سلاسل المنجد - دروس و تمارين

3AS

الشعب العلمية و الرياضية

السلسلة 3-04-1

علوم فيزيائية

تطور جملة كيميائية نحو حالة التوازن

عرض نظري و تمارين

يمكن تحميل نسخة من هذا الملف من الموقع :

www.sites.google.com/site/faresfergani

للمزيد (عرض نظري مفصل – تمارين – فيديوهات .....)
يرجى زيارتنا على صفحة الوحدة في الموقع الإلكتروني

لكي يصلك جديد الموقع تابع صفحة الفايسبوك التالية :

الأستاذ فرقاني فارس أستاذ العلوم الفيزيائية Fergani Fares

الأستاذ فرقاني فارس
ثانوية مولود قاسم نايت بلقاسم - الخروب - قسنطينة
fares_fergani@yahoo.fr

الإصدار : جوان/2022

العلوم الفيزيائية

تطور جملة كيميائية نحو حالة التوازن

إعداد الأستاذ فرقاني فارس
ثانوية مولود قاسم نايت بلقاسم - الخروب - قسنطينة
www.sites.google.com/site/faresfergani

****

السلسلة 3-04- 01

عرض نظري و تمارين

1- مفهوم الحمض و الأساس

• مفهوم الحمض :

- حسب برونشتد الحمض HA هو كل فرد كيميائي جزيئيا كان أم شارديا قادر على التخلي عن بروتون H^+ خلال تفاعل كيميائي . وفق المعادلة :

$$HA = H^+ + A^-$$

- ينحل الحمض HA في الماء وفق المعادلة :

$$HA + H_2O = H_3O^+ + A^-$$

و بالتالي يمكن القول أن الحمض هو كل فرد كيميائي قادر على إعطاء شوارد الهيدرونيوم H_3O^+ أثناء انحلاله في الماء .

- إذا كان الحمض HA تام الانحلال في الماء يقال عنه حمض قوي ، أما إذا كان انحلاله في الماء جزئيا يقال عنه حمض ضعيف .

أمثلة :

• حمض كلور الهيدروجين HCl هو حمض قوي ، ينحل في الماء وفق المعادلة :

$$HCl + H_2O = H_3O^+ + Cl^-$$

• كل الأحماض التي من الشكل RCOOH (مثل حمض الميثانويك HCOOH ، الإيثانويك CH_3COOH ، حمض البنزويك C_6H_5COOH) هي أحماض ضعيفة تنحل في الماء وفق المعادلة الكيميائية التالية :

$$RCOOH + H_2O = RCOO^- + H_3O^+$$

• مفهوم الأساس :

- حسب برونشتد الأساس B هو كل فرد كيميائي جزيئيا كان أم شارديا قادر على تثبيت بروتون H^+ خلال تفاعل كيميائي . وفق المعادلة :

$$B + H^+ = BH^+$$

أمثلة :

• هيدروكسيد الصوديوم NaOH هو أساس قوي ، ينحل في الماء وفق المعادلة :

$$NaOH = Na^+ + HO^-$$

• النشادر NH_3 هو أساس ضعيف ينحل في الماء وفق المعادلة :

$$NH_3 + H_2O = NH_4^+ + HO^-$$

ملاحظة :

يمكن للماء H_2O أن يسلك سلوك حمض وذلك بتخليه عن بروتون H^+ ليتحول إلى شاردة الهيدروكسيد HO^- ، وفق المعادلة :

$$H_2O = HO^- + H^+$$

كما يمكنه أيضا أن يسلك سلوك أساس و ذلك بتثبيته بروتون هيدروجين H^+ ليتحول إلى شاردة الهيدرونيوم H_3O^+ وفق المعادلة :

$$H_2O + H^+ = H_3O^+$$

يقال عن الماء في هذه الحالة و كذلك كل نوع كيميائي يسلك هذا السلوك أنه مذبذب .

• مفهوم الثنائية (أساس/حمض) :

- لكل حمض أساس مرافق و لكل أساس حمض مرافق .
- عندما يتخلى الحمض HA على بروتون H^+ يتحول إلى أساسه المرافق A^- وفق المعادلة :

$$HA = A^- + H^+$$

و عندما يثبت أساس B بروتون H^+ يتحول إلى حمضه المرافق BH^+ وفق المعادلة :

$$B + H^+ = BH^+$$

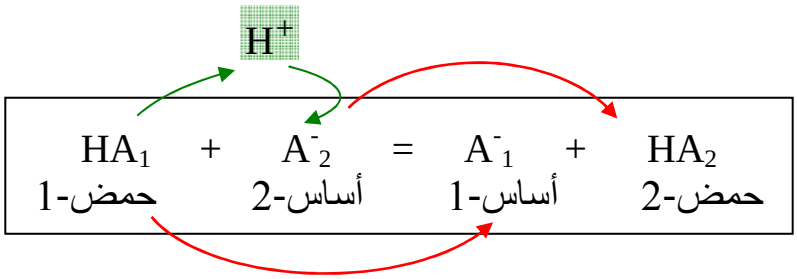
- نرمز للحمض و أساسه المرافق أو الأساس و حمضه المرافق بثنائية تكون دوما من الشكل (أساس/حمض) تدعى **الثنائية حمض أساس** .

أمثلة لبعض الثنائيات :

الثنائية (أساس/حمض)	الأساس	الحمض
(H_2O/HO^-)	OH^-	H_2O
(HBr/Br^-)	Br^-	HBr
(NH_4^+/NH_3)	NH_3	NH_4^+
(CH_3COOH/CH_3COO^-)	CH_3COO^-	CH_3COOH
(H_3O^+/H_2O)	H_2O	H_3O^+

• مفهوم التفاعل حمض – أساس :

التفاعل حمض- أساس هو كل تفاعل يحدث فيه تبادل بروتوني (فقدان و اكتساب بروتون H^+) بين حمض-1 لثنائية (HA_1/A^-) و أساس-2 لثنائية أخرى (HA_2/A^-_2) وفق الآلية المبينة في المعادلة التالية :



أمثلة :

• ينحل حمض الإيثانويك CH_3COOH في الماء وفق المعادلة :

$$CH_3COOH + H_2O = CH_3COO^- + H_3O^+$$

هذا التفاعل هو تفاعل حمض- أساس ، لأنه حدث فيه تبادل بروتوني كما يلي :

$$CH_3COOH = CH_3COO^- + H^+$$
$$H_2O + H^+ = H_3O^+$$

و الثنائيتين (أساس/حمض) الداخلتين في التفاعل هما :

$$(CH_3COOH/CH_3COO^-) \text{ ، } (H_3O^+/H_2O)$$

• يتفاعل حمض الإيثانويك CH_3COOH مع الميثانول CH_3OH و فق المعادلة :

$$CH_3COOH + CH_3OH = CH_3COOCH_3 + H_2O$$

هذا التفاعل ليس تفاعل حمض- أساس ، لأنه لم يحدث فيه تبادل بروتوني .

التمرين (1) : (التمرين : 002 في بنك التمارين على الموقع) (*)

من بين التفاعلات التالية ما هي التفاعلات التي تعتبر تفاعل حمض-أساس مبينا الثنائيات (أساس/حمض) الداخلة في التفاعل .

a) $NH_3 + H_2O = NH_4^+ + HO^-$
b) $CH_4 + 2O_2 = 2CO_2 + 2H_2O$
c) $H_2O + H_2O = H_3O^+ + OH^-$
d) $Cu + H_2SO_4 = CuSO_4 + H_2O$
e) $HCl + H_2O = H_3O^+ + Cl^-$
f) $C_2H_5OH + Na = C_2H_5O^- + Na^+ + 1/2H_2$
g) $HCOOH + H_2O = HCOO^- + H_3O^+$
h) $Ca^{2+}_{(aq)} + 2HO^-_{(aq)} = Ca(OH)_{2\,(s)}$
i) $CH_3NH_2 + CH_3COOH = CH_3NH_3^+ + CH_3COO^-$
j) $HCOOH + CH_3OH = HCOOCH_3 + H_2O$
k) $HCl + NH_3 = NH_4^+ + Cl^-$
l) $Fe + H_2SO_4 = FeSO_4 + H_2$

الأجوبة :

التفاعل حمض أساس :

التفاعل	تفاعل حمض أساس أم لا	التبادل البروتوني الحادث	الثنائيات (أساس/حمض)
a	نعم	$NH_3 + H^+ = NH_4^+$ $H_2O = HO^- + H^+$	(NH_4^+/NH_3) (H_2O/HO^-)
b	لا		
c	نعم	$H_2O + H^+ = H_3O^+$ $H_2O = HO^- + H^+$	(H_3O^+/H_2O) (H_2O/HO^-)
d	لا		
e	نعم	$HCl = Cl^- + H^+$ $H_2O + H^+ = H_3O^+$	(HCl/Cl^-) (H_3O^+/H_2O)
f	لا		
g	نعم	$HCOOH = HCOO^- + H^+$ $H_2O + H^+ = H_3O^+$	$(HCOOH/HCOO^-)$ (H_3O^+/H_2O)
h	لا		
i	نعم	$CH_3NH_2 + H^+ = CH_3NH_3^+$ $CH_3COOH = CH_3COO^- + H^+$	$(CH_3NH_3^+/CH_3NH_2)$ (CH_3COOH/CH_3COO^-)
j	لا		
k	نعم	HCl/Cl^- $NH_3 + H^+ = NH_4^+$	(HCl/Cl^-) (NH_4^+/NH_3)
l	لا		

2- pH المحاليل المائية

• مفهوم الـ pH :

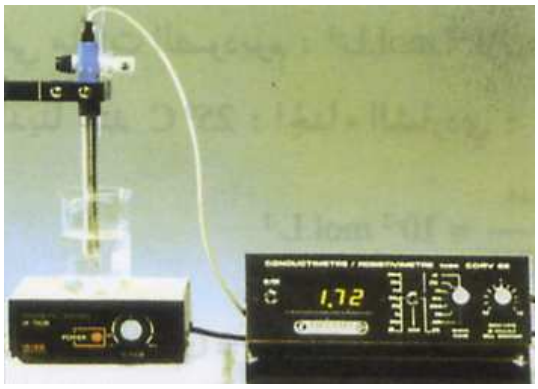
- من أجل المحاليل الممدة (المخففة) يعرف الـ pH بالعلاقة التالية :

$$pH = -\log[H_3O^+]$$

و هذه العلاقة تكافئ :

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} \text{ mol/L}$$

- عند الدرجة 25°C تكون قيمة الـ pH محصورة بين 0 و 14 .
- بازدياد قيمة الـ pH تنقص قيمة $[H_3O^+]$ و العكس صحيح .
- من أجل قياس pH محلول نستعمل جهاز إلكتروني يدعى pH متر إذا كان القياس يتطلب دقة ، و يمكن استعمال ورق pH إذا كان القياس لا يتطلب دقة .



مقياس الـ pH

ورق الـ pH

● الجداء الشاردي للماء في المحاليل المائية :

- الماء المقطر يتفكك ذاتيا إلى شوارد الهيدرونيوم H_3O^+ و شوارد الهيدروكسيد HO^- وفق المعادلة :

$$H_2O_{(\ell)} + H_2O_{(\ell)} = H_3O^+_{(aq)} + HO^-_{(aq)}$$

- هذا التفكك ضعيف جدا ، ما يجعل الماء المقطر ناقل ضعيف جدا للتيار الكهربائي .
- في الدرجة 25°C يكون :

$$[H_3O^+] = [HO^-] = 10^{-7}\,mol/L$$

و عند هذه الدرجة يكون أيضا :

$$[H_3O^+][HO^-] = 10^{-14}$$

- يعرف هذا الجداء بالجداء الشاردي للماء ، يرمز له بـ Ke و هو بدون وحدة و نكتب :

$$Ke = [H_3O^+][HO^-]$$

- وجد أن قيمة هذا الجداء نفسها في جميع المحاليل المائية عند نفس درجة الحرارة .
- إذا ازدادت قيمة $[H_3O^+]$ في محلول ما ، ينتج عنها نقصان في قيمة $[HO^-]$ كي يبقى الجداء $[H_3O^+][HO^-]$ ثابت في المحلول .
- تتغير قيمة الـ Ke بتغير درجة الحرارة كما مبين في الجدول التالي :

درجة الحرارة	0	25°C	40°C	60°C	80°C	100°C
Ke	$1.1 . 10^{-15}$	$1.0 . 10^{-14}$	$3.0 . 10^{-14}$	$1.0 . 10^{-13}$	$2.5 . 10^{-13}$	$5.5 . 10^{-13}$

- مثلما عرفنا الـ pH فإن الـ pKe يعبر عنه بالعلاقة :

$$pKe = -\log Ke$$

و هذه العلاقة تكافئ :

$$Ke = 10^{-pKe}$$

مثال :

في الدرجة 25°C يكون :

$$Ke = 10^{-14} \rightarrow pKe = 14$$

في الدرجة 60°C يكون :

$$Ke = 10^{-13} \rightarrow pKe = 13$$

مثال تدريبي على استخدام عبارة الـ pH و عبارة الجداء الشاردي للماء Ke :

أكمل الجدول التالي علما أن القيم معطاة عند الدرجة 25°C .

pH	2		3.4	8		
$[H_3O^+]$ $(mol.L^{-1})$		$4 . 10^{-3}$			$1.25 . 10^{-9}$	
$[HO^-]$ $(mol.L^{-1})$						$1.25 . 10^{-4}$

الإجابة :

pH	2	**2.4**	3.4	8	**8.9**	**10.1**
$[H_3O^+]$ $(mol.L^{-1})$	$\mathbf{10^{-2}}$	$4 . 10^{-3}$	$\mathbf{4 . 10^{-4}}$	$\mathbf{10^{-8}}$	$1.25 . 10^{-9}$	$\mathbf{8 . 10^{-11}}$
$[HO^-]$ $(mol.L^{-1})$	$\mathbf{10^{-12}}$	$\mathbf{2.5 . 10^{-12}}$	$\mathbf{2.51 . 10^{-11}}$	$\mathbf{10^{-6}}$	$\mathbf{8 . 10^{-6}}$	$1.25 . 10^{-4}$

● سلم الـ pH :

في الماء المقطر و المحلول المعتدل يكون :

$$[H_3O^+] = [HO^-]$$

ومنه يكون :

$$Ke = [H_3O^+][HO^-] = [H_3O^+]^2 \rightarrow Ke = [H_3O^+]^2$$

$$\log Ke = \log[H_3O^+]^2 \rightarrow \log Ke = 2\log[H_3O^+]$$

$$-\log Ke = 2(-\log[H_3O^+]) \rightarrow pKe = 2pH$$

إذن :

$$\boxed{pH = \frac{1}{2}pKe}$$

- أثناء انحلال حمض في الماء المقطر نحصل على محلول حمضي ، و عندها يزداد $[H_3O^+]$ و ينقص الـ pH ليصبح :

$$\boxed{pH < \frac{1}{2}pKe}$$

- أثناء انحلال الأساس في الماء المقطر نحصل على محلول أساسي ، عندها يزداد $[HO^-]$ يرافقه نقصان في $[H_3O^+]$ و بالتالي ازدياد في قيمة الـ pH ليصبح :

$$pH > \frac{1}{2}pKe$$

- pH المحلول محصور بين 0 و pKe و يمكن الحصول على الجدول التالي :

سلم الـ pH في المحاليل المائية عند الدرجة كيفية		
أساسية	معتدلة	حمضية
$\frac{1}{2}pKe < pH < pKe$	$pH = \frac{1}{2}pKe$	$0 < pH < \frac{1}{2}pKe$

مثال :

المحاليل المائية عند الدرجة 25°C (pKe = 14)		
أساسية	معتدلة	حمضية
pH > 7	pH = 7	pH < 7

المحاليل المائية عند الدرجة 60°C (pKe = 13)		
أساسية	معتدلة	حمضية
pH > 6.5	pH = 6.5	pH < 6.5

3- التوازن الكيميائي

• مفهوم التوازن الكيميائي :

- إذا كان التفاعل الكيميائي عكوس فهو حتما سيكون غير تام لأن الأنواع الكيميائية الناتجة تتفاعل بعدما تتشكل ، و هذا ما يجعل المتفاعلات لا تختفي كليا .
- في التحول الكيميائي غير التام ، عندما نلاحظ عدم تطور الجملة الكيميائية بعد مدة من التفاعل ، أي عندما تكون المتفاعلات و النواتج موجودة في الحالة النهائية بكميات ثابتة نقول عن الجملة الكيميائية أنها في حالة توازن .
- لا يتوقف التفاعل الكيميائي عند حدوث التوازن ، و ما أدى إلى توقف تطور الجملة الكيميائية هو أن التفاعلين في الاتجاهين المباشر و المعاكس أصبحا متساويين في السرعة (توازن ديناميكي) .

• كسر التفاعل Q_r :

- نعتبر جملة كيميائية تتكون من الأنواع الكيميائية A ، B ، C ، D متوازنة و فق المعادلة :

$$a\,A + b\,B = c\,C + d\,D$$

في لحظة t من التفاعل ، نعرف كسر التفاعل الذي يرمز له بـ Q_r و هو بدون وحدة بالعلاقة :

$$Q_r = \frac{[C]^c[D]^d}{[A]^a[B]^b}$$

- في وسط تفاعلي مائي ، لا يدخل في عبارة كسر التفاعل السابقة كل نوع كيميائي غازي أو صلب أو إذا كان النوع الكيميائي بزيادة مثل الماء أو شوارد الهيدرونيوم H_3O^+ عندما تستعمل في تحميض وسط تفاعلي .
- كسر التفاعل ليس له وحدة .
- في نهاية التفاعل غير التام (المحدود) يكون :

$$Q_r = Q_{rf} = K$$

يسمى المقدار K بثابت التوازن الكيميائي و نكتب :

$$K = \frac{[C]_f^c [D]_f^d}{[A]_f^a [B]_f^b}$$

- في نهاية التفاعل التام لا معنى لثابت التوازن الكيميائي K لأن تركيز أحد المتفاعلين أو كلاهما يكون معدوم .

● نسبة التقدم τ :

- في اللحظة t من التحول الكيميائي أين يكون التقدم x ، تعرف نسبة تقدم التفاعل في هذه اللحظة و التي يرمز لها بـ τ و هي بدون وحدة و محصورة بين 0 و 1 بالعبارة :

$$\tau = \frac{x}{x_{max}}$$

- في نهاية التفاعل أين يكون $x = x_f$ ، يعبر عن نسبة التقدم و التي تسمى في هذه الحالة نسبة التقدم النهائي بالعلاقة :

$$\tau_f = \frac{x_f}{x_{max}}$$

- إذا كان في تفاعل ما $x_f = x_{max}$ أو $\tau_f = 1$ فإن هذا التفاعل يكون تام .
- إذا كان في تفاعل ما $x_f < x_{max}$ أو $\tau_f < 1$ فإن هذا التفاعل يكون غير تام .
- إذا كان في تفاعل ما $Q_{rf} >> 10^4$ ، يمكن اعتبار التفاعل تام .

ملاحظة :

- أثبتت التجارب أن نسبة التقدم النهائي x_f لا تتغير بتغير درجة الحرارة في حين تتناقص بتزايد التراكيز الابتدائية للمتفاعلات ، كما أن ثابت التوازن K (كسر التفاعل النهائي Q_{rf}) يتغير بتغير درجة الحرارة ، و لا يتغير بتغير التراكيز الابتدائية للمتفاعلات .

ملاحظة مهمة :

- في المحلول الحمضي ذو التركيز C_a الناتج عن حل الحمض HA في الماء المقطر يمكن اثبات :

$$\tau_f = \frac{[H_3O^+]_f}{C_a}$$

- في المحلول الأساسي ذو التركيز C_b الناتج عن حل الأساس B في الماء المقطر يمكن اثبات :

$$\tau_f = \frac{[HO^-]_f}{C_b}$$

لهذا يمكن القول :

- اذا كان الحمض قوي يكون $\tau_f = 1$ و منه نكتب :

$$[H_3O^+]_f = C_a$$

- اذا كان الأساس قوي يكون $\tau_f = 1$ و منه نكتب :

$$[HO^-]_f = C_b$$

مثال-1 :

محلول حمض كلور الهدروجين ذو $pH = 2$ ، أحسب تركيزه المولي C_a ، علما أن كلور الهيدروجين HCl حمض قوي .

الجواب :

بما أن HCl حمض قوي يكون :

$$pH = 2 \rightarrow [H_3O^+]_f = 10^{-2}\ mol/L$$

$$C_a = [H_3O^+]_f = 10^{-2}\ mol/L$$

مثال-2 :

محلول هيدروكسيد الصوديوم تركيزه المولي $C_b = 0.1\ mol/L$ ، أحسب قيمة الـ pH في هذا المحلول علما أن هيدروكسيد الصوديوم NaOH أساس قوي .

الجواب :

بما أن محلول هيدروكسيد الصوديوم أساس قوي يكون :

$$[HO^-]_f = C_b = 0.1\,mol/L \rightarrow [H_3O^+]_f = \frac{Ke}{[HO^-]} = \frac{10^{-14}}{0.1} = 10^{-13}\ mol/L$$

$$pH = -\log[H_3O^+]_f = 13$$

التمرين (2) : (التمرين : 004 في بنك التمارين على الموقع) (*)

1- لدينا محلول لحمض الإيثانويك CH_3COOH تركيزه المولي الابتدائي $C_1 = 2,7 \cdot 10^{-3}\ mol/L$ وحجمه $V_1 = 100\ ml$ قيمة الـ pH له $pH = 3,7$ عند الدرجة 25^0C .

أ- أكتب معادلة انحلال حمض الإيثانويك في الماء .

ب- أنشئ جدول تقدم التفاعل ، و حدد من خلاله قيمة التقدم الأعظمي x_{max} .

جـ- أوجد التقدم النهائي x_f و كذا نسبة التقدم النهائي τ_{f1} . ماذا تستنتج ؟

د- أكتب عبارة ثابت التوازن للتفاعل ثم بين أنه يساوي القيمة : $K_1 = 1,6 \cdot 10^{-5}$.

2- نقيس عند الدرجة 25^0C الناقلية النوعية لمحلول آخر لحمض الإيثانويك تركيزه $C_2 = 0.1\ mol/L$ فنجد : $\sigma_f = 5 . 10^{-2}\ S/m$.

أ- اعتمادا على جدول التقدم أثبت ما يلي :

- $\left[CH_3COO^-\right]_f = \left[H_3O^+\right]_f$.
- $\left[CH_3COOH\right]_f = C - \left[H_3O^+\right]_f$.

ب- أكتب عبارة $[H_3O^+]_f$ بدلالة $\lambda(H_3O^+)$ و $\lambda(CH_3COO^-)$ و σ_f . ثم أحسب قيمتها (يهمل التفكك الشاردي للماء) .

جـ- أثبت أن : $\tau_f = \dfrac{\left[H_3O^+\right]_f}{C}$ ، ثم بين أن نسبة التقدم النهائي $\tau_{f2} = 1.25\%$.

د- أحسب ثابت التوازن الكيميائي K_2 في هذا التفاعل .

3- من خلال قيم كل من τ_{f1} ، τ_{f2} ، K_1، K_2 ، ما تأثير التراكيز الابتدائية على ثابت التوازن K و نسبة التقدم النهائي τ_f .

يعطى: $\lambda(H_3O^+)= 35.9 .10^{-3}\ S.m^2 .mol^{-1}$, $\lambda(CH_3COO^-)=4,1 .10^{-3}\ S.m^2 .mol^{-1}$

الأجوبة :

1-أ- معادلة الانحلال :

$$CH_3COOH + H_2O = CH_3COO^- + H_3O^+$$

ب- جدول التقدم النهائي :

الحالة	التقدم	$CH_3COOH + H_2O = CH_3COO^- + H_3O^+$			
ابتدائية	$x = 0$	$n_0 = CV$	بوفرة	0	0
انتقالية	x	$CV - x$	بوفرة	x	x
نهائية	x_f	$CV - x_f$	بوفرة	x_f	x_f

$n_0(CH_3COOH) = CV = 2.7 . 10^{-3} . 0.1 = 2.7 . 10^{-4}\ mol$

- التقدم الأعظمي x_{max} :

- إذا اعتبرنا التفاعل تام :

$CV - x_{max} = 0 \rightarrow x_{max} = CV = 2.7 . 10^{-4}\ mol$

جـ- التقدم النهائي x_f :

$PH = 3.7 \rightarrow \left[H_3O^+\right]_{f1} = 10^{-3.7} = 2.0.10^{-4}\ mol$

من جدول التقدم :

$$\left[H_3O^+\right]_{f1} = \frac{n_{1f}(H_3O^+)}{V_1} = \frac{x_{f1}}{V_1} \rightarrow x_{f1} = \left[H_3O^+\right]_{f1}.V_1$$

$$x_{f1} = 2.10^{-4} . 0.1 = 2.10^{-5}\ mol$$

- النسبة النهائية للتقدم τ_f :

$$\tau_f = \frac{x_f}{x_{max}} \rightarrow \tau_{f1} = \frac{2.10^{-5}}{2.7.10^{-4}} = 0.074 \quad (7.4\%)$$

الاستنتاج :

نلاحظ : $\tau_f < 1$ ، نستنتج أن انحلال حمض الإيثانويك في الماء هو تحول غير تام ، و بالتالي هو حمض ضعيف .

د- عبارة ثابت التوازن الكيميائي K :

$$K_1 = \frac{[H_3O^+]_{f1}\,[CH_3COO^-]_{f1}}{[CH_3COOH]_{f1}}$$

إثبات أن $K = 1.6 \cdot 10^{-5}$:

- $[H_3O^+]_{f1} = 2.10^{-4}$ mol/L
- $[CH_3COO^-]_{f1} = \frac{x_{f1}}{V_1} = \frac{2.10^{-5}}{0.1} = 2.10^{-4}$ mol/L
- $[CH_3COOH]_{f1} = \frac{CV - x_{f1}}{V} = \frac{2.7.10^{-4} - 2.10^{-5}}{0.1} = 2.5.10^{-3}$ mol/L

$$K_1 = \frac{2.10^{-4}.2.10^{-4}}{2.5.10^{-3}} = 1.6.10^{-5}$$

2-أ- إثبات $[CH_3COO^-]_f = [H_3O^+]_f$:

اعتمادا على جدول التقدم :

- $[H_3O^+]_f = \frac{x_f}{V}$
- $[CH_3COO^-]_f = \frac{n_f(CH_3COO^-)}{V} = \frac{x_f}{V}$

$$\boxed{[CH_3COO^-]_f = [H_3O^+]_f}$$

• إثبات $[CH_3COOH]_f = C - [H_3O^+]_f$:

اعتمادا على جدول التقدم :

- $[H_3O^+]_f = \frac{x_f}{V}$
- $[CH_3COOH]_f = \frac{n_f(CH_3COOH)}{V} = \frac{CV - x_f}{V}$

$$[CH_3COOH]_f = \frac{CV}{V} - \frac{x_f}{V}$$

$$\boxed{[CH_3COOH]_f = C - [H_3O^+]_f}$$

ب- عبارة $[H_3O^+]_f$ بدلالة $\lambda(H_3O^+)$ ، $\lambda(CH_3COO^-)$ ، δ_f :

$$\delta_f = \lambda(H_3O^+)[H_3O^+]_f + \lambda(CH_3COO^-)[CH_3COO^-]_f$$

وجدنا سابقا :

$$[CH_3COO^-]_f = [H_3O^+]_f$$

ومنه يصبح :

$$\delta_f = \lambda(H_3O^+)[H_3O^+]_f + \lambda(CH_3COO^-)[H_3O^+]_f$$

$$\delta_f = (\lambda(H_3O^+) + \lambda(CH_3COO^-))[H_3O^+]_f$$

$$[H_3O^+]_f = \frac{\delta_f}{\lambda(H_3O^+) + \lambda(CH_3COO^-)}$$

$$[H_3O^+]_f = \frac{5.10^{-2}}{35.9.10^{-3} + 4.1.10^{-3}} = 1.25\ mol/m^3 = 1.25.10^{-3}\ mol/L$$

جـ إثبات $\tau_f = \frac{[H_3O^+]_f}{C}$:

لدينا :

$$\tau_f = \frac{x_f}{x_{max}}$$

- اعتمادا على جدول التقدم :

▪ $[H_3O^+]_f = \frac{n_f(H_3O^+)}{V} \rightarrow [H_3O^+]_f = \frac{x_f}{V} \rightarrow x_f = [H_3O^+]_f V$.

- باعتبار التفاعل التام يكون حيث وجدنا سابقا :

$CV - x_{max} = 0 \rightarrow x_{max} = CV$

- بالتعويض في عبارة τ_f :

$$\tau_f = \frac{[H_3O^+]_f.V}{CV}$$

$$\boxed{\tau_f = \frac{[H_3O^+]_f}{C}}$$

قيمة τ_{f2} :

$$\tau_{f2} = \frac{1.25.10^{-3}}{10^{-1}} = 1.25.10^{-2} \quad (1.25\%)$$

د- ثابت التوازن الكيميائي K_2 في هذا التفاعل :

لدينا :

$$K_2 = \frac{[H_3O^+]_{f2}\,[CH_3COO^-]_{f2}}{[CH_3COOH]_{f2}}$$

اعتمادا على ما سبق :

- $[H_3O^+]_{f2} = 1.25.10^{-3}$ mol/L
- $[CH_3COO^-]_f = [H_3O^+]_f = 1.25\ .10^{-3}$ mol/L
- $[CH_3COOH]_{f2} = C - [H_3O^+]_{f2} = 0.1\ -\ 1.25.10^{-3} = 9.88.10^{-2}$ mol/L

بالتعويض في عبارة K_2 نجد :

$$K_2 = \frac{1.25.\,10^{-3}\,.\,1.25.10^{-3}}{9.88.\,10^{-2}} \approx 1.6\ .\ 10^{-5}$$

3- تأثير التراكيز الابتدائية في ثابت التوازن K و نسبة التقدم النهائية τ_f :

وجدنا سابقا :

$C_1 = 2.7\ .\ 10^{-3}$ mol/L $\rightarrow$ $\tau_{f1} = 7.4\ \%$, $K_1 = 1.6\ .\ 10^{-5}$

$C_2 = 1.0\ .\ 10^{-1}$ mol/L $\rightarrow$ $\tau_{f2} = 1.25\%$, $K_2 = 1.6\ .\ 10^{-5}$

$C_2 > C_1 \rightarrow \tau_{f2} < \tau_{f1}$

التراكيز الابتدائية للمتفاعلات لا تؤثر على ثابت التوازن الكيميائي K بينما تؤثر على نسبة التقدم النهائي x_f ، حيث كلما ازدادت التركيز الابتدائية للمتفاعلات نقصت نسبة التقدم النهائي τ_f .

التمرين (3) : (التمرين : 005 في بنك التمارين على الموقع) (*)

لدينا محلول للنشادر NH_3 حجمه V و تركيزه C مقدرا بالوحدة $(mol.L^{-1})$.

1- اكتب معادلة التفاعل الكيميائي المنمذج للتحول الكيميائي الحاصل بين النشادر و الماء .

2- أنشئ جدولا لتقدم التفاعل .

3- اعتمادا على جدول التقدم أثبت أن :

- $[NH_4^+]_f = [HO^-]_f$.
- $[NH_3]_f = C - [HO^-]_f$.
- $\tau_f = \frac{[HO^-]}{C}$.
- $[HO^-]_f = \frac{\sigma_f}{\lambda(NH_4^+) + \lambda(HO^-)}$ (يهمل التشرد الذاتي للماء) .

4- في الدرجة 25°C لدينا محلول مائي للنشادر NH_3 تركيزه المولي $C = 10^{-2}$ mol/L و ذو pH = 10,6 .

أ- أحسب تراكيز الأفراد الكيميائية المتواجدة في المحلول عند حدوث التوازن .

ب- أحسب نسبة التقدم النهائي τ_f . ماذا تستنتج علما أن النشادر عبارة عن أساس .

الأجوبة :

1- معادلة التفاعل الكيميائي :

$$NH_3 + H_2O = NH_4^+ + HO^-$$

2- جدول التقدم :

الحالة	التقدم	NH_3	+ H_2O =	NH_4^+	+ HO^-
ابتدائية	$x = 0$	$n_{0b} = CV$	بوفرة	0	0
انتقالية	x	$CV - x$	بوفرة	x	x
نهائية	x_f	$CV - x_f$	بوفرة	x_f	x_f

3- • إثبات $[NH_4^+]_f = [HO^-]_f$:

اعتمادا على جدول التقدم :

- $[HO^-]_f = \frac{x_f}{V}$
- $[NH_4^+]_f = \frac{x_f}{V} \rightarrow [NH_4^+]_f = [HO^-]_f$

• إثبات $[NH_3]_f = C - [HO^-]_f$:

اعتمادا على جدول التقدم :

- $[HO^-]_f = \frac{x_f}{V} \rightarrow x_f = [HO^-]_f . V$
- $[NH_3]_f = \frac{CV - x_f}{V} = \frac{CV}{V} - \frac{x_f}{V} = C - \frac{x_f}{V} \rightarrow [NH_3]_f = C - [HO^-]_f$

• إثبات $\tau_f = \frac{[HO^-]}{C}$:

لدينا :

$$\tau_f = \frac{x_f}{x_{max}}$$

اعتمادا على جدول التقدم :

$$[HO^-]_f = \frac{n_f(HO^-)}{V} = \frac{x_f}{V} \rightarrow x_f = [HO^-]_f . V$$

بفرض أن التفاعل تام و كون أن الماء بوفرة يكون NH_3 متفاعل محد و منه اعتمادا على جدول التقدم نكتب :

$$CV - x_{max} = 0 \rightarrow x_{max} = CV$$

بالتعويض في عبارة τ_f :

$$\tau_f = \frac{[HO^-]_f V}{CV} \rightarrow \tau_f = \frac{[HO^-]_f}{C}$$

• إثبات $[HO^-]_f = \frac{\sigma_f}{\lambda(NH_4^+) + \lambda(HO^-)}$ (باهمال التشرد الذاتي للماء) :

محلول النشادر يحتوي على الشوارد NH_4^+ ، HO^- بالإضافة إلى الشوراد H_3O^+ التي إهملت بسبب إهمال التفكك الشاردي للماء ، لذا يكون :

$$\sigma_f = \lambda(NH_4^+)[NH_4^+]_f + \lambda(HO^-)[HO^-]_f$$

وجدنا سابقا : $[NH_4^+]_f = [HO^-]_f$ و منه يصبح :

$$\sigma_f = \lambda(NH_4^+)[HO^-]_f + \lambda(HO^-)[HO^-]_f$$

$$\sigma_f = (\lambda(NH_4^+) + \lambda(HO^-))[HO^-]_f \quad \rightarrow \quad [HO^-]_f = \frac{\sigma_f}{\lambda(NH_4^+) + \lambda(HO^-)}$$

4-أ- تراكيز الأفراد الكيميائية المتواجدة في المحلول عند حدوث التوازن :

الأفراد : H_2O ، HO^- ، H_3O^+ ، NH_4^+ ، NH_3 (غير منحلة) .

