

الوحدة 04: تطور جملة كيميائية نحو حالة التوازن (استثنائية)

المستوى: السنة الثالثة ثانوي جميع الشعب العلمية المجال: التطورات الرتببة الوحدة 04: تطور جملة كيميائية نحو حالة التوازن	الأستاذ: المدة الاجمالية للوحدة: 15 ساعة استثنائية
--	---

مؤشرات الكفاءة:	1- يقيس pH لتحديد طبيعة محلول. 2- يميز بين الأحماض والأسس القوية والضعيفة. 3- يكتب معادلة التفاعل بين حمض وأساس. 4- يقارن التقدم النهائي والأعظمي ليرز التوازن الكيميائي. 5- يستعمل Ka و PKa لمقارنة بعض الثنائيات. 6- يوظف المنحنى pH بدلالة الحجم لتعيين تركيز محلول.
البطاقات التجريبية	1- تأثير حمض وأساس على الماء 2- المعايرة pH مترية
مراحل سير الوحدة:	1- (pH) محلول مائي 1-1- تعريف الـ pH والخاصية المميزة له 2-1- شروط قياس الـ pH 3-1- مفهوم الحمض والأساس حسب لوري – برونشتد 2- تأثير حمض وأساس على الماء 3- تطور جملة كيميائية نحو حالة التوازن 1-3- مقارنة التقدم النهائي والتقدم الأعظمي 2-3- مفهوم حالة التوازن أ- اتجاه تطور جملة كيميائية ب- حالة التوازن لجملة كيميائية 3-3- كسر التفاعل Q_r 4-3- ثابت التوازن K 5-3- تأثير الحالة الابتدائية لجملة كيميائية على حالة التوازن 4 - التحولات حمض - أساس 1-4- التشرذ الذاتي للماء 2-4- ثوابت الحموضة Ka و pKa للثنائيات (أساس/حمض) * العلاقة بين pH و pKa * مجالات تغلب الصفة الحمضية أو الأساسية لثنائية (AH / A^-) * مخطط توزيع الصفة الغالبة 3-4- تطبيق على الكواشف الملونة 5- المعايرة pH مترية: معايرة حمض ضعيف بواسطة أساس قوي
المراجع:	الكتاب المدرسي- الوثيقة المرافقة - وثائق الأنترنت
التقويم:	تمارين هادفة من الكتاب المدرسي تحقق الكفاءات المستهدفة

البطاقة التربوية للدرس 1

<u>المستوى:</u> السنة الثالثة ثانوي جميع الشعب <u>المجال:</u> التطورات الرتبية <u>الوحدة 04:</u> تطور جملة كيميائية نحو حالة التوازن <u>الموضوع:</u> قياس pH محاليل مائية ممددة	<u>الأستاذ:</u> <u>المدة الإجمالية للوحدة:</u> 15 ساعة استثنائية <u>نوع النشاط:</u> نظري <u>المدة:</u> 4 حصص مدة كل حصّة 45 دقيقة
<u>مؤشرات الكفاءة:</u> 1- قياس pH محاليل مائية ممددة بواسطة جهاز pH - متر. 2- يميز بين الأحماض والأسس القوية والضعيفة. 3- يكتب معادلة التفاعل بين حمض وأساس. 4- يقارن التقدم النهائي والأعظمي ليرز التوازن الكيميائي.	<u>النشاطات المقترحة:</u> تأثير حمض وأساس على الماء

المدة	مراحل سير الدرس
<u>عناصر الدرس:</u> <u>1- (pH) محلول مائي</u> 1-1- تعريف الـ pH والخاصية المميزة له 2-1- شروط قياس الـ pH 3-1- مفهوم الحمض والأساس حسب لوري – برونشتد <u>2- تأثير حمض وأساس على الماء</u> <u>3- تطور جملة كيميائية نحو حالة التوازن</u> 1-3- مقارنة التقدم النهائي والتقدم الأعظمي	45 د 45 د 45 د 45 د

الأنشطة داخل القسم

<u>نشاط التلميذ</u> 1- استرجاع المعلومات والكفاءات القبلية للسنة الثانية حول درس الأحماض والأسس. 2- ينجز التلاميذ التجربة ويستدعون الأستاذ بعد انتهائهم من الإجابة على أسئلة النشاط التجريبي. 3- يقوم بنشاط بحيث يقوم مقارنة التقدم النهائي والتقدم الأعظمي.	<u>نشاط الأستاذ</u> 1- يطرح الإشكالية: هل كل التحولات تامة؟ والتذكير بما درس في الوحدة الأولى واعتبار التحولات كلها تامة. 2- يعرف pH محلول مائي ويعطي العلاقة بين قيمة الـ pH وتركيز شاردة الهيدرونيوم. 3- يعطي مفهوم الحمض والأساس حسب لوري – برونشتد 4- يوجه الإجابات وتصحيحها.
<u>المراجع:</u> الكتاب المدرسي، التدرج، دليل الأستاذ، الوثيقة المرافقة، وثائق من شبكة الأنترنت.	<u>الوسائل المستعملة:</u> حوجلة سعتها 100mL - ميزان - حمض الإيثانويك (CH_3COOH) - ماصة عيارية - الماء المقطر - حمض كلور الهيدروجين HCl - محلول هيدروكسيد الصوديوم ($Na^+ + OH^-$) - محلول ميثيل أمين (CH_3NH_2) - مقياس الـ pH متر.

