتالي يصبح $[\text{H}_3\text{O}^+] < [\text{OH}^-]$ أي تكون قيمة $\text{pH}>7$ (محلول قاعدي)

علل محلول نيتريت البوتاسيوم في الماء قاعدي أو قيمة الأس الهيدروجيني له pH أكبر من 7



لا يتمياً كاتيون البوتاسيوم K^+ لأنه ناتج عن قاعدة قوية KOH بينما يتمياً أنيون النيتريت NO_2^-

لأنه ناتج عن حمض ضعيف HNO_2 حسب المعادلة التالية :



وبالتالي يصبح $[\text{H}_3\text{O}^+] < [\text{OH}^-]$ أي تكون قيمة $\text{pH}>7$ (محلول قاعدي)

3 للمحاليل الحمضية

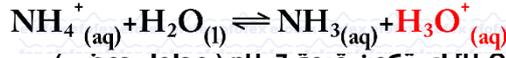
من الأملاح الحمضية التي تتمياً (يتمياً فيها الشق القاعدي فقط) ويكون محلولها المائي حمضي $\text{pH}<7$



علل محلول كلوريد الأمونيوم في الماء حمضي أو قيمة الأس الهيدروجيني له pH أقل من 7



لا يتيمأ أنيون الكلوريد Cl^- لأنه ناتج عن حمض قوي HCl بينما يتيمأ كاتيون الأمونيوم NH_4^+ لأنه ناتج عن قاعدة ضعيفة NH_3 حسب المعادلة التالية :



وبالتالي يصبح $[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-]$ أي تكون قيمة $\text{pH} < 7$ (محلول حمضي)

ملاحظات هامة جدا

الملح الذي يتيمأ فيه

2 الشق القاعدي فقط

3 الشق الحمضي والقاعدي

1 الشق الحمضي فقط

يكون محلوله حمضي

يكون محلوله حمضي أو قاعدي أو متعادل ويتوقف ذلك على ثوابت التأيين

يكون محلوله قاعدي

درجة تيمؤ الشق الحمضي أو القاعدي تتوقف على قيمة K_a , K_b فكلما زادت قيمة ثابت التأيين للحمض أو القاعدة كلما قلت درجة تيمؤه الشق الحمضي أو القاعدي الذي يتيمأ بدرجة أكبر يكون تركيزه أقل من الشق الحمضي أو القاعدي الذي يتيمأ بدرجة أقل غالباً الشق الذي يتيمأ يكون تركيزه في المحلول المائي أقل من تركيز محلول الملح

محلول أسيتات الأمونيوم تركيزه 0.1	محلول أسيتات صوديوم تركيزه 0.1 M	
الأسيتات CH_3COO^- والأمونيوم NH_4^+	الأسيتات CH_3COO^-	الشق الذي يتيمأ
$[\text{NH}_4^+] < 0.1 \text{ M}$	$[\text{Na}^+] = 0.1 \text{ M}$	تركيز الكاتيون
$[\text{CH}_3\text{COO}^-] < 0.1 \text{ M}$	$[\text{CH}_3\text{COO}^-] < 0.1 \text{ M}$	تركيز الأنيون
محلول كلوريد الأمونيوم تركيزه 0.1 M	محلول كلوريد صوديوم تركيزه 0.1 M	
الكلوريد Cl^-	الكلوريد Cl^- والصوديوم Na^+	الشق الذي لا يتيمأ
$[\text{NH}_4^+] < 0.1 \text{ M}$	$[\text{Na}^+] = 0.1 \text{ M}$	تركيز الكاتيون
$[\text{Cl}^-] = 0.1 \text{ M}$	$[\text{Cl}^-] = 0.1 \text{ M}$	تركيز الأنيون

تطبيق : إذا علمت أن محلول أسيتات الأمونيوم متعادل ومحلول فورمات الأمونيوم حمضي نستنتج ما يلي :

- 1- ثابت تأين حمض الأسيتيك يساوي ثابت تأين الأمونيا
- 2- ثابت تأين حمض الفورميك أكبر من ثابت تأين الأمونيا
- 3- ثابت تأين حمض الأسيتيك أقل من ثابت تأين حمض الفورميك
- 4- يتيمأ أنيون الأسيتات بدرجة أكبر من أنيون الفورمات ويكون تركيز كل منهما أقل من تركيز محلول الملح
- 5- إذا كان محلولي الملحين متساوي التركيز فإن تركيز أنيون الأسيتات يكون أقل من تركيز أنيون الفورمات ويكون تركيز كاتيون الأمونيوم مساو لتركيز أنيون الأسيتات وأقل من تركيز أنيون الفورمات



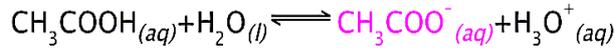
مهارات كيميائية

تأثير الأيون المشترك على قيمة الأس الهيدروجيني pH

ماذا تتوقع أن يحدث مع التفسير (مع كتابة معادلات كيميائية كلما أمكن)

١- لقيمة pH لخلول حمض الأسيتيك عند إضافة ملح أسيتات الصوديوم إليه

الحدث تزداد قيمة pH للمحلول

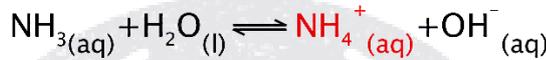


عند إضافة ملح أسيتات الصوديوم يزداد تركيز أنيون الأسيتات المشترك ويختل اتزان الحمض الضعيف فيزاح موضع الاتزان في الاتجاه العكسي فيقل $[\text{H}_3\text{O}^+]$ وتزداد قيمة pH

التفسير

٢- لقيمة pH لخلول الأمونيا عند إضافة ملح كلورات الأمونيوم إليه

الحدث تقل قيمة pH للمحلول



عند إضافة ملح كلورات الأمونيوم يزداد تركيز كاتيون الأمونيوم المشترك ويختل اتزان القاعدة الضعيفة فيزاح موضع الاتزان في الاتجاه العكسي فيقل $[\text{OH}^-]$ وتقل قيمة pH

التفسير

ملاحظة هامة

- ١- إضافة ملح قاعدي (أو قاعدة) على محلول يزيد من قيمة الأس الهيدروجيني للمحلول
- ٢- وإضافة ملح حمضي (أو حمض) على محلول يقلل من قيمة الأس الهيدروجيني
- ٣- إضافة ملح متعادل على محلول لا يغير من قيمة الأس الهيدروجيني للمحلول

تأثير إضافة مادة على pH لمحلول

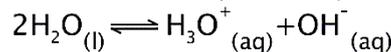
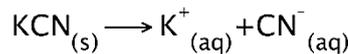
أكمل الجدول التالي:

ماذا يحدث في قيمة pH للمحلول في العمود (ب) ، عند إضافة المركب في العمود (أ) إلى محلول المركب في العمود (ب)

العمود (أ)	العمود (ب)	قيمة pH (تزداد - تقل - تبقى بته)
NH ₄ Cl	NH ₃	تقل
HCOOK	HCOOH	تزداد
KNO ₃	HNO ₃	تبقى بته
HNO ₃	KNO ₃	تقل

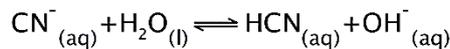
الأيون الذي يتمياً يقل تركيزه ويكون أقل من تركيز المحلول غالباً أما الأيون الذي لا يتمياً يكون تركيزه مساوياً لتركيز المحلول أو مضاعفاته

علل : تركيز أنيون السيانيد أقل من تركيز كاتيون البوتاسيوم في محلول سيانيد البوتاسيوم في الماء



لا يتمياً كاتيون البوتاسيوم لأنه ناتج عن قاعدة قوية KOH ويكون تركيزه مساوياً لتركيز المحلول

بينما يتمياً أنيون السيانيد لأنه ناتج عن حمض ضعيف HCN حسب المعادلة التالية:



ويكون تركيز أنيون السيانيد أقل من تركيز المحلول وأقل من تركيز كاتيون البوتاسيوم



أنواع المحاليل :

المحلول المشبع	المحلول فوق المشبع	المحلول غير المشبع
هو المحلول الذي يحتوي علي أكبر كمية من المذاب وليس له القدرة علي اذابة أي كمية اضافية من المذاب فيه عند درجة حرارة معينة بحيث تترسب أي كمية اضافية من المذاب ويكون في حالة اتزان ديناميكي	هو المحلول الذي يحتوي علي كمية من المادة المذابة أكبر مما في المحلول المشبع عند الظروف ذاتها	هو المحلول الذي يحتوي علي كمية من المذاب اقل مما في المحلول المشبع عند الظروف ذاتها وله القدرة علي اذابة كميات اضافية من المذاب عند اضافتها اليه من دون ترسيب

يعبر عن تركيز المحلول المشبع المتزن بالذوبانية ويرمز لها بالرمز X { الذوبانية = تركيز المحلول المشبع المتزن }

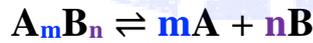
كمية المذاب اللازمة لإنتاج محلول مشبع في كمية محددة من المذيب وعند درجة حرارة معينة.

الذوبانية

الأملاح بحسب ذوبانها في الماء

املاح غير قابلة للذوبان	املاح قابلة للذوبان
املاح تذوب كمية قليلة منها في الماء وتسمى املاح شحيحة الذوبان	املاح تذوب كمية كبيرة منها في الماء قبل أن يتكون راسب

بفرض أن A_mB_n مركب أيوني شحيح الذوبان ويتفكك في محلوله المشبع المتزن حسب المعادلة التالية :



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

K_{sp} ثابت حاصل الإذابة

حاصل ضرب تركيز الأيونات مقدرًا بالمول/لتر والتي تتواجد في حالة اتزان في محلولها المشبع كل مرفوع الي الاس الذي يمثل عدد مولات الايونات الموجودة في معادلة التفكك الموزونة عند درجة حرارة معينة.

كتابة تعبير ثابت حاصل الإذابة Ksp :

تعبير Ksp	معادلة التفكك للمركب الأيوني شحيح النوبان	تعبير Ksp	معادلة التفكك للمركب الأيوني شحيح النوبان
$K_{sp}=[Fe^{2+}][S^{2-}]$	$FeS_{(s)} \rightleftharpoons Fe^{2+}_{(aq)}+S^{2-}_{(aq)}$	$K_{sp}=[Ag^+][Cl^-]$	$AgCl_{(s)} \rightleftharpoons Ag^+_{(aq)}+Cl^-_{(aq)}$
$K_{sp}=[Pb^{2+}][S^{2-}]$	$PbS_{(s)} \rightleftharpoons Pb^{2+}_{(aq)}+S^{2-}_{(aq)}$	$K_{sp}=[Ca^{2+}][F^-]^2$	$CaF_{2(s)} \rightleftharpoons Ca^{2+}_{(aq)}+2F^-_{(aq)}$
$K_{sp}=[Al^{3+}][OH^-]^3$	$Al(OH)_{3(s)} \rightleftharpoons Al^{3+}_{(aq)}+3OH^-_{(aq)}$	$K_{sp}=[Pb^{2+}][CrO_4^{2-}]$	$PbCrO_{4(s)} \rightleftharpoons Pb^{2+}_{(aq)}+CrO_4^{2-}_{(aq)}$
$K_{sp}=[Ca^{2+}][CO_3^{2-}]$	$CaCO_{3(s)} \rightleftharpoons Ca^{2+}_{(aq)}+CO_3^{2-}_{(aq)}$	$K_{sp}=[Pb^{2+}][SO_4^{2-}]$	$PbSO_{4(s)} \rightleftharpoons Pb^{2+}_{(aq)}+SO_4^{2-}_{(aq)}$
$K_{sp}=[Ba^{2+}][SO_4^{2-}]$	$BaCO_{3(s)} \rightleftharpoons Ba^{2+}_{(aq)}+CO_3^{2-}_{(aq)}$	$K_{sp}=[Ca^{2+}][SO_4^{2-}]$	$CaSO_{4(s)} \rightleftharpoons Ca^{2+}_{(aq)}+SO_4^{2-}_{(aq)}$
$K_{sp}=[Ca^{2+}]^3[PO_4^{3-}]^2$	$Ca_3(PO_4)_{2(s)} \rightleftharpoons 3Ca^{2+}_{(aq)}+2PO_4^{3-}_{(aq)}$	$K_{sp}=[Ag^+]^2[SO_4^{2-}]$	$Ag_2SO_{4(s)} \rightleftharpoons 2Ag^+_{(aq)}+SO_4^{2-}_{(aq)}$
$K_{sp}=[Ca^{2+}][OH^-]^2$	$Ca(OH)_{2(s)} \rightleftharpoons Ca^{2+}_{(aq)}+2OH^-_{(aq)}$	$K_{sp}=[Ag^+]^2[S^{2-}]$	$Ag_2S_{(s)} \rightleftharpoons 2Ag^+_{(aq)}+S^{2-}_{(aq)}$