التراكيز :

- $pH = 10.6 \rightarrow [H_3O^+] = 10^{-10.6} = 2.5.10^{-11}$ mol/L
- $[HO^-] = \frac{Ke}{[H_3O^+]} = \frac{10^{-14}}{2.5.10^{-11}} = 4.10^{-4}$ mol/L

اعتمادا على جدول التقدم و مما سبق :

- $[NH_4^+]_f = [HO^-]_f = 4.10^{-4}\,mol/L$
- $[NH_3]_f = C - [HO^-]_f = 10^{-2} - 4.10^{-4} = 9.6.10^{-3}$ mol/L

ب- نسبة التقدم النهائي τ_f :

مما سبق وجدنا :

$$\tau_f = \frac{[HO^-]}{C}$$

إذن :

$$\tau_f = \frac{4.10^{-4}}{10^{-2}} = 4.10^{-2} \quad (\tau_f = 4\%)$$

الاستنتاج :

نلاحظ : $\tau_f < 1$ ، نستنتج أن انحلال النشادر في الماء هو تحول غير تام ، و بالتالي النشادر NH_3 هو أساس ضعيف

4- قوة الأحماض و الأسس

• ثابت الحموضة Ka للثنائية (أساس/ حمض) :

- تتميز الثنائية (HA/A^-) بثابت يسمى ثابت الحموضة ، يرمز له بـ Ka و هو يعطى بالعبارة التالية :

$$K_a = \frac{[A^-]_f [H_3O^+]_f}{[HA]_f}$$

- يعرف الـ pKa بالعلاقة :

$$pKa = -\log Ka$$

و هذه العلاقة تكافئ :

$$Ka = 10^{-pKa}$$

مثال :

• انحلال حمض الإيثانويك CH_3COOH في الماء :

$$CH_3COOH + H_2O = CH_3COO^- + H_3O^+$$

▪ ثابت التوازن :

▪ $$K = \frac{[CH_3COO^-]_f [H_3O^+]_f}{[CH_3COOH]_f}$$

▪ ثابت الحموضة K_a للثنائية (CH_3COOH/CH_3COO^-) :

▪ $$K_a = \frac{[CH_3COO^-]_f [H_3O^+]_f}{[CH_3COOH]_f}$$

• انحلال النشادر NH_3 في الماء :

$$NH_3 + H_2O = NH_4^+ + HO^-$$

▪ ثابت التوازن :

▪ $$K = \frac{[NH_4^+]_f [HO^-]_f}{[NH_3]_f}$$

▪ ثابت الحموضة K_a للثنائية (NH_4^+/NH_3) :

▪ $$K_a = \frac{[NH_3]_f [H_3O^+]_f}{[NH_4^+]_f}$$

ملاحظة مهمة :

ثابت التوازن K لانحلال حمض ضعيف في الماء مساوي لثابت الحموضة K_a للثنائية المشكلة من هذا الحمض ، لا ينطبق هذا الكلام على الأساس الضعيف .

● المقارنة بين حمضين ضعيفين أو أساسين ضعيفين من حيث القوة :

- ثوابت الحموضة Ka و pKa تمكن من مقارنة قوة الأحماض الضعيفة فيما بينها و كذلك قوة الأسس الضعيفة فيما بينها كما يلي :

▪ يكون الحمض أقوى كلما كان : Ka أكبر ، pKa أقل ، و إذا كان للحمضين الضعيفين نفس التركيز المولي الابتدائي يكون الحمض أقوى كلما كان τ_f أكبر ، $\left[H_3O^+\right]_f$ أكبر ، pH أقل .

▪ يكون الأساس أقوى كلما كان : Ka أقل ، pKa أكبر ، و إذا كان للأساسين الضعيفين نفس التركيز المولي الابتدائي يكون الأساس أقوى كلما τ_f أكبر ، $\left[HO^-\right]_f$ أكبر ، pH أكبر (لأن $\left[H_3O^+\right]_f$يكون أقل) .

• قيم الـ pKa لبعض الثنائيات (أساس/حمض) عند الدرجة 25°C :

pKa	إسم الحمض	الثنائية
4.8	حمض الإيثانويك	(CH_3COOH/CH_3COO^-)
3.8	حمض الميثانويك	$(HCOOH\ HCOO^-)$
4.2	حمض البنزويك	$(C_6H_5COOH/C_6H_5COO^-)$
9.2	شاردة الأمونيوم	(NH_4^+/NH_3)
0	شاردة الهيدرونيوم (الأكسونيوم)	(H_3O^+/H_2O)
14.0	الماء	(H_2O/HO^-)

مثال (1) :

قارن بين الحمضين الضعيفين من حيث القوة في الحالات التالية :

1- ثابت الحموضة Ka للحمضين الضعيفين : الإيبوبروفين $C_{12}H_{17}COOH$ ، و حمض الإيثانويك CH_3COOH معرف كما يلي :

• $Ka(C_{12}H_{17}COOH/C_{12}H_{17}COO^-) = 5.93 \cdot 10^{-5}$

• $Ka(CH_3COOH/CH_3COO^-) = 1.58 \cdot 10^{-5}$

2- قيمة الـ pKa الموافقتين للحمضين : البنزويك C_6H_5COOH ، الميثانويك HCOOH معرفة كما يلي :

• $pKa(C_6H_5COOH/C_6H_5COO^-) = 4.2$

• $pKa(HCOOH/HCOO^-) = 3.8$

3- الحمضين الضعيفين : حمض البنزويك C_6H_5COOH ، حمض الساليسيليك الذي نرمز بـ RCOOH لهما نفس التركيز الإبتدائي C و نسبة التقدم النهائي للتفاعل المنمذج لانحلالهما في الماء معرفة كما يلي :

• $C_6H_5COOH \rightarrow \tau_{f1} = 0.0225$ (2.25%)

• $RCOOH \rightarrow \tau_{f2} = 0.063$ (6.3%)

4- الحمضين الضعيفين : حمض الإيثانويك CH_3COOH ، حمض الميثانويك HCOOH لهما نفس التركيز الإبتدائي C و تركيز محلولهما بالشوراد H_3O^+ معرف كما يلي :

• $CH_3COOH \rightarrow \left[H_3O^+\right]_f = 1.26.10^{-4}\,mol/L$

• $HCOOH \rightarrow \left[H_3O^+\right]_f = 1.26.10^{-3}\,mol/L$

5- الحمضين الضعيفين : البنزويك C_6H_5COOH ، الإيثانويك CH_3COOH لهما نفس التركيز الإبتدائي C_0 و قيمة الـ pH لمحلولهما معرفة كما يلي :

• $C_6H_5COOH \rightarrow pH = 3.6$

• $CH_3COOH \rightarrow pH = 3.4$

الأجوبة :

1- الإيبوبروفين $C_{12}H_{17}COOH$ و الإيثانويك CH_3COOH :

يكون الحمض الضعيف أقوى كلما كان ثابت الحموضة Ka أكبر ، و حيث أن :

$$Ka(C_{12}H_{17}COOH/C_{12}H_{17}COO^-) > Ka(CH_3COOH/ CH_3COO^-)$$

فإن حمض الإيبوبروفين $C_{12}H_{17}COOH$ أقوى من حمض الإيثانويك CH_3COOH .

2- البنزويك C_6H_5COOH و الميثانويك $HCOOH$:

يكون الحمض الضعيف أقوى كلما كان pKa أقل ، و حيث أن :

$$pKa(HCOOH/HCOO^-) < pKa(C_6H_5COOH/C_6H_5COO^-)$$

فإن حمض الميثانويك $HCOOH$ أقوى من حمض البنزويك C_6H_5COOH .

3- البنزويك C_6H_5COOH و الساسيليك $RCOOH$:

عندما يكون لحمضين ضعيفين نفس التركيز الابتدائي ، يكون الحمض الضعيف أقوى كلما كانت τ_f أكبر ، و حيث أن :

$$\tau_f (RCOOH) > \tau_f (C_6H_5COOH)$$

فإن حمض الساليسليك أقوى من حمض البنزويك C_6H_5COOH .

4- الإيثانويك CH_3COOH و الميثانويك $HCOOH$:

عندما يكون لحمضين ضعيفين نفس التركيز الابتدائي ، يكون الحمض الضعيف أقوى كلما كان تركيزه بالشوارد H_3O^+ أكبر ، و حيث أن تركيز H_3O^+ عند انحلال حمض الميثانويك في الماء يكون أكبر من تركيز H_3O^+ عند انحلال حمض الإيثانويك في الماء ، حمض الميثانويك $HCOOH$ أقوى من حمض الإيثانويك CH_3COOH .

5- البنزويك C_6H_5COOH و الإيثانويك CH_3COOH :

عندما يكون لحمضين ضعيفين نفس التركيز الابتدائي ، يكون الحمض أقوى كلما كان pH المحلول أقل ، و حيث أن pH محلول حمض الإيثانويك أقل من pH محلول حمض البنزويك ، فإن حمض الإيثانويك CH_3COOH أقوى من حمض البنزويك C_6H_5COOH .

مثال (2) :

- قارن بين الأساسين الضعيفين من حيث القوة في الحالات التالية .

1- ثابت الحموضة Ka الموافق للأساسين الضعيفين : ميثيل أمين CH_3NH_2 و إيثيل أمين $C_2H_5NH_2$ معرف كما يلي :

- $Ka(CH_3NH_3^+/CH_3NH_2) = 2.5 \cdot 10^{-11}$
- $Ka(C_2H_5NH_3^+/C_2H_5NH_2) = 1.6 \cdot 10^{-11}$

2- قيمة الـ pKa الموافقة للأساسين الضعيفين : النشادر NH_3 و إيثيل أمين $C_2H_5NH_2$ معرفة كما يلي :

- $pKa(NH_4^+/NH_3) = 9.3$
- $pKa(C_2H_5NH_3^+/C_2H_5NH_2) = 10.8$

3- الأساسين الضعيفين : النشادر NH_3 و ميثل أمين CH_3NH_2 لهما نفس التركيز الابتدائي C و نسبة التقدم النهائي للتفاعل المنمذج لانحلالهما في الماء معرفة كما يلي :

- $NH_3 \rightarrow \tau_{f1} = 0.04$
- $CH_3NH_2 \rightarrow \tau_{f2} = 0.06$

- رتب الأسس : إيثيل أمين $C_2H_5NH_2$ ، النشادر NH_3 ، ميثيل أمين CH_3NH_2 حسب تزايد القوة .

الأجوبة :

المقارنة بين الأسس الضعيفة :

1- الميثيل أمين CH_3NH_2 و الإيثيل أمين $C_2H_5NH_2$:

يكون الأساس الضعيف أقوى كلما كان Ka أقل ، و حيث أن :

$$Ka (C_2H_5NH_3^+/C_2H_5NH_2) < Ka(CH_3NH_3^+/CH_3NH_2)$$

فإن الإيثيل أمين $C_2H_5NH_2$ أقوى من الميثيل أمين CH_3NH_2 .

2- النشادر NH_3 و الإيثيل أمين $C_2H_5NH_2$:

يكون الأساس الضعيف أقوى كلما كان pKa أكبر ، و حيث أن :

$$pKa\ (C_2H_5NH_2/C_2H_5NH_3^+) > pKa\ (NH_4^+/NH_3)$$

فإن الإيثيل أمين $C_2H_5NH_2$ أقوى من النشادر NH_3 .

3- النشادر NH_3 و الميثيل أمين CH_3NH_2 :

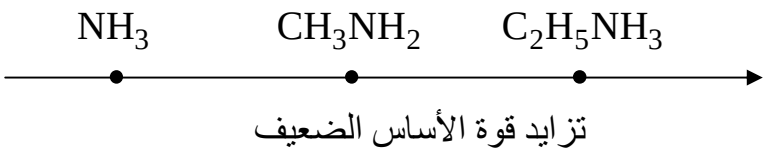
إذا كان للأساسين الضعيفين نفس التركيز الابتدائي ، يكون الأساس الضعيف أقوى كلما كان τ_f أكبر ، و حيث أن :

$$\tau_f\ (CH_3NH_2) > \tau_f\ (NH_3)$$

فإن الميثيل أمين CH_3NH_2 أقوى من النشادر NH_3 .

- ترتيب الأسس حسب تزايد قوتها :

وجدنا سابقا أن الإيثيل أمين $C_2H_5NH_2$ أقوى من الميثيل أمين CH_3NH_2 ، و الميثيل أمين CH_3NH_2 أقوى من النشادر NH_3 ، إذن ترتيب هذه الأسس الضعيفة حسب تزايد قوتها يكون كما يلي :



التمرين (4) : (التمرين : 008 في بنك التمارين على الموقع) (*)

المحاليل مأخوذة في الدرجة 25°C ، لدينا محلول مائي للنشادر NH_3 تركيزه المولي $C = 10^{-2}\ mol/L$ و ذو $pH = 10.6$.

1- أكتب معادلة تفاعل NH_3 مع الماء .

2- مثل جدول تقدم التفاعل .

3- أذكر الأنواع الكيميائية المتواجدة في الجملة الكيميائية عند حدوث التوازن ثم أحسب تراكيزها عدا الماء .

4- أحسب نسبة التقدم النهائي τ_f ماذا تستنتج ؟

5- أكتب عبارة ثابت الحموضة (Ka) للثنائية (NH_4^+ / NH_3) .

6- أحسب قيمة الـ pKa الموافقة .

7- إذا علمت أن : $Ka(CH_3NH_3^+/CH_3NH_2) = 1.9 . 10^{-11}$. قارن بين قوتي الأساسين NH_3 ، CH_3NH_2 . علل إجابتك ؟

الأجوبة :

1- معادلة تفاعل NH_3 مع الماء :

$$NH_3 + H_2O = NH_4^+ + HO^-$$

2- جدول التقدم :

الحالة	التقدم	NH_3	+ H_2O =	NH_4^+	+ HO^-
ابتدائية	$x = 0$	$n_0 = CV$	بز	0	0
انتقالية	x	$CV - x$	بز	x	x
نهائية	x_f	$CV - x_f$	بز	x_f	x_f

3- الأنواع الكيميائية المتواجدة في المحلول عند حدوث التوازن و تراكيزها :

الأفراد : H_2O ، HO^- ، H_3O^+ ، NH_4^+ ، NH_3 (غير منحلة) .

التراكيز :

- $pH = 10.6 \rightarrow [H_3O^+] = 10^{-10.6} = 2.51.10^{-11}$ mol/L
- $[HO^-] = \frac{Ke}{[H_3O^+]} = \frac{10^{-14}}{2.51.10^{-11}} = 3.98.10^{-4}$ mol/L

اعتمادا على جدول التقدم :

- $[HO^-]_f = \frac{x_f}{V}$
- $[NH_4^+]_f = \frac{x_f}{V} \rightarrow [NH_4^+]_f = [HO^-]_f = 3.98.10^{-4} mol/L$
- $[NH_3]_f = \frac{CV - x_f}{V} = C - \frac{x_f}{V} \rightarrow [NH_3]_f = C - [HO^-]_f$

$[NH_3] = 10^{-2} - 3.98.10^{-4} = 9.6.10^{-3}$ mol/L

4- نسبة التقدم النهائي τ_f :

اعتمادا على جدول التقدم :

- $[HO^-]_f = \frac{x_f}{V} \rightarrow x_f = [HO^-]_f.V$
- $CV - x_{max} = 0 \rightarrow x_{max} = CV$ (بفرض أن التفاعل تام و أن الماء بوفرة)

و منه :

$$\tau_f = \frac{[HO^-]_f.V}{C.V} \rightarrow \tau_f = \frac{[HO^-]_f}{C} \rightarrow \tau_f = \frac{3.98.10^{-4}}{10^{-2}} = 0.04 \quad (4\%)$$

الاستنتاج :

$\tau_f < 1$ ، نستنتج أن انحلال النشادر (أساس) في الماء غير تام و بالتالي هو أساس ضعيف .

5- ثابت الحموضة Ka للثنائية (NH_4^+/NH_3) :

$$Ka = \frac{[NH_3]_f [H_3O^+]_f}{[NH_4^+]_f}$$

6- قيمة pKa :

نحسب أولا قيمة Ka من خلال العبارة السابقة :

$$Ka = \frac{2.51.10^{-11}.9.6.10^{-3}}{3,98.10^{-4}} = 6.05.10^{-10}$$

و منه :

$pKa = -\log Ka = 9.2$

7- المقارنة بين NH_3 ، CH_3NH_2 من حيث القوة .

يكون الأساس أقوى كلما كان K_a أقل ، لدينا :

$Ka_1(NH_4^+/NH_3) = 6.05 . 10^{-10}$

$Ka_2(CH_3NH_3^+/CH_3NH_2) = 1.9 . 10^{-11}$

نلاحظ : $Ka_2 < Ka_1$ ، إذن الأساس CH_3NH_2 أقوى من الأساس NH_3 .

التمرين (5) : (التمرين : 009 في بنك التمارين على الموقع) (*)

محلول لحمض الإيثانويك CH_3COOH حجمه V و تركيزه C مقدرا بالوحدة (mol/L) .

1- اكتب معادلة التفاعل الكيميائي المنمذج للتحول الكيميائي الحاصل بين حمض الإيثانويك و الماء .

2- أنشئ جدولا لتقدم التفاعل الكيميائي السابق .

3- اعتمادا على جدول التقدم أثبت ما يلي علما أن Ka هو ثابت الحموضة للثنائية (CH_3COOH/CH_3COO^-) .

- $Ka = \dfrac{[H_3O^+]_f^2}{C - [H_3O^+]}$.
- $Ka = \dfrac{\tau_f{}^2 C}{1 - \tau_f}$.
- $Ka = \dfrac{\tau_f{}^2 . x_{max}}{V(1 - \tau_f)}$.
- $\tau_f = \dfrac{1}{1 + 10^{pKa - pH}}$.

الأجوبة :

1- معادلة التفاعل الكيميائي :

$$CH_3COOH + H_2O = CH_3COO^- + H_3O^+$$

2- جدول التقدم :

الحالة	التقدم	$CH_3COOH + H_2O = CH_3COO^- + H_3O^+$			
ابتدائية	$x = 0$	$n_{0a} = CV$	بوفرة	0	0
انتقالية	x	$CV - x$	بوفرة	x	x
نهائية	x_f	$CV - x_f$	بوفرة	x_f	x_f

- إثبات $Ka = \dfrac{[H_3O^+]_f^2}{C - [H_3O^+]}$ للثنائية (CH_3COOH/CH_3COO^-) :

لدينا :

$$Ka = \frac{[CH_3COO^-]_f [H_3O^+]_f}{[CH_3COOH]_f}$$

- اعتمادا على جدول التقدم :

- $[H_3O^+]_f = \dfrac{n_f(H_3O^+)}{V} \rightarrow [H_3O^+]_f = \dfrac{x_f}{V}$
- $[CH_3COO^-]_f = \dfrac{n_f(CH_3COO^-)}{V} = \dfrac{x_f}{V} \rightarrow [CH_3COO^-]_f = [H_3O^+]_f$.
- $[CH_3COOH]_f = \dfrac{n_f(CH_3COOH)}{V} = \dfrac{CV - x_f}{V} = C - \dfrac{x_f}{V} \rightarrow [CH_3COOH]_f = C - [H_3O^+]_f$.

بالتعويض في عبارة Ka نجد :

$$Ka = \frac{[H_3O^+]_f [H_3O^+]_f}{C - [H_3O^+]_f} \rightarrow Ka = \frac{[H_3O^+]_f^2}{C - [H_3O^+]_f}$$

• إثبات $Ka = \frac{\tau^2 C}{1-\tau}$ للثنائية (CH_3COOH/CH_3COO^-) :

لدينا :

$$Ka = \frac{[CH_3COO^-]_f [H_3O^+]_f}{[CH_3COOH]_f}$$

و لدينا :

$$\tau_f = \frac{x_f}{x_{max}} \rightarrow x_f = \tau_f . x_{max}$$

و باعتبار التفاعل تام :

$$CV - x_{max} = 0 \rightarrow x_{max} = CV \rightarrow x_f = \tau_f . CV$$

- اعتمادا على جدول التقدم :

▪ $[H_3O^+]_f = \frac{n_f(H_3O^+)}{V} = \frac{x_f}{V} = \frac{\tau_f CV}{V} \rightarrow [H_3O^+]_f = \tau_f C$

▪ $[CH_3COO^-]_f = \frac{n_f(CH_3COO^-)}{V} = \frac{x_f}{V} = \frac{\tau_f CV}{V} \rightarrow [CH_3COO^-]_f = \tau_f C$.

▪ $[CH_3COOH]_f = \frac{n_f(CH_3COOH)}{V} = \frac{CV - x_f}{V} = \frac{CV - \tau_f CV}{V} = \frac{CV(1-\tau_f)}{V}$

$\rightarrow [CH_3COOH]_f = C(1-\tau_f)$

بالتعويض في عبارة Ka نجد :

$$Ka = \frac{\tau_f C . \tau_f C}{C(1-\tau_f)} = \frac{\tau_f^2 . C^2}{C(1-\tau_f)} \rightarrow Ka = \frac{\tau_f^2 C}{(1-\tau_f)}$$

• إثبات $Ka = \frac{{\tau_f}^2 . x_{max}}{V(1-\tau_f)}$:

- لدينا :

$$Ka = \frac{[CH_3COO^-]_f [H_3O^+]_f}{[CH_3COOH]_f}$$

و لدينا :

$$\tau_f = \frac{x_f}{x_{max}} \rightarrow x_f = \tau_f . x_{max}$$

- اعتمادا على جدول التقدم :

- $[H_3O^+]_f = \frac{n_f(H_3O^+)}{V} = \frac{x_f}{V} \rightarrow [H_3O^+]_f = \frac{\tau_f . x_{max}}{V}$
- $[CH_3COO^-]_f = \frac{n_f(CH_3COO^-)}{V} = \frac{x_f}{V} \rightarrow [CH_3COO^-]_f = \frac{\tau_f x_{max}}{V}$
- $[CH_3COOH]_f = \frac{n_f(CH_3COOH)}{V} = \frac{CV - \tau_f . x_{max}}{V}$

باعتبار التفاعل تام :

$CV - x_{max} = 0 \rightarrow CV = x_{max}$

و منه :

$$[CH_3COOH]_f = \frac{n_f(CH_3COOH)}{V} = \frac{x_{max} - \tau_f . x_{max}}{V}$$

$$\rightarrow [CH_3COOH]_f = \frac{x_{max}(1 - \tau_f)}{V}$$

بالتعويض في عبارة Ka :

$$Ka = \frac{\frac{\tau_f . x_{max}}{V} \frac{\tau_f . x_{max}}{V}}{\frac{x_{max}(1-\tau_f)}{V}} = \frac{\frac{\tau_f^2 . x_{max}^2}{V^2}}{\frac{x_{max}(1-\tau_f)}{V}} = \frac{\tau_f^2 . x_{max}^2}{V^2} \cdot \frac{V}{x_{max}(1-\tau_f)} \rightarrow Ka = \frac{\tau_f^2 . x_{max}}{V(1-\tau_f)}$$

• إثبات $\tau_f = \frac{1}{1+10^{pKa-pH}}$:

لدينا :

$$K_a = \frac{[CH_3COO^-]_f [H_3O^+]_f}{[CH_3COOH]_f} = \frac{[CH_3COO^-]_f}{[CH_3COOH]_f} [H_3O^+]_f$$

$$\log K_a = \log \frac{[CH_3COO^-]_f}{[CH_3COOH]_f} + [H_3O^+]_f$$

$$-\log K_a = -\log \frac{[CH_3COO^-]_f}{[CH_3COOH]_f} - [H_3O^+]_f$$

$$pK_a = -\log \frac{[CH_3COO^-]_f}{[CH_3COOH]_f} + pH$$

و لدينا أيضا :

$$\tau_f = \frac{x_f}{x_{max}} \rightarrow x_f = \tau_f . x_{max}$$

و باعتبار التفاعل تام :

$CV - x_{max} = 0 \rightarrow x_{max} = CV \rightarrow x_f = \tau_f . CV$

- اعتمادا على جدول التقدم :

- $[CH_3COO^-]_f = \frac{x_f}{V} = \frac{\tau_f CV}{V} \rightarrow [CH_3COO^-]_f = \tau_f C$.
- $[CH_3COOH]_f = \frac{CV - x_f}{V} = \frac{CV - \tau_f CV}{V} = \frac{CV(1-\tau_f)}{V}$

$\rightarrow [CH_3COOH]_f = C(1-\tau_f)$

و منه يصبح :

$$pK_a = -\log\frac{[CH_3COO^-]_f}{[CH_3COOH]_f} + pH \rightarrow pK_a = -\log(\frac{\tau_f . C}{C(1-\tau_f)}) + pH$$

$$pK_a = -\log(\frac{\tau_f}{1-\tau_f}) + pH \rightarrow pK_a = +\log(\frac{1-\tau_f}{\tau_f}) + pH$$

$$pK_a - pH = \log(\frac{1-\tau_f}{\tau_f}) \rightarrow 10^{pK_a - pH} = \frac{1-\tau_f}{\tau_f} \rightarrow \frac{1}{\tau_f} - 1 = 10^{pK_a - pH}$$

$$\frac{1}{\tau_f} = 1 + 10^{pK_a - pH} \rightarrow \tau_f = \frac{1}{1 + 10^{pK_a - pH}}$$

التمرين (6) : (التمرين : 010 في بنك التمارين على الموقع) (*)

محلول للنشادر NH_3 حجمه V و تركيزه C مقدرا بالوحدة $(mol.L^{-1})$.

1- اكتب معادلة التفاعل الكيميائي المنمذج للتحول الكيميائي الحاصل بين النشادر و الماء .

2- أنشئ جدولا لتقدم التفاعل الكيميائي السابق .

3- اعتمادا على جدول التقدم أثبت أن :

- $[NH_4^+]_f = [HO^-]_f$.
- $[NH_3]_f = C - [HO^-]_f$.
- $\tau_f = \frac{[HO^-]}{C}$
- $Ka = \frac{(C - [HO^-])Ke}{[HO^-]^2}$.
- $Ka = \frac{(1-\tau_f)Ke}{\tau^2 C}$ ، حيث Ka هو ثابت الحموضة Ka للثنائية (NH_4^+/NH_3) .

الأجوبة :

1- معادلة التفاعل الكيميائي :

$$NH_3 + H_2O = NH_4^+ + HO^-$$

2- جدول التقدم :

الحالة	التقدم	NH_3 +	H_2O =	NH_4^+ +	HO^-
ابتدائية	$x = 0$	$n_{0b} = CV$	بوفرة	0	0
انتقالية	x	$CV - x$	بوفرة	x	x
نهائية	x_f	$CV - x_f$	بوفرة	x_f	x_f

3- • إثبات $[NH_4^+]_f = [HO^-]_f$:

اعتمادا على جدول التقدم :

- $[HO^-]_f = \frac{x_f}{V}$
- $[NH_4^+]_f = \frac{x_f}{V} \rightarrow [NH_4^+]_f = [HO^-]_f$

• إثبات $[NH_3]_f = C - [HO^-]_f$:

اعتمادا على جدول التقدم :

- $[HO^-]_f = \frac{x_f}{V}$
- $[NH_3]_f = \frac{CV - x_f}{V} = \frac{CV}{V} - \frac{x_f}{V} = C - \frac{x_f}{V} \rightarrow [NH_3]_f = C - [HO^-]_f$

• إثبات $\tau_f = \frac{[HO^-]}{C}$:

$$\tau_f = \frac{x_f}{x_{max}}$$

اعتمادا على جدول التقدم :

$$[HO^-]_f = \frac{x_f}{V} \rightarrow x_f = [HO^-]_f . V$$

بفرض أن التفاعل تام يكون :

$$CV - x_{max} = 0 \rightarrow x_{max} = CV$$

بالتعويض في عبارة τ_f :

$$\tau_f = \frac{[HO^-]_f V}{CV} \rightarrow \tau_f = \frac{[HO^-]_f}{C}$$

• إثبات $[HO^-]_f = \frac{\sigma_f}{\lambda(NH_4^+) + \lambda(HO^-)}$ (باهمال التشرد الذاتي للماء) :

محلول النشادر يحتوي على الشوارد NH_4^+ ، HO^- بالإضافة إلى الشوراد H_3O^+ التي إهملت بسبب إهمال التفكك الشاردي للماء ، لذا يكون :

$$\sigma_f = \lambda(NH_4^+)[NH_4^+]_f + \lambda(HO^-)[HO^-]_f$$

لدينا مما سبق : $[NH_4^+]_f = [HO^-]_f$ و منه يصبح :

$$\sigma_f = \lambda(NH_4^+)[HO^-]_f + \lambda(HO^-)[HO^-]_f$$

$$\sigma_f = (\lambda(NH_4^+) + \lambda(HO^-))[HO^-]_f \quad \rightarrow \quad [HO^-]_f = \frac{\sigma_f}{\lambda(NH_4^+) + \lambda(HO^-)}$$

● إثبات $Ka = \frac{(C - [HO^-])Ke}{[HO^-]^2}$:

لدينا :

- $Ka = \frac{[NH_3]_f [H_3O^+]_f}{[NH_4^+]_f}$

و لدينا أيضا :

- $[H_3O^+]_f = \frac{Ke}{[HO^-]}$

و مما سبق لدينا أيضا :

- $[NH_4^+]_f = [HO^-]_f$
- $[NH_3]_f = C - [HO^-]_f$

بالتعويض في عبارة Ka :

$$Ka = \frac{(C - [HO^-]_f).\frac{Ke}{[HO^-]_f}}{[HO^-]_f} \quad \rightarrow \quad Ka = \frac{(C - [HO^-]_f)Ke}{[HO^-]_f^2}$$

●: إثبات أن $Ka = \frac{(1 - \tau_f)Ke}{\tau^2 C}$:

لدينا :

$$Ka = \frac{[NH_3]_f [H_3O^+]_f}{[NH_4^+]_f}$$

و لدينا :

$$\tau_f = \frac{x_f}{x_{max}} \quad \rightarrow \quad x_f = \tau_f . x_{max}$$

و بفرض أن التفاعل تام :

$$CV - x_{max} = 0 \quad \rightarrow \quad x_{max} = CV \quad \rightarrow \quad x_f = \tau_f CV$$

- اعتمادا على جدول التقدم :

- $[NH_3] = \frac{CV - x_f}{V} = \frac{CV - \tau_f CV}{V} = \frac{CV(1 - \tau_f)}{V} = C(1 - \tau_f)$
- $[NH_4^+] = \frac{x_f}{V} = \frac{\tau_f CV}{V} = \tau_f . C$

- $[HO^-] = \frac{x_f}{V} = \frac{\tau_f C V}{V} = \tau_f . C$
- $[H_3O^+]_f = \frac{Ke}{[HO^-]_f} = \frac{Ke}{\tau_f C}$

بالتعويض في عبارة Ka نجد :

$$Ka = \frac{C(1-\tau_f).\frac{Ke}{\tau_f C}}{\tau_f C} \rightarrow Ka = \frac{(1-\tau_f).Ke}{{\tau_f}^2 . C}$$

التمرين (7) : (التمرين : 011 في بنك التمارين على الموقع) (*)

نمزج حجما V_a من محلول حمض الإيثانويك CH_3COOH تركيزه المولي C_a ، مع حجم V_b من محلول النشادر NH_3 تركيزه المولي C_b ، التفاعل الحادث منمذج بالمعادلة الكيميائية التالية :

$$CH_3COOH + NH_3 = CH_3COO^- + NH_4^+$$

1- بين إن كان هذا التفاعل هو تفاعل حمض أساس أم لا مع التعليل مبينا الثنائيات (أساس/حمض) المشاركة في التفاعل في حالة الإيجاب .

2- عبر عن ثابت التوازن K بدلالة ثابت الحموضة Ka_1 ، Ka_2 ثابتي الحموضة للثنائيتين (CH_3COOH/CH_3COO^-) ، (NH_4^+/NH_3) على الترتيب ، ثم أحسب قيمته ، ماذا تستنتج ؟

يعطى : $pKa_1(CH_3COOH/CH_3COO^-) = 4.8$ ، $pKa_2(NH_4^+/NH_3) = 9.2$.

3- نعتبر الكمية الإبتدائية n_0 لكل من حمض الإيثانويك و النشادر متساويتان أي : $n_{0a} = n_{0b} = n_0$.

أ- مثل جدول التقدم .

ب- بين أن النسبة النهائية τ_f لتقدم التفاعل يمكن كتابتها على الشكل : $\tau_f = \frac{\sqrt{K}}{1+\sqrt{K}}$.

جـ- احسب τ_f . ماذا تستنتج ؟ تحقق من ان هذه النتيجة تتوافق مع نتيجة السؤال-2 .

الأجوبة :

1- التفاعل حمض أساس أم لا :

هذا التفاعل هو تفاعل حمض اساس ، لأنه حدث فيه تبادل بروتوني كما يلي :

$$CH_3COOH = CH_3COO^- + H^+ \quad (CH_3COOH/CH_3COO^-)$$
$$NH_3 + H^+ = NH_4^+ \quad (NH_4^+/NH_3)$$

2- عبارة K بدلالة Ka_1 ، Ka_2 :

لدينا :

- $K_{a1}(CH_3COOH/CH_3COO^-) = \frac{[CH_3COO^-]_f [H_3O^+]_f}{[CH_3COOH]_f}$
- $K_{a2}(NH_4^+/NH_3) = \frac{[NH_3]_f [H_3O^+]_f}{[NH_4^+]_f}$
- $K = \frac{[CH_3COO^-]_f [NH_4^+]_f}{[CH_3COOH]_f [NH_3]}$

نضرب و نقسم على $[H_3O^+]$ نجد :

$$K = \frac{[CH_3COO^-]_f [H_3O^+]_f}{[CH_3COOH]_f} \cdot \frac{[NH_4^+]_f}{[NH_3]_f . [H_3O^+]_f}$$

يمكن كتابة :

$$K = Ka_1 . \frac{1}{Ka_2} \quad \rightarrow \quad K = \frac{Ka_1}{Ka_2}$$

قيمة K :

- $pKa_1 = 4.8 \rightarrow Ka_1 = 10^{-4.8} = 1.58 \ . 10^{-5}$
- $pKa_2 = 9.2 \rightarrow Ka_2 = 10^{-9.2} = 6.30 \ . 10^{-10}$

إذن :

$$K = \frac{1.58 \ . 10^{-5}}{6.30 \ .10^{-10}} = 2.5 \ . 10^4$$

الاستنتاج :
نلاحظ أن $K > 10^4$ ، نستنتج أن اعتبار التفاعل تام (شبه تام) .