1- pH محلول مائي:

1-1- تعريف الـ pH والخاصية المميزة له:

يتغير pH المحاليل المائية عمليا من 0 إلى 14 وحسب قيم الـ pH نصنف المحاليل المائية إلى ثلاثة أصناف:

المحلول المائي المعتدل: يتميز بـ $[H_3O^+] = [OH^-]$ وهذا يعني $pH = 7$

المحلول المائي الحمضي: يتميز بـ $[H_3O^+] > [OH^-]$ وهذا يعني $pH < 7$

المحلول المائي الأساسي: يتميز بـ $[H_3O^+] < [OH^-]$ وهذا يعني $pH > 7$

تم الاعتماد على مقدار يسمى الـ pH حيث نعتبر أن $[H_3O^+] = 10^{-pH}$

وتعطى الـ pH المحاليل المائية كذلك بالعلاقة: $pH = -\log[H_3O^+]_f$ وذلك من أجل المحاليل الممددة فقط

1-2- شروط قياس الـ pH :

لمعرفة تركيز شوارد الهيدرونيوم $[H_3O^+]$ في محلول مائي، نقوم بقياس الـ pH المحلول بواسطة جهاز الـ pH -متر ويشتد لذلك:

1- أن يكون في البشركمية كافية من المحلول.

2- التأكد من التوصيل الجيد لمسبار الجهاز. الجزء الذي يمكن من القياس يجب أن يكون مغمورا كليا.

3- معايرة الجهاز الـ pH متر قبل استعماله.

4- غسل المسبار كليا بواسطة الماء المقطر ثم تجفيفه بواسطة ورق ماص، ثم غسله بالماء المقطر ووضعه في المحلول الحافظ بعد كل قياس

1-3- مفهوم الحمض والأساس حسب برونشتد:

أ- مفهوم برونشتد للحمض:

الحمض هو كل مركب كيميائي جزئي أو شاردة يفقد بروتون (H^+) أو أكثر أثناء تفاعل كيميائي ونكتب $AH \rightarrow A^- + H^+$

مثال $HCl \rightarrow H^+ + Cl^-$

ب- مفهوم برونشتد للأساس:

الأساس هو كل فرد كيميائي جزئي أو شاردة يكتسب بروتون (H^+) أو أكثر أثناء تفاعل كيميائي ونكتب $A^- + H^+ \rightarrow AH$

مثال $NH_3 + H^+ \rightarrow NH_4^+$

2- تأثير حمض و أساس على الماء :

الإشكالية: هل كل التحولات تامة؟

الأدوات المستعملة: حوجلة سعتها (100ml) -ميزان- حمض الإيثانويك (CH_3COOH) -ماصة عيارية- الماء المقطر- حمض كلور

الهيدروجين HCl -محلول هيدروكسيد الصوديوم ($Na^+ + OH^-$) -محلول مثيل أمين (CH_3NH_2) -مقياس pH متر

نشاط تجريبي 1: تأثير حمض على الماء

مقارنة قوة المحاليل الحمضية

عند ($25^\circ C$) نعتبر محلولين عند نفس درجة الحرارة.

المحلول	تركيزه $C(mol/l)$	قياس pH له	تركيز $[H_3O^+]_f (mol/l)$
محلول لكلور الهيدروجين HCl	$C_1 = 10^{-2}$	$pH_1 = 2$	$[H_3O^+]_f = 10^{-pH_1} = 10^{-2} mol/l$
محلول لحمض الايثانويك CH_3COOH	$C_2 = 10^{-2}$	$pH_2 = 3,4$	$[H_3O^+]_f = 10^{-pH_2} = 10^{-3,4}$ $[H_3O^+]_f = 3,9.10^{-4} mol/l$

1. قارن بين $[H_3O^+]_f$ و C في كل محلول؟

في المحلول (S_1) نجد أن $[H_3O^+]_f = 10^{-2} = C_1$

في المحلول (S_2) نجد أن $[H_3O^+]_f = 3,9 \cdot 10^{-4} < C_2$

2. ماذا تستنتج بالنسبة لكل محلول؟

من العلاقة $[H_3O^+]_f = C_1$ نستنتج أن حمض HCl يتشرد كلياً في الماء أي أنه حمض قوي.

من العلاقة $[H_3O^+]_f < C_2$ نستنتج أن حمض CH_3COOH يتشرد جزئياً في الماء أي أنه حمض ضعيف.

3. كتابة معادلي التفاعل:

بالنسبة للمحلول (S_1): $HCl + H_2O \rightarrow H_3O^+ + Cl^-$

بالنسبة للمحلول (S_2): $CH_3COOH + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + CH_3COO^-$

نتيجة:

نقول عن حمض أنه **قوي** إذا تشرد **كلياً** في الماء ويكون التفاعل **تام**

نقول عن حمض أنه **ضعيف** إذا تشرد **جزئياً** في الماء ويكون التفاعل **غير تام**

نشاط تجريبي 2: تأثير أساس على الماء

مقارنة قوة المحاليل الأساسية

عند $25^\circ C$ نعتبر محلولين عند نفس درجة الحرارة.