ملاحظة: لا تتغير قيمة ثابت حاصل الإذابة الا بتغير درجة الحرارة فقط

كتابة تعبير ثابت حاصل الإذابة Ksp بدلالة النوبانية x (تركيز المحلول المشبع المترن و مركب أيوني شحيح النوبان)

صيغة لمركب	معادلة التأيين	تركيز الأيونات بدلالة النوبانية x	Ksp	Ksp بدلالة x	x بدلالة Ksp
AB	$AB_{(s)} \rightleftharpoons A^+_{(aq)}+B^-_{(aq)}$	$[A^+]=x$ $[B^-]=x$	$K_{sp} = [A^+][B^-]$	$K_{sp}= x^2$	$x=\sqrt{K_{sp}}$
A ₂ B	$A_2B_{(s)} \rightleftharpoons 2A^+_{(aq)}+B^{2-}_{(aq)}$	$[A^+]=2x$ $[B^{2-}]=x$	$K_{sp} = [A^+]^2[B^{2-}]$	$K_{sp}= 4x^3$	$x=\sqrt[3]{\frac{K_{sp}}{4}}$
AB ₂	$AB_{2(s)} \rightleftharpoons A^{2+}_{(aq)}+2B^-_{(aq)}$	$[A^{2+}]=x$ $[B^-]=2x$	$K_{sp} = [A^{2+}][B^-]^2$	$K_{sp}= 4x^3$	$x=\sqrt[3]{\frac{K_{sp}}{4}}$

أمثلة محلولة

1 احسب تركيز كاتيونات الفضة و انيونات الكلوريد في المحلول المشبع لكلوريد الفضة عند درجة حرارة 25° C ،

$$K_{sp}(AgCl) = 1.8 \times 10^{-10}$$

2 احسب تركيز كاتيونات الكالسيوم و انيونات الفلوريد في المحلول المشبع لفلوريد الكالسيوم عند درجة حرارة 25° C

$$K_{sp, CaF_2} = 3.9 \times 10^{-11}$$

3 احسب تركيز كاتيونات الفضة أنيونات الكبريتيد في المحلول المشبع لكبريتيد الفضة عند درجة حرارة 25°C علماً بأن $K_{\text{SP}}(\text{Ag}_2\text{S}) = 8 \times 10^{-51}$

4 إذا كان تركيز أيون الرصاص Pb^{2+} في محلول مشبع من يوديد الرصاص PbI_2 هو $2 \times 10^{-2}\text{ M}$ احسب حاصل الاذابة

5 إذا كان تركيز أيونات البريوم في محلول كربونات البريوم BaCO_3 المشبع هو $9 \times 10^{-5}\text{ mol/L}$ عند 25°C فاحسب تركيز ايونات الكربونات بعد إضافة ايونات البريوم بحيث يصبح تركيزها $2.7 \times 10^{-4}\text{ mol/L}$ عند نفس درجة الحرارة

الحاصل الأيوني Q حاصل ضرب تركيزات الأيونات الموجودة في المحلول (سواء كان مشبع أو غير مشبع أو فوق مشبع) كل مرفوع إلى أس يساوي عدد مولاته في الصيغة.

يمكن توقع حدوث راسب أو ذوبان مركب أيوني شحيح الذوبان بمقارنة قيمة Q و قيمة K_{sp}

- ١- $Q = K_{\text{sp}}$ (المحلول مشبع متزن) . ويكون معدل الذوبان يساوي معدل الترسيب (لا تزداد كمية الراسب أي لا يحدث ترسيب ولا تتغير تراكيز الأيونات في المحلول)
- ٢- $Q < K_{\text{sp}}$ (محلول غير مشبع) ويحدث ذوبان ولا يحدث ترسيب
- ٣- $Q > K_{\text{sp}}$ (المحلول فوق مشبع) ويحدث ترسيب

أولا : إذابة إلكترويت شحيح الذوبان

الفكرة العامة : بإضافة مادة تعمل على تقليل تركيز أحد أيونات المركب الأيوني شحيح الذوبان في المحلول المشبع فيختل الاتزان وبحسب مبدأ لوشاتليه تصبح قيمة $Q < K_{sp}$ ويزاح موضع الاتزان في الاتجاه الطردى (اتجاه الذوبان) فتذوب كمية إضافية من المركب لإعادة الاتزان

يمكن إذابة إلكترويت شحيح الذوبان بطريقتين :

- 1- إضافة حمض قوي (مثل حمض الهيدروكلوريك أو حمض النيتريك) لتكوين إلكترويت ضعيف
- 2- إضافة الأمونيا لتكوين أيون متراكب ثابت

1 المركبات التي يمكن إذابتها باستخدام حمض قوي تحتوي على كبريتيد - كربونات - فوسفات - هيدروكسيد

2 المركبات التي يمكن إذابتها بإضافة الأمونيا يجب أن تحتوي على كاتيونات الفلزات الانتقالية والتي لها القدرة على تكوين أيونات متراكبة ثابتة مثل Cu^{2+} , Ag^+



1 إذابة إلكترويت شحيح الذوبان بإضافة حمض قوي

علل : يذوب هيدروكسيد المنجنيز $Mn(OH)_2$ شحيح الذوبان في الماء عند إضافة حمض الهيدروكلوريك إليه

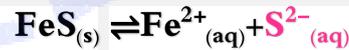


يتحد أنيون الهيدروكسيد في المحلول مع كاتيون الهيدرونيوم من الحمض المضاف مكونا إلكترويت ضعيف (الماء)



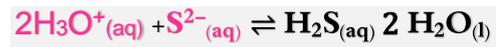
يحدث خلل في الاتزان في المحلول و تصبح قيمة الحاصل الأيوني Q أقل من ثابت حاصل الإذابة K_{sp} ولإعادة الاتزان يذوب هيدروكسيد

علل : يذوب كبريتيد الحديد FeS شحيح الذوبان في الماء عند إضافة حمض الهيدروكلوريك إليه



يتحد أنيون الكبريتيد في المحلول مع كاتيون الهيدرونيوم من الحمض المضاف مكونا إلكترويت ضعيف (الماء وحمض

الهيدروكبريتيك)



يحدث خلل في الاتزان في المحلول و تصبح قيمة الحاصل الأيوني Q أقل من ثابت حاصل الإذابة K_{sp} ولإعادة الاتزان يذوب كبريتيد الحديد

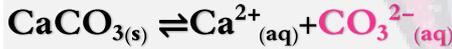
ماذا تتوقع مع التفسير :

إضافة حمض النيتريك إلى محلول مشبع متزن من كربونات

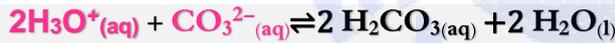
الكالسيوم شحيح الذوبان في الماء

الحدث : يذوب كربونات الكالسيوم

التفسير :



يتحد أنيون الكربونات في المحلول مع كاتيون الهيدرونيوم من الحمض المضاف مكونا إلكترويت ضعيف (حمض الكربونيك والماء)

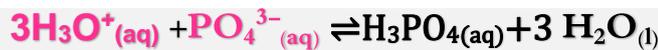


يحدث خلل في الاتزان في المحلول و تصبح قيمة الحاصل الأيوني Q أقل من ثابت حاصل الإذابة K_{sp} ولإعادة الاتزان يذوب كربونات الكالسيوم

علل : ذوبانية فوسفات الباريوم في الماء تزداد بإضافة حمض



يتحد أنيون الفوسفات في المحلول مع كاتيون الهيدرونيوم من الحمض المضاف مكونا إلكترويت ضعيف (الماء وحمض الفوسفوريك)



يحدث خلل في الاتزان في المحلول و تصبح قيمة الحاصل الأيوني Q أقل من ثابت حاصل الإذابة K_{sp} ولإعادة الاتزان يذوب المزيد من فوسفات الباريوم

2 إذابة إلكتروليت شحيح الذوبان بإضافة الأمونيا (تكوين أيون مترابك)

علل : يذوب كلوريد الفضة شحيح الذوبان بإضافة محلول الأمونيا إلى محلوله المشبع



يتحد كاتيون الفضة في المحلول مع الأمونيا مكونا كاتيون الفضة الأمونيومي المترابك وهو أيون ثابت



ويحدث خلل في الاتزان في المحلول و تصبح قيمة الحاصل الأيوني Q أقل من ثابت حاصل الإذابة Ksp ولإعادة الاتزان يذوب كلوريد الفضة

علل : عند إضافة محلول الأمونيا إلى هيدروكسيد النحاس II شحيح الذوبان فإنه يذوب



يتحد كاتيون النحاس في المحلول مع الأمونيا مكونا كاتيون النحاس الأمونيومي المترابك وهو أيون ثابت



ويحدث خلل في الاتزان في المحلول و تصبح قيمة الحاصل الأيوني Q أقل من ثابت حاصل الإذابة Ksp ولإعادة الاتزان يذوب هيدروكسيد النحاس II

ملاحظة هامة: المركبات شحيحة الذوبان مثل $\text{Cu}(\text{OH})_2$ يمكن إذابتها بالطريقتين السابقتين

ثانياً : ترسيب مادة من محلولها المشبع المتزن (تأثير الأيون المشترك)

عبارة عن تقليل تفكك إلكتروليت ضعيف نتيجة اضافة احد ايوناته لمحلوله المشبع المتزن

تأثير الأيون المشترك

علل : ذوبان كلوريد الفضة في محلول كلوريد الصوديوم أقل من ذوبانها في الماء (يمكن ترسيب كلوريد الفضة من محلوله المشبع المتزن بإضافة محلول كلوريد الصوديوم)



بزيادة تركيز أنيون الكلوريد المشترك تصبح قيمة $K_{sp} < Q$ ويحدث خلل في الاتزان ويزاح موضع الاتزان في الاتجاه العكسي فيحدث ترسيب لكلوريد الفضة وتقل ذوبانيتها

علل : يترسب كلوريد الباريوم من محلوله المشبع عند إضافة محلول نترات الباريوم إليه



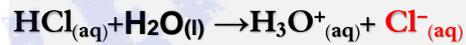
بزيادة تركيز كاتيون الباريوم المشترك تصبح قيمة $K_{sp} < Q$ ويحدث خلل في الاتزان ويزاح موضع الاتزان في الاتجاه العكسي فيحدث ترسيب لكلوريد الباريوم وتقل ذوبانيتها

علل : ذوبان كلوريد الفضة في محلول نترات الفضة أقل من ذوبانها في الماء (يمكن ترسيب كلوريد الفضة من محلوله المشبع المتزن بإضافة محلول نترات الفضة)



بزيادة تركيز كاتيون الفضة المشترك تصبح قيمة $K_{sp} < Q$ ويحدث خلل في الاتزان ويزاح موضع الاتزان في الاتجاه العكسي فيحدث ترسيب لكلوريد الفضة وتقل ذوبانيتها

علل : يترسب كلوريد الباريوم من محلوله المشبع عند إضافة محلول حمض الهيدروكلوريك إليه



بزيادة تركيز أنيون الكلوريد المشترك تصبح قيمة $K_{sp} < Q$ ويحدث خلل في الاتزان ويزاح موضع الاتزان في الاتجاه العكسي فيحدث ترسيب لكلوريد الباريوم وتقل ذوبانيتها

لديك أربعة محاليل متساوية التركيز كما هو موضح في الرسم التوضيحي التالي :



NaOH



HCl



NH₃



CH₃COOH

أجب عما يلي :

1- عند إضافة كمية من المحلول (1) إلى كمية من المحلول (4) فإن قيمة pH تقل

2- عند إضافة كمية من المحلول (4) إلى كمية من المحلول (1) فإن قيمة pH تزداد

3- عند إضافة كمية من المحلول (3) إلى كمية من المحلول (2) فإن قيمة pH تقل

أمثلة محلولة على توقع راسب

تحسب قيمة الحاصل الأيوني Q بنفس طريقة حساب K_{sp} مع ملاحظة قيمة Q ليست مقدار ثابت وتتغير بتغير تركيز الأيونات في المحلول وحساب تركيز الأيونات من المحاليل التي يتم خلطها (مزجها) استخدم القوانين المختصرة التالية :

2 بمعلومية تركيز المركبات M التي يتم خلطها

$$[\text{أيون}] = \frac{\text{قبل الخلط} \times M \times V_L}{\text{بعد الخلط} \times V_L}$$

1 بمعلومية عدد مولات المركبات التي يتم خلطها

$$[\text{أيون}] = \frac{\text{عدد مولات الأيون في الصيغة} \times n}{\text{بعد الخلط} \times V_L}$$