3- أ- جدول التقدم :

الحالة	التقدم	CH_3COOH +	NH_3 =	CH_3COO^- +	NH_4^+
ابتدائية	$x = 0$	n_0	n_0	0	0
انتقالية	x	$n_0 - x$	$n_0 - x$	x	x
نهائية	x_f	$n_0 - x_f$	$n_0 - x_f$	x_f	x_f

ب- إثبات أن $\tau_f = \frac{\sqrt{K}}{1+\sqrt{K}}$:

لدينا :

$$\tau_f = \frac{x_f}{x_{max}} \quad \rightarrow \quad x_f = \tau_f \ . \ x_{max}$$

- بفرض أن التفاعل تام يكون :

$$n_0 - x_{max} = 0 \ \rightarrow \ x_{max} = n_0$$

ومنه :

$$x_f = \tau_f . n_0$$

لدينا أيضا :

$$K = \frac{[CH_3COO^-]_f . [NH_4^+]_f}{[CH_3COOH]_f [NH_3]_f}$$

اعتمادا على جدول التقدم :

- $[CH_3COO^-]_f = \frac{x_f}{V} = \frac{\tau_f . n_0}{V}$
- $[NH_4^+]_f = \frac{x_f}{V} = \frac{\tau_f . n_0}{V}$

- $[CH_3COOH]_f = \frac{n_0 - x_f}{V} = \frac{n_0 - \tau_f . n_0}{V} = \frac{n_0(1-\tau_f)}{V}$
- $[NH_3]_f = \frac{n_0 - x_f}{V} = \frac{n_0 - \tau_f . n_0}{V} = \frac{n_0(1-\tau_f)}{V}$

بالتعويض في عبارة K نجد :

$$K = \frac{\frac{\tau_f . n_0}{V}\frac{\tau_f . n_0}{V}}{\frac{n_0(1-\tau_f)}{V}\frac{n_0(1-\tau_f)}{V}} = \frac{\tau_f^2}{(1-\tau_f)^2}$$

$$K = (\frac{\tau_f}{1-\tau_f})^2 \rightarrow \sqrt{K} = \frac{\tau_f}{1-\tau_f} \rightarrow \sqrt{K}(1-\tau_f) = \tau_f \rightarrow \sqrt{K} - \sqrt{K}.\tau_f = \tau_f$$

$$\sqrt{K} = \tau_f + \sqrt{K}.\tau_f \rightarrow \sqrt{K} = \tau_f(1+\sqrt{K}) \rightarrow \tau_f = \frac{\sqrt{K}}{1-\sqrt{K}}$$

جـ- قيمة τ_f :

وجدنا سابقا : $K = 2.5 . 10^4$ ، لذا يكون :

$$\tau_f = \frac{\sqrt{2.5 .10^4}}{1-\sqrt{2.5 . 10^4}} \approx 1$$

نستنتج أن التحول الكيميائي الحادث بين CH_3COOH و NH_3 تام .

5- الصفة الحمضية و الأساسية في محلول مائي

● العلاقة بين الـ pH و الـ pKa :

تتميز الثنائية (HA/A^-) بثابت حموضة K_a حيث :

$$K_a = \frac{[A^-]_f [H_3O^+]_f}{[HA]_f} \rightarrow \log K_a = \log(\frac{[A^-]_f [H_3O^+]_f}{[HA]_f})$$

$$\log K_a = \log[H_3O^+]_f + \log\frac{[A^-]_f}{[HA]_f}$$

$$-\log K_a = -\log[H_3O^+]_f - \log\frac{[A^-]_f}{[HA]_f}$$

$$pKa = pH - \log\frac{[A^-]_f}{[HA]_f}$$

$$\boxed{pH = pKa + \log\frac{[A^-]_f}{[HA]_f}}$$

● مجالات تغلب الصفة الحمضية أو الأساسية لثنائية (HA/A^-) :

- يتغلب الحمض HA على الأساس المرافق A^- (صفة حمضية غالبة) عندما يكون :

$$[HA]_f > [A^-]_f$$

في هذه الحالة يمكن كتابة :

$$[A^-]_f < [HA]_f$$

$$\frac{[A^-]_f}{[HA]_f} < 1 \rightarrow \log\frac{[A^-]_f}{[HA]_f} < \log 1 \rightarrow \log\frac{[A^-]_f}{[HA]_f} < 0$$

نضيف للطرفين pKa :

$$pKa + \log\frac{[A^-]_f}{[HA]_f} < pKa$$

$$pH < pKa$$

- يتغلب الأساس على حمضه المرافق (صفة أساسية غالبة) عندما يكون :

$$[A^-]_f > [HA]_f$$

و باتباع نفس الخطوات السابقة ، نجد :

$$pH > pKa$$

- لا يكون أحد من الأساس أو الحمض غالبا (لا توجد صفة غالبة) إذا تحقق :

$$[HA]_f = [A^-]_f$$

و باتباع نفس الخطوات السابقة ، نجد :

$$pH = pKa$$

● نسبة الصفة الحمضية و نسبة الصفة الأساسية :

- يعبر على الصفة الحمضية أو الأساسية بنسبة مئوية معرفة كما يلي :

$$HA\,\% = \frac{[HA]_f}{[HA]_f + [A^-]_f} \times 100$$

$$A^-\,\% = \frac{[A^-]_f}{[HA]_f + [A^-]_f} \times 100$$

• تطبيق على الكاشف الملون :

- الكاشف الملون هو حمض ضعيف لونه عندما تكون الصفة الحمضية غالبة يختلف على لونه عندما تكون الصفة الأساسية غالبة .
- نرمز للكاشف الملون (الحمض) بـ HIn و لأساسه المرافق بـ In^- .
- ينحل الكاشف الملون HIn في الماء وفق المعادلة :

$$Hln_{(aq)} + H_2O_{(\ell)} = + ln^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$$

نرمز لثابت الحموضة للثنائية (Hln/ln^-) بالرمز Ki و يكون :

$$Ki = \frac{[H_3O^+]_f [ln^-]_f}{[Hln]_f}$$

- يمكن كتابة :

$$pH = pKi + \log \frac{[ln^-]_f}{[Hln]_f}$$

- نقبل بأن الكاشف الملون يأخذ لونه الحامضي أي لون HIn ، إذا كان :

$$[HIn]_f > 10 [In^-]_f$$

$$\frac{[HIn]_f}{[In^-]} > 10 \rightarrow \frac{[In^-]_f}{[HIn]_f} < \frac{1}{10} \rightarrow \log \frac{[In^-]_f}{[HIn]_f} < \log \frac{1}{10}$$

$$\log \frac{[In^-]_f}{[HIn]_f} < -1 \rightarrow pKi + \log \frac{[In^-]_f}{[HIn]_f} < pKi - 1$$

$$pH < pKi - 1$$

و بالمثل الكاشف الملون يأخذ لونه الأساسي أي لون In^- ، إذا كان :

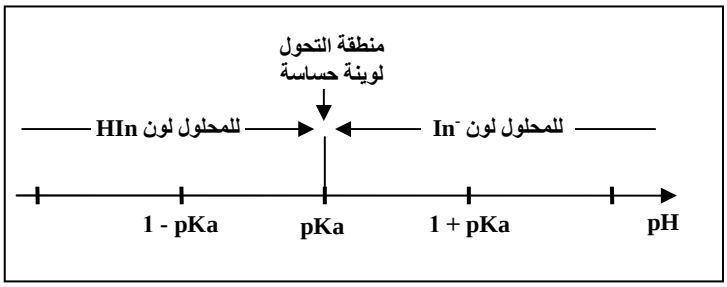
$$[In^-]_f > 10 [HIn]_f$$

$$\frac{[In^-]_f}{[HIn]} > 10 \rightarrow \log \frac{[In^-]_f}{[HIn]_f} > \log 10$$

$$\log \frac{[In^-]_f}{[HIn]_f} > 1 \rightarrow pKi + \log \frac{[In^-]_f}{[HIn]_f} > pKi + 1$$

$$pH > pKi + 1$$

- تسمى منطقة الـ pH المحصورة بين (pKi - 1) ، (pKi + 1) بمنطقة التحول ، و من أجل pKa = pH يأخذ الكاشف لوينته الحساسة .
- يمكن تلخيص ما سبق في ما يلي :



نتيجة :

- لكل كاشف ملون مجال تغير لوني كما مبين في الأمثلة التالية :

الكاشف الملون	مجال التغير اللوني	لون الكاشف		
		لون HIn	منطقة التحول	لون In^-
أزرق البروموتيمول	6.0 - 7.6	أصفر	أخضر	أزرق
الهيليانتين	3.1 - 4.4	أحمر	برتقالي	أصفر
الفينول فتالين	8.2 - 10	عديم اللون	عديم اللون	بنفسجي

● نقطة التكافؤ و نقطة نصف التكافؤ :

- عند نقطة التكافؤ تتفاعل كل كمية مادة النوع الكيميائي المعايَر مع كل كمية مادة النوع الكيميائي المعايِر أي عند التكافؤ يكون التفاعل الكيميائي المنمذج للمعايرة في الشروط الستوكيومترية و عندها يكون :

$$C_1V_1 = C_2V_{2E}$$

- عند نقطة نصف التكافؤ في حالة معايرة حمض ضعيف أو أساس ضعيف تتفاعل نصف الكمية الابتدائية للنوع الكيميائي المعايَر ، ففي حالة معايرة حمض الإيثانويك مثلا ، تتفاعل عند نصف التكافؤ نصف الكمية الابتدائية لحمض الايثانويك CH_3COOH متحولة إلى أساسه المرافق CH_3COO^- ، و تتبقى نصف الكمية الثانية في المحلول على حالها ، و عليه عند نصف التكافؤ يكون :

$$[CH_3COOH]_f = [CH_3COO^-]_f$$

- عندما تتفاعل كل كمية مادة النوع الكيميائي المعايَر و ليكن CH_3COOH عند التكافؤ ، يكون الحجم المضاف من المحلول المعايِر هو V_{2E} ، و عليه عند نصف التكافؤ أين تتفاعل نصف كمية الحمض CH_3COOH الابتدائية يكون الحجم المضاف من المحلول المعايِر مساوي لنصف الحجم اللازم للتكافؤ أي ، عند نصف التكافؤ يكون :

$$V_2 = \frac{V_{2E}}{2}$$

- لدينا العلاقة التالية : $pH = pKa + \log\frac{[CH_3COO^-]_f}{[CH_3COOH]_f}$ ، عند نصف التكافؤ يكون :

$[CH_3COOH]_f = [CH_3COO^-]_f$ و منه يمكن كتابة :

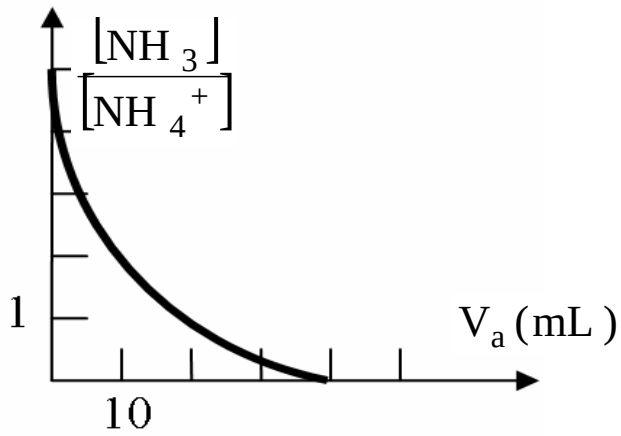
$$pH = pKa(CH_3COOH/CH_3COO^-)$$

● الكاشف المناسب للمعايرة .

- لكل كاشف ملون مجال تغير لوني كما ذكرنا سابقا ، و الكاشف المناسب للمعايرة هو الكاشف الذي يغير لونه في منطقة التكافؤ لأن الهدف منه هو الكشف على نقطة التكافؤ ، أي يجب أن يكون مجال تغير لونه يتضمن قيمة الـ pH عند التكافؤ .

التمرين (8) : (التمرين : 022 في بنك التمارين على الموقع) (**)

نحضر عند الدرجة 25°C محلول مائيا للنشادر (NH_3) حجمه $V_b = 20\ mL$ و تركيزه المولي C_b ، ثم نضيف له تدريجيا محلول حمض كلور الهيدروجين ($H_3O^+ + Cl^-$) تركيزه المولي $C_a = 10^{-2}\ mol/L$ مع بعض قطرات من الهيليانتين ، يتغير لون الكاشف بعد إضافة حجم V_{aE} من المحلول الحمضي ، منحنى الشكل المقابل يمثل تغيرات النسبة بين التركيز المولي للنشادر المتبقي $[NH_3]$ و التركيز المولي لحمضه المرافق $[NH_4^+]$ بدلالة حجم المحلول الحمضي المضاف V_a .



1- أوجد :

أ- حجم المحلول الحمضي V_{aE} اللازم للتكافؤ .

ب التركيز المولي الابتدائي C_b لمحلول النشادر .

2- استنتج من الشكل المعطى قيمة الـ Pka للثنائية (NH_4^+/NH_3) ، علما أن pH محلول النشادر قبل المعايرة هو 9.9 .

الأجوبة :

1- أ- حجم المحلول الحمضي المضاف :

طريقة أولى :

عند التكافؤ تتفاعل كل كمية NH_3 و عليه يكون :

$$[NH_3] \approx 0 \rightarrow \frac{[NH_3]}{[NH_4^+]} = 0$$

بالاسقاط في المنحنى البياني نجد : $V_{aE} = 40\ mL$

طريقة ثانية :

- من جهة عند نصف التكافؤ :

$$[NH_3] = [NH_4^+] \rightarrow \frac{[NH_3]}{[NH_4^+]} = 1$$

- من جهة أخرى عند نصف التكافؤ يكون : $V_a = \frac{V_{aE}}{2}$ ، و عليه اعتمادا على المنحنى البياني

$$\frac{[NH_3]}{[NH_4^+]} = 1 \rightarrow \frac{V_{aE}}{2} = 20\ mL \rightarrow V_{aE} = 40\ mL$$

ب- التركيز المولي C_b الابتدائي لمحلول النشادر :

عند التكافؤ :

$$C_bV_b = C_aV_{aE} \rightarrow C_b = \frac{C_a\ V_{aE}}{V_b} \rightarrow C_b = \frac{10^{-2}\ .\ 40.10^{-3}}{20.10^{-3}} = 2.10^{-2}\ mol/L$$

2- قيمة الـ pKa :

لدينا :

$$pH = pKa + \log\frac{[NH_3]}{[NH_4^+]} \rightarrow pKa = pH - \log\frac{[NH_3]}{[NH_4^+]}$$

قبل المعايرة ($V_a = 0$) لدينا من معطيات التمرين : $pH = 9.9$ و من البيان يكون قبل المعايرة $\frac{[NH_3]}{[NH_4^+]} = 5$ ،

بالتعويض في العلاقة السابقة نجد :

$$pKa = 9,9 - \log 5 = 9,2$$

التمرين (9): (التمرين : 013 في بنك التمارين على الموقع) (*)

عند الدرجة 25°C نضع في كأس بيشر محلولا للنشادر NH_3 حجمه $V_b = 20\ mL$ و تركيزه المولي الإبتدائي C_b (مجهول) ثم نضع في سحاحة مدرجة محلولا لحمض كلور الهيدروجين $(H_3O^+ + Cl^-)$ تركيزه المولي $C_a = 0.2\ mol/L$ ، مع إضافة قطرات من كاشف ملون مناسب ، نلاحظ تغير لون الكاشف عند إضافة حجم $V_{aE} = 10\ mL$ من محلول حمض كلور الهيدروجين .

1- أكتب معادلة التفاعل المنمذج للمعايرة .

2- أذكر الثنائيتين (أساس/حمض) الداخلتين في التفاعل .

3- قيمة الـ pH عند التكافؤ هي 5,8 .

أ- ما هي طبيعة المزيج عند التكافؤ .

ب- من بين الكواشف التي تضمنها الجدول التالي ما هو أنسب كاشف لهذه المعايرة ؟

الكاشف	أزرق البروموتيمول	الفينول فتالين	أحمر الميثيل
مجال تغير لونه PH	6.2 – 7.6	8.2 – 9.5	4.2 – 6.0

جـ- أوجد التركيز C_b .

د- عند إضافة $V_a = 5\ mL$ من محلول حمض كلور الهيدروجين ، وجد أن قيمة pH المزيج تساوي 9,2 ، استنتج قيمة ثابت الحموضة Ka للثنائية NH_4^+/NH_3 .

4- استنتج دون حساب المتفاعل المحد في الحالات التالية مع التعليل :

- عند إضافة $V_a = 6\ mL$ من محلول حمض كلور الهيدروجين .
- عند إضافة $V_a = 10\ mL$ من محلول حمض كلور الهيدروجين .
- عند إضافة $V_a = 12\ mL$ من محلول حمض كلور الهيدروجين .

5- عند إضافة حجم $V_a = 6\ mL$ من محلول كلور الهيدروجين ، نجد pH المزيج يساوي 9 .

أ- مثل جدول تقدم تفاعل المعايرة .

ب- أذكر الأنواع الكيميائية المتواجدة في المزيج ثم أحسب تراكيزها عدا الماء .

جـ- أحسب نسبة التقدم النهائي τ_f . ماذا تستنتج ؟

6- عبر عن ثابت التوازن K لتفاعل المعايرة بدلالة ثابت الحموضة K_a للثنائية (NH_4^+/NH_3) ، ثم أحسب قيمته . ماذا تستنتج . تأكد من نتيجة السؤال السابق .

الأجوبة :

1- معادلة التفاعل الحادث :

$$NH_3 + H_3O^+ = NH_4^+ + H_2O$$

2- الثنائيات (أساس/حمض) الداخلة في التفاعل :

(NH_4^+/NH_3) , (H_3O^+/H_2O)

3-أ- طبيعة الوسط التفاعلي عند التكافؤ :

$pH = 5.8 < 7$ ، هذا يعني المزيج عند التكافؤ ذو طبيعة حمضية .

ب- الكاشف المناسب لهذه المعايرة هو أحمر الميثيل لأن مجال تغير لونه يتضمن قيمة الـ pH عند التكافؤ $(pH = 5.8)$.

جـ- التركيز C_b :

عند التكافؤ :

$$C_bV_b = C_aV_{aE} \rightarrow C_b = \frac{C_aV_{aE}}{V_b} \qquad \rightarrow C_2 = \frac{0.2.10.10^{-3}}{20.10^{-3}} = 0.1\,mol/L$$

د- ثابت الحموضة Ka للثنائية (NH_4^+/NH_3) :

$V_b = 5\,ml = \frac{V_E}{2}$ ، هذا يعني أن المعايرة بلغت نقطة نصف التكافؤ ، و معلوم عند نقطة نصف التكافؤ يكون : $pH = pKa$ ومنه :

$$pKa(NH_4^+/NH_3) = 9.2 \rightarrow Ka = 10^{-9.2} = 6.31 \,.\, 10^{-10}$$

4- تحديد المتفاعل المحد :

• عند إضافة $V_a = 6\,mL$:

نلاحظ $V_a < V_{aE}$ ، في هذه الحالة (قبل التكافؤ) تتفاعل كل كمية شوارد الهيدرونيوم H_3O^+ المضافة مع جزء من كمية النشادر NH_3 الموجود بالبيشر ، و بالتالي شوارد الهيدرونيوم H_3O^+ هي المتفاعل المحد .

• عند إضافة $V_a = 10\,mL$:

نلاحظ $V_a = V_{aE}$ ، في هذه الحالة (عند التكافؤ) تتفاعل كل كمية شوارد الهيدرونيوم H_3O^+ المضافة مع كل كمية النشادر NH_3 الموجود بالبيشر ، و بالتالي لا وجود لمتفاعل محمد (التحول في الشروط الستوكيومترية) .

• عند إضافة $V_a = 12\,mL$:

نلاحظ $V_a > V_{aE}$ ، في هذه الحالة (بعد التكافؤ) تتفاعل كل كمية النشادر NH_3 الموجودة بالبيشر مع جزء من كمية شوارد الهيدرونيوم H_3O^+ المضافة ، و بالتالي النشادر NH_3 هو المتفاعل المحد .

5- جدول تقدم تفاعل المعايرة :

الحالة	التقدم	NH_3	+ H_3O^+	= NH_4^+	+ H_2O
ابتدائية	$x = 0$	C_bV_b	C_aV_a	0	بوفرة
انتقالية	x	$C_bV_b - x$	$C_aV_a - x$	x	بوفرة
نهائية	x_f	$C_bV_b - x_f$	$C_aV_a - x_f$	x_f	بوفرة

ب- تراكيز الأفراد الكيميائية المتواجدة في المزيج عند أضافة $V_a = 6\,mL$ من محلول HCl :

الأفراد : H_2O ، H_3O^+ ، HO^- ، NH_4^+ ، NH_3 ، Cl^- .

▪ $pH = 9 \rightarrow [H_3O^+]_f = 10^{-9}\,mol/L$

- $\left[HO^-\right]_f = \dfrac{Ke}{\left[H_3O^+\right]_f} = \dfrac{10^{-14}}{10^{-9}} = 10^{-5}\ mol/L$

نحسب x_f :

من جدول التقدم :

$$\left[H_3O^+\right]_f = \frac{C_aV_a - x_f}{V_b + V_a}$$

$$\left[H_3O^+\right]_f .(V_b + V_a) = C_aV_a - x_f \ \rightarrow\ x_f = C_aV_a - \left[H_3O^+\right]_f .(V_b + V_a)$$

$$x_f = (0.2.6.10^{-3}) - (10^{-9}.(20+6).10^{-3}) = 1.2.10^{-3}\ mol/L$$

و اعتمادا على جدول التقدم أيضا :

- $\left[NH_4^+\right]_f = \dfrac{x_f}{V_b + V_a} = \dfrac{1.2.10^{-3}}{(6+20).10^{-3}} = 4.62.10^{-2}\ mol/L$.

- $\left[NH_3\right]_f = \dfrac{C_bV_b - x_f}{V_b + V_a} = \dfrac{0.1.20.10^{-3} - 1.2.10^{-3}}{(6+20).10^{-3}} = 3.08.10^{-2}\ mol/L$

Cl^- لم يدخل في التفاعل لذا يكون :

- $\left[Cl^-\right]_f = \dfrac{n_0(Cl^-)}{V_b + V_a} = \dfrac{C_aV_a}{V_b + V_a} = \dfrac{0.2.6.10^{-3}}{(6+20).10^{-3}} = 4.62.10^{-2}\ mol/L$

جـ- نسبة التقدم النهائي τ_f :

$$\tau_f = \frac{x_f}{x_{max}}$$

- نحسب x_{max} :

$V_a = 6\ mL < V_{aE}$ (قبل التكافؤ) في هذه الحالة يكون H_3O^+ هو المتفاعل المحد و عليه :

$C_aV_a - x_{max} = 0 \ \rightarrow\ x_{max} = C_aV_a = 0.2 \cdot 6 \cdot 10^{-3} = 1.2 \cdot 10^{-3}\ mol/L$

- وجدنا سابقا $x_f = 1.2 \cdot 10^{-3}\ mol$ و منه :

$$\tau_f = \frac{1.2.10^{-3}}{1.2.10^{-3}} = 1$$

نستنتج أن تفاعل المعايرة هو تفاعل تام .

6- ثابت التوازن :

$$K = \frac{\left[NH_4^+\right]_f}{\left[NH_3\right]_f\left[H_3O^+\right]_f} = \frac{1}{K_a(NH_4^+/NH_3)}$$

وجدنا سابقا $K_a(NH_4^+/NH_3) = 6.31 \cdot 10^{-10}$ ، و منه :

$$K = \frac{1}{6.31.10^{-10}} = 1.58.10^9$$

نلاحظ أن $K >> 10^4$ ، نستنتج أن تفاعل المعايرة تام ، و هي نفس النتيجة المتحصل عليها في السؤال السابق .

التمرين (10) : (التمرين : 014 في بنك التمارين على الموقع) (**)

نعاير عند الدرجة 25°C حجما $V_a = 10\ mL$ من محلول مائي ممدد لحمض الإيثانويك CH_3COOH ، تركيزه المولي الابتدائي C_a بمحلول هيدروكسيد الصوديوم $(Na^+ + HO^-)$ تركيزه المولي $C_b = 10^{-2}\ mol/L$.

يعطى : $pKa(CH_3COOH/CH_3COO^-) = 4,8$

1- أكتب معادلة التفاعل المنمذج للمعايرة .

2- ما هو المدلول الكيميائي لنقطتي التكافؤ و نصف التكافؤ .

3- حجم محلول هيدروكسيد الصوديوم اللازم للتكافؤ هو $V_{bE} = 10\ mL$.

أ- احسب التركيز C_a لمحلول حمض الايثانويك CH_3COOH المعايَر .

ب- ما هو حجم محلول هيدروكسيد الصوديوم المضاف عندما يكون $\frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} = 1$ ، و ما هي قيمة الـ pH عندئذ .

4- عند إضافة $V_b = 6\ mL$ نجد pH المزيج هو 5 :

أ- عبر عن النسبة $\frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$ بدلالة pH و pKa ، ثم أحسبها من أجل $V_b = 6\ mL$.

ب- مثل جدول تقدم التفاعل المنمذج للمعايرة .

جـ- عبر عن النسبة السابقة بدلالة x_f ، C_a ، V_a ، ثم استنتج قيمة x_f عند إضافة $V_b = 6\ mL$.

د- أحسب النسبة النهائية للتقدم τ_f ، ماذا تستنتج ؟

5- أكتب عبارة ثابت التوازن الكيميائي K لتفاعل المعايرة بدلالة الجداء الشاردي للماء K_e و ثابت الحموضة K_a للثنائية (CH_3COOH/CH_3COO^-) ثم أحسب قيمته . تحقق من نتيجة السؤال5-د .

الأجوبة :

1- معادلة التفاعل :

$$CH_3COOH + HO^- = CH_3COO^- + H_2O$$

2- المدلول الكيميائي لنقطتي التكافؤ و نصف التكافؤ :

- نقطة التكافؤ هي نقطة من المعايرة تتفاعل عندها كل كمية النوع الكيميائي الذي نحن بصدد معايرته و هو CH_3COOH في هذه المعايرة ، أي تفاعل المعايرة عند التكافؤ يكون في نسب ستوكيومترية .
- نقطة التكافؤ هي نقطة من المعايرة تتفاعل عندها نصف كمية النوع الكيميائي الذي نحن بصدد معايرته و هو CH_3COOH .

3- أ- التركيز C_a للمحلول CH_3COOH :

عند التكافؤ :

$$C_a V_a = C_b V_{bE} \rightarrow C_a = \frac{C_b V_b}{V_a}$$

من البيان من نقطة التكافؤ $V_{bE} = 10\ mL$ و منه :

$$C_a = \frac{10^{-2} . 0.01}{0.01} = 10^{-2}\ mol/L$$

ب- حجم محلول NaOH المضاف عندما يكون $\frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} = 1$:

في هذه الحالة تكون المعايرة بلغت نقطة نصف التكافؤ و عندها يكون :

$$V_b = \frac{V_{bE}}{2} = \frac{10\,mL}{2} = 5\,mL$$

قيمة الـ pH هي :

$$pH = pKa = 4{,}8$$

4- أ- عبارة $\frac{[CH_3COO^-]_f}{[CH_3COOH]_f}$ بدلالة pH و pK_a :

$$K_a = \frac{[CH_3COO^-]_f [H_3O^+]_f}{[CH_3COOH]_f} \rightarrow \log K_a = \log\frac{[CH_3COO^-]_f}{[CH_3COOH]_f} + \log[H_3O^+]_f$$

$$-\log K_a = -\log\frac{[CH_3COO^-]_f}{[CH_3COOH]_f} - \log[H_3O^+]_f \rightarrow pKa = -\log\frac{[CH_3COO^-]_f}{[CH_3COOH]_f} + pH$$

$$\log\frac{[CH_3COO^-]_f}{[CH_3COOH]_f} = pH - pKa \rightarrow \frac{[CH_3COO^-]_f}{[CH_3COOH]_f} = 10^{pH-pKa}$$

• قيمة $\frac{[CH_3COO^-]_f}{[CH_3COOH]_f}$ عند إضافة $V_b = 6\,mL$:

من البيان لدينا :

- $V_b = 6\,mL \rightarrow pH = 5$
- $pK_a = 4.8$

و منه :

$$\frac{[CH_3COO^-]_f}{[CH_3COOH]_f} = 10^{5-4.8} = 1.58$$

ب- جدول التقدم :

الحالة	التقدم	$CH_3COOH + HO^- = CH_3COO^- + H_2O$			
ابتدائية	$x = 0$	C_aV_a	C_bV_b	0	بوفرة
انتقالية	x	$C_aV_a - x$	$C_bV_b - x$	x	بوفرة
نهائية	x_f	$C_aV_a - x_f$	$C_bV_b - x_f$	x_f	بوفرة

جـ- عبارة $\frac{[CH_3COO^-]_f}{[CH_3COOH]_f}$ بدلالة x_f :

اعتمادا على جدول التقدم :

- $[CH_3COO^-]_f = \frac{x_f}{V_S}$
- $[CH_3COOH]_f = \frac{C_a V_a - x_f}{V_S}$

بقسمة $[CH_3COO^-]_f$ على $[CH_3COOH]_f$:

$$\frac{[CH_3COO^-]_f}{[CH_3COOH]_f} = \frac{\frac{x_f}{V_S}}{\frac{C_a V_a - x_f}{V_S}} \rightarrow \frac{[CH_3COO^-]_f}{[CH_3COOH]_f} = \frac{x_f}{C_a V_a - x_f}$$

- قيمة x_f عند إضافة $V_b = 6\ mL$:

وجدنا سابقا :

$$V_b = 6\ mL \rightarrow \frac{[CH_3COO^-]_f}{[CH_3COOH]_f} = 1.58$$

و من خلال العلاقة السابقة نكتب :

$$1.58 = \frac{x_f}{(10^{-2} . 10^{-2}) - x_f}$$

$$1.58 = \frac{x_f}{10^{-4} - x_f} \rightarrow 1.58 . 10^{-4} - 1.58\ x_f = x_f$$

$$1.58 . 10^{-4} = 2.58\ x_f \rightarrow x_f = \frac{1.58 . 10^{-4}\ mol}{2.58} = 6.12 . 10^{-5}\ mol$$

د- نسبة التقدم النهائي τ_f :

$$\tau_f = \frac{x_f}{x_{max}}$$

- لدينا سابقا : $x_f = 6,12 . 10^{-5}\ mol$.

- نحسب x_{max} :

$V_b = 6\ mL < V_{bE}$ (قبل التكافؤ) ، في هذه الحالة يكون HO^- هو المتفاعل المحد و عليه يمكن كتابة اعتمادا على جدول التقدم :

$$C_b V_b - x_{max} = 0 \rightarrow x_{max} = C_b V_b$$
$$x_{max} = 10^{-2} . 6 . 10^{-3} = 6 . 10^{-5}\ mol$$

لدينا :

$$\tau_f = \frac{x_f}{x_{max}}$$

$$\tau_f = \frac{6.12.10^{-5}}{6.10^{-5}} \approx 1$$

نستنتج أن تفاعل المعايرة تام .

5- حساب ثابت التوازن :

لدينا :

$$K = \frac{[CH_3COOH]_f}{[CH_3COO^-]_f [HO^-]_f}$$

$$K = \frac{[CH_3COOH]_f.[H_3O^+]}{[CH_3COO^-]_f.[H_3O^+]_f.[HO^-]_f} \rightarrow K = \frac{[CH_3COOH]_f.[H_3O^+]}{[CH_3COO^-]_f} \frac{1}{[H_3O^+]_f.[HO^-]_f}$$

و منه :

$$K = K_a.\frac{1}{K_e} \rightarrow K = \frac{K_a}{K_e}$$

لدينا :

- $K_a = 1.58 . 10^{-5}$
- $K_e = 10^{-4}$

و منه :

$$K = \frac{1.58.10^{-5}}{10^{-14}} = 1.58.10^9$$

نلاحظ : $K >> 10^4$ ، نستنتج أن تفاعل المعايرة تام ، و هذا يتفق مع النتيجة السابقة .

التمرين (11) : (التمرين : 019 في بنك التمارين على الموقع) (**)

نعاير في الدرجة 25°C حجما $V_a = 20\ mL$ من محلول مائي ممدد لحمض كلور الهيدروجين $(H_3O^+ + Cl^-)$ تركيزه المولي C_a (مجهول) و ذي $pH = 2$ بمحلول هيدروكسيد الصوديوم $(Na^+ + HO^-)$ تركيزه المولي C_b (مجهول) .

1- حجم محلول هيدروكسيد الصوديوم للازم للتكافؤ هو $V_{be} = 10\ mL$ ، هل هذه القيمة تتغير لو مددنا محلول حمض كلور الهيدروجين قبل وضع مسبار جهاز الـ pH- متر .

2- حمض كلور الهيدروجين هو حمض قوي و هيدروكسيد الصوديوم هو أساس قوي ، أوجد :

أ- التركيز C_a لمحلول كلور الهيدروجين .

ب- التركيز المولي C_b لمحلول هيدروكسيد الصوديوم ، و كذا قيمة الـ pH له .

الأجوبة :

1- تأثر قيمة V_{be} بالتمديد :

عند التكافؤ :

$$C_a V_a = C_b V_{bE} \rightarrow V_{bE} = \frac{C_a V_a}{V_b}$$

- C_b هو تركيز المحلول المعايِر الموجود في السحاحة و لا علاقة له بإضافة الماء المقطر .
- الجداء C_aV_a يمثل كمية HCl المنحلة في المحلول و هي لا تتغير عند إضافة الماء المقطر رغم تغير C_a و V_a .

إذن لا تتغير قيمة V_{bE} عند إضافة الماء المقطر في البيشر قبل وضع مسبار الـ pH متر .