المحلول	تركيزه $C (mol/l)$	قياس (pH) له	تركيز $[OH^-]_f (mol/l)$
محلول هيدروكسيد الصوديوم ($Na^+ + OH^-$)	$C_1 = 10^{-2}$	$pH_1 = 12$	تركيز $[OH^-]_f$ بـ (mol/l) $[H_3O^+]_f = 10^{-pH_1} = 10^{-12} mol/l$ ولدينا عند $25^\circ C$: الجداء الشاردي $Ke = [H_3O^+]_f \cdot [OH^-]_f$ ومنه نجد: $[OH^-]_f = 10^{-2} mol/l$
محلول مثيل أمين (CH_3NH_2)	$C_2 = 10^{-2}$	$pH_2 = 10,8$	$[H_3O^+]_f = 10^{-pH_2} = 10^{-10,8} = 1,58 \cdot 10^{-11} mol/l$ وحسب الجداء الشاردي نجد: $[OH^-]_f = 6,33 \cdot 10^{-4} mol/l$

1. قارن بين $[OH^-]_f$ و C في كل محلول ؟

في المحلول (S_1) نجد $[OH^-]_f = 10^{-2} = C_1$

في المحلول (S_2) نجد $[OH^-]_f = 6,33 \cdot 10^{-4} < C_2$

2. ماذا تستنتج بالنسبة لكل محلول؟

من العلاقة $[OH^-]_f = C_1$ نستنتج أن $(NaOH)$ ينحل كلياً في الماء أي أنه أساس قوي.

من العلاقة $[OH^-]_f < C_2$ نستنتج أن (CH_3NH_2) ينحل جزئياً في الماء أي أنه أساس ضعيف.

3. كتابة معادلي التفاعل:

بالنسبة للمحلول (S_1): $(NaOH)_s \xrightarrow{H_2O} (Na^+ + OH^-)_{aq}$

بالنسبة للمحلول (S_2): $(CH_3NH_2) + H_2O \rightleftharpoons CH_3NH_3^+ + OH^-$

نتيجة:

نقول عن أساس أنه **قوي** إذا تشرد **كلياً** في الماء ويكون التفاعل **تام**

نقول عن أساس أنه **ضعيف** إذا تشرد **جزئياً** في الماء ويكون التفاعل **غير تام**

2- تأثير حمض و أساس على الماء:

الإشكالية: هل كل التحولات تامة؟

الأدوات المستعملة: حوجلة سعتها (100ml) - ميزان - حمض الإيثانويك (CH_3COOH) - ماصة عيارية - الماء المقطر - حمض كلور الهيدروجين (HCl) - محلول هيدروكسيد الصوديوم ($Na^+ + OH^-$) - محلول مثيل أمين (CH_3NH_2) - مقياس pH متر

نشاط تجريبي 1: تأثير حمض على الماء**مقارنة قوة المحاليل الحمضية**عند ($25^\circ C$) نعتبر محلولين عند نفس درجة الحرارة.

المحلول	تركيزه $C(mol/l)$	قياس pH له	تركيز $[H_3O^+] \rightarrow (mol/l)$
محلول لكلور الهيدروجين HCl	$C_1 = 10^{-2}$	$pH_1 = 2$	
محلول لحمض الايثانويك CH_3COOH	$C_2 = 10^{-2}$	$pH_2 = 3,4$	

1. قارن بين $[H_3O^+]$ و C في كل محلول؟في المحلول (S_1) نجد أن.....في المحلول (S_2) نجد أن.....**2. ماذا تستنتج بالنسبة لكل محلول؟**من العلاقة..... نستنتج أن حمض HCl يتشرد..... في الماء أي انه حمضمن العلاقة..... نستنتج أن حمض CH_3COOH يتشرد..... في الماء أي انه حمض**3. كتابة معادلي التفاعل:**بالنسبة للمحلول (S_1):بالنسبة للمحلول (S_2):**نتيجة:**

نقول عن حمض أنه إذا تشرد في الماء ويكون التفاعل

نقول عن حمض أنه إذا تشرد في الماء ويكون التفاعل

نشاط تجريبي 2: تأثير أساس على الماء**مقارنة قوة المحاليل الأساسية**عند $25^\circ C$ نعتبر محلولين عند نفس درجة الحرارة.

المحلول	تركيزه $C(mol/l)$	قياس (pH) له	تركيز $[OH^-] \rightarrow (mol/l)$
محلول هيدروكسيد الصوديوم ($Na^+ + OH^-$)	$C_1 = 10^{-2}$	$pH_1 = 12$	

.....	$PH_2 = 10,8$	$C_2 = 10^{-2}$	محلول مثيل أمين (CH_3NH_2)
----------------------------------	---------------	-----------------	-----------------------------------

1. قارن بين $[OH^-]$ و C في كل محلول ؟

في المحلول (S_1) نجد

في المحلول (S_2) نجد

2. ماذا تستنتج بالنسبة لكل محلول؟

من العلاقة نستنتج أن ينحل في الماء أي أنه أساس

من العلاقة نستنتج أن ينحل في الماء أي أنه أساس

3. كتابة معادلتى التفاعل:

بالنسبة للمحلول (S_1):

بالنسبة للمحلول (S_2):

نتيجة:

نقول عن أساس أنه إذا تشرّد في الماء ويكون التفاعل

نقول عن أساس أنه إذا تشرّد في الماء ويكون التفاعل

3- تطور جملة كيميائية نحو حالة التوازن:

1-1- مقارنة التقدم النهائي والتقدم الأعظمي:

نشاط تجريبي 1:

نحضر (V = 1l) من محلول كلور الهيدروجين (HCl) وذلك بإذابة (V = 240ml) من غاز (HCl) في الماء المقطر. ثم نقيس (PH) المحلول فنجد 2 في الشروط التجريبية يكون الحجم المولي $V_M = 22,4l / mol$



2. انجاز جدول تقدم التفاعل:

معادلة التفاعل		$HCl_{(g)} + H_2O_{(l)} \rightarrow H_3^+O_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$			
حالة الجملة	التقدم	كميات المادة (mol)			
الحالة الابتدائية	0	0,01	زيادة	0	0
الحالة الانتقالية	x	0,01 - x	زيادة	x	x
الحالة النهائية	x_{max}	0,01 - x_{max}	زيادة	x_{max}	x_{max}

3. تعيين قيمة التقدم الأعظمي x_{max} :

من خلال جدول التقدم وبفرض أن $HCl_{(g)}$ اختفى كليا أي $0,01 - x_{max} = 0$ أي $x_{max} = 0,01mol$

4. تعيين قيمة التقدم النهائي x_f :

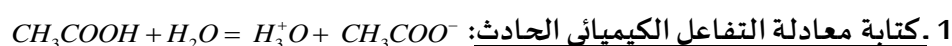
لدينا $PH = 2$ يعني $[H_3^+O]_f = 10^{-PH} = 10^{-2}mol / l$ فيكون التقدم النهائي $x_f = [H_3^+O]_f \cdot V$ أي: $x_f = 10^{-2} \cdot 1 = 10^{-2}mol$

5. حساب النسبة $\frac{x_f}{x_{max}} = 1 : \frac{x_f}{x_{max}} = 100\%$ يعني $\frac{x_f}{x_{max}} = 100\%$

6. استنتاج: مما سبق نستنتج أن تفاعل غاز HCl مع الماء تاما.

نشاط تجريبي 2:

في درجة حرارة اعتيادية نذيب (0,1mol) من حمض الخل (CH_3COOH) في لتر من الماء المقطروبعد الرج نقيس PH المحلول فنجد 2,9



2. انجاز جدول تقدم التفاعل:

معادلة التفاعل		$CH_3COOH + H_2O = H_3^+O + CH_3COO^-$			
حالة الجملة	التقدم	كميات المادة (mol)			
الحالة الابتدائية	0	0,1mol	زيادة	0	0
الحالة الانتقالية	x	0,1 - x	زيادة	x	x
الحالة النهائية	x_{max}	0,1 - x_{max}	زيادة	x_{max}	x_{max}

3. تعيين قيمة التقدم الأعظمي x_{max} :

من خلال جدول التقدم وبفرض أن $HCl_{(g)}$ اختفى كليا أي $0,1 - x_{max} = 0$ أي $x_{max} = 0,1mol$

4. تعيين قيمة التقدم النهائي x_f :

لدينا $PH = 2,9$ يعني $[H_3^+O]_f = 10^{-PH} = 10^{-2,9}mol / l$ فيكون التقدم النهائي $x_f = [H_3^+O]_f \cdot V$

أي: $x_f = 10^{-2,9} \cdot 1 = 1,26 \cdot 10^{-3}mol$

5. حساب النسبة $\frac{x_f}{x_{max}} = 0,0126 : \frac{x_f}{x_{max}} = 1,26\%$ يعني $\frac{x_f}{x_{max}} = 1,26\%$

6. الاستنتاج:

المتفاعل المحد (CH_3COOH) لم يستهلك كليا وهذا يعني أن التفاعل غير تام أي أن عند الحالة النهائية للجملة تكون المتفاعلات والنواتج متواجدة في الوسط التفاعلي في نفس الوقت.

7. الخلاصة: نعرف نسبة التقدم في اللحظة (t) بـ $\left(\tau_F = \frac{x_F}{x_{\max}} \right)$ حيث (τ_F) عددا دون وحدة يعبر عنه بنسبة مئوية ($0 < \tau_F \leq 1$) وتتغير هذه

النسبة خلال تطور الجملة. تسمى النسبة النهائية للتقدم عند بلوغ الجملة حالتها النهائية $\tau_F = \frac{x_F}{x_{\max}}$

يكون التحول تاما إذا كان $\tau_F = 1$ أي $\tau_F = 100\%$

يكون التحول غير تاما محدودا إذا كان $\tau_F < 1$ أي $\tau_F < 100\%$

البطاقة التربوية للدرس 2

المستوى: السنة الثالثة ثانوي جميع الشعب. المجال: التطورات الرتيبة. الوحدة 04: تطور جملة كيميائية نحو حالة التوازن. الموضوع: مفهوم حالة التوازن.	الأستاذ: المدة الإجمالية للوحدة: 15 ساعة استثنائية نوع النشاط: نظري. المدة: 4 حصص مدة كل حصّة 45 دقيقة.
مؤشرات الكفاءة: 1- يعرف كسر التفاعل Q_r وثابت التوازن الكيميائي K 2- يعرف تأثير الحالة الابتدائية لجملة كيميائية على حالة التوازن	النشاطات المقترحة: تأثير الحالة الابتدائية لجملة كيميائية على حالة التوازن