1 توقع إذا كان هناك تكوين راسب لكبريتات الباريوم عند إضافة 0.5 L من محلول $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ تركيزه 0.002 mol/L إلى 0.5 L من محلول Na_2SO_4 تركيزه 0.008 mol/L لتكوين محلول حجمه 1L علماً بأن : $K_{sp}(\text{BaSO}_4) = 1.1 \times 10^{-10}$

2 توقع إذا كان هناك تكوين راسب لكربونات الكالسيوم عند إضافة 0.5 L من محلول $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ تركيزه 0.001 mol/L إلى 0.5 L من محلول Na_2CO_3 تركيزه 0.0008 mol/L لتكوين محلول حجمه 1L علماً بأن : $K_{sp}(\text{CaCO}_3) = 4.5 \times 10^{-9}$

3 توقع إذا كان هناك تكوين راسب كلوريد الرصاص عند إضافة 0.025 mol من CaCl_2 إلى 0.015 mol من $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ مع كمية من الماء للحصول على محلول حجمه 1 L علماً بأن : $K_{sp}(\text{PbCl}_2) = 1.7 \times 10^{-5}$

توقع إذا كان هناك تكوين راسب من فلوريد الكالسيوم CaF_2 عند إضافة 50mL من محلول نترات الكالسيوم $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ تركيزه $5 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$ إلى 50mL من فلوريد الصوديوم تركيزه $2 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$ ليصبح حجم المحلول علما أن ثابت حاصل الإذابة لفلوريد الكالسيوم $K_{sp}(\text{CaF}_2) = 1.7 \times 10^{-10}$

4





عند مزج 100 mL من محلول حمض الهيدروكلوريك HCl تركيزه 1M مع 100 mL من هيدروكسيد الصوديوم NaOH بتركيز 1M بين جهاز قياس الأس الهيدروجيني أن قيمة pH=7 مما يدل على أن المحلول الناتج متعادل كلما ترتفع درجة الحرارة مما يدل أن التفاعل بين الأحماض والقواعد (تفاعل التعادل) طارد للحرارة



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

يتميز تفاعل التعادل بالتالي

1 تفاعل طارد للحرارة

2 يكون التفاعل تام عند مزج كميات متكافئة من الحمض والقاعدة بحيث يستهلك كاتيون الهيدرونيوم وأنيون الهيدروكسيد

3 تكون جميع المحاليل المتفاعلة متعادلة

حمضي pH < 7 معايرة حمض قوي وقاعدة ضعيفة

متعادل pH = 7 معايرة حمض قوي وقاعدة قوية

قاعدي pH = 7 معايرة حمض ضعيف وقاعدة قوية

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

الهدف من المعايرة:

تستخدم عملية المعايرة لمعرفة تركيز حمض أو قاعدة (مجهول التركيز) باستخدام محلول قياسي [معلوم التركيز] لقاعدة أو حمض

المحلول القياسي: هو المحلول المعلوم تركيزه بدقة.

الدليل المناسب: الدليل الذي يجب أن يتغير لونه عند حدوث تغير مفاجئ في قيمة pH للمحلول حول نقطة التكافؤ

أو الدليل الذي يتفق مداه والمدى الذي يحدث عنده التغير المفاجئ في قيمة pH للمحلول حول نقطة التكافؤ

نقطة التكافؤ: هي نقطة (قيمة pH) يتساوى عندها عدد مولات كاتيونات هيدرونيوم الحمض مع عدد مولات

أنيونات هيدروكسيد القاعدة

نقطة انتهاء المعايرة: هي النقطة (قيمة pH) التي يتغير عندها لون الدليل بشكل مفاجئ

ملاحظة هامة: نقطة التكافؤ هي نقطة نظرية نحصل عليها من منحنيات المعايرة بينما نقطة انتهاء المعايرة هي نقطة عملية

عند انتهاء المعايرة نكون قد وصلنا لنقطة التكافؤ

أي ان عدد مولات كاتيون هيدرونيوم الحمض = عدد مولات انيون هيدروكسيد القاعدة



$$\frac{n_a}{a} = \frac{n_b}{b} \quad \text{أو} \quad \frac{C_a V_a}{a} = \frac{C_b V_b}{b}$$

Ca تركيز الحمض، Cb تركيز القاعدة، Va حجم الحمض، Vb حجم القاعدة (a, b) معاملات اتحادية العناصر

أمثلة محلولة

1 تعادل 10 mL من محلول حمض الكبريتيك تماماً مع 25 mL من هيدروكسيد البوتاسيوم تركيزه 0.4 M احسب تركيز حمض الكبريتيك .

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

3 تمت معاودة 20 mL من محلول هيدروكسيد الكالسيوم $Ca(OH)_2$ باستخدام حمض الهيدروكلوريك تركيزه 0.5 M وعند تمام التفاعل ، استهلك 25 mL من الحمض احسب تركيز محلول هيدروكسيد الكالسيوم

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

أولاً : معايرة حمض قوي (HA) مع قاعدة قوية (BOH) باستخدام جهاز قياس الاس الهيدروجيني :

HA= HCl , HBr , HI , HNO₃ (حمض قوي أحادي البروتون)

BOH= NaOH , KOH (قاعدة قوية أحادية الهيدروكسيد)

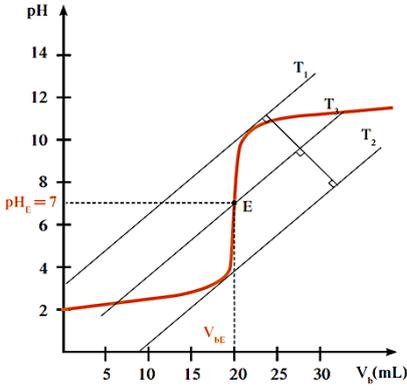
نتيجة المعايرة

Vb(ml)	0	2	4	6	8	10	12	14	16	18	19	19.5	20	20.5	21	22	24	26	28	30
pH	2	2.1	2.2	2.3	2.4	2.5	2.6	2.7	2.9	3.3	3.6	4.2	7	9.4	10.1	10.5	10.9	11	11.1	11.2

منحنى المعايرة :

يتكون من 3 أقسام :

القسم الأول	pH يتزايد بشكل بطيء	يمثل خط شبه موزي للمحور الأفقي
القسم الثاني	pH يتزايد بشكل مفاجئ - الخط الموزي للمحول الرأسي	
القسم الثالث	pH يتزايد بشكل بطيء مرة أخرى	



منحنى المعايرة : العلاقة البيانية بين الأس الهيدروجيني للمحلول في الدورق المخروطي

وحجم الحمض أو القاعدة المضاف من السحاحة في معايرة الأحماض والقواعد

تساعدنا منحنيات المعايرة في :

١- تحديد نقطة التكافؤ بدقة. ٢- اختيار الدليل المناسب

الدليل المناسب : الدليل الذي يجب أن يتغير لونه عند حدوث تغير مفاجئ في قيمة pH للمحلول حول نقطة التكافؤ.

أو الدليل الذي يتفق مداه والمدى الذي يحدث عنده التغير المفاجئ في قيمة pH للمحلول حول نقطة التكافؤ.

كيف يتم تحديد نقطة التكافؤ من منحنى المعايرة بطريقة المماسان المتوازيان

الدليل	لون الحالة الحمضية للدليل	مدى الدليل (اللون الوسطي)	لون الحالة القاعدية للدليل
الميثيل البرتقالي	أحمر	3.1 — 4.4 (برتقالي)	أصفر
الميثيل الأحمر	أحمر	4.2 — 6.3 (برتقالي)	أصفر
الثايمول الأزرق القاعدي	أصفر	8.0 — 9.6 (أخضر)	أزرق
الفينولفثالين	عديم اللون	8.2 — 10.0 (زهري فاتح)	زهري

نقطة التكافؤ في معايرة حمض قوي وقاعدة قوية pH_E=7

الأدلة المناسبة في معايرة حمض قوي وقاعدة قوية

الميثيل الأحمر - الميثيل البرتقالي (الأدلة الحمضية)

الفينولفثالين - الثايمول الأزرق القاعدي (الأدلة القاعدية)

علل : يصلح دليل (الميثيل الأحمر - الميثيل البرتقالي)

الفينولفثالين - الثايمول الأزرق القاعدي) في معايرة حمض الهيدروكلوريك باستخدام محلول هيدروكسيد الصوديوم

لان حمض الهيدروكلوريك حمض قوي وهيدروكسيد الصوديوم قاعدة قوية فتكون قيمة الاس الهيدروجيني pH

للمحلول عند نقطة التكافؤ تساوي 7 ومدى دليل (الميثيل البرتقالي - الميثيل الأحمر والثايمول الأزرق القاعدي - الفينولفثالين)

يتفق والمدى الذي يحدث عنده التغير المفاجئ في قيمة الاس الهيدروجيني للمحلول حول نقطة التكافؤ pH

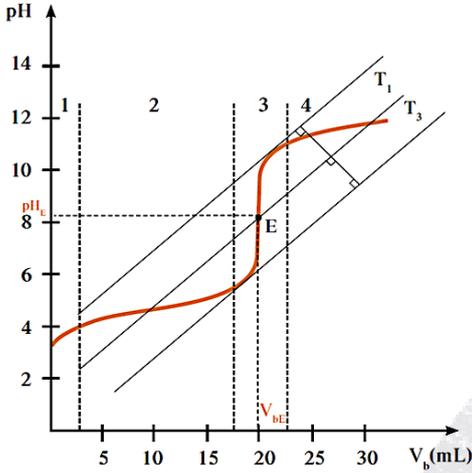
ثانيا : معايرة حمض ضعيف (HA) بواسطة قاعدة قوية (BOH) باستخدام جهاز قياس الاس الهيدروجيني pH :



Vb(ml)	0	2	4	6	8	10	12	14	16	18	18.5	19	19.5	20	20.5	21	21.5	22	24	26	28	30
pH	3.4	3.9	4.2	4.4	4.6	4.8	5	5.2	5.4	5.75	5.9	6.1	6.4	8.3	10.3	10.7	10.9	11	11.3	11.5	11.6	11.7

نتيجة المعايرة

منحنى المعايرة :



يتكون من 4 أقسام :

القسم الأول	pH يتزايد بشكل ملحوظ
القسم الثاني	pH يتزايد بشكل بطيء
القسم الثالث	pH يتزايد بشكل مفاجئ
القسم الرابع	pH يتزايد بشكل بطيء

كيف يتم تحديد نقطة التكافؤ من منحنى المعايرة ؟ بطريقة المماسان المتوازيان

نقطة التكافؤ في معايرة حمض ضعيف وقاعدة قوية (8.3) $pH_E > 7$

الأدلة المناسبة في معايرة حمض ضعيف وقاعدة قوية الفينولفثالين - الثامبول الأزرق القاعدي (الأدلة القاعدية)

علل : يصلح دليل (الفينولفثالين - الثامبول الأزرق القاعدي) في معايرة حمض الأسيتيك باستخدام محلول هيدروكسيد الصوديوم

لان حمض الأسيتيك حمض ضعيف وهيدروكسيد الصوديوم قاعدة قوية فتكون قيمة الاس الهيدروجيني pH للمحلول عند نقطة التكافؤ أكبر من 7 ومدي دليل (التامبول الأزرق القاعدي - الفينولفثالين) يتفق والمدي الذي يحدث عنده التغير المفاجئ في قيمة الاس الهيدروجيني للمحلول حول نقطة التكافؤ

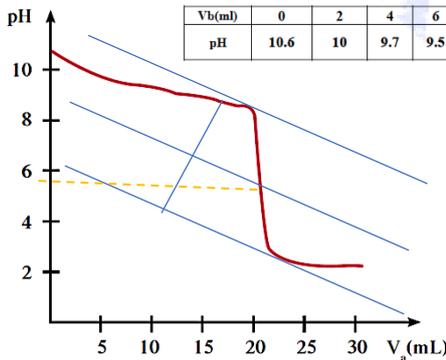
علل : لا يصلح دليل (الميثيل البرتقالي - الميثيل الأحمر) في معايرة حمض الأسيتيك باستخدام محلول هيدروكسيد الصوديوم لان حمض الأسيتيك حمض ضعيف وهيدروكسيد الصوديوم قاعدة قوية فتكون قيمة الاس الهيدروجيني pH للمحلول عند نقطة التكافؤ أكبر من 7 ومدي دليل (الميثيل الأحمر - الميثيل البرتقالي) لا يتفق والمدي الذي يحدث عنده التغير المفاجئ في قيمة الاس الهيدروجيني للمحلول حول نقطة التكافؤ