2- أ- التركيز C_a لمحلول كلور الهيدروجين :

بما أن حمض كلور الهيدروجين قوي يكون :

$$C_a = [H_3O^+]_f$$

$$pH = 2 \rightarrow [H_3O^+]_f = 10^{-2} mol/L \rightarrow C_a = 10^{-2} mol/L$$

ب- التركيز C_b لمحلول هيدروكسيد الصوديوم :

عند التكافؤ :

$$C_aV_a = C_bV_{bE} \rightarrow C_b = \frac{C_aV_a}{V_{bE}} \rightarrow C_b = \frac{10^{-2} . 0.02}{0.01} = 2 . 10^{-2} mol/L$$

▪ pH محلول هيدروكسيد الصوديوم :

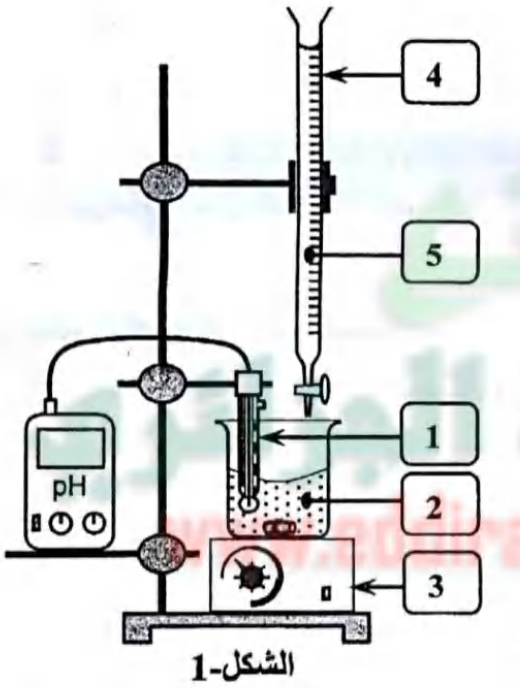
بما أن هيدروكسيد الصوديوم أساس قوي يكون :

$$[HO^-] = C_b = 2.10^{-2} mol/L$$

و منه :

▪ $$[H_3O^+]_f = \frac{Ke}{[HO^-]} = \frac{10^{-14}}{2.10^{-2}} = 5.10^{-13} mol/L \rightarrow pH = -\log[H_3O^+]_f = 12.3$$

التمرين (12) : (بكالوريا 2016 – علوم تجريبية) (التمرين : 048 في بنك التمارين على الموقع) (**)



الشكل-1

لإزالة الطبقة الكلسية المترسبة على جدران أدوات الطهي المنزلية يمكن استعمال منظف تجاري لمسحوق حمض السولفاميك القوي ذي الصيغة الكيميائية HSO_3NH_2 و الذي نرمز له اختصارا HA و نقاوته (p%) .

1- للحصول على المحلول (S_A) لحمض السوافاميك ذي التركيز المولي C_A ، نحضر محلولا حجمه V = 100 mL و يحتوي الكتلة m = 0,9 g من المسحوق التجاري لحمض السولفاميك .

أ- أكتب معادلة انحلال HA في الماء .

ب- صف البروتوكول التجريبي المناسب لعملية تحضير المحلول (S_A) .

2- لمعايرة (S_A) نأخذ منه حجما V_A = 20 mL و نضيف له 80 mL من الماء المقطر ، و باستعمال التركيب التجريبي المبين بالشكل-1 نعايره بواسطة محلول هيدروكسيد الصوديوم ($Na^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$) ذي التركيز المولي $C_B = 0,1 mol.L^{-1}$. نبلغ نقطة التكافؤ عند إضافة الحجم V_{BE} = 154,3 mL من محلول هيدروكسيد الصوديوم و يكون $pH_E = 7$.

أ- تعرف على أسماء العناصر المرقمة في الشكل-1 .

ب- اكتب معادلة تفاعل المعايرة .

جـ- احسب التركيز المولي C_A للمحلول (S_A) ، ثم استنتج الكتلة m_A للحمض HA المذابة في هذا المحلول .

د- احسب النقاوة (p%) للمنظف التجاري .

تُعطى الكتلة المولية للحمض HA $M = 97 g.mol^{-1}$.

الأجوبة :

1- أ- معادلة الانحلال :

$$HSO_3NH_2 + H_2O = SO_3NH_2^- + H_3O^+$$

أو :

$$HA + H_2O = A^- + H_3O^+$$

ب- البروتوكول التجريبي :

- بواسطة ميزان إلكتروني مضبوط عند القيمة صفر ، نزن كمية من مسحوق (حمض السولفاميك) كتلتها 0,9 g ثم نضعها في حوجلة عيارية سعتها 100 mL تحتوي قليلا من الماء المقطر .
- نحرك المسحوق داخل الماء في الحوجلة حتى تحتفي كليا .
- نضيف الماء المقطر حتى بلوغ الخط العياري مع التحريك المستمر من أجل أن يتجانس المحلول .

2- أ- التعرف على أسماء العناصر :

(1) ← مسبار مقياس الـ pH .
(2) ← المحلول الحمضي المعايَر HSO_3NH_2 .
(3) ← مخلاط مغناطيسي .
(4) ← سحاحة .
(5) ← المحلول الأساسي المعايِر $(Na^+ + HO^-)$.

ب- معادلة المعايرة :

المعايرة تمت بين حمض قوي و أساس قوي و عليه تكون المعادلة كما يلي :

$$H_3O^+_{(aq)} + HO^-_{(aq)} = 2H_2O$$

جـ- قيمة C_a :

عند التكافؤ :

$$C_a'(V_a + V_e) = C_bV_{bE} \rightarrow C_a' = \frac{C_bV_{bE}}{(V_a + V_e)}$$

حيث C_a' هو تركيز محلول السولفاميك الممدد

$$C_a' = \frac{0,1.15,3.10^{-3}}{(20+80).10^{-3}} = 1,53.10^{-2}\ mol/L$$

حسب قانون التمديد :

$$C_aV_a = C_a'(V_a + V_e) \rightarrow C_a = \frac{C_a'(V_a + V_e)}{V_a}$$

$$C_a = \frac{1,53.10^{-2}(20+80).10^{-3}}{20.10^{-3}} = 7,65.10^{-2}\ mol/L$$

جـ- الكتلة m_A للحمض HA المنحلة في المحلول (S_A) :

$$C_a = \frac{n_A}{V} = \frac{\frac{m_A}{M}}{V} = \frac{m_A}{M.V} \rightarrow m_A = C_a.M.V$$

$$m_A = 7,65 \cdot 10^{-2} \cdot 97 \cdot 0,1 = 0,742\ g$$

د- نسبة النقاوة :

$$P = \frac{m_A}{m}.100$$

حيث :
m : كتلة حمض السولفاميك التجراي .
m_A : كتلة حمض السولفاميك النقي

$$P = \frac{0,74}{0,90}.100 = 82\%$$

التمرين (13) : (التمرين : 025 في بنك التمارين على الموقع) (**)

1- عينة مخبرية S_0 لمحلول هيدروكسيد الصوديوم تركيزه المولي C_0 تحمل المعلومات التالية :

$$P = 20\ \% \text{ ، } d = 1.3 \text{ ، } M = 40\ g/mol$$

حيث :
- M هي كتلة المولية لهيدروكسيد الصوديوم .
- d كثافة المحلول .
- P هي النسبة الكتلية للمحلول ، تمثل كتلة هيدروكسيد الصوديوم النقي المنحلة في 100g من محلول العينة المخبرية .

أ- أحسب التركيز المولي C_0 للعينة المخبرية .
ب- ما هو حجم محلول حمض كلور الهيدروجين الذي تركيزه المولي $C_a = 0.1\ mol/L$ اللازم لمعايرة حجم $V_0 = 10\ mL$ من العينة المخبرية . هل يمكن تحقيق هذه المعايرة بسهولة ؟ علل .
2- للتأكد من قيمة C_0 و الكتابة $P = 20\%$ ، نحضر عند الدرجة 25°C محلولا S بتمديد الحجم $V_0 = 10\ m\ L$ من العينة المخبرية 650 مرة ، نأخذ بواسطة ماصة عيارية $V_b = 10\ mL$ من المحلول (S) الممدد و نعايره بمحلول كلور الهيدروجين تركيزه المولي $C_a = 5\ .\ 10^{-3}\ mol/L$.
أ- أكتب المعادلة المنمذجة للتحول الحادث أثناء المعايرة .
ب- إذا علمت أن حجم محلول حمض كلور الهيدروجين اللازم للتكافؤ هو $V_{aE} = 20\ mL$ ، أحسب التركيز المولي للمحلول المعاير الممدد C_b ، ثم استنتج التركيز المولي C_0 للعينة المخبرية .
جـ- أحسب النسبة الكتلية P للعينة المخبرية . ماذا تستنتج ؟

الأجوبة :

1- أ- قيمة C_0 :

$$C_0 = \frac{10.d.P}{M} \rightarrow C_0 = \frac{10.\ 1.3.20}{40} = 6.5\ mol/L$$

ب- حجم محلول حمض كلور الهيدروجين اللازم للتكافؤ :
عند التكافؤ :

$$C_0V_0 = C_aV_{aE} \rightarrow V_{aE} = \frac{C_0V_0}{C_a}$$

$$V_{aE} = \frac{6.5\ .0.01}{0.10} = 0.650\ L = 650\ mL$$

نلاحظ أن حجم المحلول الحمضي اللازم للمعايرة كبير جدا مقارنة مع الحجم الذي يمكن أن تحتويه السحاحة ، إذن لا يمكن تحقيق المعايرة بسهولة .

2- أ- معادلة التفاعل المنمذج للمعايرة :

$$H_3O^+_{(aq)} + HO^-_{(aq)} = 2H_2O_{(\ell)}$$

ب- التركيز المولي C_b للمحول الممدد المعايَر و التركيز C_0 للعينة المخبرية :

عن التكافؤ :

$$C_bV_b = C_aV_{aE} \rightarrow C_b = \frac{C_aV_{aE}}{V_b}$$

من البيان : $V_{aE} = 20\ mL$ و منه

$$C_b = \frac{5.10^{-3}.0.02}{0.01} = 10^{-2}\ mol/L$$

و كون أن هذا المحلول مدد 650 مرة يكون :

$$C_b = \frac{C_0}{650} \rightarrow C_0 = 650\ C_b = 650\ .\ 10^{-2} = 6.5\ mol/L$$

جـ- النسبة الكتلية P :

$$P = \frac{M.C_0}{10.d} = \frac{40.6.5}{10.1.3} = 20\%$$

نستنتج أن الكتابة $P = 20\%$ الموجودة على القارورة صحيحة .

التمرين (14) : (بكالوريا 2015 – رياضيات) (التمرين : 027 في بنك التمارين على الموقع) (**)

تتعرض أغلب الأجهزة الكهرومنزلية مثل المسخن المائي و آلة تقطير القهوة إلى ترسبات كلسية يمكن إزالتها باستعمال منظفات (détartrants) تجارية ، يفضل استعمال المنظفات التي تحتوي على حمض اللاكتيك $C_3H_6O_3$ نظرا لفعاليته و عدم تفاعله مع مكونات الأجهزة و تحلله بسهولة في الطبيعة ، إضافة إلى كونه غير ملوث للبيئة .

كُتب على لاصقة قارورة المنظف التجاري المعلومات التالية :

- النسبة المئوية الكتلية لحمض اللاكتيك في المنظف $P = 45\%$.
- يستعمل المنظف التجاري المركز مع التسخين .
- الكتلة المولية الجزيئية لحمض اللاكتيك $M(C_3H_6O_3) = 90\ g/mol$.
- الكتلة الحجمية للمنظف التجاري $\rho = 1.13\ kg/L$.

1- نحضر حجما $V = 500\ mL$ من محلول مائي لحمض اللاكتيك تركيزه $C = 1.0\ .\ 10^{-1}\ mol/L$ ، أعطى قياس pH هذا المحلول القيمة $pH = 2.4$ عند الدرجة 25°C .

أ- اكتب المعادلة الكيميائية المنمذجة لتفاعل حمض اللاكتيك مع الماء .

ب- أنشئ جدولا لتقدم التفاعل .

جـ- احسب تراكيز الأفراد الكيميائية المتواجدة في المحلول عند التوازن عدا الماء .

د- احسب ثابت الحموضة pKa للثنائية $(C_3H_6O_3/C_3H_5O_3^-)$.

2- بهدف التحقق من النسبة المئوية الكتلية لحمض اللاكتيك في المنظف التجاري المركز ، نمدده 100 مرة فنحصل على محلول (S_a) لحمض اللاكتيك تركيزه المولي C_a ، نعاير حجما $V_a = 10\ mL$ من المحلول (S_a) بواسطة محلول مائي لهيدروكسيد الصوديوم $(Na^+_{(aq)} + HO^-_{(aq)})$ تركيزه $C_b = 2.0\ .\ 10^{-2}\ mol/L$. نصل إلى نقطة التكافؤ عند إضافة الحجم $V_{bE} = 28.3\ mL$.

أ- اكتب المعادلة الكيميائية المنمذجة لتفاعل المعايرة .

ب- احسب قيمة C_a ، و استنتج قيمة C_0 التركيز المولي للمنظف التجاري المركز .

جـ- احسب النسبة المئوية الكتلية لحمض اللاكتيك في المنظف التجاري ، ماذا تستنتج ؟

تعطى الكتلة الحجمية للماء : $\rho_o = 1\ kg/L$.

الأجوبة :

1- أ - معادلة تفاعل الحمض مع الماء :

$$C_3H_6O_3 + H_2O = C_3H_5O_3^- + H_3O^+$$

ب- جدول التقدم :

الحالة	التقدم	$C_3H_6O_3$ +	H_2O =	$C_3H_5O_3^-$ +	H_3O^+
ابتدائية	x = 0	$n_0 = CV$	بوفرة	0	0
انتقالية	x	CV - x	بوفرة	x	x
نهائية	x_f	CV - x_f	بوفرة	x_f	x_f

جـ- تراكيز الأفراد الكيميائية عند حدوث التوازن :

الأفراد : H_2O ، H_3O^+ ، HO^- ، $C_3H_5O_3^-$ ، $C_3H_6O_3$.

- $pH = 2,4 \rightarrow [H_3O^+] = 10^{-2,4} = 3,98 \cdot 10^{-3}$ mol/L
- $[HO^-]_f = \dfrac{Ke}{[H_3O^+]_f} = \dfrac{10^{-14}}{3,98 \cdot 10^{-3}} = 2,51 \cdot 10^{-2}$ mol/L
- $[C_3H_5O_3^-]_f = [H_3O^+]_f = 3,98 \cdot 10^{-3}$ mol/L
- $[C_3H_6O_3]_f = C - [H_3O^+]_f = 10^{-1} - 3,98 \cdot 10^{-3} = 9,6 \cdot 10^{-2}$ mol/L

د- قيمة الـ pKa :

$$K_a = \frac{[C_3H_5O^-]_f [H_3O^+]_f}{[C_3H_6O_3]_f} \rightarrow K_a = \frac{(3,98.10^{-3})(3,98.10^{-3})}{9,6 \cdot 10^{-2}} = 1,65 \cdot 10^{-4}$$

و منه :

$$pK_a = -\log Ka \approx 3,8$$

2- أ- معادلة المعايرة :

$$C_3H_6O_3 + HO^- = C_3H_5O_3^- + H_2O$$

ب- قيمة C_a :

عند التكافؤ :

$$C_aV_a = C_bV_{bE} \rightarrow C_a = \frac{C_bV_{bE}}{V_a}$$

$$C_a = \frac{2 \cdot 10^{-2} \cdot 28,3 \cdot 10^{-3}}{10 \cdot 10^{-3}} = 5,66 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

قيمة C_0 :

المحلول التجراي مدد 100 مرة لذا يكون :

$$C_a = \frac{C_0}{100} \rightarrow C_0 = 100\, C_a \rightarrow C_0 = 100 \cdot 5,66 \cdot 10^{-2} = 5,66 \cdot \text{mol/L}$$

جـ- النسبة المئوية :

$$P = \frac{M.C_0}{10.d} = \frac{M.C_0}{10.\frac{\rho_{(S)}}{\rho_O}} \rightarrow P = \frac{M.C_0.\rho_O}{10.\rho_{(S)}} \rightarrow P = \frac{90 \cdot 5.66 \cdot 1}{10 \cdot 1.13} \approx 45\%$$

نستنتج أن ما كتب على اللاصقة صحيح .

6- المركبات العضوية و أصنافها

● خصائص المركبات المركبات العضوية :

- تشمل المركبات العضوية كل المركبات التي مصدرها كائن حي بالإضافة إلى بعض المركبات التي تصنع في المخابر و لها نفس ميزات المركبات ذات المصدر كان حي .
- تتميز المركبات العضوية بعدة مميزات أهمها :

▪ كل المركبات العضوية هي مركبات جزيئية .

▪ كل المركبات العضوية قابلة للإحتراق بالأكسجين أو الهواء، فتعطي غاز ثاني أكسيد الكربون CO_2 و بخار الماء H_2O ، كما تعطي موادا أخرى أحيانا مثل غاز الكلور ، غاز الآزوت .....

▪ كل المركبات العضوية تحتوي على عنصر الكربون ، كما يدخل في تركيبها أيضا من العناصر، حسب درجتها في تكوين هذه المشتقات ، و أهم هذه العناصر نذكر : الهيدروجين، الأوكسجين ، الآزوت ....

● أصناف المركبات العضوية:

نظرا لكثرة عدد المركبات العضوية، و الذي يتزايد يوما بعد يوم ، فقد قسمت لتسهيل دراستها، إلى فئات رئيسية حسب تركيبها العنصري و أهم هذه الفئات هي :

▪ الفحوم الهيدروجينية:

هي المركبات العضوية التي تحتوي فقط على عنصري الكربون و الهيدروجين صيغتها الجزيئية العامة من الشكل :

$$C_xH_y$$

▪ المركبات العضوية الأكسجينية:

- هي المركبات التي تحتوي على عناصر الكربون و الهيدروجين ، و الأكسجين صيغتها الجزيئية العامة من الشكل :

$$C_xH_yO_z$$

المركبات العضوية الآزوتية :

- هي المركبات العضوية الآزوتية التي تحتوي على عناصر الكربون ، الهيدروجين ، الآزوت ، صيغتها الجزيئية العامة من الشكل :

$$C_xH_yN_z$$

● الصيغة الجزيئية المفصلة :

الصيغة الجزئية المفصلة لجزئ هي الصيغة التي تظهر فيها كل الروابط التكافئية (الأزواج الرابطة) الموجودة بين مختلف ذرات العناصر المكونة للجزئ ، و ليس بالضرورة ظهور الأزواج الإلكترونية غير الرابطة .

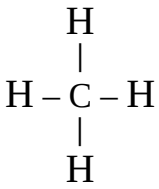
أمثلة :

جزئ الماء : H_2O **جزئ النشادر : NH_3**

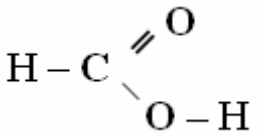
جزئ غازالآزوت : N_2

جزئ غاز الأكسجين: O_2

جزئ الميثان : CH_4

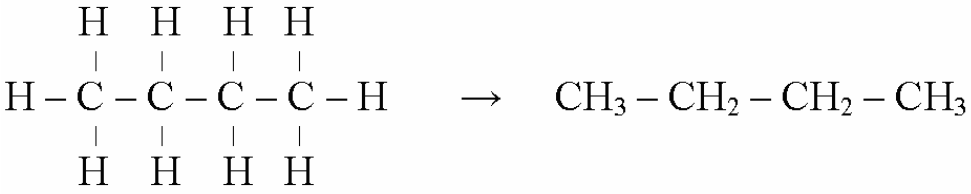


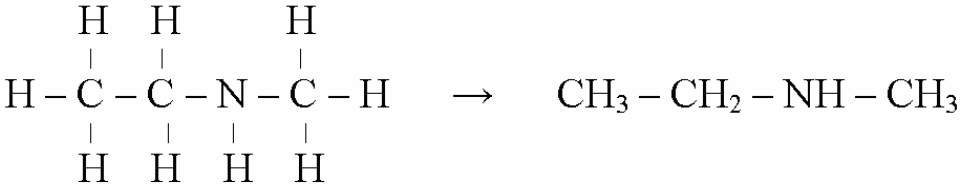
جزئ حمض الميثانويك



● الصيغة الجزيئية نصف المفصلة :

يمكن تبسيط الصيغة الجزيئية المفصلة إلى صيغة جزيئية تدعى الصيغة الجزيئية نصف المفصلة كما موضح في الأمثلة التالية :



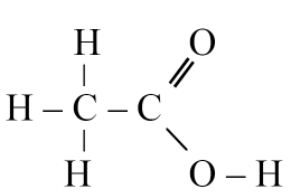


التماكب :

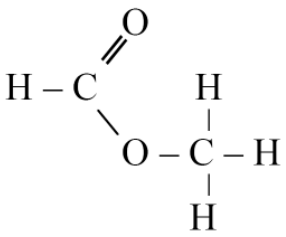
نقول عن جزيئين أنهما متماكبين ، إذا كانت لهما نفس الصيغة الجزيئية المجملة و يختلفان في صيغتهما الجزيئية المفصلة .

مثال :

للجزئ $C_2H_4O_2$ مماكبين هما :



حمض الإيثانويك



ميثانوات الميثيل

7- الصيغة العامة و التسمية لبعض المركبات العضوية

● الألكانات:

- الألكانات هي فحوم هيدروجينية مشبعة ، ذات سلسلة كربونية خطية (غير متفرعة) ، صيغتها الجزيئية العامة تكون من الشكل :

$$C_nH_{2n+2}$$

حيث: n عدد طبيعي ، مثل: CH_4، C_2H_6، C_3H_8.....

- يشتق إسم الألكان ذو السلسلة الكربونية الخطية (غير المتفرعة) بإضافة الحرفين " **ان** " إلى الإسم الموافق لعدد ذرات الكربون التي يحتوي عليها الجزيء باللغة اليونانية، كما مبين في الجدول التالي:

n	ما يوافق (n) باليونانية	الصيغة الجزيئية	الإسم
1	ميثـ	CH_4	الميثان
2	إيثـ	C_2H_6	الإيثان
3	بربـ	C_3H_8	البروبان
4	بوتـ	C_4H_{10}	البوتان
5	بنتـ	C_5H_{12}	البنتان
6	هكسـ	C_6H_{14}	الهكسان

- عند نزع ذرة هيدروجين واحدة من جزيء ألكان نحصل على ما يسمى بالجذر الألكيلي ، و هذه الجذور لا توجد بشكل طليق، و إنما نجدها مرتبطة بالسلسلة الكربونية لجزيء المركب العضوي ، يرمز للجذر الألكيلي بـ: R و صيغته الجزيئية العامة من الشكل :

$$C_nH_{2n+1}- \quad \text{أو} \quad R- \text{ (اختصارا)}$$

- يشتق إسم الجذر الألكيلي من الألكان الموافق بنزع النهاية " ان " من اسم الألكان و تعويضها بـ " يل " .

أمثلة :

الألكان C_nH_{2n+2}		الجذر الألكيلي ($C_nH_{2n+1}-$)	
الإسم	الصيغة	الإسم	الصيغة
الميثان	CH_4	الميثيل	CH_3-
الإيثان	C_2H_6	الإيثيل	C_2H_5-
البروبان	C_3H_8	البروبيل	C_3H_7-

- لتسمية الألكانات في حالة سلسلة كربونية متفرعة نتبع الخطوات التالية:

▪ نختار أطول سلسلة كربونية و التي تعتبر السلسلة الرئيسية .

▪ نرقم هذه السلسلة من الطرف إلى الطرف ، ابتدءا من ذرة الكربون الأقرب إلى أول تفرع .

▪ نكتب إسم الجذر الألكيلي (أو الجذور الألكيلية) المرتبط بالسلسة الكربونية ، و نسبقه برقم (أو أرقام) ذرة الكربون المرتبط بها ، (ترتب الجذور وفق ترتيب الحروف الأبجدية اللاتينية في حالة وجود عدة جذور) ، بعد ذلك نكتب إسم الألكان (الخطي) الذي يكون فيه عد ذرات الكربون مساوي لعدد ذرات كربون السلسلة الرئيسية (الأطول)

▪ إذا كان يتصل بالسلسلة الكربونية المرقمة عدة جذور ألكيلية متشابهة نستعمل كلمة " **ثنائي**" في حالة جذرين متشابهين و كلمة " **ثلاثي**" في حالة ثلاث عناصر أو جذور متشابهة .... و هكذا.

● الكحولات :

- الكحولات هي مركبات عضوية أكسجينية تتميز بوجود مجموعة هيدروكسيل (OH -) مرتبطة بذرة كربون رباعية ، صيغتها الجزيئية العامة تكون من الشكل :

$C_nH_{2n+1}OH$ أو R-OH

حيث : (R-) هو جذر ألكيلي صيغته العامة : (C_nH_{2n+1}-) .
- إن مجموعة الهيدروكسيل (OH-) هي المجموعة المميزة للكحولات ، تسمى بـ **المجموعة الوظيفية الكحولية** .
- تسمى ذرة الكربون الحاوية على مجموعة الهيدروكسيل(OH-) (المجموعة الوظيفية) بـ **الكربون الوظيفي** .
- يشتق إسم الكحول أحادي الوظيفة من إسم الألكان الذي له نفس الهيكل الكربوني ، بإضافة المقطع (**ول**) ، إلى نهاية هذا الإسم ، مع إعطاء أصغر رقم ممكن للكربون الوظيفي عند ترقيم السلسلة الكربونية الأطول .

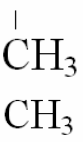
أمثلة :

إيثانول $CH_3-CH_2\mathbf{OH}$

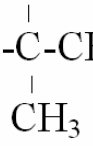
بروبان-1- ول $CH_3-CH_2-CH_2\mathbf{OH}$

بروبان-2- ول $CH_3-CH\mathbf{OH}-CH_3$

2- مثيل بروبان-1- ول



(2،2) ثنائي ميثيل بروبان-1- ول

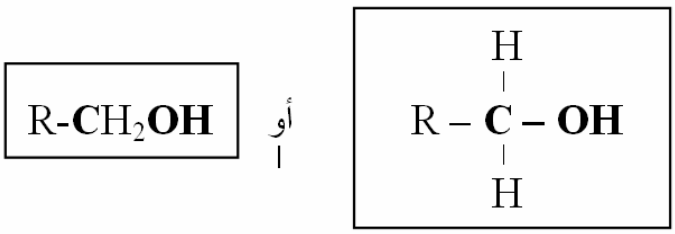


أصناف الكحولات :

- تصنف الكحولات إلى ثلاث أصناف رئيسية حسب موقع المجموعة (OH-) في السلسلة الكربونية كما يلي :

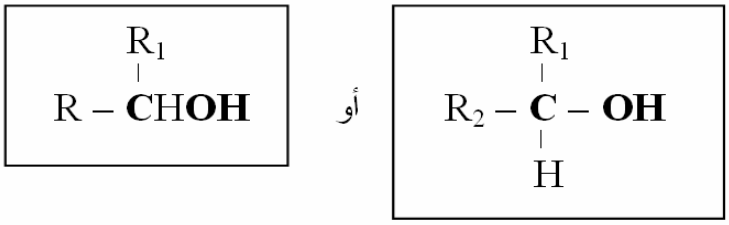
الكحولات الأولية:

و هي الكحولات التي يكون فيها الكربون الوظيفي مرتبط بذرتين هيدروجين و جذر ألكيلي واحد، أو مرتبط بثلاث ذرت هيدروجين (ذرة هيدروجين بدل الجذر الألكليلي) ، ومنه فالصيغة الجزيئية العامة للكحولات الأولية تكون من الشكل :



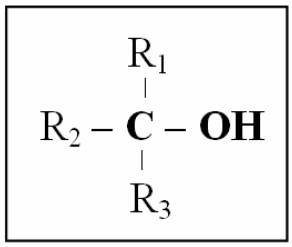
الكحولات الثانوية :

و هي الكحولات التي يكون فيها الكربون الوظيفي مرتبط بذرة هيدروجين و جذرين ألكيليين ، و منه فالصيغة الجزيئية العامة للكحولات الثانية تكون من الشكل :



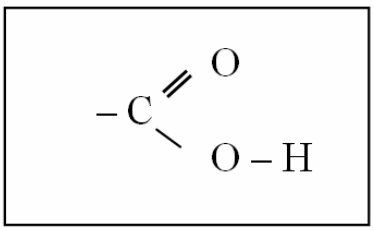
الكحولات الثالثية :

و هي الكحولات التي يكون فيها الكربون الوظيفي مرتبط بثلاث جذور ألكيلية ، و منه فالصيغة الجزيئية العامة للكحولات الثالثية تكون من الشكل :

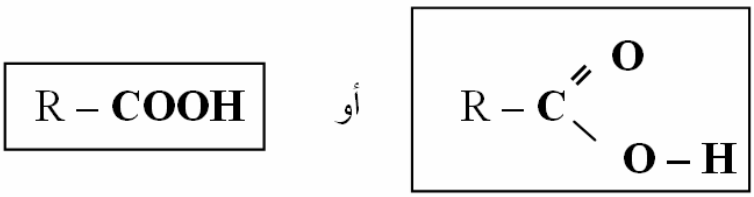


● الأحماض الكربوكسيلية :

- الأحماض الكربوكسيلية ، هي مركبات عضوية أكسجينية ثنائية الأكسجين ، يحتوي جزيء كل منهما على المجموعة الوظيفية التالية و التي تسمى **المجوعة الوظيفية الحمضية الكربوكسيلية .**



و هذه المجموعة تكون مرتبطة في جزيء الحمض الكربوكسيلي بجذر ألكيلي -R ، ومنه تكون الصيغة الجزيئية العامة للأحماض الكربوكسيلية من الشكل :



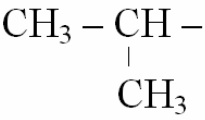
- تسمى ذرة الكربون الحاوية على المجموعة الوظيفية الحمضية الكربوكسيلية (-COOH) بـ **الكربون الوظيفي** .
- يشتق إسم الحمض الكربوكسيلي من إسم الألكان الموافق له ، بإضافة المقطع (**ويك**) ، إلى نهاية هذا الإسم ، مع اختيار أطول سلسلة كربونية تحتوي على مجموعة الكربوكسيل ، و إعطاء الرقم (1) للكربون الوظيفي .

أمثلة :

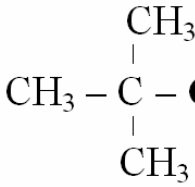
حمض الميثانويك (حمض النمل) $H - \mathbf{COOH}$

حمض الإيثانويك (حمض الخل) $CH_3 - \mathbf{COOH}$

حمض 2- ميثيل بروبانويك

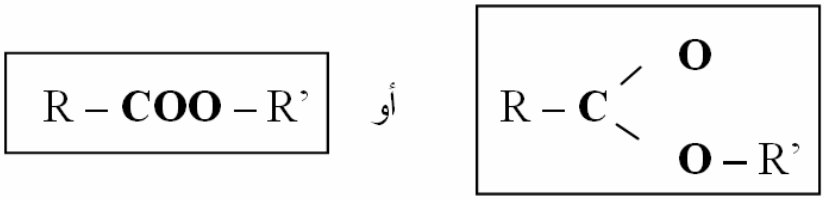


حمض (2،2) ثنائي ميثيل بروبانويك



● الأسترات :

- الأسترات ، هي مركبات عضوية أكسجينية صيغتها الجزيئية من الشكل :



- تسمى ذرة الكربون الحاوية على المجموعة الوظيفية و التي تسمى بالمجموعة الوظيفية الأسترية بـ **الكربون الوظيفي** .
- يتكون إسم الأستر **R-COO-R'** من حدين :

الحد الأول :

يشتق من إسم الألكان الموافق للمجموعة **-R-COO** ، بإضافة الأحرف (**وات**) . مع اختيار أطول سلسلة كربونية تحتوي على مجموعة الكربوكسيل و إعطاء الرقم (1) للكربون الوظيفي في حالة سلسلة كربونية متفرعة .

الحد الثاني :

نحصل عليه بكتابة إسم الجذر الألكيلي R' .

ملاحظة :

للأحماض الكربوكسيلية و الأسترات نفس الصيغة الجزيئية المجملة التالية :

$$C_nH_{2n}O_2$$

لذلك نقول عن الحمض الكربوكسيلي و الأستر أنهما متماكبان .

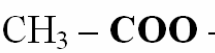
- يمكن أيضا لصيغة الحمض الكربوكسيلي أن تكون من الشكل :

$$C_nH_{2n+1}COOH$$

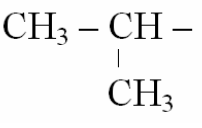
أمثلة :

ميثانوات الإيثيل

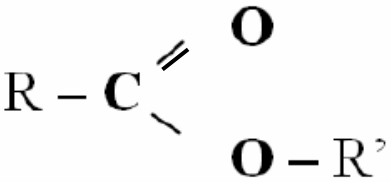
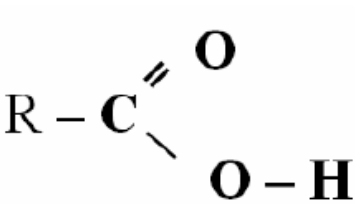
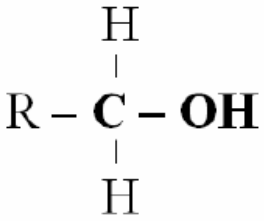
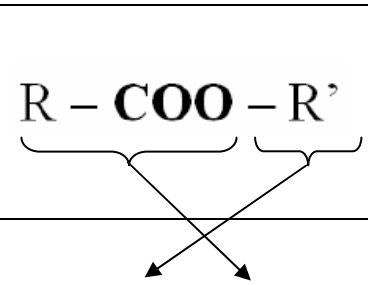
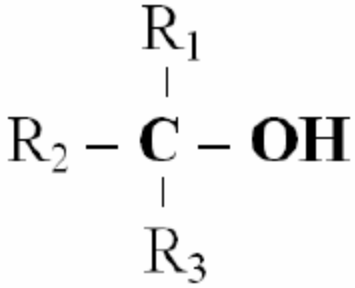
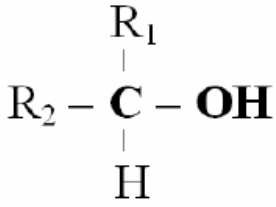
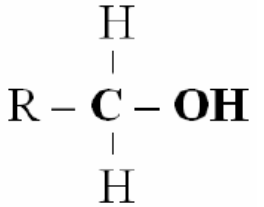
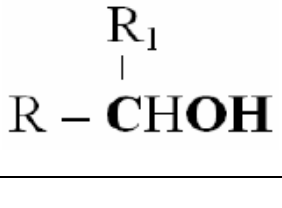
إيثانوات الميثيل



2- ميثيل بروبانوات الميثيل



خلاصة لتسمية بعض المركبات العضوية و أصناف الكحولات

الصيغة العامة	الأستر $C_nH_{2n}O_2$	الحمض الكربوكسيلي $C_nH_{2n}O_2$ أو $C_nH_{2n+1}COOH$	الكحول : $C_nH_{2n+1}OH$
المجموعة المميزة			
الصيغة نصف المفصلة		$R-COOH$	$R\text{-}CH_2OH$
التسمية	**ألكانوات الألكيل**	**حمض الألكانويك**	**ألكان- x- ول**
	كحول ثالثي	كحول ثانوي	كحول أولي
أصناف الكحولات مفصلة			
أصناف الكحولات نصف مفصلة			$R\text{-}CH_2OH$

ملاحظة :

اسم الجذر الكيلي من الشكل ألكيل مثل : ميثيل - إيثيل ، بروبيل .....