المدة	مراحل سير الدرس
45 د	عناصر الدرس: 2-3- مفهوم حالة التوازن
45 د	أ- اتجاه تطور جملة كيميائية ب- حالة التوازن لجملة كيميائية
45 د	3-3- كسر التفاعل Q_r
45 د	4-3- ثابت التوازن K
	5-3- تأثير الحالة الابتدائية لجملة كيميائية على حالة التوازن
الأنشطة داخل القسم	
نشاط التلميذ 1- يدرس تحولات مختلفة (تامة ومحدودة) ويسجلون مفاهيم كسر التفاعل وثابت التوازن الكيميائي على السبورة. 2- ينجز التلاميذ النشاطات المختلفة للأنشطة ويستدعون الأستاذ بعد انتهائهم من الإجابة على أسئلة النشاط. 3- استخراج العلاقة بين ثابت التوازن، النسبة النهائية لتقدم التفاعل والتركيز المولي.	نشاط الأستاذ 1- يعرف كسر التفاعل وثابت التوازن الكيميائي. 2- يطلب من أحد التلاميذ استخراج العلاقة بين ثابت التوازن والنسبة النهائية لتقدم التفاعل والتركيز المولي للمحلول مع توجيهه. ثم يطرح الأسئلة على التلاميذ لاستنتاج كيفية تغير النسبة النهائية لتقدم التفاعل بدلالة ثابت التوازن ويسجل ذلك على السبورة. 3- يراقب عمل التلاميذ. 4- توجيه الإجابات وتصحيحها
المراجع: الكتاب المدرسي، التدرج، دليل الأستاذ، الوثيقة المرافقة، وثائق من شبكة الأنترنت.	الوسائل المستعملة: محلول لحمض البروبانويك C_2H_5COOH - مقياس الـ pH متر-جهاز قياس الناقلية - حوالة سعتها 100ml - ميزان - حمض الإيثانويك CH_3COOH - ماصة عيارية - الماء المقطر

أ- اتجاه تطور جملة كيميائية:

يمكن أن تحدث عدة تفاعلات كيميائية في نفس الوقت وفي نفس الوسط في الاتجاه المباشر أو الاتجاه العكسي وذلك حسب الشروط المفروضة حيث الرمز = لا يعين اتجاه التطور أما معادلة التفاعل فهي تعبر عن انحفاظ الكتلة والشحنة فقط

ب- حالة التوازن لجملة كيميائية:

عند تحضير محلول حمض الايثانويك ذي التركيز المولي ($C = 0,1 \text{ mol / l}$) وجد أن قيمة الـ pH للمحلول هي 2,9

1. كتابة معادلة التفاعل الكيميائي الحادث: $CH_3COOH + H_2O = H_3^+O + CH_3COO^-$

2. الأفراد الكيميائية المتواجدة في المحلول هي: $CH_3COOH, H_2O, H_3^+O, CH_3COO^-, OH^-$

$$[H_3^+O]_f = [CH_3COO^-]_f = 10^{-pH} = 1,26 \cdot 10^{-3} \text{ mol / l}$$

حساب التراكيز المولية لها:

$$[CH_3COOH]_f = C - [CH_3COO^-]_f = 9,8 \cdot 10^{-2} \text{ mol / l}$$

3. الاستنتاج: نستنتج أن جميع الأفراد الكيميائية متواجدة في الجملة عند الحالة النهائية وبكميات ثابتة، إذا الجملة في حالة توازن لأن التحول غير تاما.

3-3- كسر التفاعل Q_r :

إن كسر التفاعل Q_r مقدار يميز الجملة الكيميائية وهي في حالة ما. قيمته خلال التفاعل تدلنا على مدى تقدم التفاعل وعبارته تتعلق بطبيعة الجملة

$$Q_r = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b} \text{ لنعتبر التفاعل ذي المعادلة: } aA + bB = cC + dD \text{ كسر التفاعل في أية حالة:}$$

* اصطلاحات في كيفية كتابة Q_r :

$$Q_r = \frac{[H_3^+O] \cdot [HCOO^-]}{[HCOOH] \cdot 1} \text{ معادلة التفاعل للميثانويك مع الماء هي: } HCOOH + H_2O = H_3^+O + HCOO^- \text{ كسر التفاعل هو:}$$

$$Q_r = \frac{[Zn^{2+}] \cdot 1}{[Cu^{2+}] \cdot 1} \text{ معادلة التفاعل لمعدن الزنك مع شوارد النحاس: } Zn_{(s)} + Cu^{2+}_{(aq)} = Cu_{(s)} + Zn^{2+}_{(aq)} \text{ كسر التفاعل هو:}$$

علاقة كسر التفاعل بتقدم التفاعل:

ليكن التفاعل التالي: $CH_3COOH + H_2O = H_3^+O + CH_3COO^-$

1. جدول تقدم التفاعل:

معادلة التفاعل		$CH_3COOH + H_2O = H_3^+O + CH_3COO^-$			
حالة الجملة	التقدم	كميات المادة (mol)			
الحالة الابتدائية	0	n_0	زيادة	0	0
الحالة الانتقالية	x	$n_0 - x$	زيادة	x	x
الحالة النهائية	x_m	$n_0 - x_m = 0$	زيادة	x_m	x_m

2. التراكيز المولية للأفراد الكيميائية بدلالة التقدم في التفاعل x :

$$Q_r = \frac{[H_3^+O] \cdot [CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} = \frac{x^2}{V(n_0 - x)} \Leftrightarrow [CH_3COOH] = \frac{n_0 - x}{V}, [H_3^+O] = \frac{x}{V}, [CH_3COO^-] = \frac{x}{V}$$

ملاحظة: خلال التحول الكيميائي التقدم x يتغير من 0 إلى التقدم النهائي x_f فهذا يعني أن Q_r يتغير من Q_{ri} إلى Q_{rf} .