ثالثا : معايرة قاعدة ضعيفة (الأمونيا) بواسطة حمض قوي (حمض الهيدروكلوريك) باستخدام جهاز قياس الاس الهيدروجيني :

Vb(ml)	0	2	4	6	8	10	12	14	16	18	19	19.5	20	20.5	21	22	24	26	28	30
pH	10.6	10	9.7	9.5	9.3	9.2	9	8.8	8.7	8.5	8.4	8.05	5.6	3.15	2.9	2.6	2.4	2.3	2.28	2.25

نتيجة المعايرة

منحنى المعايرة : يتكون من 3 أقسام :



القسم الأول	pH تقل بشكل بطيء
القسم الثاني	pH تقل بشكل مفاجئ
القسم الثالث	pH تقل بشكل بطيء

كيف يتم تحديد نقطة التكافؤ من منحنى المعايرة ؟ بطريقة المماسان المتوازيان

نقطة التكافؤ في معايرة قاعدة ضعيفة حمض قوي (5.6) $pH_E < 7$

الأدلة المناسبة في معايرة قاعدة ضعيفة حمض قوي الميثيل البرتقالي و الميثيل الأحمر (الأدلة الحمضية)

- علل :** يصلح دليل (الميثيل البرتقالي - الميثيل الأحمر) في معايرة حمض الأستيك باستخدام محلول هيدروكسيد الصوديوم
- لان الأمونيا قاعدة ضعيفة وحمض الهيدروكلوريك حمض قوي فتكون قيمة الاس الهيدروجيني pH للمحلول عند نقطة التكافؤ أقل من 7 ومدي دليل (الميثيل البرتقالي و الميثيل الأحمر) يتفق والمدي الذي يحدث عنده التغير المفاجئ في قيمة الاس الهيدروجيني للمحلول حول نقطة التكافؤ
- علل :** لا يصلح دليل (الفيولفتالين - النايول الأزرق القاعدي) في معايرة الأمونيا باستخدام محلول حمض الهيدروكلوريك
- لان الأمونيا قاعدة ضعيفة وحمض الهيدروكلوريك حمض قوي فتكون قيمة الاس الهيدروجيني pH للمحلول عند نقطة التكافؤ أقل من 7 ومدي دليل (الفيولفتالين - النايول الأزرق القاعدي) لا يتفق والمدي الذي يحدث عنده التغير المفاجئ في قيمة الاس الهيدروجيني للمحلول حول نقطة التكافؤ

ملاحظات هامة:

- إذا كان منحنى المعايرة صاعد يدل ذلك ان المحلول القياسي في السحاحة لقاعدة وان المحلول في الدورق المخروطي لحمض أي أنها عملية معايرة لحمض باستخدام قاعدة
- إذا كان منحنى المعايرة هابط يدل ذلك ان المحلول القياسي في السحاحة لحمض وان المحلول في الدورق المخروطي لقاعدة أي أنها عملية معايرة لقاعدة باستخدام حمض
- يمكن تحديد صيغة الملح الناتج من المعايرة بتحديد قيمة **a** أو **b**
- مثال:-** يتفاعل حمض الفسفوريك مع هيدروكسيد الصوديوم كالتالي :

المعادلة الموزونة	قيمة b	صيغة الملح الناتج
$3\text{NaOH}_{(aq)} + \text{H}_3\text{PO}_{4(aq)} \rightarrow \text{Na}_3\text{PO}_{4(aq)} + 3\text{H}_2\text{O}_{(l)}$	3	H_3PO_4
$2\text{NaOH}_{(aq)} + \text{H}_3\text{PO}_{4(aq)} \rightarrow \text{Na}_2\text{HPO}_{4(aq)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(l)}$	2	Na_2HPO_4
$\text{NaOH}_{(aq)} + \text{H}_3\text{PO}_{4(aq)} \rightarrow \text{NaH}_2\text{PO}_{4(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)}$	1	NaH_2PO_4

يتفاعل حمض الهيدروكلوريك مع هيدروكسيد الكالسيوم كالتالي :

المعادلة الموزونة	قيمة a	صيغة الملح الناتج
$\text{Ca}(\text{OH})_{2(aq)} + 2\text{HCl}_{(aq)} \rightarrow \text{CaCl}_{2(aq)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(l)}$	2	CaCl_2
$\text{Ca}(\text{OH})_{2(aq)} + \text{HCl}_{(aq)} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})\text{Cl}_{(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)}$	1	$\text{Ca}(\text{OH})\text{Cl}$

أضيف 10 mL من محلول حمض الفسفوريك H_3PO_4 تركيزه 1M إلى 20 mL من محلول هيدروكسيد الصوديوم NaOH تركيزه 1M المطلوب : كتابة صيغة الملح الناتج ، كتابة معادلة التفاعل الحادث

5



تكايفات العناصر في المركبات العضوية :

التكافؤ	اسم العنصر ورمزه
4	الكربون C
1	الهيدروجين H
1	الهالوجينات X حيث X = F, Cl, Br, I
2	الأكسجين O
3	النيتروجين N

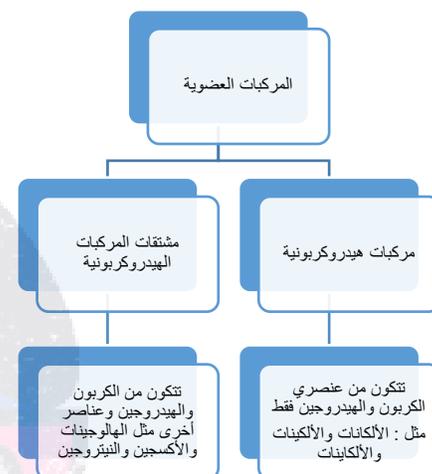
تسمية المركبات الهيدروكربونية المشبعة (الألكانات) بنظام الأيوباك IUPAC

عدد ذرات الكربون	المقطع	تسمية الألكان	الصيغة الكيميائية
1	ميث	ميثان	CH ₄
2	إيث	إيثان	CH ₃ -CH ₃
3	بروب	بروبان	CH ₃ -CH ₂ -CH ₃
4	بيوت	بيوتان	CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₃
5	بنت	بنتان	CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₃
6	هكس	هكسان	CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₃

من أهم الألكينات :

البروبين CH₃-CH=CH₂الإيثين (الإيثيلين) CH₂=CH₂-2 بيوتين CH₃-CH=CH₂-CH₃-1 بيوتين CH₂=CH-CH₂-CH₃

تصنيف المركبات العضوية :



المجموعة (1) الوظيفية

المجموعة الوظيفية : عبارة عن ذرة أو مجموعة ذرية تمثل الجزء النشط الذي تتركز إليه التفاعلات الكيميائية للمركب الذي يحتويها لعائلة من المركبات العضوية وتحدد الصيغة البنائية والخواص الكيميائية

مثال	الصيغة العامة	اسم المجموعة الوظيفية وصيغتها الكيميائية	العائلة
CH ₃ - Cl	R - X	-X (F, Cl, Br, I)	الهالوكربونات الهالوجينية
CH ₃ - OH	R - OH	-OH	الكحولات
CH ₃ - O - CH ₃	R - O - R\	-O-	الإثيرات
CH ₃ - C(=O) - H	R - C(=O) - H	-CHO	الألدهيدات
CH ₃ - C(=O) - CH ₃	R - C(=O) - R\	-CO-	الكيتونات
CH ₃ - C(=O) - OH	R - C(=O) - OH	-COOH	الأحماض الكربوكسيلية
CH ₃ - C(=O) - OR	R\ - C(=O) - OR	-COOR	الأسترات
CH ₃ - NH ₂	R - NH ₂	-NH ₂	الأمينات (الأمينو)

تمثل R\, R السلاسل الكربونية في المركبات العضوية أعلاه يمكن ان تكون متماثلين او مختلفين

انواع التفاعلات الكيميائية فى المركبات العضوية

1 تفاعلات الإحلال

تفاعلات تحل فيها ذرة او مجموعه ذرية محل ذرة او مجموعه ذرية اخرى متصلة بذرة الكربون

2 تفاعلات الإنتزاع

تفاعلات يتم فيها لزع ذرتين او ذرة ومجموعه ذرية من ذرتى كربون متجاورتين لتكون مركبات غير مشبعة

3 تفاعلات الإضافة

تفاعلات يتم فيها اضافة ذرات او مجموعات ذرية الى ذرتى كربون متجاورتين ترتبط برابطه تساهمية ثنائية او ثلاثية غير مشبعة



المجموعات الوظيفية

الهاليدات العضوية

-X
الهالوجين

المركبات الكربونيلية

$\text{C}=\text{O}$
الكربونيل

الكحولات

-OH
الهيدروكسيل

الأحماض الكربوكسيلية

$\text{C}=\text{O}$
-OH
الكربوكسيل

الإثيرات

-O-
الإيثر

الأمينات

-NH₂
الأمين

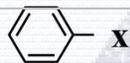


الهيدروكربونات الهالوجينية (الهاليدات العضوية):

مركبات عضوية مشتقة من الهيدروكربونات الأليفاتية أو الأروماتية باستبدال ذرة هالوجين أو أكثر بما يماثل عددها من ذرات الهيدروجين

الصيغة العامة: R-X حيث X = Cl , F , Br , I **المجموعة الوظيفية:** الهالوجين (X-)

تصنيف الهيدروكربونات الهالوجينية أحادية الهالوجين:

وجه المقارنة	هاليد الألكيل (هالو ألكان) R-X	هاليد الفينيل (هالو بنزين) Ar-X
التعريف	الهيدروكربون الهالوجيني الذي تتصل فيه ذرة هالوجين واحده بشق الكيل	الهيدروكربون الهالوجيني الذي تتصل فيه ذرة هالوجين واحده بشق الفينيل أو (الاراييل)
النشاط	اكثر نشاطا	اقل نشاطا
مثال	CH ₃ CH ₂ Cl	

مجموعة (شق) الألكيل (R-): الجزء المتبقي من الألكان بعد حذف ذرة هيدروجين واحدة منه فقط

اسم الألكان	صيغة الألكان	صيغة الألكيل	اسم الألكيل
ميثان	CH ₄	CH ₃ -	ميثيل
إيثان	C ₂ H ₆ / CH ₃ -CH ₃	C ₂ H ₅ - / CH ₃ -CH ₂ -	إيثيل
بروبان	CH ₃ -CH ₂ -CH ₃	CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ - / C ₃ H ₇ -	بروبيل أولي أو بروبييل
		$\begin{array}{c} \text{CH}_3-\text{CH}-\text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 \\ \text{CH}_3-\text{CH}- \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$	بروبيل ثانوي أو أيزوبروبيل
بيوتان	CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₃	CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -	بيوتيل أولي أو بيوتيل
		$\begin{array}{c} \text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}-\text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 \\ \text{CH}_3-\text{CH}-\text{CH}- \\ \quad \\ \text{CH}_3 \quad \text{C}_2\text{H}_5 \end{array}$	بيوتيل ثانوي
2-ميثيل بروبان	$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3-\text{CH}-\text{CH}_3 \end{array}$	CH ₃ -CH(CH ₃)-CH ₂ -	أيزوبيوتيل
		(CH ₃) ₂ CH-CH ₂ -	بيوتيل ثالثي

تصنيف هاليدات الألكيل على حسب نوع ذرة الكربون المتصلة بذرة الهالوجين :

1 هاليد ألكيل أولي

تربط فيها ذرة الهالوجين بذرة كربون (أولية) وهي ذرة كربون متصلة بذرتي هيدروجين ومجموعه الكيل أو بذرات هيدروجين



2 هاليد ألكيل ثانوي

تربط ذرة الهالوجين بذرة كربون (ثانوية) متصلة بذرة هيدروجين ومجموعتي الكيل



3 هاليد ألكيل ثالثي

تربط ذرة الهالوجين بذرة كربون (ثالثية) متصلة بثلاث مجموعات الكيل



عل : يعتبر بروميد الأيزوبيوتيل (1-برومو-2-ميثيل بروبان) من هاليدات الألكيل الأولية بينما كلوريد الأيزوبروبيل (2-كلوروبروبان) من هاليدات الألكيل الثانوية