التمرين (15) : (التمرين : 101 في بنك التمارين على الموقع) (*)

أكتب إسم المركبات العضوية ذات الصيغ الجزيئية نصف المفصلة التالية :

1) CH_3OH

2) $CH_3 - CH_2OH$

3) $CH_3 - CH_2 - CH_2OH$

4) $CH_3 - CHOH - CH_3$

5) $CH_3 - \underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}} - CH_2 - CH_2OH$

6) $CH_3 - CH_2 - \underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{COH}} - CH_3$

7) $CH_3 - \underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}} - COH - CH_2 - CH_3$

8) $CH_3 - CH_2 - \underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}} - \underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}} - CH_2OH$

9) $CH_3 - \underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}} - \underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}} - CH_2OH$

1 0) $H - COOH$

11) $CH_3 - COOH$

12) $CH_3 - \underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}} - COOH$

13) $H - COO - CH_3$

14) $CH_3 - COO - CH_3$

15) $CH_3 - \underset{\underset{CH_3}{|}}{CH} - COO - CH_3$

16) $CH_3 - COO - CH_2 - \underset{\underset{CH_3}{|}}{CH} - CH_3$

17) $CH_3 - \underset{\underset{CH_3}{|}}{CH} - COO - CH_2 - \underset{\underset{CH_3}{|}}{CH} - CH_3$

الأجوبة :

- اسم المركبات العضوية :

1) ميثانول .
2) إيثانول .
3) بروبانـ-1- ول .
4) بروبان-2- ول
5) 3- ميثيل بوتانـ-1- ول .
6) 2- ميثيل بوتانـ-2- ول .
7) (3،2) ثنائي ميثيل بوتانـ-1- ول .
8) 3- إيثيل ، 2- ميثيل بنتانـ-1- ول .
9) حمض الميثانويك (حمض النمل) .
10) حمض الإيثانويك (حمض الخل) .
11) حمض 2- ميثيل بروبانويك .
12) ميثانوات الميثيل .
13) إيثانوات الميثيل .
14) 2- ميثيل بروبانوات الميثيل .
15) إيثانوات ، 2- ميثيل بروبيل .
16) 2- ميثيل بروبانوات ، 2- ميثيل بروبيل .

8- جهة التطور التلقائي لحملة كيميائية

• تذكير بكسر التفاعل Q_r :

في التحول الكيميائي الذي تدخل فيه الانواع الكيميائية A ، B ، C ، D و المنذج بالمعادلة التالية :

$$aA + bB = cC + dD$$

نذكر أنه في لحظة t من التفاعل ، يعرف كسر التفاعل الذي يرمز له بـ Q_r و هو بدون وحدة بالعلاقة التالية :

$$Q_r = \frac{[C]^c[D]^d}{[A]^a[B]^b}$$

- نذكر أيضا أنه في وسط تفاعلي مائي ، لا يدخل في عبارة كسر التفاعل Q_r المذيب و كل نوع كيميائي غازي أو صلب أي يعوض كل من المذيب (الماء) و تركيز النوع الكيميائي الغازي أو الصلب في عبارة كسر التفاعل Q_r بالقيمة 1 .
- كسر التفاعل ليس له وحدة .

● تعريف التحول التلقائي :

التحول الكيميائي التلقائي هو تحول كيميائي يحدث بشكل عفوي من دون تاثير خارجي .

● التطور التلقائي لتحول كيميائي :

يمثل كسر التفاعل Q_r معيار لتحديد و توقع اتجاه تطور جملة كيميائية فإذا كان :
$Q_{ri} = K$: الجملة لا تتطور فهي في حالة التوازن .
$Q_{ri} < K$: الجملة تتطور في الاتجاه المباشر لمعادلة التفاعل .
$Q_{ri} > K$: الجملة تتطور في الاتجاه المعاكس لمعادلة التفاعل .

التمرين (16) : (التمرين : 102 في بنك التمارين على الموقع) (*)

نأخذ ثلاث بياشر A ، B ، C و نضع فيها المحاليل المذكورة في الجدول الآتي و التي لها التراكيز المولية نفسها $C = 0.1\ mol/L$. بعد الرج و الاستقرار نقيس pH كل خليط و ندون النتائج في نفس الجدول .

البيشر		A	B	C	Ka
01	$V_1(mL)$ محلول إيثانوات الصوديوم $(CH_3COO^- + Na^+)$	10	1	1	
02	$V_2(mL)$ محلول حمض الميثانويك HCOOH	10	5	1	$Ka_1 = 1.8 . 10^{-4}$
03	$V_3(mL)$ محلول حمض الإيثانويك CH_3COOH	10	20	10	$Ka_2 = 1.8 . 10^{-5}$
04	$V_4(mL)$ محلول ميثانوات الصوديوم $(HCOO^- + Na^+)$	10	10	1	
pH		4.2	3.7	3.8	

معادلة التفاعل المنمذج للتحول الكيميائي الحادث في كل بيشر هي :

$$CH_3COO^- + HCOOH = CH_3COOH + HCOO^-$$

1- أكتب عبارة كسر التفاعل Q_r .
2- أحسب ثابت التوزان الكيميائي لهذا التفاعل .
3- بين أن كسر التفاعل الابتدائي Q_{ri} يعبر عنه بالعلاقة :

$$Q_{ri} = \frac{V_3.V_4}{V_1.V_2}$$

4- أحسب كسر التفاعل الابتدائي Q_{ri} و استنتج جهة تطور الجملة الكيميائية في كل مزيج .

الأجوبة :

1- عبارة كسر التفاعل :

$$Q_r = \frac{[CH_3COOH][HCOO^-]}{[CH_3COO^-][HCOOH]}$$

2- ثابت التوازن K :

عند حدوث التوازن يكون :

$$K = Q_{rf} = \frac{[CH_3COOH]_f.[HCOO^-]_f}{[CH_3COO^-]_f.[HCOOH]_f}$$

نضرب و نقسم على $[H_3O^+]$ نجد :

$$K = \frac{[CH_3COOH]_f}{[CH_3COO^-]_f.[H_3O^+]_f} \frac{[HCOO^-]_f.[H_3O^+]}{[HCOOH]_f} = \frac{1}{K_{a2}}.K_{a1}$$

$$K = \frac{K_{a1}}{K_{a1}} \rightarrow K = \frac{1.8.10^{-4}}{1.8.10^{-5}} = 10$$

3- عبارة كسر التفاعل الابتدائي :

$$Q_{ri} = \frac{[CH_3COOH]_i.[HCOO^-]_i}{[CH_3COO^-]_i.[HCOOH]_i}$$

$$Q_{ri} = \frac{\frac{n_i(CH_3COOH)}{V_S} \frac{n_1(HCOO^-)}{V_S}}{\frac{n_i(CH_3COO^-)}{V_S} \frac{n_i(HCOOH)}{V_S}} = \frac{n_i(CH_3COOH).n_i(HCOO^-)}{n_i(CH_3COO^-).n_1(HCOOH)}$$

$$Q_{ri} = \frac{C_3V_3.C_4V_4}{C_1V_1.C_2V_2}$$

و كون أن تراكيز المحاليل متساوية أي :

$$C_1 = C_2 = C_3 = C_4 = C$$

يصبح :

$$Q_{ri} = \frac{V_3.V_4}{V_1.V_2}$$

4- قيمة Q_{ri} في كل مزيج و جهة تطور الجملة :

المزيج A :

$$Q_{ri} = \frac{10.10}{10.10} = 1$$

نلاحظ أن $Q_{ri} < K$ ، نستنتج أن الجملة تتطور في الاتجاه المباشر .

المزيج B :

$$Q_{ri} = \frac{20.10}{1.5} = 40$$

نلاحظ أن $Q_{ri} > K$ ، نستنتج أن الجملة تتطور في الاتجاه المعاكس .

المزيج B :

$$Q_{ri} = \frac{10.1}{1.1} = 10$$

نلاحظ أن $Q_{ri} = K$ ، نستنتج أن الجملة لا تتطور في أي اتجاه .

التمرين (17) : (التمرين : 103 في بنك التمارين على الموقع) (*)

1- نعتبر تفاعل شوارد اليود I^- بواسطة شوارد الحديد الثلاثي Fe^{3+} المنمذج بالمعادلة الكيميائية التالية :

$$2Fe^{3+}_{(aq)} + 2I^-_{(aq)} = 2Fe^{2+}_{(aq)} + I_{2(aq)}$$

حيث ثابت التوزان الكيميائي لهذا التفاعل هو : $K = 1.2 . 10^5$ في الاتجاه المباشر .

نمزج في 1L حجم V_1من محلول كبريتات الحديد الثلاثي يحتوي على 0.1 mol من شوراد الحديد الثلاثي Fe^{3+} مع حجم V_2 من من محلول يود البوتاسيوم يحتوي على $5 . 10^{-2}$ mol من شوارد اليود I^- مع حجم V_3 من محلول كبريتات الحديد الثنائي يحتوي على 0.1 mol من شوارد الحديد الثنائي Fe^{2+} مع حجم V_4 من محلول اليود يحتوي على $5 . 10^{-4}$ mol من اليود I_2 المنحل .

- حدد جهة تطور الجملة .

2- نعتبر تفاعل شوارد الفضة Ag^+ و شوارد الكلور Cl^- المنمذج بالمعادلة الكيميائية التالية :

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

ثابت التوازن لهذا التفاعل هو : $K = 5.6 . 10^9$.

نمزج في 1L حجم V_1 من محلول نترات الفضة يحتوي على 10^{-6} mol من شوارد الفضة Ag^+ مع حجم V_2 من محلول كلور الصوديوم يحتوي على 10^{-6} mol من شوارد الكلور Cl^- .

- حدد جهة تطور الجملة .

الأجوبة :

1- تحديد جهة تطور الجملة :

نحسب كسر التفاعل الابتدائي Q_{ri} .

$$Q_r = \frac{[Fe^{2+}]_i^2 . [I_2]_i}{[Fe^{3+}]_i^2 . [I^-]_i^2}$$

كون أن حجم الوسط التفاعلي هو 1L تكون كميات المادة للأنواع الكيميائية في الجملة مساوية لتراكيزها و عليه يمكن كتابة :

$$Q_r = \frac{n_i(Fe^{2+})^2 . n_i(I_2)}{n_i(Fe^{3+}) . n_i(I^-)^2} \rightarrow Q_r = \frac{(0.1)^2 . (5.10^{-4})}{(0.1)^2 . (5.10^{-2})^2} = 0.2$$

نلاحظ أن $Q_{ri} < K$ ، نستنتج أن الجملة تتطور في الاتجاه المباشر .

2- تحديد جهة تطور الجملة :

نحسب كسر التفاعل الابتدائي Q_{ri} .

$$Q_r = \frac{1}{[Ag^+]_i . [Cl^-]_i}$$

كون أن حجم الوسط التفاعلي هو 1L تكون كميات المادة للأنواع الكيميائية في الجملة مساوية لتراكيزها و عليه يمكن كتابة :

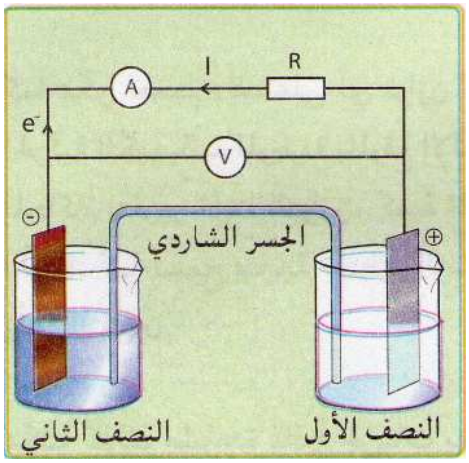
$$Q_r = \frac{1}{n_i(Ag^+).n_i(Cl^-)} \rightarrow Q_r = \frac{1}{10^{-6}.10^{-6}} = 10^{12}$$

نلاحظ أن $Q_{ri} > K$ ، نستنتج أن الجملة تتطور في الاتجاه المعاكس أي في جهة تفاعل كلور الفضة .

9- تطبيق على التطور التلقائي : الأعمدة الكهربائية

(خاص بالشعب الرياضة فقط)

● تركيب العمود :



- يتشكل العمود من نصفين : الأول يتكون من صفيحة معدنية لمعدن M_1 مغموسة في محلول يحتوي على شوارد هذا المعدن M_1^{n+} ، و الثاني يتكون من صفيحة معدنية لمعدن آخر M_2 مغموسة في محلول يحتوي على شوارد هذا المعدن M_2^{m+} ، و هذين النصفين موصولين ببعضهما بواسطة جسر ملحي (شاردي) .

● الرمز الإصطلاحي للعمود :

إذا كان المسرى M_1 هو القطب الموجب للعمود و المسرى M_2 هو القطب السالب يرمز اصطلاحيا لهذا العمود كما يلي :

$$(-)\ M_2/M_2^{m+}\ //\ M_1^{n+}/M_1\ (+)$$

و نشير هنا إلى أن القطب الموجب يكون دوما على اليمين و القطب السالب على اليسار .

● تطور الجملة الكيميائية في العمود خلال اشتغاله :

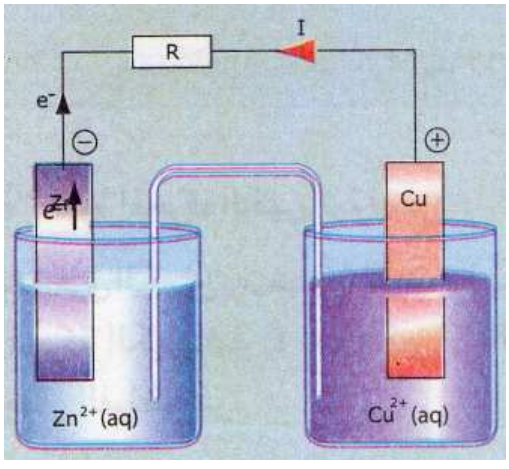
- عند اشتغال العمود ، التحول الكيميائي الذي يحدث ينمذج بتفاعل يرفق بثابت توازن K فكلما كان كسر التفاعل $Q_r < K$ كلما أنتج العمود تيارا كهربائيا و عندما تصل حالة الجملة الكيميائية إلى التوازن ($Q_r = K$) ، تنعدم شدة التيار الكهربائي و يتوقف العمود الكهربائي عن الإشتغال .

- عند القطب السالب للعمود يحدث تفاعل أكسدة وفق المعادلة :

$$M_2 = M_2^{n+} + ne^-$$

- عند القطب الموجب يحدث تفاعل إرجاع وفق المعادلة :

$$M_1^{m+} + me^- = M_1$$



و عند جمع معادلتي الأكسدة و الإرجاع طرف إلى طرف بعد ضرب طرفي كل معادلة في عدد مناسب يجعل عدد الإلكترونات المفقودة مساوي لعدد الإلكترونات المكتسبة نحصل على المعادلة الكيميائية المنمذجة للتحول الكيميائي الحادث في العمود .

مثال (عمود دانيال) :

- عمود دانيال هو عمود يتكون نصفه الأول و الذي يمثل القطب الموجب من صفيحة نحاس Cu مغموسة في محلول كبريتات النحاس ($Cu^{2+} + SO_4^{2-}$) و نصفه الثاني الذي يمثل قطبه السالب من صفيحة زنك Zn مغموسة في محلول كبريتات الزنك ($Zn^{2+} + SO_4^{2-}$) (الشكل)

- رمز العمود :

$$(-)\ Zn/Zn^{2+}\ //\ Cu^{2+}/Cu\ (+)$$

- التفاعلات الحادثة :

عند القطب السالب (-) يتأكسد الزنك وفق المعادلة :

$$Zn = Zn^{2+} + 2e^-$$

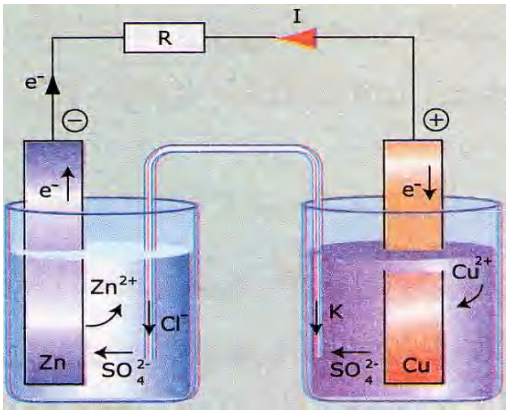
عند القطب الموجب (+) ترجع شوارد النحاس وفق المعادلة :

$$Cu^{2+} + 2e^- = Cu$$

● القوة المحركة الكهربائية لعمود :

تمثل القوة المحركة الكهربائية التي يرمز لها بـ E و حدتها الفولط (V) لعمود ، التوتر الكهربائي بين مسريه عندما لا يجري هذا العمود أي تيار كهربائي .

- تتعلق قيمة القوة المحركة الكهربائية لعمود بطبيعة الثنائيات التي تدخل في تركيب العمود و كذلك التراكيز المولية للمحاليل التي تشكل العمود .



● دور الجسر الملحي :

- الجسر الملحي و الذي يسمى أيضا الجسر الكهروكيميائي يمكن من الإتصال الكهربائي بين نصفي العمود (دون اختلاط المحلولين) من جهة ، و من جهة أخرى يسمح لشوارد المحلول الملحي بالتحرك من أجل ضمان التعادل الكهربائي للمحلولين .

- (الشكل) التالي يبين حركة الشوارد عبد الجسر الملحي أثناء اشتغال عمود دانيال .

● كمية الكهرباء التي ينتجها العمود خلال اشتغاله :

- تقدم التفاعل x هو عدد مرات حدوث التفاعل مقدرا بالمول (أو أفوقادرو مرة) .

- نرمز بـ z لعدد الإلكترونات المتبادلة بين المؤكسد و المرجع عندما يحدث التفاعل مرة واحدة ، و بالتالي يكون عدد الإلكترونات المتبادلة عندما يحدث التفاعل N_A (عدد أفوقادرو) مرة هو :

$$N = z\ N_A$$

- إذا رمزنا بـ Q_0 لكمية الكهرباء الموافقة لهذا العدد من الإلكترونات (عدد أفوقادرو) يكون :

$$Q_0 = z\ N_A\ e$$

- عندما يشتغل العمود مدة زمنية Δt و باعتبار أن تقدم التفاعل يبلغ القيمة x(mol) تكون الشحنة التي ينتجها العمود خلال هذه المدة هي :

$$Q = z\ .\ x\ .\ N_A\ e$$

المقدار $(N_A\ e)$ الذي يمثل كمية الكهرباء الموافقة لعدد أفوقادرو (1mol) من الإلكترونات تدعى الفاراداي ، يرمز لها بـ F و وحدتها الكولوم على المول (C/mol) و يكون :

$$F = N_A\ e$$
$$F = 6.02\ .\ 10^{23}\ .\ 1.6\ .\ 10^{-19}$$

$$\boxed{1F = 96500\ C/mol}$$

إذن يعبر عن كمية الكهرباء التي ينتجها العمود خلال مدة زمنية Δt و التي عندها تتقدم الجملة بالمقدار x بالعلاقة :

$$\boxed{Q = z\ .\ x\ .\ F}$$

- التيار الكهربائي الذي ينتجه العمود الكهربائي مستمر أي شدته ثابتة ، لذلك يعبر أيضا عن كمية الكهرباء التي ينتجها عمود كهربائي يشتغل مدة زمنية Δt بالعلاقة :

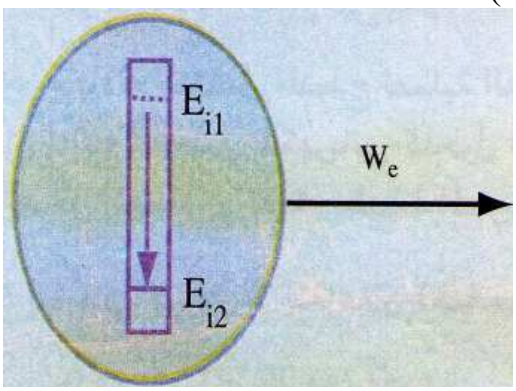
$$Q = I \cdot \Delta t$$

و عليه نكتب في النهاية :

$$Q = I \cdot \Delta t = z \cdot x \cdot F$$

● الحصيلة الطاقوية للجملة " عمود كهربائي " :

- عند اشتغال العمود الكهربائي ، يحدث تغير في الطاقة الداخلية للجملة " عمود " بسبب التحول الكيميائي الذي يكون مصحوبا بتحويل كهربائي W_e (الشكل) .



- معادلة انحفاظ الطاقة للجملة : عمود كهربائي " هي :

$$E_1 - |W_e| = E_2$$

التمرين (18) : (بكالوريا 2009 – رياضيات) (التمرين : 113 في بنك التمارين على الموقع) (*)

ينمذج التحول الكيميائي الذي يتحكم في تشغيل عمود بالتفاعل ذي المعادلة :

$$Al_{(s)} + 3Ag^{+}_{(aq)} = Al^{3+}_{(aq)} + 3Ag_{(s)}$$

ينتج العمود عند اشتغاله تيارا كهربائي شدته ثابتة $I = 40\ mA$ خلال مدة زمنية $\Delta t = 300\ min$ و يحدث عندها تناقص في التركيز المولي لشوارد Ag^{+} .

1- حدد قطبي العمود ؟ برر اجابتك .

2- مثل بالرسم هذا العمود مبينا عليه اتجاه التيار الكهربائي و اتجاه حركة الالكترونات .
أكتب رمز العمود (سؤال إضافي غير مدرج في تمرين البكالوريا)

3- اكتب المعادلتين النصفيتين عند المسريين .

4- احسب كمية الكهرباء التي ينتجها العمود خلال 300 min من التشغيل .

5- بالاستعانة بجدول تقدم التفاعل و بعد مدة زمنية $\Delta t = 300\ min$ من الاشتغال :

أ- عين التقدم x .

ب- احسب النقصان $(\Delta m_{(Al)})$ في كتلة مسرى الألمنيوم .

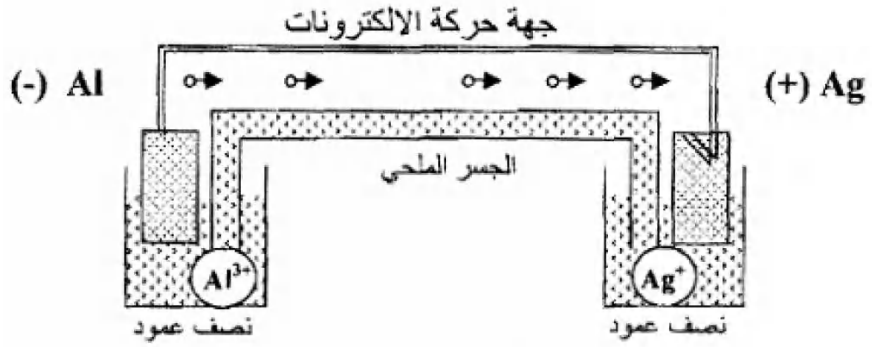
يعطى : $M(Al) = 27\ g/mol$ ، $1F = 96500\ C$.

الأجوبة :

1- تحديد قطبي العمود :

من المعادلة يتضح أن الألمنيوم Al تأكسد في حين أن شوارد الفضة Ag^+ أرجعت ، و نحن نعلم أن في العمود الكهربائي تحدث عملية أكسدة عند القطب السالب ، و عملية إرجاع عند االقطب الموجب ، إذن مسرى الألمنيوم يمثل القطب السالب للعمود ، و مسرى الفضة يمثل قطبه الموجب .

2- الرسم :



- تكون جهة التيار من مسرى الفضة نحو مسرى الألمنيوم (خارج العمود) .
- رمز العمود :

$$(-)\ Al/Al^{3+}\ //\ Ag^+/Ag\ (+)$$

3- المعادلتين النصفيتين :

$$(-) \quad Al = Al^{3+} + 3e^-$$
$$(+) \quad 3Ag^+ + 3e^- = 3Ag$$

4- كمية الكهرباء التي ينتجها العمود خلال 300 min :

$$Q = I \,.\, \Delta t$$
$$Q = 40 \,.\, 10^{-3} \,.\, 300 \,.\, 60 = 720\ C$$

5- أ- التقدم :

نعتبر $x_{(300)}$ هو مقدار التقدم عند مرور 300 min من اشتغال العمود ، و $Q_{(300)}$ هي كمية الكهرباء التي ينتجها العمود في هذه المدة الزمنية . في هذه الحالة نكتب .

$$Q_{(300)} = z \,.\, x_{(300)} \,.\, F \rightarrow x_{(300)} = \frac{Q_{(300)}}{z.F}$$

من المعادلتين النصفيتين نلاحظ أن عدد الإلكترونات المتبادلة بين المؤكسد و المرجع من أجل تفاعل واحد هو 3 إلكترونات أي $z = 3$ و عليه .

$$x_{(300)} = \frac{720}{3.96500} = 2.5.10^{-3}\ mol$$

ب- النقصان في الكتلة :

نمثل جدول التقدم :

الحالة	التقدم	$Al + 3Ag^+ = Al^{3+} + 3Ag$			
ابتدائية	$x = 0$	$n_0(Al)$	$n_0(Ag^+)$	$n_0(Al^{3+})$	$n_0(Ag)$
انتقالية	x	$n_0(Al) - x$	$n_0(Ag^+) - x$	$n_0(Al^{3+}) + x$	$n_0(Ag) + 3x$
نهائية	x_f	$n_0(Al) - x_f$	$n_0(Ag^+) - x_f$	$n_0(Al^{3+}) + x_f$	$n_0(Ag) + 3x_f$

من جدول التقدم كمية مادة الألمنيوم المختفية (المتفاعلة) عند مرور 300 min و لتكن $n_{(300)}$ (Al) هي :

$n_{(300)}(Al) = x_{(300)} = 2.5 \cdot 10^{-3}$ mol

$$n_{(300)}(Al) = \frac{\Delta m}{M(Al)} \rightarrow \Delta m = n_{(300)}(Al) \cdot M(Al)$$

$\Delta m = 2.5 \cdot 10^{-3} \cdot 27 = 6.75 \cdot 10^{-2}$ g = 67.5 mg

10- التحول أسترة - إماهة

● تعريف تفاعل الأسترة :

- تفاعل الأسترة في الكيمياء العضوية هو تفاعل يحدث بين حمض كربوكسيلي R-COOH و كحول R'-OH ليتكون نتيجة لذلك أستر R-COO-R' و ماء H_2O وفق المعادلة :

$$R\text{-}COOH + R'\text{-}OH = R\text{-}COO\text{-}R' + H_2O$$

أمثلة :

حالة استعمال كحول أولي :

$$CH_3\text{-}COOH + CH_3\text{-}CH_2\text{-}CH_2OH = CH_3\text{-}COO\text{-}CH_2\text{-}CH_2\text{-}CH_3 + H_2O$$

حالة استعمال كحول ثانوي :

$$CH_3\text{-}COOH + CH_3\text{-}CH_2\text{-}CHOH\text{-}CH_3 = CH_3\text{-}COO\text{-}\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}}\text{-}CH_2\text{-}CH_3 + H_2O$$

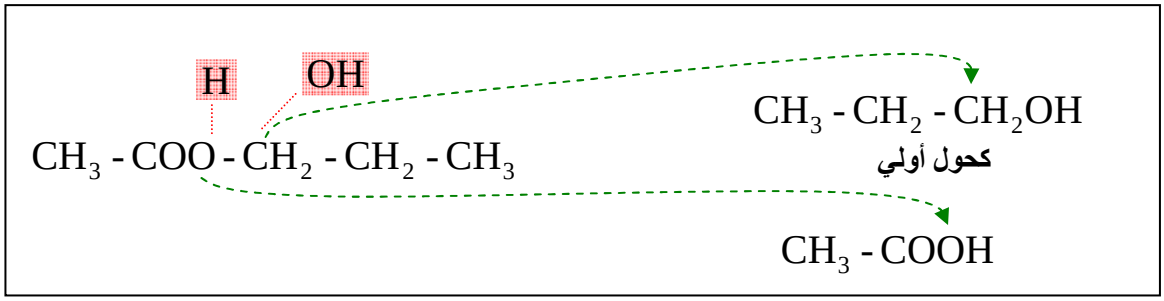
حالة استعمال كحول ثالثي :

$$CH_3\text{-}COOH + CH_3\text{-}CH_2\text{-}\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{COH}}\text{-}CH_3 = CH_3\text{-}COO\text{-}\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{\overset{\displaystyle CH_3}{\overset{|}{C}}}}\text{-}CH_2\text{-}CH_3 + H_2O$$

ملاحظة :

يتضح من خلال الأمثلة الأخيرة أنه يمكن الاعتماد عن صيغة الأستر في تحديد صنف الكحول المستعمل و كذا صيغتي الحمض و الكحول المشلكين لهذا الأستر .

مثال :



● خواص تفاعل الأسترة و مردود الأسترة :

- يتميز تفاعل الأسترة بالخواص التالية : محدود (غير تام) ، لا حراري ، بطيء .
- الغرض من إضافة قطرات من حمض الكبريت المركز إلى المزيج المتكون من الحمض الكربوكسيلي و الكحول و وضع هذا المزيج داخل حمام مائي درجة حرارته ثابتة هو تسريع التفاعل .
- يعرف مردود تفاعل الأسترة و الذي يرمز له بـ r بالعبارة :

$$r = \tau_f .100 = \frac{x_f}{x_{max}}.100$$

- أثبتت التجارب أن مردود تفاعل الأسترة في حالة مزيج ابتدائي متساوي المولات يتعلق بصنف الكحول كما مبين في الجدول التالي :

مردود الأسترة	صنف الكحول
67%	أولي
60%	ثانوي
5% → 10%	ثالثي

- نعتبر تفاعل الأسترة منمذج بالمعادلة :

$$A + B = E + H_2O$$

يعبر عن ثابت التوزان K لتفاعل الأسترة كما يلي :

$$K_{أستر} = \frac{[E]_f\,[H_2O]_f}{[A]_f\,[B]_f} = \frac{n_f(E).n_f(H_2O)}{n_f(A).n_f(B)}$$

ملاحظة :

ثابت التوازن لا يتعلق بالتراكيز الابتدائية ، و يمكن إثبات أن :

كحول أولي ← $K = 4$
كحول ثانوي ← $K = 2.25$

● تفاعل الإماهة و مردود الإماهة :

- تفاعل الإماهة هو تفاعل يحدث بين الأستر R-COO-R' و الماء H_2O ، لينتج عنه حمض R-COOH ، و كحول R'-OH و فق المعادلة الكيميائية التالية :

$$R\text{-}COO\text{-}R' + H_2O = R\text{-}COOH + R'\text{-}OH$$

يمكن القول أن تفاعل الإماهة هو التفاعل المعاكس لتفاعل الأسترة .

- خواص تفاعل اماهة هي نفسها خواص تفاعل الأسترة (بطيء جدا ، محدود ، لا حراري) .
- يعرف مردود تفاعل الإماهة بالعلاقة :

$$r = \tau_f .100 = \frac{x_f}{x_{max}}.100$$

كما يكون :

$$r_{إماهة} = 100 - r_{أسترة}$$

- في حالة مزيج ابتدائي متساوي المولات يكون :

صنف الكحول	مردود الأسترة	مردود الإماهة
أولى	67%	33%
ثانوي	60%	40%
ثالثي	5% → 10%	90% → 95%

- يمكن إثبات أن ثابت توازن تفاعل الإماهة يعبر عنه بالعلاقة :

$$K_{\text{إماهة}} = \frac{[A]_f\,[B]_f}{[E]_f\,[H_2O]_f} = \frac{n_f(A).n_f(B)}{n_f(E).n_f(H_2O)}$$

ملاحظة :

نذكر أن ثابت التوازن لا يتعلق بالتراكيز الابتدائية ، و يمكن إثبات أن :

$$K_{\text{إماهة}} = \frac{1}{K_{\text{أسترة}}}$$

و عليه يكون :

كحول أولي ← $K = 0.25$
كحول ثانوي ← $K = 0.44$

12- أهمية الأسترات في الحياة اليومية

تطبيق : تفاعل تصبن الأستر

● تعريف تفاعل تصبن الأستر :

- تصبن الأستر R-COO-R' هو تفاعل **تام** يحدث بين هذا الأستر و أساس قوي مثل هيدروكسيد الصوديوم NaOH أو هيدروكسيد البوتاسيوم KOH ، لينتج إثر ذلك كحول R'OH و ملح كربوكسيلات الصوديوم R-COONa في حالة استعمال هيدروكسيد الصوديوم ، و كربوكسيلات البوتاسيوم R-COOK في حالة استعمال هيدروكسيد البوتاسيوم وفق المعادلة :

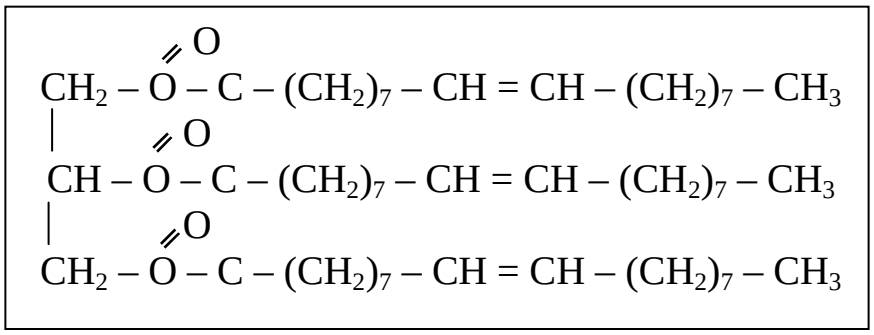
$$\text{R-COO-R' + NaOH = R-COONa + R'OH}$$
$$\text{R-COO-R' + KOH = R-COOK + R'OH}$$

مثال :

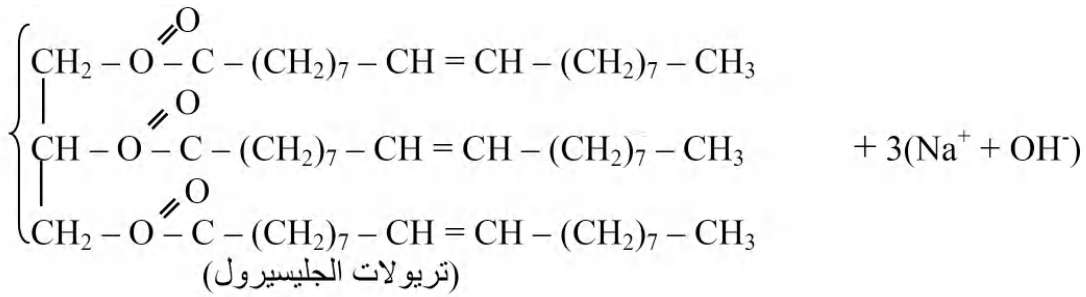
$$CH_3COOCH_3 + NaOH = CH_3COONa + CH_3OH$$

● تطبيق تفاعل التصبن في صناعة الصابون :

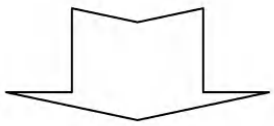
- تحتوي بعض الأجسام الدهنية مثل الشحوم (صلبة) ، و الزيوت (سائلة) على أحماض دهنية ، و نوع من الأسترات يسمى **تريولات الغليسيرول** ، صيغته الجزيئية نصف المفصلة تكون كما يلي :

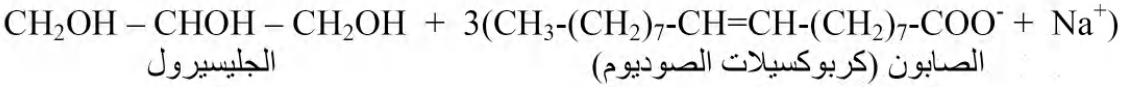


- نضع في دورق كتلة m من الصود NaOH مع حجم V من الإيثانول ، و بعد الإنحلال ، نضيف إلى المزيج حجم 'V من زيت المائدة أو زيت الزيتون (أجسام دهنية) ، ثم نسخن المزيج حتى الغليان ، مع التحريك بانتظام لمدة 20 دقيقة ، بعدها نبرد المزيج ثم نسكبه في كأس بيشر يحتوي على ماء مالح .
- نلاحظ ترسب الصابون لأن الصابون قليل الإنحلال في الماء ، و عند جمعه يصبح صالح للإستهلاك .
- في هذه التجربة (صناعة الصابون) يتفاعل تريولات الغليسيرول مع الصود NaOH ، فينتج كحول ثلاثي الوظيفة هو الغليسيرول ، و كربوكسيلات الصوديوم المتمثل في الصابون وفق المعادلة الكيميائية التالية :



(تريولات الجليسيرول)





الجليسيرول — الصابون (كربوكسيلات الصوديوم)

التمرين (19) : (التمرين : 105 في بنك التمارين على الموقع) (*)

لدينا المركبات العضوية المدونة في الجدول التالي :

الإسم	المركب
2-إيثيل بوتان-1- ول	(A)
بروبان-2- ول	(B)
إيثانول	(C)
حمض 2-مثيل بروبانويك	(D)
حمض الإيثانويك	(E)
ميثانوات البوتيل	(F)

1- أكتب الصيغ نصف المفصلة للمركبات العضوية ذات الأسماء التالية :
2- أكتب اسم و صيغة الأستر الناتج من التفاعلات التالية :
- تفاعل المركب (E) مع المركب (C) .
- تفاعل المركب (E) مع المركب (B) .
- تفاعل المركب (D) مع المركب (A) .