4-3- ثابت التوازن K:

نعتبر محلولين لحمض الايثانويك عند نفس درجة الحرارة:

المحلول	تركيزه المولي	قياس الـ pH	كسر التفاعل النهائي
محلول (S ₁)	$C_1 = 10^{-2} \text{ mol/l}$	$pH_1 = 3,40$	$Q_{rf} = 1,65 \cdot 10^{-5} \text{ mol/l}$
محلول (S ₂)	$C_2 = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol/l}$	$pH_2 = 3,56$	$Q_{rf} = 1,65 \cdot 10^{-5} \text{ mol/l}$

الاستنتاج: عند حالة التوازن لجملة كيميائية، كسر التفاعل النهائي لا يتعلق بالتركيب الابتدائي للجملة، كل معادلة تفاعل ترفق

بثابت (K) يسمى ثابت التوازن قيمته تساوي إلى (Q_{rf}) ولا يتعلق إلا بدرجة الحرارة. من أجل تفاعل في وسط مائي: $K = Q_{rf}$.
حيث الحالة النهائية تمثل حالة التوازن.

5-3- تأثير الحالة الابتدائية لجملة كيميائية على حالة التوازن:

* **النسبة النهائية لتقدم التفاعل والحالة الابتدائية:**

نعتبر محلولين (S₁), (S₂) لحمض البروبانويك تركيزهما المولي على الترتيب $C_1 = 10^{-2} \text{ mol/l}$, $C_2 = 10^{-3} \text{ mol/l}$ نقيس الناقلية النوعية لكل

محلول بواسطة جهاز قياس الناقلية، فنجد $\sigma_1 = 143 \cdot 10^{-4} \text{ S/m}$, $\sigma_2 = 43 \cdot 10^{-4} \text{ S/m}$

نعطي: $\lambda_{H_3O^+} = 35 \text{ ms.m}^2 / \text{mol}$, $\lambda_{C_2H_5COO^-} = 3,58 \text{ ms.m}^2 / \text{mol}$

1. كتابة معادلة التفاعل الكيميائي الحادث: $C_2H_5COOH + H_2O = H_3O^+ + C_2H_5COO^-$

2. الأفراد الكيميائية المتواجدة في كل محلول هي: $OH^-, C_2H_5COOH, H_2O, H_3O^+, C_2H_5COO^-$

3. حساب التراكيز المولية للأفراد الكيميائية المتواجدة في كل محلول:

$$\sigma_1 = \lambda_{H_3O^+} \cdot [H_3O^+] + \lambda_{C_2H_5COO^-} \cdot [C_2H_5COO^-] = [H_3O^+] \cdot (\lambda_{H_3O^+} + \lambda_{C_2H_5COO^-})$$

(النسبة للمحلول (S₁))

$$[H_3O^+] = \frac{\sigma_1}{(\lambda_{H_3O^+} + \lambda_{C_2H_5COO^-})} = 3,71 \cdot 10^{-3} \text{ mol/l}$$

$$[H_3O^+]_f = [C_2H_5COO^-]_f = 3,71 \cdot 10^{-3} \text{ mol/l}$$

$$[C_2H_5COOH]_f = C_1 - [C_2H_5COO^-]_f = 9,63 \cdot 10^{-3} \text{ mol/l}$$

$$[H_3O^+]_f = [C_2H_5COO^-]_f = 1,11 \cdot 10^{-4} \text{ mol/l}$$

$$[C_2H_5COOH]_f = C_2 - [C_2H_5COO^-]_f = 8,89 \cdot 10^{-4} \text{ mol/l}$$

(النسبة للمحلول (S₂))

4. حساب قيمة (τ_f) في كل محلول: لدينا $\tau_f = \frac{[H_3O^+]}{C}$ للمحلول (S₁): تكون $\tau_{f1} = 3,7\%$ ، للمحلول (S₂): تكون $\tau_{f2} = 11\%$

5- الاستنتاج: النسبة النهائية لتقدم التفاعل تتعلق بالحالة الابتدائية للجملة.

* **النسبة النهائية لتقدم التفاعل وثابت التوازن:**

نعتبر التفاعل بين حمض عضوي نرمز له اختصاراً AH والماء: $AH + H_2O = H_3O^+ + A^-$

$$K = Q_{rf} = \frac{[H_3O^+] \cdot [A^-]}{[AH]}$$

$$[H_3O^+] = [A^-] = \tau \cdot C \text{ وكذلك } [H_3O^+] = \tau \cdot C \text{ ومنه } \tau = \frac{[H_3O^+]}{C}$$

$$K = \frac{\tau C \cdot \tau C}{C - \tau C} = \frac{\tau^2 \cdot C}{1 - \tau} \text{ ومنه } [AH] = C - [H_3O^+] = C - \tau \cdot C$$