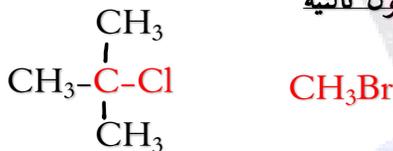
بروميد الأيزوبيوتيل هاليد ألكيل أولي لان ذرة الهالوجين تتصل بذرة كربون أولية وهي ذرة كربون تتصل بذرتي هيدروجين ومجموعة ألكيل بينما كلوريد الأيزوبروبيل هاليد ألكيل ثانوي لان ذرة الهالوجين تتصل بذرة كربون ثانوية وهي ذرة كربون تتصل بذرة هيدروجين ومجموعتي ألكيل

$$CH_3-CH(CH_3)-CH_2-Br$$

$$CH_3CHClCH_3$$

عل : يعتبر بروموميثان من هاليدات الألكيل الأولية بينما 2-كلورو-2-ميثيل بروبان من هاليدات الألكيل الثالثية

بروموميثان هاليد ألكيل أولي لان ذرة الهالوجين تتصل بذرة كربون أولية وهي ذرة كربون تتصل بثلاث ذرات هيدروجين بينما 2-كلورو-2-ميثيل بروبان هاليد ألكيل ثالثي لان ذرة الهالوجين تتصل بذرة كربون ثالثية وهي ذرة كربون تتصل بثلاث مجموعات ألكيل



الخواص الفيزيائية

الذوبان في الماء

الهيدروكربونات الهالوجينية شحيحة الذوبان في الماء على الرغم انها مركبات قطبية **عل ؟**
لعدم قدرتها على تكون روابط هيدروجينية بين جزيئاتها وجزيئات الماء

درجة الغليان

درجات غليان هاليدات الألكيل أعلى بكثير من درجات غليان الالكانات التي حضرت منها **عل ؟**

لان هاليدات الألكيل مركبات قطبية وقوة التجاذب بين جزيئاتها كبيرة بينما الألكانات مركبات غير قطبية وقوي

التجاذب بين جزيئاتها ضعيفة

تزداد درجة غليان هاليد الألكيل التي تحتوي على ذرة الهالوجين نفسها بزيادة كتلتها الجزيئية

عل : درجة غليان $CH_3CH_2CH_2Br$ اعلى من درجة غليان CH_3CH_2Br

لان الكتلة المولية لبروميد البروبيل اكبر من الكتلة المولية لبروميد الايثيل

ترداد درجة غليان هاليدات الألكيل التي تحتوي علي المجموعة العضوية نفسها بزيادة الكتلة الذرية لذرة الهالوجين



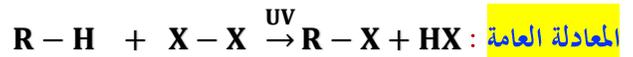
ترداد درجة الغليان

علل : درجة غليان يوديد الايثيل اعلى من درجة غليان كلوريد الايثيل

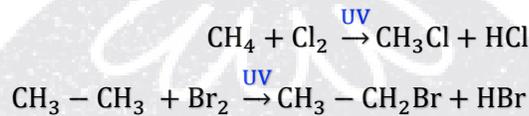
لان الكتلة الذرية لليود اكبر من الكتلة الذرية للكلور

تحضير الهيدروكربونات الهالوجينية

1 الهلجنة المباشرة للألكانات



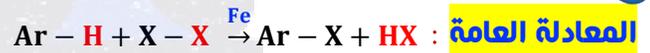
وضع بكتابه المعادلات الرمزية :



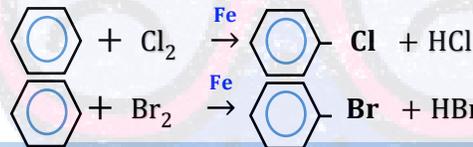
1. تفاعل الميثان مع الكلور .

2. تفاعل الايثان مع البروم

2 الهلجنة المباشرة للبنزين



وضع بكتابه المعادلات الرمزية :



1. تفاعل البنزين مع الكلور

2. تفاعل البنزين مع البروم

علل : لايمكن استخدام طريقة الهلجنة المباشرة للألكانات للحصول على هاليدات الاكيل النقية

بسبب تكون خليط من مركبات الالكان الهالوجينية ويمكن زيادة نسبة هاليدات الاكيل في النواتج عن طريق تقليل نسبة الهالوجين المارة في الالكان اثناء التفاعل

الخواص الكيميائية

علل تعتبر هاليدات الألكيل مواد نشطة غير مستقرة تتفاعل بسهولة

يرجع ذلك الي ان ذرة الهالوجين لها سالبية كهربائية مرتفعة مما يؤدي الي قطبية الرابطة حيث تحمل ذرة الهالوجين شحنة سالبة جزئية وتحمل ذرة الكربون شحنة موجبة جزئيا

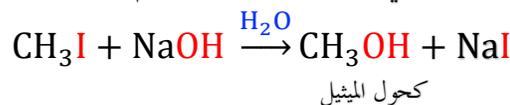
يمكن لهاليدات الألكيل أن تتفاعل بالإستبدال أو الإنتزاع (سنكتفي فقط بتفاعلات الإستبدال)

1 مع القواعد (تحضير الكحولات) : تميؤ (تحلل مائي) في وسط قاعدي



وضع بكتابه المعادلات الرمزية :

تفاعل يودوميثان (يوديد الميثيل) مع محلول مائي لهيدوكسيد الصوديوم



تفاعلات هاليدات الألكيل

1 $\text{NaOH}_{(\text{aq})}$

مع الماء في وسط قلوي

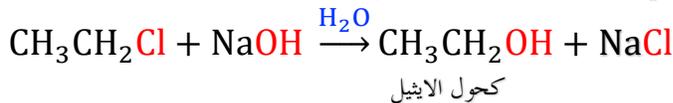
2 R-ONa

مع ألكوكسيد الصوديوم

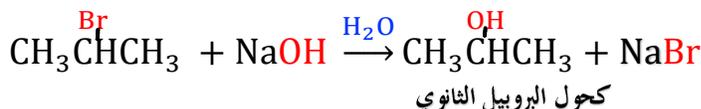
3 NaNH_2

مع أميد الصوديوم

تفاعل كلورو ايثان مع محلول مائي لهيدروكسيد الصوديوم

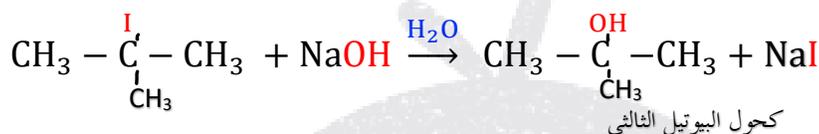


تفاعل 2- بروموبروبان مع محلول مائي لهيدروكسيد الصوديوم

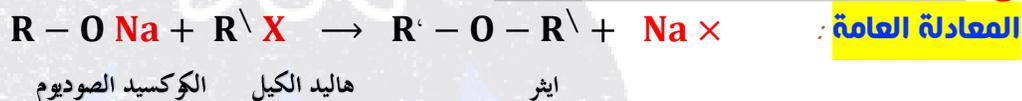


(كحول الايزوبروبيل أو 2-بروبانول)

تفاعل يوديد بيوتيل ثالثي (2-ميثيل-2-يودو بروبان) مع محلول مائي لهيدروكسيد الصوديوم



2 مع الألكوكسيدات (تحضير الإثيرات) طريقة وليمسون



وضع بكتابه المعادلات الرمزيه :

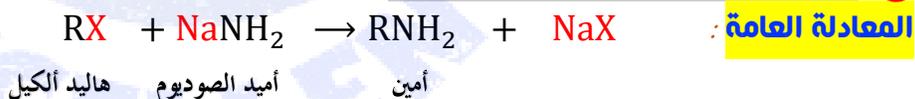
تفاعل ميتوكسيد الصوديوم مع كلوريد الايثيل



تفاعل بروموميثان مع ايثوكسيد الصوديوم

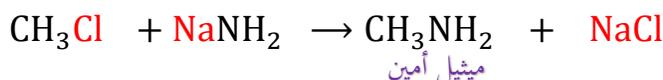


2 مع أميد الصوديوم (تحضير الأمينات)

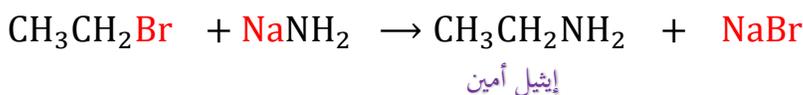


وضع بكتابه المعادلات الرمزيه :

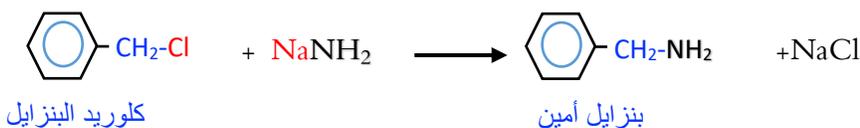
تفاعل كلورو ميثان مع اميد الصوديوم



الحصول على ايثيل امين من برومو ايثان



تفاعل كلوريد البنزاييل مع أميد الصوديوم

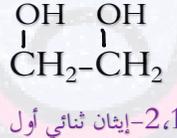
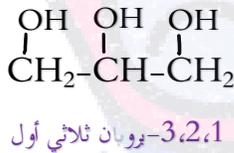
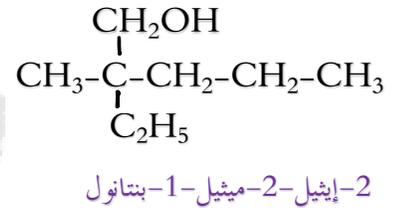
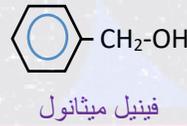
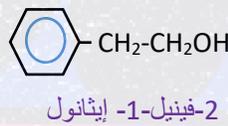
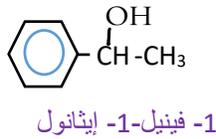
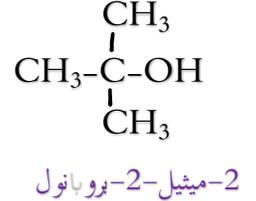
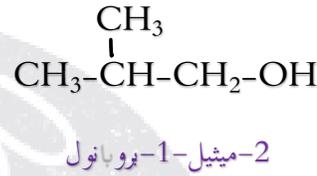
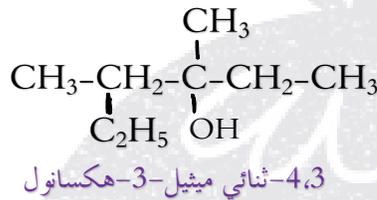
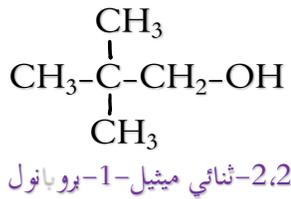
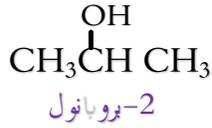
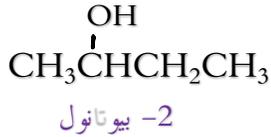




الكحولات: مركبات عضوية تحتوي على مجموعة هيدروكسيل (OH-) واحدة أو أكثر مرتبطة بذره كربون مشبعة
الصيغة العامة: R-OH **المجموعة الوظيفية:** مجموعة الهيدروكسيل (OH-)

تسمية الكحولات

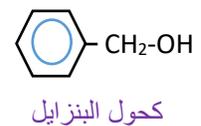
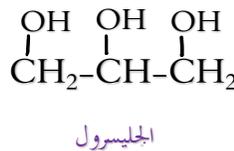
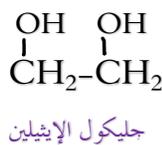
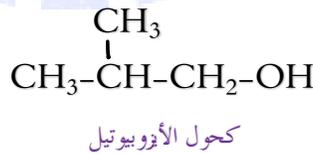
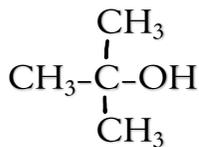
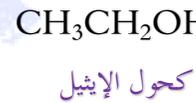
أولا التسمية حسب نظام الأوباك IUPAC (**ألكانول**)



(**كحول الالكيل**)

التسمية الشائعة

ثانيا



تصنيف الكحولات :

1 على حسب نوع الشق العضوي

كحولات أروماتية

هي الكحولات التي تحتوي جزيئاتها على حلقة بترية لا تتصل مباشرة بمجموعة الهيدروكسيل (مثل. كحول البنزائل)

كحولات أليفاتية مشبعة

هي الكحولات التي تحتوي جزيئاتها مجموعة هيدروكسيل متصلة بسلسلة كربونية أليفاتية (مثل الميثانول - الإيثانول)

الفينولات مجموعة من المركبات العضوية التي تتصل فيها حلقة البترية مباشرة بمجموعة الهيدروكسيل



ولا تعتبر من الكحولات مثل الفينول

يمكن اعتبار الفينول مشتق من الماء بإحلال مجموعة فينيل محل ذرة هيدروجين أو مشتق من الكحول بإحلال مجموعة الفينيل محل الشق العضوي