الأجوبة :

1- الصيغ نصف المفصلة :

(A) : $CH_3 - CH_2 - CH(CH_2OH) - CH_2 - CH_3$

(B) : $CH_3 - CHOH - CH_3$

(C) : $CH_3 - CH_2OH$

(D) : $CH_3 - CH(CH_3) - COOH$

(E) : $CH_3 - COOH$

(F) : $H - COO - CH_2 - CH_2 - CH_2 - CH_3$

2- صيغة و اسم الاستر الناتج :

• (C) + (E) :

$CH_3 - COO - CH_2 - CH_3$

الإسم : إيثانوات الإيثيل .

• (B) + (E) :

$CH_3 - COO - CH(CH_3) - CH_3$

الإسم : إيثانوات ميثيل إيثيل

• (A) + (D) :

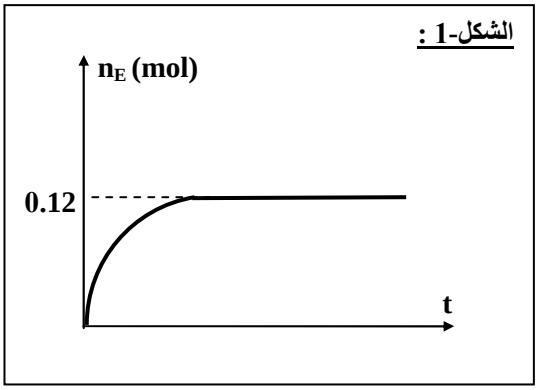
$CH_3 - CH(CH_3) - COO - CH_2 - CH(CH_2 - CH_3) - CH_2 - CH_3$

الإسم : 2- ميثيل بروبانوات ، 2- إيثيل بوتيل .

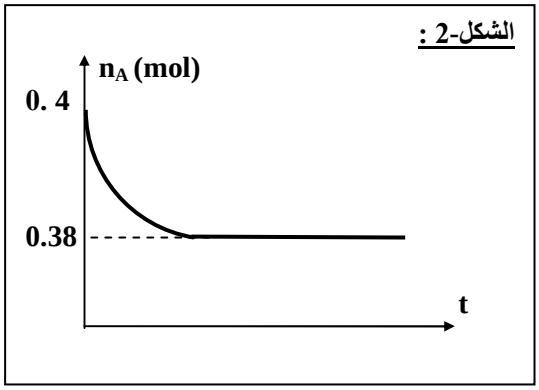
التمرين (20) : (التمرين : 106 في بنك التمارين على الموقع) (*)

1- نمزج 0.2 mol من حمض كربوكسيلي (A) ، مع 0.2 mol من كحول (B) ، ثم نوفر الشروط اللازمة لحدوث التفاعل ، ينتج عن ذلك أستر (E) و ماء . يمثل بيان (الشكل-1) تغيرات كمية مادة الأستر (E) المتشكل بدلالة الزمن .

الشكل-1 :



الشكل-2 :



أ- مثل جدول تقدم التفاعل .
ب- حدد صنف الكحول (B) .
2- نجري تفاعل أسترة انطلاقا من مزيج ابتدائي متساوي المولات يتكون من حمض الخل (A) ، و كحول (B) .
بيان (الشكل-2) يمثل تغيرات كمية الحمض المتبقي (A) بدلالة الزمن .
أ- أوجد التركيب المولي للمزيج الإبتدائي ، ثم مثل جدول تقدم التفاعل .
ب- أوجد التركيب المولي للمزيج المتشكل عند حدوث التوازن .
جـ- أوجد صنف الكحول (B) .
3- نمزج 3 mol من الميثانول CH_3OH مع 3 mol من حمض الخل CH_3COOH .
أ- مثل جدول تقدم التفاعل .
ب- أوجد التركيب المولي للمزيج عند حدوث التوازن الكيميائي .
4- نمزج 0.02 mol من حمض كربوكسيلي (A) مع 0.02 mol من كحول (B) صيغته C_3H_7OH ، عند حدوث التوازن نعاير الحمض المتبقي بمحلول هيدروكسيد الصوديوم تركيزه المولي $C_b = 1\ mol/L$ ، نجد أن الحجم اللازم للتكافؤ هو $V_{bE} = 8\ mL$.
أ- أكتب الصيغ نصف المفصلة الممكنة للكحول (B) مع ذكر الإسم و الصنف في كل مرة .
ب- مثل جدول تقدم التفاعل .
جـ- استنتج الصيغة الحقيقية للكحول (B) .
5- نمزج 2 mol من حمض كربوكسيلي (A) مع 2 mol من كحول (B) ، عند حدوث التوازن يكون ثابت التوازن الكيميائي $K = 4$.
أ- مثل جدول تقدم التفاعل .
ب- جِد صنف الكحول .

الأجوبة :

1-أ- جدول تقدم التفاعل :

الحالة	التقدم	A + B = E + D			
ابتدائية	$x = 0$	0.2	0.2	0	0
انتقالية	x	0.2 - x	0.2 - x	x	x
نهائية	x_f	0.2 - x_f	0.2 - x_f	x_f	x_f

ب- صنف الكحول :
نبحث عن مردود التفاعل :
- بفرض أن A متفاعل محد :

$0.2 - x_{max} = 0 \rightarrow x_{max} = 0.2\ mol$

- بفرض أن A متفاعل محد :

$0.2 - x_{max} = 0 \rightarrow x_{max} = 0.2\ mol$

إذن : $x_{max} = 0.2\ mol$.
- من البيان : $n_f(E) = 0.12\ mol$.
- من جدول التقدم : $n_f(E) = x_f$. إذن : $x_f = 0.12\ mol$.
لدينا :

$$r = \frac{x_f}{x_{max}}.100 \quad \rightarrow \quad r = \frac{0.12}{0.2}.100 = 60\,\%$$

و كون أن المزيج الابتدائي متساوي المولات يكون الكحول المستعمل ثانوي .

2-أ- التركيب المولي للمزيج الابتدائي :

بما أن المزيج الابتدائي متساوي المولات يكون :

$n_0(A) = n_0(B)$

من البيان : $n_0(A) = 0.4\ mol$ إذن :

$n_0(A) = n_0(B) = 0.4\ mol$

جدول التقدم :

الحالة	التقدم	A + B = E + D			
ابتدائية	x = 0	0.4	0.4	0	0
انتقالية	x	0.4 - x	0.4 - x	x	x
نهائية	x_f	0.4 - x_f	0.4 - x_f	x_f	x_f

ب- التركيب المولي للمزيج عند التوازن :

- من البيان : $n_f(A) = 0.38\ mol$.
- من جدول التقدم : $n_f = 0.4 - x_f$
ومنه :

$0.4 - x_f = 0.38 \rightarrow x_f = 0.4 - 0.38 = 0.02\ mol$

ومنه يكون التركيب المولي للمزيج عند التوازن كما يلي :

$x_f(E) = x_f = 0.02\ mol$
$n_f(H_2O) = x_f = 0.02\ mol$
$n_f(A) = 0.4 - x_f = 0.38\ mol$
$n_f(B) = 0.4 - x_f = 0.38\ mol$

جـ- صنف الكحول (B) :

نحسب مردود التفاعل :

$$r = \frac{x_f}{x_{max}}.100$$

اعتمادا على البيان و بفرض أن التفاعل تام نجد :

$x_{max} = 0.4\ mol$

و منه :

$$r = \frac{0.02}{0.4}.100 = 5\%$$

إذن صنف الكحول ثالثي .

3- أ- جدول تقدم التفاعل :

الحالة	التقدم	$CH_3COOH + CH_3OH = CH_3COOCH_3 + H_2O$			
ابتدائية	$x = 0$	3	3	0	0
انتقالية	x	3 - x	3 - x	x	x
نهائية	x_f	3 - x_f	3 - x_f	x_f	x_f

ب- التركيب المولي للمزيج عند حدوث التوازن الكيميائي :

الميثانول كحول أولي و كون أن المزيج الابتدائي متساوي المولات يكون مردود التفاعل : r = 67 % .

و لدينا :

$$r = \frac{x_f}{x_{max}}.100 \rightarrow x_f = \frac{r \cdot x_{max}}{100}$$

من جدول التقدم و باعتبار التفاعل تم يكون :

$$3 - x_{max} = 0 \rightarrow x_{max} = 3\ mol$$

ومنه :

$$x_f = \frac{67 \times 3}{100} \approx 2\ mol$$

إذن :

$n_f(CH_3COOCH_3) = n_f(H_2O) = x_f = 2\ mol$

$n_f(CH_3COOH) = n_f(CH_3OH) = 3 - x_f = 1\ mol$

4-أ- الصيغ نصف المفصلة الممكنة للكحول (B) :

$CH_3 - CHOH - CH_3$ بروبان-2- ول (كحول ثانوي)

$CH_3 - CH_2 - CH_2OH$ بروبان-1- ول (كحول أولي)

ب- جدول تقدم التفاعل :

نبحث عن مردود التفاعل :

الحالة	التقدم	A + B = E + D			
ابتدائية	$x = 0$	0.02	0.02	0	0
انتقالية	x	0.02 - x	0.02 - x	x	x
نهائية	x_f	0.02 - x_f	0.02 - x_f	x_f	x_f

جـ- الصيغة الحقيقية للكحول (B) :

نبحث عن مردود التفاعل :

عند التكافؤ يكون :

$$n_{Af} = n_{Eb} \rightarrow n_{Af} = C_b.V_{bE} = 1 \cdot 8 \cdot 10^{-3} = 8 \cdot 10^{-3}\ mol$$

من جدول التقدم :

$n_{Af} = 0.02 - x_f$

$x_f = 0.02 - n_{Af} = 0.02 - 8 . 10^{-3} = 0.012$ mol

- من جدول التقدم و باعتبار التفاعل تم :

$0.02 - x_{max} = 0 \rightarrow x_{max} = 0.02$ mol

لدينا :

$$r = \frac{x_f}{x_{max}}.100 \qquad \rightarrow r = \frac{0.012}{0.02}.100 = 60\%$$

إذن الكحول (B) ثانوي صيغته :

$$CH_3 - CHOH - CH_3$$

5- أ- جدول التقدم :

الحالة	التقدم	A + B = E + D			
ابتدائية	x = 0	2	2	0	0
انتقالية	x	2 - x	2 - x	x	x
نهائية	x_f	2 - x_f	2 - x_f	x_f	x_f

ب- صنف الكحول :

- نحسب مردود التفاعل و قبل ذلك نحسب التقدم النهائي x_f .

- لدينا :

$$K = \frac{[E]_f.[H_2O]_f}{[A]_f.[B]_f} = \frac{n_f(E).n_f(H_2O)}{n_f(A).n_f(B)}$$

و اعتمادا على جدول التقدم يكون :

$$K = \frac{[E]_f.[H_2O]_f}{[A]_f.[B]_f} = \frac{x_f . x_f}{(2 - x_f) . (2 - x_f)} = 4$$

$$\frac{x_f^{\,2}}{(2 - x_f)^2} = 4 \rightarrow \left(\frac{x_f}{2 - x_f}\right)^2 = 4 \rightarrow \frac{x_f}{2 - x_f} = 2$$

$$x_f = 4 - 2x_f \rightarrow x_4 + 2x_f = 4 \rightarrow 3x_f = 4 \rightarrow x_f = \frac{4}{3} \rightarrow x_f = 1{,}33$$

- من جدول التقدم أيضا و بفرض أن التفاعل تام يكون :

$2 - x_{max} = 0 \rightarrow x_{max} = 2$ mol

- نجسب الآن مردود التفاعل

$$r = \frac{x_f}{x_{max}}.100 = \frac{1{,}33}{2}.100 \approx 67\%$$

المزيج الابتدائي متساوي المولات و r = 67 % ، إذن صنف الكحول أولي .

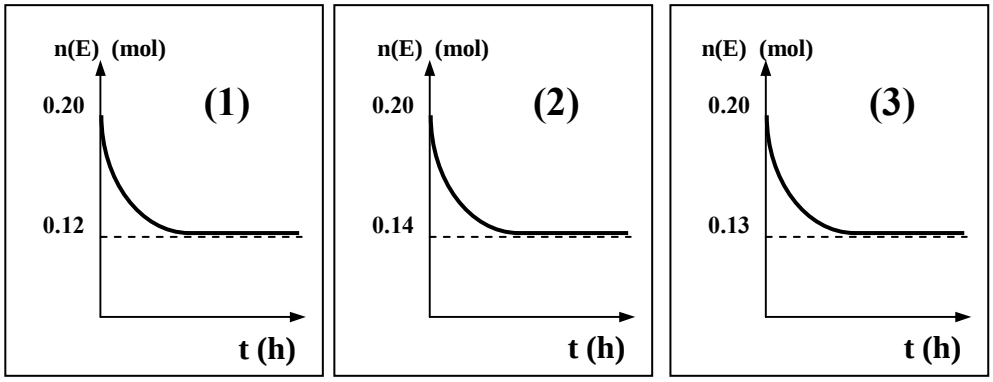
التمرين (21) : (التمرين : 112 في بنك التمارين على الموقع) (*)

1- ينتج عن إماهة أستر (E) صيغته الجزيئية المجملة $C_4H_8O_2$ ، حمض الميثانويك HCOOH و كحول (B) .

أ- استنتج الصيغة المجملة للكحول (B) .

ب- أكتب الصيغ نصف المفصلة له ، مع ذكر الاسم و الصنف في كل صيغة .

2- لمعرفة الصيغة الحقيقية للكحول (B) ، يحضر مزيج متساوي المولات يحتوي على 0.2 mol من الأستر (E) و 0.2 mol من الماء ، و يتابع تطور التفاعل الذي يجري في شروط ملائمة ، فيحصل على واحد من المنحنيات التالية التي تمثل تغيرات كمية مادة الأستر المتبقية بدلالة الزمن .



أ- مثل جدول تقدم التفاعل .
ب- عند معايرة الحمض الناتج عن إماهة الأستر (E) بمحلول هيدروكسيد الصوديوم الذي تركيزه المولي $C_b = 1\ mol/L$. وجد أن الحجم اللازم للتكافؤ هو $V_{bE} = 80\ mL$. جِد قيمة التقدم النهائي x_f ثم استنتج من بين المنحنيات الممثلة ، المنحنى الذي يمثل تغيرات كمية مادة الأستر (E) المتبقية في المزيج .
جـ- أحسب مردود التفاعل ثم استنتج الصيغة الجزئية نصف المفصلة الحقيقية للكحول (B) .
د- أكتب الصيغة الجزيئية نصف المفصلة للاستر (E) و أعط اسمه .
هـ- عبر عن ثابت التوزان K بدلالة التقدم النهائي x_f ، ثم أحسب قيمته .

الأجوبة :

1- الصيغة الجزيئية المجملة للكحول :
من خلال الشكل العام لمعادلة الأسترة يتضح أن عدد ذرات الكربون في الأستر مساوي لمجموع عدد ذرات الكربون في الحمض و الكحول ومنه :
- الأستر : عدد ذرات الكربون هو 4 .
- حمض الميثانويك : عدد ذرات الكربون هو 1 .

إذن عدد ذرات كربون الكحول (B) ذو الصيغة العامة $C_nH_{2n+1}OH$ هو 3 ($n = 3$) و منه الصيغة الجزيئية المجملة للكحول هي : C_3H_7OH .

ب- الصيغ نصف المفصلة للكحول B :

$CH_3 - CHOH - CH_3$	$CH_3 - CH_2 - CH_2OH$
بروبان-2- ول	بروبان-1- ول
(كحول أولي)	(كحول ثانوي)

2-أ- جدول التقدم :

الحالة	التقدم	$E + H_2O = A + B$			
ابتدائية	$x = 0$	0.2	0.2	0	0
انتقالية	x	0.2 - x	0.2 - x	x	x
نهائية	x_f	0.2 - x_f	0.2 - x_f	x_f	x_f

ب- قيمة x_f :

- عند التكافؤ :

$$n_f(A) = C_b V_{bE} \rightarrow n_f(A) = 0.08 \text{ mol}$$

و هي كمية مادة الحمض المتشكل (A) في نهاية التفاعل .

- من جدول التقدم :

$$n_f(A) = x_f \rightarrow x_f = 0.08 \text{ mol}$$

- المنحنى الممثل لتغيرات كمية مادة الأستر بدلالة الزمن :

الفرق بين المنحنيات يكمن في كمية مادة الأستر المتشكلة في نهاية التفاعل (التوازن) و عليه لتحديد المنحنى الموافق نحسب كمية مادة الأستر المتشكل (E) في نهاية التفاعل .

- من جدول التقدم أيضا :

$$n_f(E) = 0.2 - x_f \rightarrow x_f = 0.2 - 0.08 = 0.12 \text{ mol}$$

هذه النتيجة توافق المنحنى (1) الذي يمثل تغيرات كمية مادة الأستر (E) المتشكل بدلالة الزمن .

جـ- مردود التفاعل :

$$r = \frac{x_f}{x_{max}}.100$$

- وجدنا سابقا $x_f = 0,08 \text{ mol}$ ، نحسب x_{max} .

- من جدول التقدم و بفرض أن التفاعل تم يكون :

$$0.2 - x_{max} = 0 \rightarrow x_{max} = 0.2 \text{ mol}$$

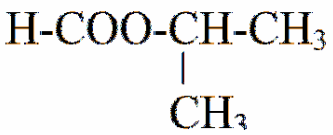
ومنه :

$$r = \frac{0.08}{0.2}.100 = 40\%$$

إذن صنف الكحول ثانوي و بالتالي الصيغة نصف النفصلة الحقيقية للكحول :

$$CH_3 - CHOH - CH_3$$

د- الصيغة الجزيئية نصف المفصلة للأستر (E) :



إسمه : ميثانوات ميثيل إيثيل .

هـ- عبارة ثابت التوازن K بدلالة x_f :

اعتمادا على جدول التقدم :

$$K = \frac{[A]_f.[B]_f}{[E]_f.[H_2O]_f} \rightarrow K = \frac{x_f \cdot x_f}{(0,2 - x_f) \cdot (0,2 - x_f)} \rightarrow K = \frac{x_f^2}{(0,2 - x_f)^2}$$

قيمة K :

وجدنا سابقا $x_f = 0,08 \text{ mol}$ و منه :

$$K = \frac{(0,08)^2}{(0,2 - 0,08)^2} = 0,44$$

11- مراقبة تطور جملة كيميائية

يسعى الكيميائيون لبلوغ الحالة النهائية للتحول الذي نحققه بأسرع ما يمكن و الحصول على أكبر مردود يجعل نسبة التقدم النهائي قريبة من 1 ($\tau = 1$) و لقد راينا أن تفاعلي الأسترة و الاماهة بطيئين و محدودين ، و المشكلة المطروحة هل بإمكان الكيميائي زيادة سرعة التفاعل و تحسين مردودهما ؟

• مراقبة سرعة التفاعل :

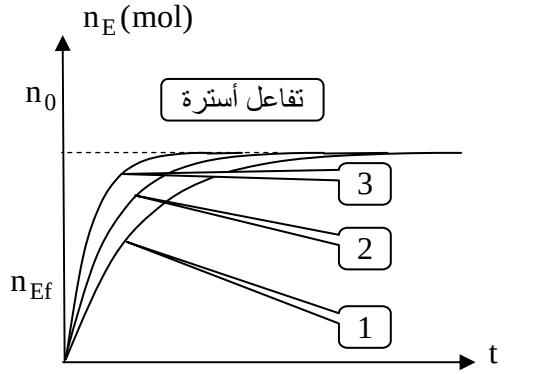
- لمراقبة سرعة التفاعل أي لزيادة سرعة تفاعلي الأسترة و الإماهة من دون التأثير على الحالة النهائية للجملة ، نقوم برفع درجة الحرارة ، في هذه الحالة تبلغ الجملة حالة التوازن في زمن أقل .

ملاحظة :

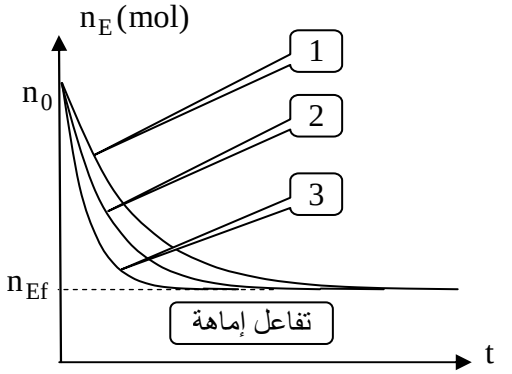
يجب أن تكون درجة الحرارة غير مرتفعة بشكل كبير حتى لا تتخرب المتفاعلات .

- تسمح إضافة وسيط مناسب من زيادة سرعتي تفاعلي الأسترة و الإماهة من دون أن يشارك في التفاعل أو تأثير على الحالة النهائية للجملة ، فشوارد $H^+_{(aq)}$ الآتية من حمض الكبريت المركز المضاف إلى المزيج الابتدائي في تفاعلي الأسترة و الاماهة تسرع التفاعلين من دون أن تدخل في التفاعل و تظهر في المعادلة الكيميائية .

مثال :



(1) ← دون وسيط + درجة حرارة θ_1 .
(2) ← دون وسيط + درجة حرارة $\theta_2 > \theta_1$
(3) ← وسيط + درجة حرارة θ_2 .



(1) ← دون وسيط + درجة حرارة θ_1 .
(2) ← دون وسيط + درجة حرارة $\theta_2 > \theta_1$
(3) ← وسيط + درجة حرارة θ_2 .

• مراقبة مردود تحول كيميائي :

- لمراقبة مردود تفاعل الأسترة أو الإماهة أي لتحسين هذا المردود ، نجعل الجملة تتطور أكثر في الاتجاه المباشر ، و لتحقيق ذلك نجعل قيمة $Q_r < K$ من خلال إضافة كمية من أحد المتفاعلات (زيادة قيمة مقام Q_r) أو حذف كمية من أحد النواتج (نقصان قيمة بسط Q_r) ، في هذه الحالة تزداد قيمة التقدم النهائي x_f من دون تغير قيمة التقدم الأعظمي x_{max} .
- ان استعمال مزيج ابتدائي غير متساوي المولات كذلك يحسن من قيمة مردود تفاعل الأسترة أو الإماهة .
- عند حذف أحد النواتج باستمرار كالماء في تفاعل الأسترة تتطور الجملة باستمرار في الاتجاه المباشر حتى تختفي كل كمية الحمض أو الكحول أو الكميتين معا . معنى هذا أنه يمكن جعل تفاعل الأسترة أو الإماهة تاما .
- عند استعمال أحد المتفاعلات بكمية معتبرة (بزيادة) نحصل على قيمة معتبرة للمردود .

مثال :

- نعتبر تفاعل الأسترة المنمذج بالمعادلة :

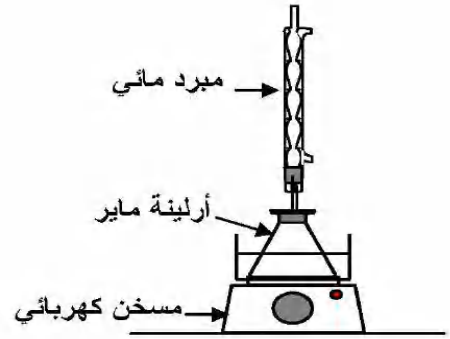
$$CH_3COOH + CH_3OH = CH_3COOCH_3 + H_2O$$

- كسر هذا التفاعل Q_r يعبر عنه بالعلاقة :

$$Q_{rf} = K = \frac{[CH_3COOCH_3]_f [H_2O]_f}{[CH_3COOH]_f [CH_3OH]_f}$$

- إن زيادة أحد المتفاعلات في الوسط التفاعلي (كحول أو حمض) يؤدي إلى زيادة مقام Q_r ، فيصبح $Q_r < K$ ، عندئذ تتطور الجملة في الاتجاه المباشر أي في جهة تشكل الأستر و الماء مما يؤدي إلى زيادة المردود .
- إن نزع أحد النواتج من الوسط التفاعلي (ماء أو أستر) يؤدي إلى نقصان بسط Q_r ، فيصبح $Q_r < K$ ، عندئذ تتطور الجملة في الاتجاه المباشر أي في جهة تشكل الأستر و الماء مما يؤدي إلى زيادة المردود .

التمرين (22) : (التمرين : 110 في بنك التمارين على الموقع) (*)



1- نضع في أرلينة ماير $V_A = 14.3\ mL$ من حمض الإيثانويك (A) و $m_B = 22.0\ g$ من كحول (B) ، نضيف قطرات من حمض الكبريت المركز و نسد الأرلينة بسدادة متصلة بمبرد ، ثم نضعها في حمام مائي درجة حرارته 100°C (الشكل) . بعد مدة زمنية من التسخين المرتد ، نسكب محتوى الأرلينة في بيشر به ماء مالح ، فنلاحظ طفو مادة عضوية .

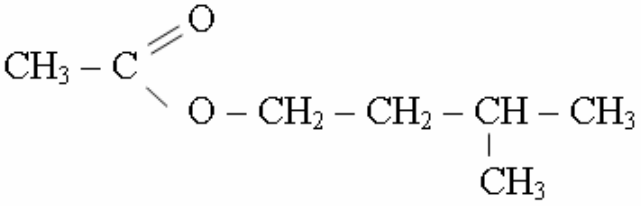
أ- ما نوع التحول الكيميائي الحادث ، أذكر مميزاته .

ب- ما دور التسخين المرتد .

جـ- ما هو الهدف من إضافة حمض الكبريت المركز ؟

د- لماذا نستعمل الماء المالح ؟

2- عند حدوث التوازن الكيميائي ، نحصل على كتلة $m_E = 21.7\ g$ من أستر E صيغته الجزيئية نصف المفصلة كما يلي :



أ- أكتب الصيغة نصف المفصلة للكحول B و أعط إسمه و كذلك صنفه .

ب- أوجد التركيب المولي للمزيج الابتدائي ثم أنشئ جدول تقدم التفاعل .

جـ- أوجد نسبة التقدم النهائي ، ماذا تستنتج ؟

د- أكتب عبارة ثابت التوازن و احسب قيمته .

هـ- إذا قمنا بنزع الماء. ماذا يحدث ؟ هل يؤثر ذلك على مردود التفاعل ؟

يعطى:

النوع الكيميائي	الكتلة المولية M (g/mol)	الكتلة الحجمية ρ (g/ml)
A : CH_3COOH	60	1.05
B : الكحول	88	0.18
E : الأستر	130	0.87

الأجوبة :

1- أ- نوع التحول الكيميائي و مميزاته :

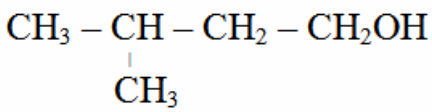
التحول الكيميائي الحادث هو أسترة ، يتميز بالخواص التالية : محدود (غير تام) ، لا حراري ، بطيء .

ب- دور التسخين المرتد هو تسريع التفاعل و تكثيف البخار المتصاعد و منع ضياعه فيعود إلى الأرلينة.

جـ- الهدف من إضافة حمض الكبريت المركز هو تسريع التفاعل .

د- نستعمل الماء المالح لفصل المواد .

2- أ- صيغة (B) و اسمه :



3- ميثيل بوتان-1- ول .
(كحول أولي)

ب- التركيب المولي للمزيج الابتدائي:

- $n_0(A) = \frac{m_A}{M_A} = \frac{\rho(A).V}{M_A} = \frac{1.05.14.3}{60} = 0.25\,mol$
- $n_0(B) = \frac{m_B}{M_A} = \frac{22}{88} = 0.25\,mol$

- جدول التقدم :

الحالة	التقدم	A + B = E + D			
ابتدائية	x = 0	0.25	0.25	0	0
انتقالية	x	0.25 - x	0.25 - x	x	x
نهائية	x_f	0.25 - x_f	0.25 - x_f	x_f	x_f

جـ- نسبة التقدم النهائي τ_f :

$$\tau_f = \frac{x_f}{x_{max}}$$

من جدول التقدم و باعتبار التفاعل تام يكون :

$$0.25 - x_{max} = 0 \rightarrow x_{max} = 0.25\,mol$$

لدينا :

$$n_f(E) = \frac{m_f(E)}{M(E)} = \frac{21.7}{130} = 0.167\,mol$$

من جدول التقدم :

$$n_f(E) = x_f = 0.167\,mol \rightarrow \tau_f = \frac{0.167}{0.25} = 0,67 \quad (67\%)$$

الاستنتاج :

$\tau_f < 1$ ، نستنتج أن تفاعل الأسترة غير تام .

د- عبارة ثابت التوازن الكيميائي :

$$K = \frac{[E]_f\,[H_2O]_f}{[A]_f\,.[B]_f} \rightarrow K = \frac{x_f\,.x_f}{(0.25 - x_f)(0.25 - x_f)} = \frac{x_f^{\,2}}{(0.25 - x_f)^2}$$

وجدنا سابقا $x_f = 0,167\ mol$ و منه :

$$K = \frac{(0.167)^2}{(0.25-0.167)^2} \approx 4$$

هـ- إذا قمنا بنزع الماء يصبح $Q_r < K$ و منه التحول يتطور في الاتجاه المباشر (1) .
- نعم يؤثر حذف الماء على المردود حيث كلما نزع الماء ازداد المردود .

التمرين (23) : (التمرين : 111 في بنك التمارين على الموقع) (*)

نمزج $0.2\ mol$ من حمض الايثانويك (A) مع $0.2\ mol$ من كحول B ، فنحصل على مزيج حجمه V ، عند التوازن نقسم بالتساوي المزيج إلى 10 عينات ، نعاير أحد العينات بمحلول هيدروكسيد الصوديوم تركيزه المولي $C_b = 1\ mol/L$ فنجد أن الحجم اللازم للتكافؤ هو : $V_b = 8\ mL$.

1- استنتج الحجم V_b' اللازم لمعايرة الحمض المتبقي الكلي المتواجد في المزيج .
2- أحسب كمية الحمض المتبقي في المزيج (الوسط التفاعلي) عند حدوث التوازن .
3- مثل جدول التقدم للتحول الكيميائي الحادث ، ثم استنتج التركيب المولي للمزيج عند حدوث التوزان .
4- أحسب مردود التفاعل ثم استنتج صنف الكحول .
5- أحسب قيمة ثابت التوازن الكيميائي K للتحول الكيميائي الحادث .
6- نضيف إلى المزيج الذي في حالة التوازن ، $0.1\ mol$ من حمض الإيثانويك ، ماذا يحدث ، هل يتأثر المردود بذلك ؟ كيف يتأثر في حالة الإجابة بنعم .
أ- اشرح ماذا يحدث .
ب- أحسب التركيب المولي للمزيج عند حدوث التوازن من جديد .
7- نشكل مزيج آخر غير متساوي المولات يتكون من $0.6\ mol$ من حمض الإيثانويك و $0.4\ mol$ من الكحول B السابق ، نتابع تطور كمية مادة الأستر المتشكل ثم نحسب مردود تفاعل الأسترة فنجد $r = 71\ \%$. قارن قيمة المردود r في هذه الحالة مع قيمة المردود r_0 السابقة (مزيج ابتدائي متساوي المولات) . ماذا تستنتج ؟

الأجوبة :

1- الحجم اللازم لمعايرة الحمض المتبقي الكلي المتواجد في المزيج :

بما أننا قسمنا المزيج إلى عشر عينات متساوية ، و الحجم اللازم لمعايرة الحمض المتبقي في العينة هو $V_{bE} = 8\ mL$ ، فإن الحجم اللازم لمعايرة الحمض المتبقي الكلي في المزيج هو :

$$V_{bE}' = 10\ V_{bE} = 10 \cdot 8 = 80\ mL$$

2- كمية الحمض المتبقي الكلي في المزيج (الوسط التفاعلي) :

نحسب كمية الحمض المتبقي في العينة :

عند التكافؤ في العينة :

$$n_0 = C_b V_{bE} = 1 \cdot 8 \cdot 10^{-3.}\ mol$$

و هي كمية مادة الحمض المتبقي في العينة ، و كون أن المزيج قسم بالتساوي إلى 10 عينات ، تكون كمية الحمض الكلية المتبقية في المزيج هي :

$$n_f(A) = 10\ n_0 = 10 \cdot 8 \cdot 10^{-3} = 0.08\ mol$$

أو :

$$n_f(A) = C_b.V'_{bE} = 1 \cdot 80 \cdot 10^{-3} = 0,08\ mol$$

ملاحظة :

يمكن حساب كمية الحمض المتبقية الكلية في المزيج بالاعتماد على الحجم اللازم للتكافؤ الكلي V_{bA}' حيث يكون :

$$n_f(A) = C_b V_{bE}' = 1 \cdot 80 \cdot 10^{-3} = 0.08\ mol:$$

3- جدول التقدم :

الحالة	التقدم	A + B = E + D			
ابتدائية	x = 0	0.2	0.2	0	0
انتقالية	x	0.2 - x	0.2 - x	x	x
نهائية	x_f	0.2 - x_f	0.2 - x_f	x_f	x_f

التركيب المولي للمزيج عند حدوث التوازن :

من جدول التقدم :

$n_f(A) = 0.2 - x_f$

وجدنا سابقا : $n_{fA} = 0.08$ mol و منه :

$0.2 - x_f = 0.08 \rightarrow x_f = 0.2 - 0.08 = 0.12$ mol

و منه يكون التركيب المولي للمزيج عند حدوث التوازن كما يلي :

- $n_f(A) = n_f(B) = 0.2 - x_f = 0.08$ mol
- $n_f(E) = n_f(H_2O) = x_f = 0.12$ mol

4- مردود التفاعل :

$$r = \frac{x_f}{x_{max}}.100 \rightarrow r = \frac{0.12}{0.20}.100 = 60\%$$

- صنف الكحول :

المزيج الابتدائي متساوي المولات و المردود r = 60% و عليه صنف الكحول ثانوي .