3. الاستنتاج: النسبة النهائية لتقدم التفاعل تتعلق بثابت التوازن

البطاقة التربوية للدرس 3

<u>المستوى:</u> السنة الثالثة ثانوي جميع الشعب. <u>المجال:</u> التطورات الرتيبة. <u>الوحدة 04:</u> تطور جملة كيميائية نحو حالة التوازن. <u>الموضوع:</u> التحولات حمض أساس.	<u>الأستاذ:</u> <u>المدة الإجمالية للوحدة:</u> 11,25 ساعة استثنائية <u>نوع النشاط:</u> نظري <u>المدة:</u> 5 حصص مدة كل حصّة 45 دقيقة
<u>مؤشرات الكفاءة:</u> 1- يستعمل ثابتي الحموضة Ka و pKa لمقارنة بعض الثنائيات 2- يعرف الصفة الغالبة في محلول 3- يوظف المنحنى $pH = f(V)$ لتعيين تركيز محلول 4- يستغل منحنى المعايرة في تعيين نقطة التكافؤ ونصف التكافؤ	<u>النشاطات المقترحة:</u> المعايرة pH متريّة

المدة	مراحل سير الدرس
<u>عناصر الدرس:</u> <u>4 - التحولات حمض - أساس</u> 1-4- التشرد الذاتي للماء 2-4- ثوابت الحموضة Ka و pKa للثنائيات (أساس/حمض): * العلاقة بين pH و pKa * مجالات تغلب الصفة الحمضية أو الأساسية لثنائية (AH / A^-) * مخطط توزيع الصفة الغالبة 3-4- تطبيق على الكواشف الملونة <u>5- المعايرة pH متريّة: معايرة حمض ضعيف بواسطة أساس قوي</u>	45 د 45 د 45 د 45 د 45 د

الأنشطة داخل القسم

<u>نشاط الأستاذ</u> 1- يراقب عمل التلاميذ. وفي النهاية يعرف ثوابت الحموضة Ka, pKa للثنائيات (أساس/حمض) 2- يطرح الأسئلة على التلاميذ لاستنتاج كيفية توزيع الصفة الغالبة ويسجل ذلك على السبورة. 3- يذكر بتفاعل حمض - أساس 4- تعريف المعايرة وطرق المعايرة المدروسة في السنة الماضية ويشرح باختصار المعايرة الـ pH - متريّة 5- يراقب عمل التلاميذ باستمرار. 6- توجيه الإجابات وتصحيحها.	<u>نشاط التلميذ</u> 1- يتذكر التفكك الذاتي للماء وسلم الـ pH ويسجل ذلك على السبورة. 2- يعرف التشرد الذاتي للماء وسلم الـ pH 3- يعرف ثوابت الحموضة Ka, pKa 4- الإجابة على أسئلة النشاط. 5- رسم مخططات توزيع الصفة الغالبة ومجالات التغلب 6- يعالج معطيات تجربة المعايرة pH متريّة ثم يجيب على أسئلة الوثيقة المقدمة
<u>الوسائل المستعملة:</u> بيشر سعته 100mL - سحاحة - ميزان - حمض الإيثانويك CH_3COOH - ماصة عيارية - الماء المقطر - محلول هيدروكسيد الصوديوم - مقياس pH متر - مخلوط مغناطيسي $(Na^+ + OH^-)$	<u>المراجع:</u> الكتاب المدرسي، التدرج، دليل الأستاذ، الوثيقة المرافقة، وثائق من شبكة الأنترنت.

4-التحولات حمض .أساس:

1-1-التشرد الذاتي للماء:

الماء المقطريتك ذاتيا إلى شوارد (H_3O^+) و (OH^-) وفق التفاعل ذي المعادلة $2H_2O = H_3O^+ + OH^-$
نعرف الجداء الشاردي للماء (Ke) في المحاليل المائية كما يلي: $Ke = [H_3O^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14}$ عند $25^\circ C$
نعرف المقدار $pKe = -\log Ke$ أي $Ke = 10^{-pKe}$ ومنه: $pKe = 14$ عند $25^\circ C$

2-2-ثوابت الحموضة Ka و pKa للثنائيات (أساس/حمض):

1- بالنسبة لانحلال حمض AH في الماء: $AH + H_2O = H_3O^+ + A^-$

نعرف ثابت الحموضة Ka للثنائية (AH / A^-) بـ: $Ka = \frac{[H_3O^+]_f \cdot [A^-]_f}{[AH]_f} = K$

نعرف الـ pKa للثنائية (AH / A^-) كالتالي: $pKa = -\log Ka$ $Ka = 10^{-pKa} \Leftrightarrow$

2- بالنسبة لانحلال أساس B في الماء: $B + H_2O = BH^+ + HO^-$

نعرف ثابت الحموضة Ka للثنائية (BH^+ / B) بـ: $Ka = \frac{[HO^-]_f \cdot [B]_f}{[BH^+]_f} = \frac{[HO^-]_f \cdot [B]_f \cdot [H_3O^+]_f}{[BH^+]_f \cdot [H_3O^+]_f} = \frac{Ke}{K}$

ملاحظة:

ثوابت الحموضة Ka و pKa تمكن من مقارنة قوة الأحماض فيما بينها وكذلك قوة الأسس فيما بينها.
كلما كان Ka أكبر كان pKa أصغر فكان الحمض أقوى والأساس أضعف.
كلما كان Ka أصغر كان pKa أكبر فكان الأساس أقوى والحمض أضعف.