لا يعتبر الفينول C_6H_5OH كحول أروماتي على الرغم من احتوائه على مجموعة هيدروكسيل

علل

لان حلقة البترين تتصل مباشرة بمجموعة الهيدروكسيل

يعتبر فينيل ميثانول $C_6H_5CH_2OH$ كحول أروماتي

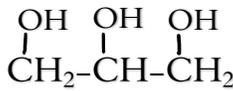
علل

لان حلقة البترين لا تتصل مباشرة بمجموعة الهيدروكسيل

2 على حسب عدد مجموعات الهيدروكسيل

كحولات ثلاثية الهيدروكسيل

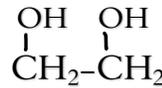
كحولات تتميز بوجود ثلاث مجموعات هيدروكسيل في الجزيء. (مثل الجليسرول)



كحول ثلاثي الهيدروكسيل

كحولات ثنائية الهيدروكسيل

كحولات تتميز بوجود مجموعتين هيدروكسيل في الجزيء (مثل جليكول الإيثيلين)



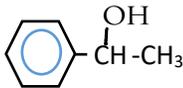
كحول ثنائي الهيدروكسيل

كحولات أحادية الهيدروكسيل

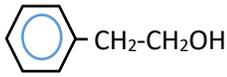
كحولات تتميز بوجود مجموعة هيدروكسيل واحدة في الجزيء (مثل الميثانول - الإيثانول)



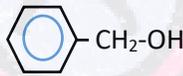
كحولا احادي الهيدروكسيل



1- فينيل-1- إيثانول



2- فينيل-1- إيثانول



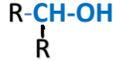
كحول البنزائل

على حسب نوع ذرة الكربون المتصلة بمجموعة الهيدروكسيل



كحولات ثالثة

كحولات ترتبط فيها مجموعة الهيدروكسيل بذرة كربون ثالثة متصلة بثلاث مجموعات الكيل



كحولات ثنائية

كحولات ترتبط فيها مجموعة الهيدروكسيل بذرة كربون ثنائية متصلة بذرة هيدروجين ومجموعتي الكيل



كحولات أولية

كحولات ترتبط فيها مجموعة الهيدروكسيل بذرة كربون أولية متصلة بذرتي هيدروجين ومجموعة الكيل أو بذرات هيدروجين

علل 1-بروبانول من الكحولات الأولية بينما كحول الأيزوبروبيل من الكحولات الثانوية

يعتبر كحول 1-بروبانول من الكحولات الأولية لأن مجموعته الهيدروكسيلية متصلة بذرة الكربون الأولية ترتبط بشق الكيل واحد وذرتي هيدروجين بينما كحول إيزوبروبيل من الثانوية لأن مجموعته الهيدروكسيلية تتصل بذرة كربون ثانوية ترتبط بشقي الكيل وذرة هيدروجين

الخواص الفيزيائية للكحولات

الذوبان في الماء

علل تذوب الكحولات ذات الكتل المولية المنخفضة التي تحتوي على ذرة كربون 2 أو 3 ذرات بسهولة في الماء

لاحتواء جزيئاتها على مجموعة هيدروكسيلية قطبية وبالتالي تكون روابط هيدروجينية مع جزيئات الماء

علل تقل الذوبانية في الماء بزيادة الكتلة المولية أي بزيادة طول السلسلة الكربونية

لأن طول السلسلة الكربونية يقلل من قطبية مجموعة الهيدروكسيل وبالتالي تقل قدرتها على تكوين روابط هيدروجينية مع الماء

علل تزداد ذوبانية الكحولات في الماء مع زيادة عدد مجموعات الهيدروكسيل في الجزي

(ذوبانية الجليكول إيثيلين أكثر من الإيثانول أو ذوبانية الجليسرول أكثر من البروبانول)

بسبب زيادة عدد الروابط الهيدروجينية التي يمكن للحزب أن يكوها مع جزيئات الماء

درجة الغليان

علل : درجات غليان الكحولات اعلى من الهيدروكربونات المقابلة

يرجع ذلك الى وجود مجموعة الهيدروكسيل القطبية التي تعمل على تكوين روابط هيدروجينية بين جزيئاتها بينما الهيدروكربونات

مركبات غير قطبية وقوة التجاذب بين جزيئاتها ضعيفة

علل : تزداد درجات غليان الكحولات غير المتفرعة والتي تحتوي على عدة مجموعات الهيدروكسيل نفسها بزيادة الكتلة المولية

(درجة غليان 1-بروبانول اعلى من درجة غليان الإيثانول)

لان عدد ذرات الكربون في الكحول 1-بروبانول اكبر وبالتالي تكون الكتلة المولية له اكبر من الإيثانول لذلك تكون درجة غليان

1-بروبانول اكبر من الإيثانول

علل : تزداد درجة الغليان مع زيادة عدد مجموعات الهيدروكسيل في الجزيء

(درجة غليان الجليسرول أكثر من البروبانول أو درجة غليان الجليسرول إيثيلين أكثر من الإيثانول)

لانه بزيادة عدد مجموعات الهيدروكسيل تزداد عدد الروابط الهيدروجينية التي يمكن للحزب أن يكوها مع جزيئات كحول أخرى

الخواص الفيزيائية للكحولات

يسلك الكحول سلوك الحمص الضعيف جدا بسبب وجود الرابطة O-H القطبية

كما يسلك سلوك القاعدة الضعيفة جدا لوجود زوج مه الكترونات غير المشاركة علي ذرة الاكسجين في الرابطة القطبية C-O

تفاعلات الكحولات تشمل :

(1) تفاعلات تنكسر فيها الرابطة O-H (2) تفاعلات تنكسر فيها الرابطة C-O

أولا : تفاعلات تنكسر فيها الرابطة O-H

1 التفاعل مع الفلزات النشطة مثل الصوديوم والبوتاسيوم (تكوين الألكوكسيدات)



ألكوكسيد الصوديوم

المعادلة العامة :

وضح بكتابة المعادلات الرمزية

1- تفاعل الميثانول مع فلز الصوديوم



ميثوكسيد الصوديوم

2- الحصول علي إيثوكسيد الصوديوم من الايثانول



إيثوكسيد الصوديوم

للحصول على الكحول مرة أخرى من الألكوكسيد يتم ذلك بالتفاعل مع الماء المقطر ويتكون الكحول ومحلول قلوي

ويستدل على ذلك بإضافة قطرات من الفينولفثالين فيتلون المحلول باللون الزهري



المعادلة العامة :

وضح بكتابة المعادلات الرمزية



1-تفاعل إيثوكسيد الصوديوم مع الماء



2-الحصول علي الميثانول من ميثوكسيد الصوديوم

2 أكسدة الكحولات

تعطي ذرات الهيدروجين المرتبطة مباشرة بذرة الكربون التي تتصل بمجموعة الهيدروكسيل خواص العامل المختزل مما يسمح للكحولات

أن تتأكسد تحت ظروف معينة

تتأكسد الكحولات الأولية والثانوية فقط ولا تتأكسد الكحولات الثالثية بالأكسجين أو بالعوامل المؤكسدة

مثل بيرمنجانات البوتاسيوم في وسط حمضي $KMNO_4 / H_2SO_4$

أو ثاني كرومات البوتاسيوم في وسط حمضي $K_2Cr_2O_7 / H_2SO_4$ وكل منها يوفر أكسجين ذري [O]

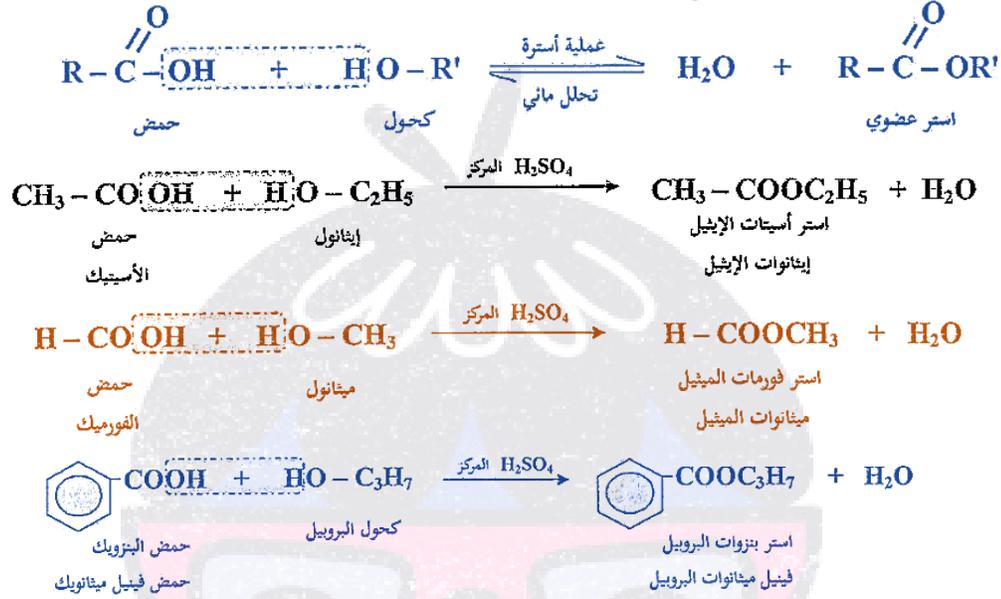
3 تفاعل الكحول مع الحمض الكربوكسيلي (تفاعل الأسترة)

تفاعل الأسترة : تفاعل الكحول مع الحمض الكربوكسيلي لتكوين الأستر والماء

علل : يجب أن يضاف حمض الكبريتيك المركز أو حمض الفسفوريك عند تفاعل الكحول مع الحمض الكربوكسيلي لتكوين الأستر

لان تفاعل تكوين الأستر تفاعل بطيء وغير تام (عكوس) ويضاف حمض الكبريتيك المركز أو حمض الفسفوريك لنزع الماء ومنع التفاعل العكسي

كما يعمل كمادة محفزة تزيد من سرعة التفاعل



أمثلة :

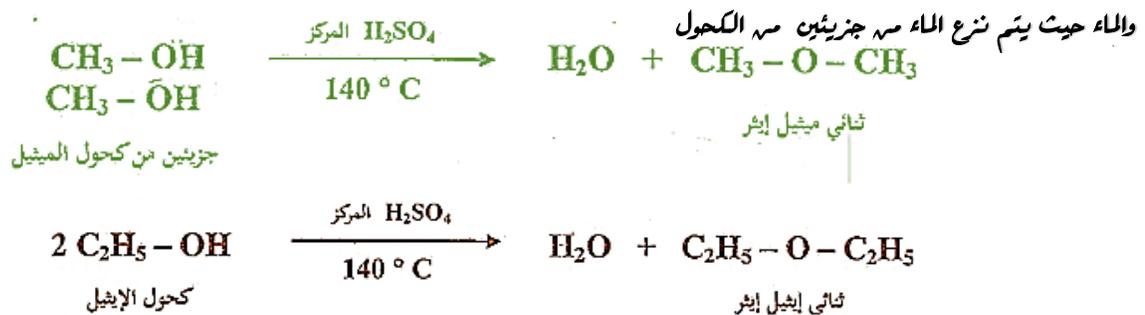
تم تسمية الأسترات بكتابة اسم الحمض (الشائع أو الأيوباك) مع إستبدال المقطع (يك) بالمقطع (ات) ثم اسم شق الألكيل من الكحول

ثانياً: تفاعلات تتكسر فيها الرابطة C-O

1 تفاعل نزع الماء من الكحول (بواسطة حمض الكبريتيك المركز الساخن)

يعتمد ناتج التفاعل على درجة الحرارة :

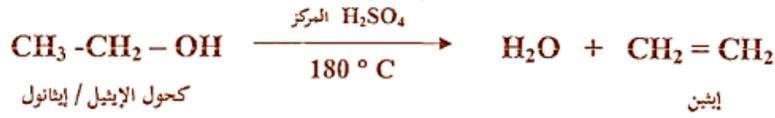
- عند تسخين خليط من الكحول وحمض الكبريتيك المركز عند درجة حرارة 140°C يتكون الأيثر المتماثل



عند تسخين خليط من الكحول ومحمص الكبريتيك المركز عند درجة حرارة 170°C - 180°C يتم نزع الماء من

جزء واحد من الكحول (يتم نزع مجموعة الهيدروكسيل من ذرة كربون وذرة هيدروجين من ذرة كربون

مجاورة) لتكوين الألكين المقابل



ملاحظة هامة: لا يمكن نزع الماء من جزئ كحول ميثيل عند درجة 180°C لأنه يحتوي على ذرة كربون واحدة

2 التفاعل مع هاليدات الهيدروجين HX



تتفاعل الكحولات مع هاليدات الهيدروجين سواء كانت غازية أو محاليل مائية حيث تحل ذرة الهالوجين محل مجموعة الهيدروكسيل ويتكون هاليد الألكيل المقابل والماء

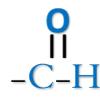


المركبات الكربونيلية



كيمياء 12 علمي

الألدهيدات والكيثونات



المجموعة الوظيفية : الألدهيدات (مجموعة كربونيل طرفية أو مجموعة ألدهيد)

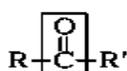


الكيثونات (مجموعة كربونيل غير طرفية)

مجموعة الكربونيل : ذرة كربون وذرة أكسجين مرتبطين برابطة ثنائية تساهمية.