5- قيمة ثابت التوازن الكيميائي K :

$$K = \frac{[E]_f\,[H_2O]_f}{[A]_f\,.[B]_f}$$

$$K = \frac{\frac{n_f(E)}{V}\,\frac{n_f(H_2O)}{V}}{\frac{n_f(A)}{V}\,\frac{n_f(B)}{V}} = \frac{n_f(E).n_f(H_2O)}{n_f(A).n_f(B)} \rightarrow K = \frac{(0.12)^2}{(0.08)^2} = 2.25$$

6- أ- ماذا يحدث :

عند إضافة الحمض إلى المزيج المتوازن يصبح $Q_r < K$ (أن تركيز الحمض في مقام K) ، و عليه يحدث تطور للجملة الكيميائية في الإتجاه المباشر أي جهة تحول الأسترة .

- نعم يؤثر ذلك على المردود ، حيث تزداد قيمته نتيجة تطور الجملة في الاتجاه المباشر .

ب- التركيب المولي للمزيج عند حدوث التوازن الكيميائي من جديد :

عند إضافة ا 0.1 mol من الحمض إلى المزيج الموازن ، يصبح التركيب المولي للمزيج كما يلي :

- $n_0(A) = 0.08 + 0.1 = 0.18$ mol
- $n_0(B) = 0.08$ mol
- $n_0(E) = n_0(H_2O) = x_f = 0.12$ mol

نمثل جدول التقدم في هذه الحالة :

الحالة	التقدم	A + B = E + D			
ابتدائية	x = 0	0.18	0.08	0.12	0.12
انتقالية	x	0.18 - x	0.08 - x	0.12 + x	0.12 + x
نهائية	x_f	0.18 - x_f	0.08 - x_f	0.12 + x_f	0.12 + x_f

ثابت التوازن لا يتعلق بالتراكيز الابتدائية و عليه يبقى على حالة مساوي K = 2.25 و عليه :

$$K = \frac{n_f(E).n_f(H_2O)}{n_f(A).n_f(B)} \rightarrow \frac{(0.12+x_f).(0.12+x_f)}{(0.18-x_f).(0.08-x_f)} = 2.25$$

$$\frac{0.0144 + 0.24\,x_f + x_f^{\,2}}{0.0144 - 0.26\,x_f + x_f^{\,2}} = 2.25$$

$$0.0144 + 0.24x_f + x_f^{\,2} = 0.0324 - 0.585\,x_f + 2.25x_f^{\,2}$$

$$1.25x_f^{\,2} - 0.825\,x_f + 0.018 = 0$$

- $\Delta = 0.59$
- $x_{f1} = \frac{0.825 + \sqrt{0.59}}{2\,.\,1.25} = 0.64\,mol > x_{max}$ $\rightarrow$ مرفوض
- $x_{f1} = \frac{0.825 - \sqrt{0.59}}{2\,.\,1.25} = 0.023\,mol < x_{max}$ $\rightarrow$ مقبول

إذن : $x_f = 0.023\,mol$ ، و منه التركيب المولي للمزيج عند حدوث التوزان من جديد يكون كما يلي :

- $n_f(A) = 0.18 - 0.023 = 0.157\,mol$
- $n_f(B) = 0.08 - 0.023 = 0.057\,mol$
- $n_f(E) = 0.12 + 0.023 = 0.145\,mol$
- $n_f(H_2O) = 0.12 + 0.023 = 0.145\,mol$

7- المقارنة و تفسير الاختلاف إن وجد :

في حالة مزيج ابتدائي متساوي المولات يكون $r_0 = 60\%$ ، نلاحظ $r > r_0$ ، نستنتج أن التركيب المولي للمزيج الابتدائي غير متساوي المولات يحسن من قيمة مردود التفاعل .

13- تمارين متنوعة

التمرين (24) : (بكالوريا 2016 – رياضيات) (التمرين : 20 في بنك التمارين على الموقع) (**)

تحتوي قارورة على محلول S_0 لحمض عضوي HA تركيزه المولي C_0 .

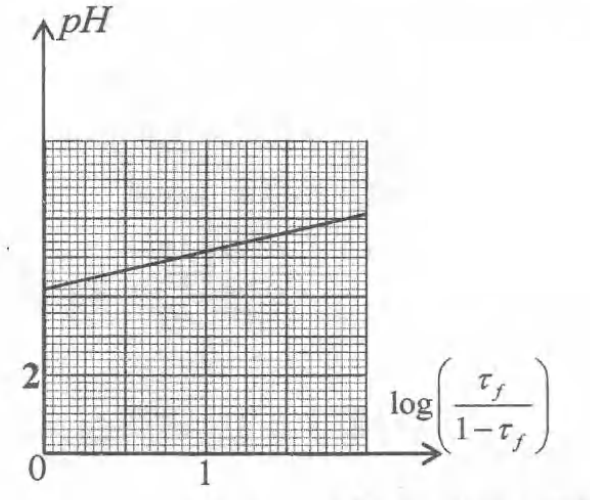
1- أ- أكتب معادلة انحلال الحمض HA في الماء .

ب- انشئ جدول التقدم لهذا التفاعل .

جـ- اكتب عبارة النسبة النهائية τ_f لتقدم التفاعل بدلالة pH المحلول و C_0 .

د- بين أن pH المحلول S_0 يعطى بالعلاقة :

$$pH = pK_a + \log\left(\frac{\tau_f}{1-\tau_f}\right)$$



2- لغرض تحديد التركيز المولي C_0 لهذا الحمض و التعرف على صيغته ، نحضر مجموعة محاليل ممدة مختلفة التراكيز المولية انطلاقا من المحلول S_0 . قياس الـ pH لكل محلول سمح برسم بيان الدالة $pH = f\left(\log\frac{\tau_f}{1-\tau_f}\right)$ (الشكل) .

أ- أكتب عبارة الدالة الموافقة للمنحنى البياني .

ب- استنتج ثابت الحموضة K_a للثنائية (HA/A^-) .

جـ- حدد النوع الغالب في محلول الحمض HA من أجل $\tau_f = 0.7$.

د- اعطى قياس pH لأحد المحاليل الممددة بـ 160 مرة القيمة $pH = 4,2$. احسب قيمة التركيز المولي C_0 .

هـ- يبين الجدول التالي قيم الثابت pK_a لبعض الثنائيات HA/A^- الموجودة في القارورة ، تعرف على الحمض HA الموجود في القارورة .

كل المحاليل مأخوذة عند 25°C الدرجة	$C_6H_5COOH/C_6H_5COO^-$	$HCOOH/HCOO^-$	CH_3COOH/CH_3COO^-	HA/A^-
	4.2	3.8	4.8	pK_a

الأجوبة :

1- معادلة الانحلال :

$$HA + H_2O = A^- + H_3O^+$$

ب- جدول التقدم لهذا التفاعل :

الحالة	التقدم	HA	+ H_2O	= A^-	+ H_3O^+
ابتدائية	x = 0	$n_0 = C_0V_0$	بوفرة	0	0
انتقالية	x	$C_0V - x$	بوفرة	x	x
نهائية	x_f	$C_0V - x_f$	بوفرة	x_f	x_f

جـ- عبارة τ_f بدلالة pH و C_0 :

$$\tau_f = \frac{x_f}{x_{max}}$$

اعتمادا على جدول التقدم :

$$[H_3O^+] = \frac{x_f}{V} \quad \rightarrow \quad x_f = [H_3O^+]V = 10^{-pH}.V$$

و باعتبار التفاعل تام :

$$C_0V - x_{max} = 0 \quad \rightarrow \quad x_{max} = C_0V$$

يصبح :

$$\tau_f = \frac{10^{-pH}.V}{C_0V} \quad \rightarrow \quad \tau_f = \frac{10^{-pH}}{C_0}$$

د- اثبات العلاقة $pH = f(\log\frac{\tau_f}{1-\tau_f})$:

$$K_a = \frac{[A^-]_f[H_3O^+]_f}{[HA]_f}$$

$$\log K_a = \log\frac{[A^-]_f}{[HA]_f} + \log[H_3O^+]_f \quad \rightarrow -\log K_a = -\log\frac{[A^-]_f}{[HA]_f} - \log[H_3O^+]_f$$

$$pK_a = -\log\frac{[A^-]_f}{[HA]_f} + pH \quad \ldots\ldots\ldots\ldots\ldots\ldots\ldots\ldots\ldots\ldots\ldots (*)$$

لدينا :

$$\tau_f = \frac{x_f}{x_{max}} = \frac{x_f}{C_0V} \quad \rightarrow x_f = \tau_f.C_0.V$$

و اعتمادا على جدول التقدم :

- $[A^-]_f = \frac{x_f}{V} = \frac{\tau_f C_0 V}{V} = \tau_f C_0$
- $[AH]_f = \frac{C_0V - x_f}{V} = \frac{C_0V - \tau_f C_0 V}{V} = \frac{C_0V(1-\tau_f)}{V} = C_0(1-\tau_f)$

بالتعويض في العبارة (*) :

$$pK_a = -\log\frac{\tau_f C_0}{C_0(1-\tau_f)} + pH$$

$$pK_a = -\log\frac{\tau_f}{1-\tau_f} + pH \quad \rightarrow \quad pH = pK_a + \log\frac{\tau_f}{1-\tau_f}$$

2- عبارة الدالة الموافقة للمنحنى :

المنحنى هو مستقيم لا يمر من المبدأ معادلته من الشكل :

$$pH = a\log\frac{\tau_f}{1-\tau_f} + b$$

من البيان :

- $a = \frac{0.5 \cdot 2}{1} = 1$
- $b = 2,1 \cdot 2 = 4.2$

و منه عبارة دالة المنحى تكون كما يلي :

$$pH = \log\frac{\tau_f}{1-\tau_f} + 4,2$$

ب- قيمة K_a :

بمطابقة العلاقة البيانية بالعلاقة النظرية :

$pK_a = 4,2 \rightarrow K_a = 10^{-4.2} = 6.3 \cdot 10^{-5}$

جـ- النوع الكيميائي الغالب :

بتعويض τ_f في عبارة pH بدلالة τ_f نجد :

$$pH = a \log\frac{\tau_f}{1-\tau_f} + b$$

$$pH = 1 \cdot \log\frac{0.7}{1-0,7} + 4.2 \rightarrow pH = 4.6$$

نلاحظ أن $pH > pK_a$ ، نستنتج أن النوع الكيميائي الغالب هو الأساس (صفة أساسية غالبة) .

د- قيمة C_0 :

نحسب τ_f بتعويض القيمة $pH = 4.2$ بالإضافة إلى $pK_a = 4.2$ في عبارة الـ pH السابقة :

$$4.2 = 4.2 + \log\frac{\tau_f}{1-\tau_f} \rightarrow \log\frac{\tau_f}{1-\tau_f} = 0 \rightarrow \frac{\tau_f}{1-\tau_f} = 1$$

$$\tau_f = 1-\tau_f \rightarrow 2\tau_f = 1 \rightarrow \tau_f = 0.5$$

- اعتمادا على عبارة τ_f بدلالة pH يمكن كتابة بالنسبة لمحلول ممدد ذو التركيز C ما يلي :

$$\tau_f = \frac{10^{-pH}}{C} \rightarrow C = \frac{10^{-pH}}{\tau_f} \rightarrow C = \frac{10^{-4.2}}{0.5} \rightarrow C = 1.26 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

و كون أن المحلول ذو التركيز المولي C تحصلنا عليه بتمديد المحلول ذو التركيز C_0 يكون :

$C_0 = 160\ C = 160 \cdot 1,26 \cdot 10^{-4} = 2 \cdot 10^{-2}$ mol/L

هـ- تحديد الحمض HA :

وجدنا $pK_a = 4.2$ إذن الحمض HA اعتمادا على الجدول المعطى هو حمض البنزويك .

التمرين (25) : (بكالوريا 2016 – علوم تجريبية) (التمرين : 116 في بنك التمارين على الموقع) (**)

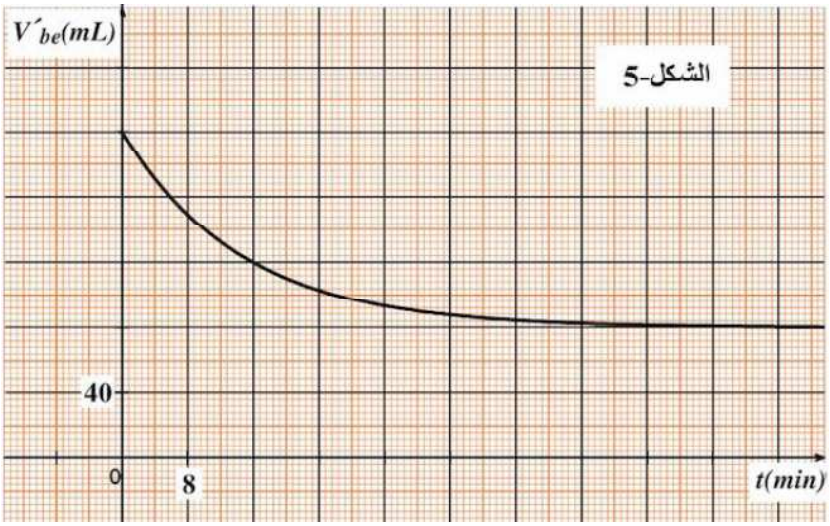
لمعرفة صنف كحول A صيغته المجملة C_3H_7OH ، نشكل في اللحظة $t = 0$ مزيجا متكافئا في كمية المادة يتكون من الكحول A و حمض الإيثانويك صيغته المجملة CH_3COOH و نسخن المزيج بطريقة التقطير المرتد . في لحظات معينة نأخذ نفس الحجم V من المزيج التفاعلي و نبرده ثم نعاير الحمض المتبقي بمحلول مائي لهيدروكسيد الصوديوم ($Na^+_{(aq)} + HO^-_{(aq)}$) تركيزه المولي $C_b = 1 \text{ mol.L}^{-1}$ فيلزم لبلوغ التكافؤ حجم V_{be} ثم نستنتج V'_{be} اللازم لمعايرة الحمض المتبقي الكلي . دونا النتائج و رسمنا البيان $V'_{be} = f(t)$ الممثل في الشكل-5 .

1- ما الهدف من التسخين بطريقة التقطير المرتد .

2- بالاستعانة بالبيان جد ما يلي :

أ- كمية المادة الابتدائية للحمض المستعمل .

ب- كمية مادة الحمض المتبقي عند حالة التوازن الكيميائي .



الشكل-5

3- أ- اكتب معادلة التفاعل الكيميائي المنمذج لتحول الأسترة .
ب- أنشئ جدولا لتقدم التفاعل ثم استنتج التركيب المولي للمزيج عند بلوغ حالة التوازن الكيميائي .
جـ- احسب ثابت التوازن الكيميائي K لهذا التفاعل .
4- أ- احسب مردود التفاعل و استنتج صنف الكحول المستعمل .
ب- أعط الصيغة نصف المفصلة لكل من الكحول A و الأستر المتشكل ، مع ذكر اسم كل منهما .
5- عند بلوغ التوازن ، نضيف للمزيج السابق 0.02 mol من حمض الإيثانويك و 0.08 mol من الأستر السابق .
أ- احسب كسر التفاعل الابتدائي .
ب- استنتج جهة تطور التفاعل .

الأجوبة :

1- الهدف من التسخين المرتد هو تسريع التفاعل و تكثيف بخار الماء المتصاعد لإعادته إلى المزيج كي لا يحدث فقدان في كمية المادة .

2- أ- كمية مادة الحمض الابتدائية :

من البيان و عند التكافؤ عند اللحظة $t = 0$:

$$n_{0a} = C_b V_{b(t=0)}$$
$$n_{0a} = 5 \cdot 40 \cdot 10^{-3} = 0.2 \text{ mol}$$

ب- كمية مادة الحمض عند حدوث التوزان :

من البيان و عند التكافؤ عند حدوث التوازن ($t = \infty$) :

$$n_{af} = C_b V'_{b(t=\infty)}$$
$$n_{af} = 2 \cdot 40 \cdot 10^{-3} = 0.08 \text{ mol}$$

3- أ- معادلة تفاعل الأسترة :

$$CH_3COOH + C_3H_7OH = CH_3COOC_3H_7 + H_2O$$

ب- جدول التقدم :

الحالة	التقدم	CH_3COOH	$+ C_3H_7OH =$	$CH_3COOC_3H_7$	$+ H_2O$
ابتدائية	$x = 0$	0.2	0.2	0	0
انتقالية	x	0.2 -x	0.2 -x	x	x
نهائية	x_f	0.2 - x_f	0.2 - x_f	x_f	x_f

- التركيز المولي للمزيج عند حدوث التوازن :

مما سبق $n_{af} = 0.05$ mol و اعتمادا على جدول التقدم :

$n_{af} = 0.2 - x_f \rightarrow x_f = 0.2 - n_{af}$

$x_f = 0.2 - 0.08 = 0.12$ mol

إذن التركيب المولي للمزيج عند حدوث التوازن يكون كما يلي :

CH_3COOH	C_3H_7OH	$CH_3COOC_3H_7$	H_2O
0.08	0.08	0.12	0.12

جـ- ثابت التوازن :

$$K = \frac{[CH_3COOC_3H_7]_f [H_2O]_f}{[CH_3COOH]_f [C_3H_7OH]} \rightarrow K = \frac{n_f(CH_3COOC_3H_7).n_f(H_2O)}{n_f(CH_3COOH) \ . \ n_f(C_3H_7OH)}$$

$$K = \frac{0,12 \ . \ 0,12}{0,08 \ . \ 0.,08} = 2.25$$

4- أ- مردود التفاعل :

من جدول التقدم و باعتبار التفاعل تام :

$0.2 - x_{max} = 0 \rightarrow x_{max} = 0,2$ mol

و حيث أن $x_f = 0,12$ mol يكون :

$$r = \frac{0,12}{0.2}.100 = 60\%$$

صنف الكحول :

المزيج الابتدائي متساوي المولات و كون أن r = 60 % يكون صنف الكحول ثانوي .

ب- الصيغة الجزيئية نصف المفصلة لكحول :

$$CH_3 - CHOH - CH_3$$

اسمه : بروبانـ-2- ول .

- الصيغة نصف المفصلة للأستر :

$$CH_3 - COO - \underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}} - CH_3$$

اسمه : إيثانوات ميثيل إيثيل

5- كسر التفاعل الابتدائي :

عند إضافة الحمض و الأستر يصبح التركيب المولي للمزيج كما يلي :

المركب العضوي	CH_3COOH	C_3H_7OH	$CH_3COOC_3H_7$	H_2O
قبل الإضافة	0,08	0.08	0,12	0,12
بعد الإضافة	0.1	0.08	0.20	0.12

$$Q_{ri} = \frac{[CH_3COOC_3H_7]_i [H_2O]_i}{[CH_3COOH]_i [C_3H_7OH]_i} \rightarrow Q_{ri} = \frac{n_i(CH_3COOC_3H_7) \cdot n_i(H_2O)}{n_i(CH_3COOH) \cdot n_i(C_3H_7OH)}$$

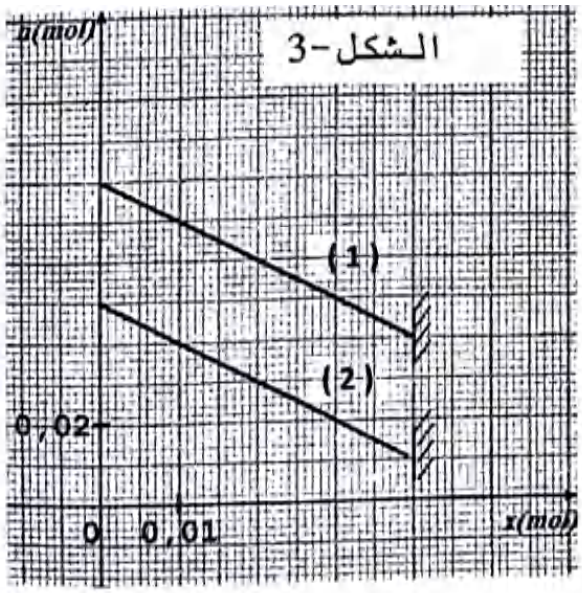
$$Q_{ri} = \frac{0,2 \cdot 0,12}{0,1 \cdot 0,08} = 3$$

ب- جهة تطور التفاعل :

نلاحظ أن $Q_{ri} < k$ و منه التفاعل يتطور في الاتجاه المعاكس .

التمرين (26) : (بكالوريا 2016 – علوم تجريبية) (التمرين : 127 في بنك التمارين على الموقع) (**)

1- نحضر جملة كيميائية في اللحظة $t = 0$ تتكون من n_1 مول من حمض الإيثانويك CH_3COOH و n_2 مول من كحول صيغته العامة C_3H_7OH و قطرات من حمض الكبريت المركز . سمحت الدارسة التجريبية لتطور التفاعل الحادث برسم المنحنيين (1) و (2) الممثلين بالشكل-3 .



يمثل المنحنى (1) تغيرات كمية مادة الكحول بدلالة التقدم x .

يمثل المنحنى (2) تغيرات كمية مادة الحمض بدلالة التقدم x .

أ- اكتب معادلة التفاعل المنمذج للتحول الحادث .

ب- انشئ جدل التقدم لهذا التفاعل .

جـ- احسب قيمة نسبة التقدم النهائي τ_f للتفاعل .

د- احسب ثابت التوازن K للتفاعل ثم حدد صنف الكحول المستخدم .

هـ- كيف يمكن تحسين مردود تشكل الأستر في هذا التفاعل ؟

2- بعد بلوغ حالة التوازن و تبريد المزيج مكنت المتابعة الـ pH مترية لمعايرة كمية المادة n للحمض المتبقي في المزيج بواسطة محلول هيدروكسيد الصوديوم $(Na^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)})$ تركيزه المولي $C = 0,5\ mol/L$ من استخراج المعلومات الآتية :

عند إضافة الحجم $V = 10\ mL$ من محلول هيدروكسيد تكون قيمة pH المزيج هي 4,8 .

المعطيات :

عند درجة الحرارة 25°C

- الجداء الشاردي للماء $K_e = 10^{14}$.
- ثابت الحموضة للثنائية (CH_3COOH/CH_3COO^-) هو 4,8 .

أ- اكتب معادلة التفاعل المنمذج للتحول الحادث .

ب- احسب قيمة n .

جـ- اوجد عبارة ثابت التوازن K بدلالة K_a و K_e .

د- احسب قيمة K ، ماذا تستنتج ؟

الأجوبة :

1- أ- معادلة التفاعل :

$$CH_3COOH + C_3H_7OH = CH_3\text{-}COO\text{-}C_3H_7 + H_2O$$

ب- جدول التقدم :

الحالة	التقدم	CH_3COOH +	C_3H_7OH =	$CH_3\text{-}COO\text{-}C_3H_7$ +	H_2O
ابتدائية	$x = 0$	n_1	n_2	0	0
انتقالية	x	$n_1 - x$	$n_2 - x$	x	x
نهائية	x_f	$n_1 - x_f$	$n_2 - x_f$	x_f	x_f

جـ- قيمة τ_f :

$$\tau_f = \frac{x_f}{x_{max}}$$

من البيان :

- $n_1 = 0,05$ mol
- $n_2 = 0,08$ mol

من جدول التقدم و باعتبار التفاعل تام :
- إذا كان CH_3COOH متفاعل محد يكون :

$$n_1 - x_{max} = 0 \rightarrow x_{max} = n_1 = 0,05 \text{ mol}$$

- إذا كان C_3H_7OH متفاعل محد يكون :

$$n_2 - x_{max} = 0 \rightarrow x_{max} = n_2 = 0,08 \text{ mol}$$

إذن : $x_{max} = 0,05$ mol .
من البيان أيضا :

$$x_f = 0,04 \text{ mol}$$

و منه :

$$\tau_f = \frac{0,04}{0,05}.100 = 80\%$$

$$K = \frac{[CH_3COOC_3H_7]_f [H_2O]_f}{[CH_3COOH]_f [C_3H_7OH]_f} = \frac{n_f(CH_3COOC_3H_7).n_f(H_2O)}{n_f(CH_3COOH).n_f(C_3H_7OH)}$$

بالاعتماد على جدول التقدم :

$$K = \frac{x_f . x_f}{(n_1 - x_f).(n_2 - x_f)} \rightarrow K = \frac{0,04 \ . \ 0,04}{(0,05 - 0,04).(0,08 - 0,04)} = 4$$

تحديد صنف الكحول :
$K = 4$ نستنتج أن صنف الكحول أولي .
هـ- كيفية تحسين المردود :
لتحسين المردود نجعل الجملة الكيميائية تتطور في الاتجاه المباشر بجعل $Q_r < K$ و ذلك من خلال إضافة الكحول أو حذف أحد المتفاعلات مثل الماء .
2- أ- معادلة التفاعل :

$$CH_3COOH + HO^- = CH_3COO^- + H_2O$$

ب- قيمة n :
عند التكافؤ :

$$n = C_b V_{bE}$$

pH = pKa هذا يعني أن المعايرة قد بلغت نقطة نصف التكافؤ و الحجم المضاف هو نصف الحجم اللام للتكافؤ ، و عليه :

$$V = \frac{V_{bE}}{2} \rightarrow V_{bE} = 20\ mL$$

و منه :

$$n = 0,5 \cdot 0,01 = 5 \cdot 10^{-3}\ mol$$

جـ- عبارة K بدلالة K_a و K_e :

$$K = \frac{[CH_3COO^-]_f}{[CH_3COOH]_f [HO^-]_f}$$

نضرب و نقسم على $[H_3O^+]_f$

$$K = \frac{[CH_3COO^-]_f \cdot [H_3O^+]_f}{[CH_3COOH]_f [HO^-]_f \cdot [H_3O^+]_f}$$

$$K = \frac{[CH_3COO^-]_f [H_3O^+]_f}{[CH_3COOH]_f} \cdot \frac{1}{[HO^-]_f \cdot [H_3O^+]_f} \rightarrow K = K_a \cdot \frac{1}{K_e} \rightarrow K = \frac{K_a}{K_e}$$

د- قيمة K :

- $pK_a = 4,8 \rightarrow K_a = 10^{-4,8} = 1,58 \cdot 10^{-5}$
- $K_e = 10^{-14}$

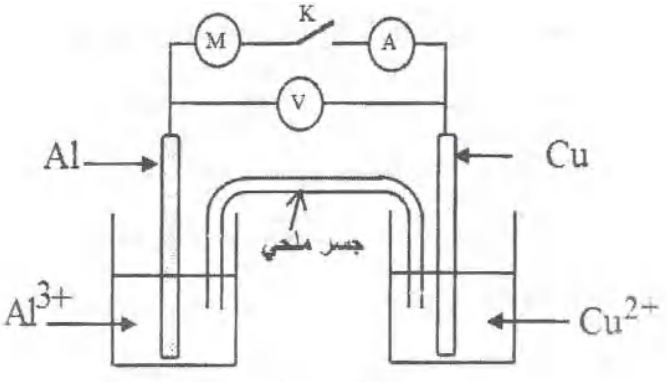
$$K = \frac{1,58.10^{-5}}{10^{-14}} = 1,58.10^{9}$$

الاستنتاج :

$K >> 10^4$ ، نستنتج أن التفاعل تام .

التمرين (27) : (بكالوريا 2016 – رياضيات) (التمرين : 118 في بنك التمارين على الموقع) (**)

يُغطى مخطط عمود كهربائي كما في (الشكل) :



- حجم المحلول في كل نصف عمود هو $V_1 = V_2 = 50$ mL .
- التركيز الابتدائي لشوارد الألمنيوم : $[Al^{3+}]_0 = 10^{-2}\ mol.L^{-1}$.
- التركيز الابتدائي لشوارد النحاس : $[Cu^{2+}]_0 = 10^{-1}\ mol.L^{-1}$.

عند ربط مقياس الفولط بين قطبي العمود حيث يوصل قطب **COM(-)** بصفيحة الألمنيوم يشير المقياس إلى القيمة U = + 1.6 V .

1- نربط هذا العمود بمحرك كهربائي و نغلق الدارة في اللحظة t = 0 . حدد جهة التيار الكهربائي في الدارة .

2- ما هو دور الجسر الملحي أثناء اشتغال العمود ؟ أعط الرمز الاصطلاحي لهذا العمود .

3- اكتب المعادلتين النصفيتين للأكسدة و الإرجاع عند المسريين ثم معادلة التفاعل المنمذج للتحول الكيميائي في العمود أثناء اشتغاله .

4- احسب كسر التفاعل الابتدائي Qr_i ثم حدد اتجاه تطور الجملة الكيميائية علما أن ثابت التوازن الموافق للتفاعل السابق هو : $K = 1.9 \ . \ 10^{37}$ عند الدرجة 25°C .

5- يُولد العمود تيارا كهربائيا شدته $I = 400 \ mA$ خلال مدة زمنية 30 min من بداية اشتغاله .

أ- احسب كمية الكهرباء التي ينتجها العمود خلال هذه المدة .

ب- انجز جدول التقدم للتفاعل الحادث في العمود .

جـ- احسب التركيز المولي لكل من $Cu^{2+}_{(aq)}$ و $Al^{3+}_{(aq)}$ في اللحظة $t = 30 \ min$.

يعطى : ثابت فاراداي $1F = 96500 \ C.mol^{-1}$.

الأجوبة :

1- جهة التيار :

بما أن التوتر موجب $(U = + 16V > 0)$ و بما أن القطب السالب لمقياس الفولط موصول بصفيحة الألمنيوم فهذا يعني أن صفيحة الألمنيوم هي القطب السالب للعمود (الكمون المنخفض) في حين أن صفيحة النحاس هي القطب الموجب (الكمون المرتفع) و نعلم أن التيار الكهربائي يسري من القطب الموجب للعمود (الكمون المرتفع) إلى قطبه السالب (الكمون المنخفض) فهو يسري إذن من صقيحة النحاس إلى صفيحة الألمنيوم .

2- أ- دور الجسر الملحي :

- غلق الدارة الكهربائية .

- يعتبر مسلك لانتقال الشوارد بين نصفي العمود لضمان التعادل الكهربائي .

ب- الرمز الاصطلاحي للعمود :

$$(-) \ Al/Al^{3+} \ // \ Cu^{2+}/Cu \ (+)$$

3- المعادلتين النصفيتين للأكسدة و الإرجاع :

عند القطب السالب (-) :

$$Al = Al^{3+} + 3e^-$$

عند القطب الموجب (+) :

$$Cu^{2+} + 2e^- = Cu$$

معادلة التفاعل التفاعل المنمذج للتحول الكيميائي :

$$\begin{array}{l|l} \times 2 & Al = Al^{3+} + 3e^- \\ \times 3 & Cu^{2+} + 2e^- = Cu \end{array}$$

$$2Al + 3Cu^{2+} = 2Al^{3+} + 3\,Cu$$

3- كسر التفاعل الابتدائي :

$$Q_{ri} = \frac{[Al^{3+}]_0^2}{[Cu^{2+}]_0^3} \quad \rightarrow \quad Q_{ri} = \frac{(10^{-2})^2}{(10^{-1})^3} = 0.1$$

- جهة تطور الجملة الكيميائية :

نلاحظ $Q_{ri} < K$ ، نستنتج أن الجملة الكيميائية تتطور في الاتجاه المباشر .

5- أ- كمية الكهرباء التي ينتجها العمود خلال 300 min :

$$Q = I \, \Delta t \rightarrow Q = 0.4 \ . \ 30 \ . \ 60 = 720 \ C$$

ب- جدول التقدم :

الحالة	التقدم	$2Al$ +	$3Cu^{2+}$ =	$2Al^{3+}$ +	$3\ Cu$
ابتدائية	$x = 0$	$n_0(Al)$	$n_0(Cu^{2+})$	$n_0(Al^{3+})$	$n_0(Cu)$
انتقالية	x	$n_0(Al) - 2x$	$n_0(Cu^{2+}) - 3x$	$n_0(Al^{3+}) + 2x$	$n_0(Cu) + 3x$
نهائية	$x_{(30)}$	$n_0(Al) - 2x_{(30)}$	$n_0(Cu^{2+}) - 3x_{(30)}$	$n_0(Al^{3+}) + 2x_{(30)}$	$n_0(Cu) + 3x_{(30)}$

جـ- حساب $[Cu^{2+}]$ ، $[Al^{3+}]$ عند $t = 30\ min$:

$$Q = z.x_{(30)}.F \rightarrow x_{(30)} = \frac{Q}{z.f} \rightarrow x_{(30)} = \frac{720}{6\ .\ 96500} = 1.24.10^{-3}\ mol$$

بالاعتماد على جدول التقدم :

- $$[Cu^{2+}] = \frac{n_0(Cu^{2+}) - 3\,x_{(30)}}{V_1} \rightarrow [Cu^{2+}] = \frac{[Cu^{2+}]_0 V_1 - 3\,x_{(30)}}{V_1}$$

$$[Cu^{2+}] = \frac{(10^{-1}\ .\ 50\ .\ 10^{-3}) - (3.\ 1.24.\ 10^{-3})}{50\ .\ 10^{-3}} = 2.56\ .10^{-2}\ mol/L$$

- $$[Al^{3+}] = \frac{n_0(Al^{3+}) + 2\,x_{(30)}}{V_1} \rightarrow [Al^{3+}] = \frac{[Al^{3+}]_0 V_1 + 2\,x_{(30)}}{V_1}$$

$$[Al^{3+}] = \frac{(10^{-2}\ .\ 50\ .\ 10^{-3}) + (2.\ 1.24.\ 10^{-3})}{50\ .\ 10^{-3}} = 5.96\ .10^{-2}\ mol/L$$

التمرين (28) : (بكالوريا 2012 - رياضيات) (التمرين : 044 في بنك التمارين على الموقع) (**)

تؤخذ كل المحاليل في $25°C$.

الإيبوبروفين حمض كربوكسيلي صيغته الجزيئية الإجمالية $C_{13}H_{18}O_2$ ، دواء يعتبر من المضادات الالتهابات ، شبيه بالأسبرين ، مسكن للآلام و مخفض للحرارة . تباع مستحضرات الإيبوبروفين في الصيدليات على شكل مسحوق في أكياس تحمل المقدار $200\ mg$ يذوب في الماء . في كل هذا النشاط نرمز لحمض الإيبوبروفين بـ $RCOOH$ و لأساسه المرافق بـ $RCOO^-$. $M(RCOOH) = 206\ g.mol^{-1}$.

أولا : نذيب محتوى كيس الإيبوبروفين $200\ mg$ من الحمض في بيشر به ماء فنحصل على محلول مائي S_0 تركيزه المولي C_0 و حجمه $V_0 = 500\ mL$.

1- نأكد من أن : $C_0 = 0.002\ mol.L^{-1}$.

2- أعطى قياس pH المحلول S_0 القيمة $pH = 3.5$.

أ- تحقق باستعانتك بجدول التقدم أن تفاعل حمض الإيبوبروفين مع الماء محدود .

ب- اكتب عبارة كسر التفاعل Q_r لهذا التحول .

جـ- بين أن عبارة Q_r عند التوازن تكتب على الشكل : $$Q_{r\,éq} = \frac{x_{max}\ .\ \tau^2_f}{V_0\ (1 - \tau_f)}$$

حيث τ_f : نسبة التقدم النهائي للتفاعل و x_{max} : التقدم الأعظمي و يعبر عنه بـ mol .

د- استنتج قيمة ثابت التوازن K .

ثانيا : للتحقق من صحة المقدار المسجل على الكيس ، نأخذ حجما $V_b = 100.0\ mL$ من محلول مائي S_b لهيدروكسيد الصوديوم ($Na^+_{(aq)} + HO^-_{(aq)}$) تركيزه المولي $C_b = 2.0 . 10^{-2}$ هو (V_b) . نـأخذ $20\ mL$ من المحلول S و نضعه في بشر و نعايره بمحلول حمض كلور الهيدروجين تركيزه المولي $C_a = 2.0 . 10^{-2}\ mol.L^{-1}$

$$H_3O^+_{(aq)} + HO^-_{(aq)} = 2H_2O_{(\ell)}$$

1- عند التكافؤ كان الحجم المضاف $V_{bE} = 11\ mL$ ، عرف نقطة التكافؤ .

2- جد كمية المادة لشوارد $HO^-_{(aq)}$ التي تمت معايرتها .

3- جد كمية المادة الأصلية لشوارد $HO^-_{(aq)}$ ، ثم استنتج تلك التي تفاعلت مع الحمض RCOOH المتواجد في الكيس .

4- احسب m كتلة حمض الإيبوبروفين المتواجدة في الكيس ، ماذا تستنتج ؟

الأجوبة :

أولا :

1- التأكد من أن $C_0 = 0.002\ mol/L$:

$$C = \frac{n_0}{V} = \frac{\frac{m_0}{M}}{V} = \frac{m_0}{M.V}$$

- $M = M(C_{13}H_{18}O_2) = 206\ g/mol$
- $C = \frac{0.2}{206 . 0.5} \approx 0.002\ mol/L$

2- إثبات أن تفاعل حمض الإيبوبروفيل مع الماء محدود (غير تام) :

الحالة	التقدم	$RCOOH + H_2O = RCOO^- + H_3O^+$			
ابتدائية	$x = 0$	$n_0 = C_0V_0$	بوفرة	0	0
انتقالية	x	$C_0V_0 - x$	بوفرة	x	x
نهائية	x_f	$C_0V_0 - x_f$	بوفرة	x_f	x_f

- نحسب التقدم الأعظمي x_{max} :

بما أن الماء المستعمل بوفرة يكون الحمض هو المتفاعل المحد لذا يكون :

$$C_0V_0 - x_{max} = 0 \rightarrow x_{max} = C_0V_0 = 2 . 10^{-3} . 0.5 = 10^{-3}\ mol$$

- نحسب التقدم النهائي x_f :

$$pH = 3.5 \rightarrow [H_3O^+] = 10^{-3.5} = 3.16 . 10^{-4}\ mol$$

و اعتمادا على جدول التقدم :

$$[H_3O^+]_f = \frac{x_f}{V} \rightarrow x_f = [H_3O^+]_f V$$

$$x_f = 3.16 . 10^{-4} . 0.5 = 1.58 . 10^{-4}\ mol$$

- نحسب نسبة التقدم النهائي :

$$\tau_f = \frac{x_f}{x_{max}} = \frac{1.58 . 10^{-4}}{10^{-3}} = 0.158$$

نلاحظ أن : $\tau_f < 1$ إذن تفاعل حمض الإيبوبروفين مع الماء غير تام (محدود) .

ب- عبارة كسر التفاعل :

$$Q_r = \frac{[RCOO^-]\,[H_3O^+]}{[RCOOH]}$$

جـ- إثبات أن $Q_{r\,éq} = \frac{x_{max} \cdot \tau_f^{\,2}}{V_0\,(1-\tau_f)}$:

اعتمادا على عبارة كسر التفاعل السابقة يمكن كتابة العبارة التالية عند حدوث التوازن :

$$Q_{r\,éq} = \frac{[RCOO^-]_{éq}\,[H_3O^+]_{éq}}{[RCOOH]_{éq}}$$

- لدينا :

$$\tau_f = \frac{x_f}{x_{max}} \rightarrow x_f = x_{max}\,\tau_f$$

و اعتمادا على جدول التقدم :

- $[H_3O^+]_{éq} = \frac{x_f}{V_0} = \frac{x_{max}\,\tau_f}{V_0}$
- $[CH_3COO^-]_{éq} = \frac{x_f}{V_0} = \frac{x_{max}\,\tau_f}{V_0}$
- $[CH_3COOH]_{éq} = \frac{C_0V_0 - x_f}{V_0} = \frac{C_0V_0 - x_{max}\,\tau_f}{V_0}$

وجدنا سبقا $x_{max} = C_0V_0$ و منه يصبح :

$$[CH_3COOH]_{éq} = \frac{x_{max} - x_{max}\,\tau_f}{V_0} = \frac{x_{max}\,(1-\tau_f)}{V_0}$$

بالتعويض في عبارة $Q_{r\,éq}$ نجد :

$$Q_{r\,éq} = \frac{\frac{x_{max}\tau_f}{V_0}\,\frac{x_{max}\tau_f}{V_0}}{\frac{x_{max}\,(1-\tau_f)}{V_0}} \rightarrow Q_{r\,éq} = \frac{x_{max}\tau_f^2}{V_0(1-\tau_f)}$$

د- قيمة ثابت التوازن :

$$K = Q_{r\,éq} = \frac{x_{max}\tau_f^2}{V_0(1-\tau_f)} \rightarrow K = \frac{10^{-3}\,(0.158)^2}{0.5\,(1\ -\ 0.158)} = 5.93.10^{-5}$$

ثانيا :

1- تعريف نقطة التكافؤ :

هي نقطة من المعايرة تتفاعل فيها كل كمية المادة المعايَرة مع كل كمية المادة المعايِرة المضافة ، أين أن تفاعل المعايرة عند نقطة التكافؤ يكون في نسب ستوكيومترية .

2- كمية مادة HO^- التي تمت معايرتها :

عند التكافؤ :

$$n_E(HO^-) = C_a V_{aE} = 2 \cdot 10^{-2} \cdot 10{,}3 \cdot 10^{-3} = 2{,}06 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

3- كمية المادة الأصلية لـ HO^- :

$$n_i(HO^-) = C_b V_b = 2 \cdot 10^{-2} \cdot 100 \cdot 10^{-3} = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

- كمية مادة HO^- التي تفاعلت مع الحمض RCOOH المتاجدة في الكيس :

وجدنا سابقا كمية مادة HO^- التي تمت معايرتها و هي كمية مادة HO^- المبقية في المحلول المعاير ، نحسب كمية مادة HO^- المتبقية في المحلول (S) و لتكن $n_E'(HO^-)$ باستعمال القاعدة الثلاثية :

$$n_E(HO^-) = 2{,}04 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \rightarrow 20 \text{ mL}$$
$$n_E'(HO^-) = ? \rightarrow 100 \text{ mL}$$

$$n_E'(HO^-) = \frac{2{,}06 \cdot 10^{-4} \cdot 100}{20} = 1{,}03 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

نحسب الآن كمية مادة HO^- التي تفاعلت مع الحمض RCOOH المتواجد في الكيس من خلال الفرق بين الكمية الأصلية و المتبقية كما يلي :

$$n(HO^-) = n_i(HO^-) - n'_E(HO^-)$$
$$n(HO^-) = 2 \cdot 10^{-3} - 1.03 \cdot 10^{-3} = 9.7 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

4- قيمة m :

اعتمادا على ما سبق يمكن قول ما يلي :

عند معايرة 20 mL من الحمض RCOOH نحتاج إلى $9.7 \cdot 10^{-4}$ من HO^- لذا عند التكافؤ يمكن كتابة :

$$n_0(RCOOH) = n(HO^-) = 9.7 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

من جهة أخرى :

$$n_0(RCOOH) = \frac{m_0}{M} \rightarrow m = n_0(RCOOH).M$$

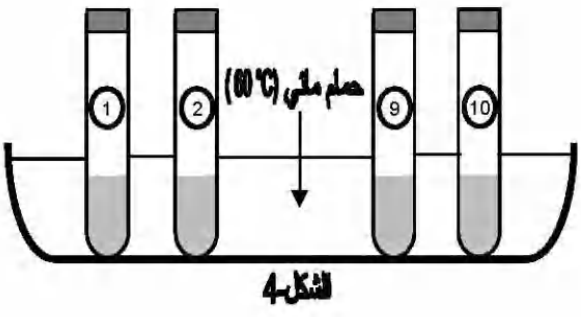
$$m = 9.7 \cdot 10^{-4} \cdot 206 \approx 0.2 \text{ g} = 200 \text{ mg}$$

و هذا يتوافق مع ما هو مكتوب على الكيس .

التمرين (29) : (بكالوريا 2014 – علوم تجريبية) (التمرين : 125 في بنك التمارين على الموقع) (**)

مزجنا عند اللحظة $t = 0$ ، $n_0 = 0{,}4 \text{ mol}$ من الإيثانول C_2H_2OH و $m_0 = 38{,}4 \text{ g}$ من حمض كربوكسيلي C_nH_{2n+1}-COOH و بضع قطرات من حمض الكبريت المركز .

قسمنا المزيج بالتساوي على عشرة أنبيب تسد بإحكام و توضع في حمام مائي درجة حرارته ثابتة $\theta = 60°C$ (الشكل-4) .

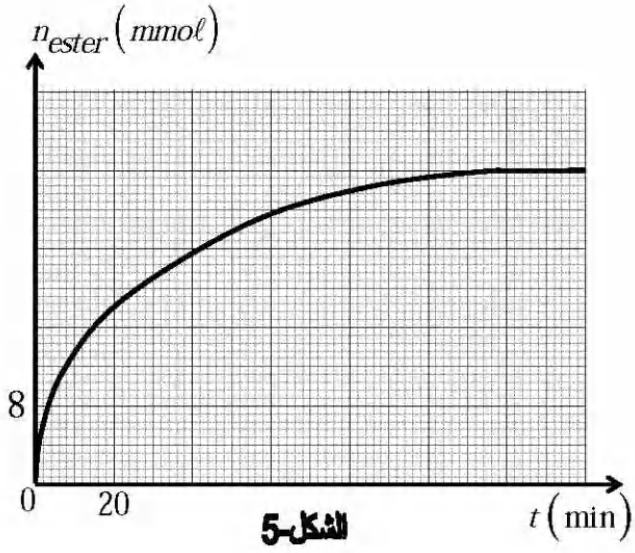


الشكل-4

1- اكتب معادلة التفاعل المنمذج للتحول الكيميائي الحادث .

- ماهي خصائص هذا التفاعل .

2- قمنا بإجراء تجربة مكنتنا من قياس كمية مادة الأستر المتشكل في كل أنبوب خلال الزمن و رسم المنحنى $n_{ester} = f(t)$ (الشكل-5) .



الشكل-5

- أعط البروتوكول التجريبي الموافق .

3- أ- علما أن ثابت التوازن لتفاعل الأسترة المدروس هو $K = 4$. حدد كمية مادة الحمض في المزيج الابتدائي .

ب- جِد الصيغة المجملة للحمض الكربوكسيلي و استنتج الصيغة نصف المفصلة للأستر و أعط اسمه النظامي .

جـ- احسب مردود التفاعل و قارنه بمردود التفاعل لمزيج ابتدائي متساوي المولات ، كيف تفسر ذلك ؟

4- جِد التركيب المولي للمزيج التفاعلي في كل انبوب عند اللحظة $t = 120\ min$.

تعطى : $M(H) = 1\ g.mol^{-1}$ ، $M(C) = 12\ g.mol^{-1}$ ، $M(O) = 16\ g.mol^{-1}$.

الأجوبة :

1- معادلة التفاعل :

$$C_nH_{2n+1}\text{-}COOH + C_2H_5OH = C_nH_{2n+1}\text{-}COO\text{-}C_2H_5 + H_2O$$

- خصائص التفاعل :

هذا التفاعل هو تفاعل أسترة يتميز بالخواص التالية :

- محدود (غير تام) .
- لاحراري .
- بطيء جدا .

2- البروتوكول التجريبي :

- نعاير في كل لحظة الحمض المتبقي بمحلول أساسي تركيزه المولي معلوم ، و نسجل الحجم اللازم للتكافؤ في كل مرة .

- نحسب كمية الحمض المتبقي في كل لحظة من خلال علاقة التكافؤ التالية :

$$n(A) = C_bV_{bE}$$

- جدول تقدم التفاعل الحادث :

الحالة	التقدم	A + B = E + D			
ابتدائية	$x = 0$	0.2	0.2	0	0
انتقالية	x	$0.2 - x$	$0.2 - x$	x	x
نهائية	x_f	$0.2 - x_f$	$0.2 - x_f$	x_f	x_f

اعتمادا على جدول التقدم :

- $n(E) = x$ ..... (1)
- $n(A) = n_0(A) - x$ ..... (2)

من العلاقتين (1) ، (2) :

$$n(A) = n_0(A) - n(E) \rightarrow n(E) = n_0(A) - n(A)$$

و اعتمادا على هذه العلاقة نحسب كمية مادة الأستر المتشكلة في كل لحظة ، و يمكن أيضا استعمال العلاقة :

$$n(E) = n_0(A) - C_bV_{bE}$$

- ندون النتائج في جدول ثم نرسم المنحنى البياني $n_E = f(t)$.

3- كمية مادة الحمض في المزيج الابتدائي :

$$K = \frac{[E]_f . [H_2O]_f}{[A]_f . [B]_f} \rightarrow K = \frac{n_f(E) . n_f(H_2O)}{n_f(A) . n_f(B)} = 4$$

اعتمادا على جدول التقدم :

$$K = \frac{x_f . x_f}{(n_0 - x_f)(0,4 - x_f)} = 4$$

نحسب x_f :

- من المنحنى $n_E(t)$ كمية مادة الأستر المتشكلة في العينة عند نهاية التفاعل هي :

$$n_f(E) = (4 . 8 . 10^{-3}) = 3,2 . 10^{-2} \text{ mol}$$

و كون أن المزيج الابتدائي قسم إلى 10 أنابيب (عينات) بالتساوي ، تكون كمية مادة الأستر المتشكلة في المزيج عند نهاية التفاعل هي :

$$n_f'(E) = 10\, n_f'(E) = 10 . 3,2 . 10^{-2} = 0,32 \text{ mol}$$

و اعتمادا على جدول تقدم تفاعل الأسترة الحادث في المزيج :

$$n_f'(E) = x_f \rightarrow x_f = 0,32 \text{ mol}$$

تصبح عبارة K كما يلي :

$$K = \frac{0,32 . 0,32}{(n_0 - 0,32)(0,4 - 0,32)} = 4$$

$$\frac{(0,32)^2}{(n_0 - 0,32)(0,4 - 0,32)} = 4 \rightarrow n_0 - 0,32 = \frac{(0,32)^2}{4 . 0,08}$$

$$n_0 - 0,32 = 0,32 \rightarrow n_0 = 0,64 \text{ mol}$$

ب- الصيغة الجزيئية المجملة للحمض الكربوكسيلي :

من جهة :

$$M(C_nH_{2n+1}\text{-}COOH) = 12n + 2n + 1 + 12 + 32 + 1 = 14n + 46$$

و من جهة أخرى :

$$n_0 = \frac{m_0}{M} \rightarrow M = \frac{m_0}{n_0}$$

$$M = \frac{38,4}{0,64} = 60 \text{ g/mol} \rightarrow M(C_nH_{2n+1}\text{-}COOH) = 60 \text{ g/mol}$$

إذن :

$$14n + 46 = 60 \rightarrow n = \frac{60 - 46}{14} = 1$$

و منه الصيغة الجزيئية المجملة للحمض الكربوكسيلي هي : **CH_3COOH**

- إسمه النظامي : **حمض الإيثانويك** .

جـ- مردود التفاعل :

$$r = \frac{x_f}{x_{max}} . 100$$

لدينا سابقا $x_f = 0,32 \text{ mol}$ ، و من جدول التقدم بفرض أن التفاعل تام :

- بفرض أن الحمض A متفاعل محد :

$n_0 - x_{max} = 0 \rightarrow x_{max} = n_0 = 0,64$ mol

- بفرض أن الكحول B متفاعل محد :

$0,4 - x_{max} = 0 \rightarrow x_{max} = 0,4$ mol

إذن : $x_{max} = 0,4$ mol .

و منه :

$$r = \frac{0,32}{0,4}.100 = 80\%$$

المقارنة :

في حالة مزيج ابتدائي متساوي المولات و كون أن الإيثانول كحول أولي يكون $r_0 = 67\%$ و هو أصغر من المردود المتحصل عليه في حالة مزيج ابتدائي غير متساوي المولات ، يفسر ذلك بأن التركيب المولي للمزيج الابتدائي غير متساوي المولات يحسن من مردود تفاعل الأسترة .

4- التركيب المولي للمزيج في كل انبوب عند حدوث التوازن :

في الأنبوب وجدنا سابقا $x_f = 3,2 . 10^{-2}$ mol وكون أن محتوى الأنبوب تحصلنا عليه بتقسيم المزيج إلى 10 عينات بالتساوي يكون :

- $n_f(E) = 3,2 . 10^{-2}$ mol.
- $n_f(H_2O) = x_f = 3,2 . 10^{-2}$ mol
- $n_f(A) = \frac{n_0}{10} - x_f = \frac{0,64}{10} - 3,2.10^{-2} = 3,2.10^{-2}$ mol
- $n_f(B) = \frac{n_0}{10} - x_f = \frac{0,4}{10} - 3,2.10^{-2} = 8.10^{-3}$ mol

التمرين (30) : (التمرين : 117 في بنك التمارين على الموقع) (**)

1- إن عملية التصبن الصودي (بواسطة الصود NaOH) لكمية من أستر عضوي (E) كثافة بخاره بالنسبة للهواء d = 4 أعطت مركب (C) ، و كحول (B) يحتوي على 21.62 % أكسجين .

أ- أكتب الصيغة الجزيئية المجملة للمركبات (E) ، (B) ، (C) .

ب- أكتب معادلة التصبن .

2- نشكل مزيج متساوي المولات يتكون من المركب (B) و حمض الإيثانويك (A) ، نضيف للمزيج قطرات من حمض الكبريت المركز ثم نضعه في حمام مائي درجة حرارته ثابتة . نلاحظ عند نهاية التفاعل تشكل 11.6 g من الاستر و تبقى 114 g من حمض الإيثانويك .

أ- أكتب معادلة التفاعل الحاصل .

ب- أكتب الصيغ الجزيئية نصف المفصلة الممكنة للكحول (B) مع ذكر الإسم و الصنف في كل صيغة .

جـ- مثل جدول التقدم لتفاعل الأسترة ثم أوجد التركيب المولي للمزيج الإبتدائي و التركيب المولي للمزيج عند حدوث التوازن الكيميائي .

د- احسب مردود التفاعل و استنتج صيغة الكحول الحقيقية .

هـ- أكتب الصيغة الجزيئية نصف المفصلة للأستر (E) .

يعطى :

M(O) = 16 g/mol/L ، M(H) = 1 g/mol ، M(C) = 12 g/mol

الأجوبة :

1- الصيغة الجزيئية المجملة لـ E ، C ، B :

الأستر E :

▪ $M(E) = d \cdot 29 = 4 \cdot 29 = 116\ g/mol$

- الصيغة العامة للأستر هي : $C_nH_{2n}O_2$ ومنه يكون :

$M(E) = 12n + 2n + 32 = 14n + 32$

ومنه :

$$14n + 32 = 116 \rightarrow n = \frac{116 - 32}{14} = 6$$

إذن صيغة الأستر هي : $C_6H_{12}O_2$.

الكحول (B) :

صيغة الكحول العامة $C_nH_{2n}OH$ أو $C_nH_{2n+2}O$ لذا يكون :

$$\frac{M(B)}{100\%} = \frac{12n}{C\%} = \frac{2n+2}{H\%} = \frac{16}{O\%} \rightarrow \frac{M(B)}{100\%} = \frac{16}{O\%}$$

$$\frac{M(B)}{100\%} = \frac{16}{21.62\,\%} \rightarrow M(B) = \frac{16.100}{21.62} \approx 74\ g/mol$$

و من جهة أخرى :

$M(B) = M(C_nH_{2n+1}OH) = 12n + 2n + 1 + 16 + 1 = 14n + 18$

ومنه :

$$14n + 18 = 74 \rightarrow n = \frac{74 - 18}{14} = 4$$

إذن الصيغة الجزيئية المجملة للكحول (B) هي : C_4H_9OH .

المركب (C) :

المعادلة العامة للتصبن الصودي (مع الصود) تكون كما يلي :

$$\underset{(E)}{RCOOR'} + NaOH = \underset{(C)}{RCOONa} + \underset{(B)}{R'OH}$$

و عليه عدد ذرات الكربون في الأستر (E) مساوية لعدد ذرات الكربون في المركب (C) مضاف إليها عدد ذرات الكربون في الكحول (B) و منه :

▪ عدد ذرات كربون الأستر (E) هو : 6

▪ عدد ذرات كربون الكحول (B) هو : 4

إذن عدد ذرات كربون (C) هو 2 و كون أن صيغة (C) العامة RCOONa أي $C_nH_{2n+1}Na$ تكون الصيغة الجزيئية للنوع الكيميائي (C) هي : CH_3COONa .

2- أ- معادلة التفاعل :

اعتمادا على المعادلة العامة للتصبن السابقة يمكن كتابة الصيغة الجزيئية المجملة للأستر (E) كما يلي : $CH_3COOC_4H_9$ ومنه تكون معادلة التصبن على الشكل التالي :

$$CH_3COOH + C_4H_9OH = CH_3COOC_4H_9 + H_2O$$

ب- الصيغ الجزيئية نصف المفصلة للكحول (B) :

$CH_3-CH_2-CHOH-CH_3$
بوتان-2- ول
(كحول ثانوي)

$CH_3-CH_2-CH_2-CH_2OH$
بوتان-1- ول
(كحول أولي)

$CH_3-\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{C}}OH-CH_3$
2- ميثيل بروبان-2- ول
(كحول ثالثي)

$CH_3-\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}}-CH_2OH$
1- ميثيل بروبان-1- ول
(كحول أولي)

جـ- جدول التقدم :

الحالة	التقدم	A + B = E + H_2O			
ابتدائية	x = 0	n_0	n_0	0	0
انتقالية	x	$n_0 - x$	$n_0 - x$	x	x
نهائية	x_f	$n_0 - x_f$	$n_0 - x_f$	x_f	x_f

- التركيب المولي للمزيج الابتدائي و عند التوازن :

▪ $n_f(E) = \dfrac{m_f(E)}{M(E)}$ $\rightarrow$ $M(E) = 116$ g/mol (اعتمادا عاى ما سبق)

$$n_f(E) = \frac{11.6}{116} = 0.1\,\text{mol}$$

▪ $n_f(A) = \dfrac{m_f(A)}{M(A)}$ $\rightarrow$ $M(A) = 12 + 3 + 12 + (2 \,.\, 16) + 1 = 60$ g/mol

$$n_f(A) = \frac{114}{60} = 1.9\,\text{mol}$$

من جدول التقدم :

▪ $n_f(E) = x_f \rightarrow x_f = 0.1$ mol
▪ $n_f(A) = n_0 - x_f \rightarrow n_0 = n_f(A) + x_f = 1.9 + 0.1 = 2$ mol

إذن التركيب المولي للمزيج الابتدائي و عند التوازن يكون على النحول التالي :

	n(A)	n(B)	n(C)	n(D)
مزيج ابتدائي	2 mol	2 mol	0	0
عند التوازن	1.9 mol	1.9 mol	0.1 mol	0.1 mol

د- مردود التفاعل و الصيغة الحقيقية للكحول :

$$r = \frac{x_f}{x_{max}}.100$$

من جدول التقدم و بفرض أن التفاعل تام :

$n_0 - x_{max} = 0 \rightarrow x_{max} = n_0 = 2$ mol

$$r = \frac{0.1}{2}.100 = 5\%$$

إذن الكحول المستعمل ثالثي صيغته الجزيئية نصف المفصلة كما يلي :

$$CH_3\text{-}\underset{\displaystyle CH_3}{\overset{\displaystyle |}{COH}}\text{-}CH_3$$

هـ- الصيغة الجزيئية نصف المفصلة للأستر (E) :

بناءا على صيغة الكحول السابقة تكون صيغة الأستر الناتج عن تفاعل هذا الكحول مع حمض الإيثانويك (A) كما يلي :

$$CH_3\text{-}COO\text{-}\underset{\displaystyle CH_3}{\overset{\displaystyle CH_3}{\overset{\displaystyle |}{\underset{\displaystyle |}{C}}}}\text{-}CH_3$$

التمرين (31) : (بكالوريا 2015 – رياضيات) (التمرين : 028 في بنك التمارين على الموقع) (***)

تستعمل المنتوجات الصناعية الأزوتية في المجال الفلاحي لتوفرها على عنصر الأزوت الذي يعد من بين العناصر الضرورية لتخصيب التربة ، يحتوي منتوج صناعي على نترات الأمونيوم $NH_4NO_{3(s)}$ كثير الذوبان في الماء .
تشير لاصقة كيس المنتوج الصناعي الأزوتي إلى النسبة المئوية الكتلية لعنصر الأزوت (33%) . القياسات تمت عند الدرجة 25°C .
في اللحظة $t = 0$ نمزج حجما $V_1 = 20\ mL$ من محلول شوارد الأمونيوم $NH_4^+{}_{(aq)}$ تركيزه المولي $C_1 = 0.15\ mol/L$ مع حجم $V_2 = 10\ mL$ من محلول هيدروكسيد الصوديوم $(Na^+{}_{(aq)} + HO^-{}_{(aq)})$ تركيزه المولي $C_2 = 0.15\ mol/L$. قيس pH المزيج التفاعلي فوجد $pH = 9.2$. ننمذج التحول الحادث بالمعادلة الكيميائية التالية :

$$NH_4^+{}_{(aq)} + HO^-{}_{(aq)} = NH_{3(aq)} + H_2O_{(\ell)}$$

1- أ- بين أن التفاعل السابق هو تفاعل حمض- أساس .
ب- أنشئ جدولا لتقدم التفاعل . حدد المتفاعل المحد و استنتج قيمة التقدم الأعظمي x_{max} .
جـ- بين أنه عند التوازن : $x_{éq} = 1,5\ .\ 10^{-3}\ mol$.
د- احسب النسبة النهائية τ_f لتقدم التفاعل . ماذا تستنتج ؟
2- بهدف التأكد من النسبة المئوية الكتلية لعنصر الأزوت في المنتوج الصناعي ، نذيب عينة كتلتها $m = 6\ g$ منه في حوجلة عيارية ، فنحصل على (S_a) حجمه 250 mL . نأخذ حجما $V_a = 10\ mL$ من المحلول (S_a) و نعايره بواسطة محلول هيدروكسيد الصوديوم تركيزه المولي $C_b = 0.2\ mol/L$ ، نصل إلى نقطة التكافؤ عند أضافة الحجم $V_{bE} = 14\ mL$.
أ- احسب التركيز المولي C_a للمحلول (S_a) ، و استنتج كتلة الأزوت في العينة .
ب- تعرف النسبة المئوية الكتلية لعنصر الأزوت بأنها : النسبة بين كتلة الأزوت في العينة و كتلة العينة .
- احسب النسبة المئوية الكتلية لعنصر الأزوت في العينة . ماذا تستنتج ؟
تعطى : $M(N) = 14\ g/mol$ ، $M(O) = 16\ g/mol$ ، $M(H) = 1\ g/mol$ ، $pK_a(NH_4^+/NH_3) = 9.2$.

الأجوبة :

1- أ- اثبات أن التفاعل هو تفاعل حمض- أساس :
هذا التفاعل هو تفاعل حمض- أساس لأنه حدث فيه تبادل بروتوني كما يلي :

$$NH_4^+ = NH_3 + H^+$$
$$HO^- + H^+ = H_2O$$

ب- جدول التقدم :

الحالة	التقدم	NH_4^+ + HO^- =		NH_3 +	H_2O
ابتدائية	x = 0	$n_{01}= C_1V_1$	$n_{02}= C_2V_2$	0	بوفرة
انتقالية	x	$C_1V_1 - x$	$C_2V_2 - x$	x	بوفرة
نهائية	$x_{e'q}$	$C_1V_1 - x_{éq}$	$C_2V_2 - x_{éq}$	$x_{éq}$	بوفرة

التقدم الأعظمي :

- بفرض أن NH_4^+ هو المتفاعل المحد :

$$C_1V_1 - x_{max} = 0 \rightarrow x_{max} = C_1V_1 = 0.15 \ . \ 0.02 = 3 \ . \ 10^{-3} \text{ mol}$$

- بفرض أن HO^- هو المتفاعل المحد :

$$C_2V_2 - x_{max} = 0 \rightarrow x_{max} = C_2V_2 = 0.15 \ . \ 0.01 = 1,5 \ . \ 10^{-3} \text{ mol}$$

إذن المتفاعل المحد هو HO^- و $x_{max} = 1,5 \ . \ 10^{-3}$ mol .

جـ- قيمة $x_{éq}$:

- $pH_{éq} = 9.2 \rightarrow \left[H_3O^+\right]_{éq} = 10^{-9.2} = 6.31 \ .10^{-10}$ mol/L

- $\left[HO^-\right]_{éq} = \dfrac{K_e}{\left[H_3O^+\right]} = \dfrac{10^{-14}}{6,31 \ . \ 10^{-10}} = 1,60 \ .10^{-5}$ mol/L

من جدول التقدم :

$$\left[HO^-\right]_{éq} = \frac{C_2V_2 - x_{éq}}{V_1 + V_2} \rightarrow \left[HO^-\right]_{éq}(V_1 + V_2) = C_2V_2 - x_{éq}$$

$$x_{éq} = C_2V_2 - \left[HO^-\right]_{éq}(V_1 + V_2)$$

$$x_{éq} = (0.15 \ . \ 0.01) - (1.6 \ . \ 10^{-5}(0.02 + 0.01)) = 1.5 \ .10^{-3} \text{mol}$$

ب- نسبة التقدم النهائي :

$$\tau_f = \frac{x_{éq}}{x_{max}}$$

- وجدنا سابقا $x_{éq} = 1,5 \ . \ 10^{-3}$ mol و كون أن المتفاعل المحد هو HO^- و بفرض أن التفاعل تام يكون :

$$C_2V_2 - x_{max} = 0 \rightarrow x_{max} = C_2V_2 = 0,15 \ . \ 0,01 = 1,5 \ . \ 10^{-3} \text{ mol}$$

إذن :

$$\tau_f = \frac{1,5 \ . \ 10^{-3}}{1,5 \ . \ 10^{-3}} = 1$$

الاستنتاج :

نلاحظ أن $\tau_f = 1$ نستنتج أن التفاعل الحادث تام .

2- أ- التركيز C_a :

عند التكافؤ :

$$C_aV_a = C_bV_{bE} \rightarrow C_a = \frac{C_bV_{bE}}{V_a} \rightarrow C_a = \frac{0,2 \ . \ 14 \ . \ 10^{-3}}{10 \ . \ 10^{-3}} = 0,28 \text{ mol/L}$$

ب- النسبة المئوية الكتلية للأزوت P :

- نحسب أولا كتلة نترات الأمونيوم NH_4NO_3 النقية المنحلة في المحلول (S_a) و الناتجة عن حل 6 g من العينة التجارية .

$$C_a = \frac{n_0}{V} = \frac{\frac{m(NH_4NO_3)}{M}}{V} = \frac{m(NH_4NO_3)}{M.V} \rightarrow m(NH_4NO_3) = C_a.M.V$$

- $M = 14 + (4 .1) + 14 + (3 .16) = 80\ g/mol$
- $m(NH_4NO_3) = 0.28 . 80 . 0.25 = 5.6\ g$

- نحسب الأن كتلة الأزوت الموجودة في نترات الأمونيوم NH_4NO_3 النقية و التي بدورها الموجودة في 6 g من العينة .

- في المركب : NH_4NO_3 يكون :

$$\frac{M(NH_4NO_3)}{m(NH_4NO_3)} = \frac{M(N)}{m(N)}$$

حيث M(N) هي الكتلة المولية للأزوت في المركب و في المركب NH_4NO_3 يكون :

$$M(N) = 2 . 14 = 28\ g/mol$$

إذن :

$$\frac{80}{5,6} = \frac{28}{m(N)} \rightarrow m(N) = \frac{5,6 . 28}{80} = 1.96\ g$$

- نحسب الآن نسبة الأزوت في العينة ذات الكتلة $m_0 = 6\ g$.

$$P = \frac{m(N)}{m_0}.100 \rightarrow P = \frac{1,96}{6}.100 \approx 33\,\%$$

نستنتج أن النسبة الموجودة على لاصقة كيس المنتوج الصناعي صحيحة .

** الأستاذ : فرقاني فارس **
ثانوية مولود قاسم نايت بلقاسم
الخروب - قسنطينة
Fares_Fergani@yahoo.Fr

نرجو إبلاغنا عن طريق البريد الإلكتروني بأي خلل في الدروس أو التمارين و حلولها .
وشكرا مسبقا

لتحميل نسخة من هذا الملف و للمزيد . أدخل موقع الأستاذ :

www.sites.google.com/site/faresfergani