الكيثونات

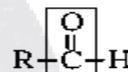
مركبات عضوية تكون فيها ذرة كربون
مجموعة الكربونيل غير طرفية



الصيغة العامة

الألدهيدات

مركبات عضوية تكون فيها ذرة كربون
مجموعة الكربونيل طرفية



الصيغة العامة

الصيغة الجزيئية العامة للألدهيدات والكيثونات هي $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}$

علل: الألدهيدات انشط من الكيثونات كيميائيا

لارتباط مجموعة الكربونيل بذرة هيدروجين نشطة قابلة للأكسدة

تسمية الألدهيدات

أولا : التسمية الشائعة

يشتمل الاسم الشائع للألدهيد من الاسم الشائع للحمض الكربوكسيلي المقابل باحلال المقطع (ألدهيد) محل المقطع يك كما هو مبين :

الاسم الشائع	صيغة الألدهيد	الاسم الشائع	صيغة الحمض الكربوكسيلي
انفورمالدهيد	H - CHO	حمض الفورميك	H - COOH
الأسيتالدهيد	CH ₃ - CHO	حمض الأسيتيك	CH ₃ - COOH
البنزالدهيد	 - CHO	حمض البنزويك	 - COOH

ثانياً : التسمية حسب نظام الأيوباك IUPAC

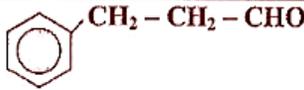
بالنسبة للألدهيدات غير متفرعة السلسلة (ألكانال) ولا يحدد موقع ذرة كربون مجموعة الألدheid لانها دائما طرفية

اسم حسب الأيوباك	صيغة الألدheid
ميثانال	H - CHO
إيثانال	CH ₃ - CHO
بروبانال	CH ₃ - CH ₂ - CHO
بيوتانال	CH ₃ - CH ₂ - CH ₂ - CHO
بنتانال	CH ₃ - CH ₂ - CH ₂ - CH ₂ - CHO
هكسانال	CH ₃ - CH ₂ - CH ₂ - CH ₂ -CH ₂ - CHO

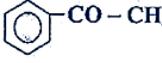
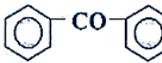
بالنسبة للألدهيدات متفرعة السلسلة (ألكانال)

ولا يحدد موقع ذرة كربون مجموعة الألدheid لانها دائما طرفية بينما يحدد موقع المجموعات الفرعية وذلك بترقيم ذرات الكربون

بداية من ذرة كربون مجموعة الألدheid مع إختيار أطول سلسلة كربونية ممتدة

اسم حسب الأيوباك	صيغة الألدheid
3 - إيثيل بنتانال	$\begin{array}{c} \text{CH}_2 - \text{CHO} \\ \\ \text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3 \end{array}$
2 ، 4 ثنائي ميثيل هكسانال	$\begin{array}{c} \text{C}_2\text{H}_5 \\ \\ \text{CH}_3 - \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH} - \text{CHO} \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$
فينيل ميثانال	
3 - فينيل بروبانال	

أولاً : التسمية الشائعة (أكيل أكيل كيتون)

اسم شائع آخر	الاسم الشائع	صيغة الكيتون
الأسيتون	ثنائي ميثيل كيتون	$CH_3 - CO - CH_3$
-	إيثيل ميثيل كيتون	$CH_3 - CO - C_2H_5$
الأسيتوفينون	فينيل ميثيل كيتون	
البنزوفينون	ثنائي فينيل كيتون	

ثانياً : التسمية حسب نظام الأيوباك IUPAC

الكيتونات غير متفرعة السلسلة (ألكانون)

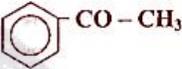
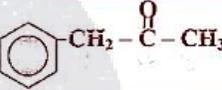
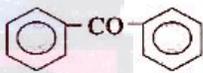
إذا كان الكيتون يحتوي على خمس ذرات كربون وغير متفرع السلسلة

يتم تحديد موقع مجموعة الكربونيل وذلك بترقيم السلسلة الكربونية من الجهة الأقرب لمجموعة الكربونيل

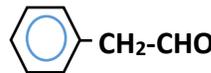
الإسم حسب نظام الأيوباك	صيغة الكيتون
برويانون	$CH_3 - CO - CH_3$
بيوتانون	$CH_3 - CO - CH_2 - CH_3$
3 - بنتانون	$CH_3 - CH_2 - CO - CH_2 - CH_3$
2 - بنتانون	$CH_3 - CO - CH_2 - CH_2 - CH_3$
2 - هكسانون	$CH_3 - CH_2 - CH_2 - CH_2 - CO - CH_3$
3 - هكسانون	$CH_3 - CH_2 - CH_2 - CO - CH_2 - CH_3$

الكيتونات متفرعة السلسلة (ألكانون)

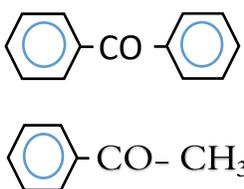
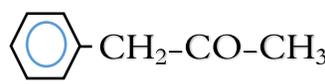
يتم ترقيم السلسلة الكربونية من الجهة الأقرب لمجموعة الكربونيل ثم يتم تحديد موقع الفرع يتم الترقيم من الجهة الأقرب للفرع في حالة واحدة إذا كان ترقيم مجموعة الكربونيل من الجهتين نفسه

الإسم حسب نظام الأيوباك	صيغة الكيتون
4 - ميثيل 2 - هكسانون	$\begin{array}{c} \text{O} \quad \quad \text{CH}_2 - \text{CH}_3 \\ \parallel \quad \quad \\ \text{CH}_3 - \text{C} - \text{CH}_2 - \text{CH} - \text{CH}_3 \end{array}$
2 ، 4 ثنائي ميثيل 3 - هكسانون	$\begin{array}{c} \text{C}_2\text{H}_5 \quad \text{O} \\ \quad \quad \parallel \\ \text{CH}_3 - \text{CH} - \text{C} - \text{CH} - \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$
فينيل إيثانون	
1- فينيل 2- بروبانون	
ثنائي فينيل ميثانون	

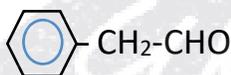
تصنيف الأدهيدات تبعا لنوع الشق العضوي المرتبط بمجموعة الكربونيل الطرفية (مجموعة الأدهيد)

الأدهيدات الأروماتية Ar-CHO	الأدهيدات الأليفاتية R-CHO
مركبات عضوية تحتوي على مجموعة الأدهيد -CHO متصلة مباشرة بشق فينيل (أريل)	مركبات عضوية تحتوي على مجموعة الأدهيد -CHO متصلة بذرة هيدروجين أو شق ألكيل
إذا لم ترتبط مجموعة الأدهيد مباشرة بحلقة البترين يكون الأدهيد أليفاتي	H-CHO
	CH ₃ -CHO
	CH ₃ -CH ₂ -CHO
	

تصنيف الكيتونات تبعاً لنوع الشقين العضويين المرتبطين بمجموعة الكربونيل غير الطرفية

Ar-CO-R	Ar-CO-Ar	الكيتونات الأروماتية	R-CO-R	الكيتونات الأليفاتية
مركبات عضوية تحتوي على مجموعة كربونيل -CO- متصلة بشقي فينيل أو بشق ألكيل وشق فينيل			مركبات عضوية تحتوي على مجموعة كربونيل -CO- متصلة بشقي ألكيل	
			$CH_3-CO-CH_3$ $CH_3-CO-CH_2-CH_3$ 	

عل: لا يعتبر فينيل إيثانل من الألدهيدات الأروماتية



لان مجموعة الألدهيد لا تتصل مباشرة بحلقة البنزين

الخواص الفيزيائية للألدهيدات والكيتونات

الحالة: جميع الألدهيدات والكيتونات توجد في الحالة السائلة عند درجة حرارة الغرفة ما عدا الفورمالدهيد (غاز)

عل مجموعة الكربونيل في الألدهيدات والكيتونات قطبية

لوجود فرق في السالبية الكهربائية بين الكربون والأكسجين

الذوبان في الماء

عل: تذوب الألدهيدات والكيتونات ذات الكتل المولية المنخفضة في الماء بنسب مختلفة

لقدرتها على تكوين روابط هيدروجينية بين جزيئاتها وجزيئات الماء.

تقل الذوبانية بزيادة الكتل المولية

درجة الغليان

عل درجات غليان الألدهيدات والكيتونات أعلى من درجات غليان الهيدروكربونات المقاربة لها في الكتل المولية

لاحتواء الألدهيدات والكيتونات على مجموعة الكربونيل القطبية وتوجد بين جزيئاتها قوى تجاذب

بينما الهيدروكربونات غير قطبية

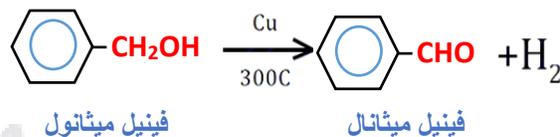
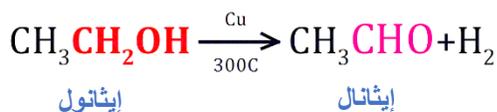
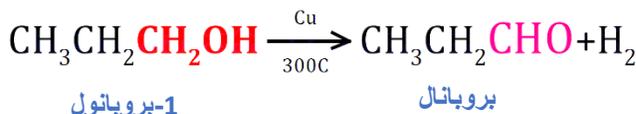
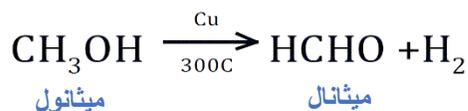
عل درجات غليان الألدهيدات والكيتونات أقل من درجات غليان الكحولات المقاربة لها في الكتل المولية

يرجع ذلك إلى عدم قدرة الألدهيدات والكيتونات على تكوين روابط هيدروجينية بين جزيئاتها بينما يستطيع الكحولات

تكوين روابط هيدروجينية بين جزيئاتها لاحتوائها على مجموعة الهيدروكسيل القطبية.

طرق تحضير الألدهيدات

أكسدة الكحولات الأولية بإمرار أبخرتها على نحاس مسخن للإحمرار



طرق تحضير الكيتونات

أكسدة الكحولات الثانوية بطريقتين :

2

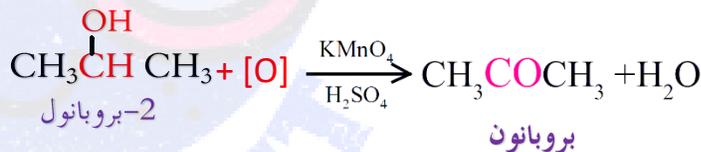
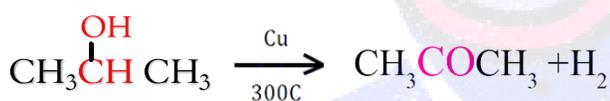
في غياب الأكسجين

بإمرار بخار الكحول الثانوي
على نحاس مسخن للاحمرار
(ينتج كيتون + هيدروجين)

1

في وجود الأكسجين

بالعوامل المؤكسدة مثل
بيرومنجانات البوتاسيوم أو ثاني
كرومات البوتاسيوم في وسط
حمضي (ينتج كيتون + ماء)



وضح باستخدام المعادلات الكيميائية الرمزية فقط كل مما يلي

المحصل على بيوتانون (إيثيل ميثيل كيتون) مه 2- بيوتانول (كحول بيوتيل ثانوي) **[بطريقتين]**

الخواص الكيميائية للألدهيدات والكيتونات

عل: مجموعة الكربونيل لها خواص القاعدة الضعيفة

لوجود رابطة تساهمية ثنائية قطبية مع زوجين من الكترونات التكافؤ غير المشاركة في ذرة الأكسجين

عل: مجموعة الكربونيل في الألدهيدات والكيتونات قطبية

بسبب وجود فرق في السالبية الكهربائية بين الكربون والأكسجين



أهم التفاعلات التي تقوم بها الألدهيدات والكيبتونات (تفاعلات الإضافة والأكسدة)

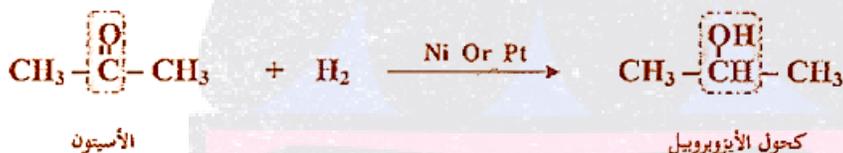
تفاعلات الإضافة :

علل : تتفاعل الألدهيدات والكيبتونات بإضافة

لاحتواءها على مجموعة الكربونيل القطبية حيث توجد الرابطة التساهمية الثنائية بين ذرة الكربون والأكسجين

سنكتفي بإضافة الهيدروجين (إختزال الألدهيدات والكيبتونات)

تختزل الألدهيدات إلى الكحوليات الأولية والكيبتونات إلى الكحوليات الثانوية ويتم ذلك بإضافة غاز الهيدروجين تحت ضغط عالي ووجود



تفاعلات الأكسدة :

علل : تتأكسد الألدهيدات بسهولة بمعظم العوامل المؤكسدة

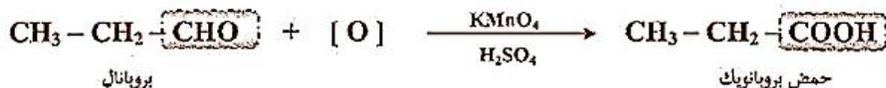
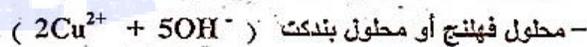
يرجع السبب في ذلك لارتباط مجموعة الكربونيل بذرة هيدروجين نشطة يسهل أكسدتها -CHO إلى

مجموعة كربوكسيل -COOH وبالتالي تتأكسد الألدهيدات إلى الأحماض الكربوكسيلية المقابلة

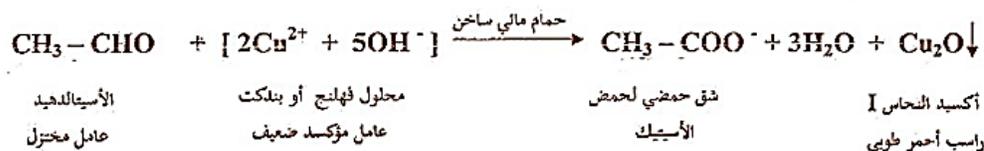
ملاحظة : الكيبتونات لا تتأكسد في الظروف العادية لأن أكسدتها تحتاج إلى طاقة عالية تؤدي إلى كسر الرابطة C-C

** تتأكسد الألدهيدات بسهولة بالعوامل المؤكسدة القوية مثل (KMnO_4 أو $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$)

ويؤكسجين الهواء الجوي ، وبالعوامل المؤكسدة الضعيفة مثل :



* أكسدة الألدهيدات بمحلول فهلنج أو محلول بندكت :



* نقول محلول فهلنج أو محلول بندكت يُؤكسد الألدهيد إلى الحمض الكربوكسيلي المقابل أو نقول الألدهيد يختزل محلول فهلنج أو محلول بندكت إلى أكسيد النحاس I راسب أحمر طوي

* أكسدة الألدهيدات بمحلول تولن :



* نقول محلول تولن يُؤكسد الألدهيد إلى الحمض الكربوكسيلي المقابل أو الألدهيد يختزل محلول تولن إلى الفضة (تترسب على الجدار الداخلي لأنبوية الإختبار مكونة مرآة لامعة) .

إنتبه جيداً :

* الكيتونات لا تتأثر (لا تتأكسد) بالعوامل المؤكسدة الضعيفة مثل محلول فهلنج أو محلول بندكت أو محلول تولن ، لذلك يمكن عملياً التمييز بين الألدهيدات والكيتونات باستخدام العوامل المؤكسدة الضعيفة .



الأحماض الكربوكسيلية : مركبات عضوية تتميز بوجود مجموعة كربوكسيل أو أكثر كمجموعة وظيفية (فعالة)
المجموعة الوظيفية : مجموعة الكربوكسيل $-COOH$ **الصيغة التركيبية العامة** : $R-\overset{\text{O}}{\parallel}{C}-OH$

الصيغة الجزيئية العامة للأحماض الأليفاتية المشبعة : $C_nH_{2n}O_2$

ملاحظة هامة : تعتبر الأحماض الكربوكسيلية أكثر المواد العضوية حمضية لأنها تعتبر أحماضاً ضعيفة وأقل قوة منه الأحماض غير العضوية مثل HCl, H_2SO_4

سميت مجموعة الكربوكسيل بهذا الاسم لأنها تحتوي على مجموعة كربونيل ومجموعة هيدروكسيل

تصنيف الأحماض الكربوكسيلية

على حسب نوع الشق العضوي

أحماض كربوكسيلية أروماتية $Ar-COOH$
 مركبات تحتوي على مجموعة كربوكسيل متصلة مباشرة بشق الفينيل
 وإذا لم ترتبط مجموعة الكربوكسيل مباشرة بحلقة البنزين يكون الحمض الكربوكسيلي أليفاتي

أحماض كربوكسيلية أليفاتية: $R-COOH$
 مركبات عضوية تحتوي على مجموعة الكربوكسيل متصلة بسلسلة كربونية
 وفيها نجد أن مجموعة الكربوكسيل تتصل بذرة هيدروجين أو شق ألكيل



تسمية الأحماض الكربوكسيلية

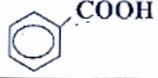
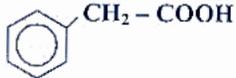
التسمية الشائعة

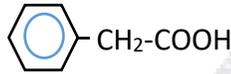
الإسم الشائع حسب مصدره	صيغة الحمض الكربوكسيلي
حمض الفورميك	$H-COOH$
حمض الأسيتيك	CH_3-COOH
حمض البيوتريك	$CH_3-CH_2-CH_2-COOH$
حمض البالميتيك	$CH_3-(CH_2)_{14}-COOH$
حمض البتريك	<chem>c1ccccc1C(=O)O</chem>

التسمية حسب نظام الأيوباك IUPAC

الأحماض الكربوكسيلية غير متفرعة السلسلة

الإسم حسب نظام الأيوباك	صيغة الحمض الكربوكسيلي
حمض ميثانويك	$H-COOH$
حمض إيثانويك	CH_3-COOH
حمض بروبانويك	CH_3-CH_2-COOH
حمض بيوتانويك	$CH_3-CH_2-CH_2-COOH$
حمض بنتانويك	$CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-COOH$

الإسم حسب نظام الأيوباك	صيغة الحمض الكربوكسيلي
حمض 3 - إيثيل بنتانويك	$\begin{array}{c} \text{CH}_2 - \text{COOH} \\ \\ \text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3 \end{array}$
حمض 2- إيثيل 4 - ميثيل هكسانويك	$\begin{array}{c} \text{C}_2\text{H}_5 \\ \\ \text{CH}_3 - \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH} - \text{COOH} \\ \\ \text{C}_2\text{H}_5 \end{array}$
حمض فينيل ميثانويك	
حمض فينيل إيثانويك	



عل: لا يعتبر حمض 2- فينيل إيثانويك حمض اروماتي بل حمض أليفاتي

لان مجموعة كربوكسيل غير متصلة مباشرة بشق الفينيل

الخواص الفيزيائية للأحماض الكربوكسيلية

الحالة الفيزيائية الامحاصه الكربوكسيلية الاليفاتية التي تحتوي ما بين 1- 4 ذرات كربون سوائل خفيفة

الامحاصه الكربوكسيلية الاليفاتية سوائل ثقيلة عندما تحتوي الجزيء ما بين 5 و9 ذرات كربون .

اذا احتوي المحصه الكربوكسيلي علي 10 ذرات كربون وما فون يكون في الحالة الصلبة.

الذوبان في الماء

عل: الاحماض الكربوكسيلية الاليفاتية التي تحتوي ما بين 1- 4 ذرات كربون سوائل خفيفة تذوب في الماء

يرجع ذلك الي قدرة هذه الاحماض علي تكوين اكثر من رابطة هيدروجينية مع الماء.

عل: تقل ذوبانية الاحماض الكربوكسيلية في الماء كلما ازدادت الكتلة الجزيئية

يرجع ذلك الي انه بزيادة الكتلة الجزيئية تقل فاعلية مجموعة الكربوكسيل وقطبيتها.

درجة الغليان

عل: درجات غليان الاحماض الكربوكسيلية اعلي من درجات غليان الكحولات ذات الكتل المتقاربة لها

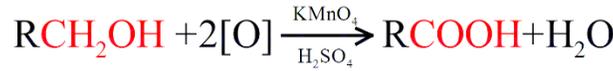
يرجع ذلك الي وجود مجموعة الهيدروكسيل القطبية في الكحولات التي تعمل علي تجمع الجزيئات فيما بينها بروابط

هيدروجينية. اما في الاحماض الكربوكسيلية توجد مجموعتي الكربونيل والهيدروكسيل اللتان تعملان علي تكوين رابطتين

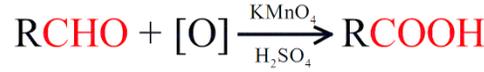
هيدروجين بين كل جزيئين وينتج تجمعات ثنائية لها شكل حلقي سداسي مستقر

تزداد درجات غليان الاحماض الكربوكسيلية المتشابهة في التركيب بزيادة الكتل الجزيئية.

1 أكسدة الكحولات الأولية (راجع أكسدة الكحولات الأولية)

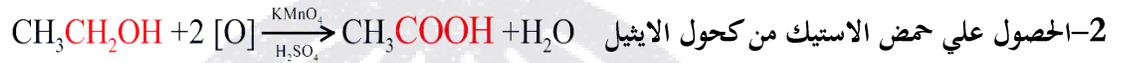


2 أكسدة الألدهيدات (راجع أكسدة الألدهيدات)



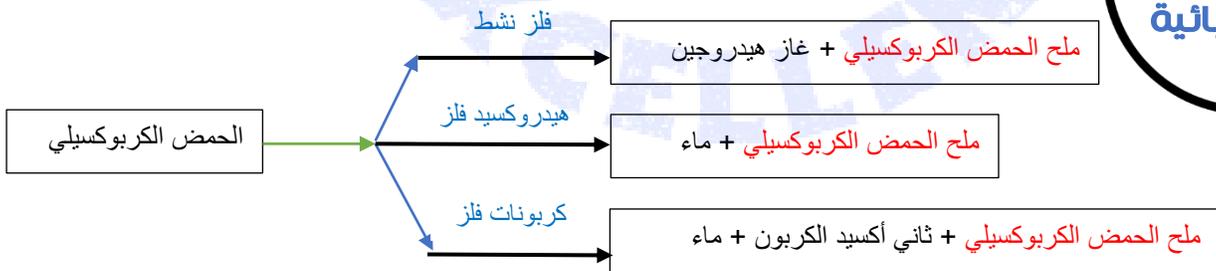
تحضير
الاحماض
الكربوكسيلية

وضح بكتابة المعادلات الرمزية

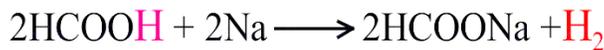


أولاً الخواص الحمضية (تكوين الأملاح الكربوكسيلية)

الخواص
الكيميائية



تفاعل حمض الفورميك (حمض الميثانويك) مع الصوديوم لينتج ملح فورمات (ميثانوات) الصوديوم وغاز هيدروجين

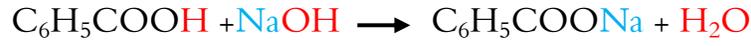


تفاعل حمض الأستيك (حمض الإيثانويك) مع الصوديوم لينتج ملح استيات (إيثانوات) الصوديوم وغاز هيدروجين

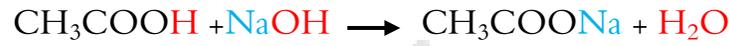




تفاعل حمض البنزويك (حمض فينيل ميثانويك) مع هيدروكسيد الصوديوم ينتج بنزوات (فينيل ميثانوات) الصوديوم والماء



تفاعل حمض الأسيتك مع هيدروكسيد الصوديوم ينتج أسيتات الصوديوم والماء



تفاعل حمض الفورميك مع هيدروكسيد الصوديوم ينتج فورمات الصوديوم والماء



- التفاعل مع كربونات الصوديوم (يحدث فوران ويتصاعد غاز ثاني أكسيد الكربون)



تفاعل حمض الأسيتك مع كربونات الصوديوم