*العلاقة بين pH و pKa : من أجل كل ثنائية (AH / A^-) لدينا $pKa = -\log Ka = -\log \left(\frac{[H_3O^+]_f \cdot [A^-]_f}{[AH]_f} \right) = -\log \left([H_3O^+]_f \cdot \frac{[A^-]_f}{[AH]_f} \right)$

$$pKa = -\log [H_3O^+]_f - \log \frac{[A^-]_f}{[AH]_f} \Rightarrow pKa = pH - \log \frac{[A^-]_f}{[AH]_f} \Rightarrow pH = pKa + \log \frac{[A^-]_f}{[AH]_f}$$

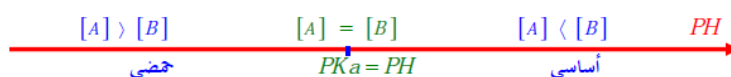
*مجالات تغلب الصفة الحمضية أو الأساسية لثنائية (AH / A^-)

العلاقة $pH = pKa + \log \frac{[A^-]_f}{[AH]_f}$ تبرز ثلاث حالات .

إذا كان $pH = pKa$ يعني $\log \frac{[A^-]_f}{[AH]_f} = 0$ ومنه $\frac{[A^-]_f}{[AH]_f} = 1$ ومنه: $[AH]_f = [A^-]_f$ ومنه لا توجد صفة غالبة .

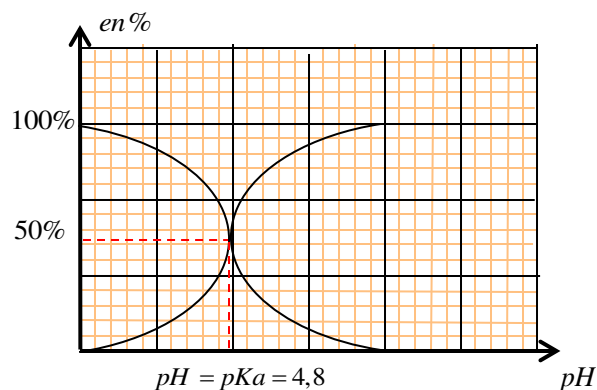
إذا كان $pH > pKa$ يعني $\log \frac{[A^-]_f}{[AH]_f} > 0$ ومنه $\frac{[A^-]_f}{[AH]_f} > 1$ ومنه: $[AH]_f < [A^-]_f$ ومنه الصفة غالبة أساسية.

إذا كان $pH < pKa$ يعني $\log \frac{[A^-]_f}{[AH]_f} < 0$ ومنه $\frac{[A^-]_f}{[AH]_f} < 1$ ومنه: $[AH]_f > [A^-]_f$ ومنه الصفة غالبة حمضية.



مجالات تغلب الصفة الحمضية او الصفة الاساسية للثنائية (A/B)

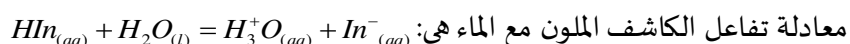
*مخطط توزيع الصفة الغالبة:



نسمي مخطط التوزيع للشكل الحمضي أو الشكل الأساسي، المخطط الذي يعطي نسبة كل شكل بدلالة الـ (pH) في مثال حمض الميثانويك عند تقاطع المنحنيين يكون $HCOOH \% = HCOO^{-} \%$ ويكون $pH = pKa = 4,8$

3-4-تطبيق على الكواشف الملونة:

الكاشف الملون عبارة عن ثنائية (أساس/حمض) حيث الصفة الحمضية والصفة الأساسية ليس لهما نفس اللون ونرمز للثنائية بالرمز: (HIn / In^{-})



يعطي أزرق البروموتيمول اللون الأخضر في الوسط المعتدل واللون الأصفر في الوسط الحامضي واللون الأزرق في الوسط القاعدي.

4-4-المعايرة pH متريّة: معايرة حمض ضعيف بواسطة أساس قوي

الأدوات المستعملة: بيشر سعتة (100ml) - سحاحة - ميزان - حمض الإيثانويك (CH_3COOH) - ماصة عيارية - الماء المقطر - محلول هيدروكسيد الصوديوم ($Na^{+} + OH^{-}$) - مقياس pH - متر - مخلاط مغناطيسي

البروتوكول التجريبي:

* قم بمعايرة جهاز الـ pH - متر. (تحقق من سلامته)

* ضع في السحاحة محلول هيدروكسيد الصوديوم

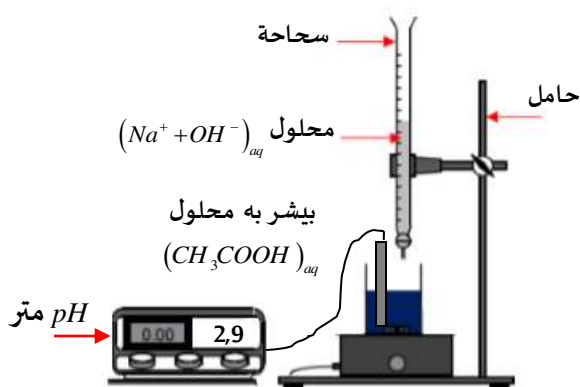
تركيزه المولي ($C_b = 2.10^{-1} mol / l$).

* ضع في البيشر حجم ($V_A = 20ml$) من محلول حمض الإيثانويك

تركيزه المولي C_A وأضف إليه ($20ml$) من الماء.

تسجيل النتائج وتحليلها:

أسكب تدريجيا محلول هيدروكسيد الصوديوم في البيشر وسجل قيمة الـ pH بعد كل إضافة

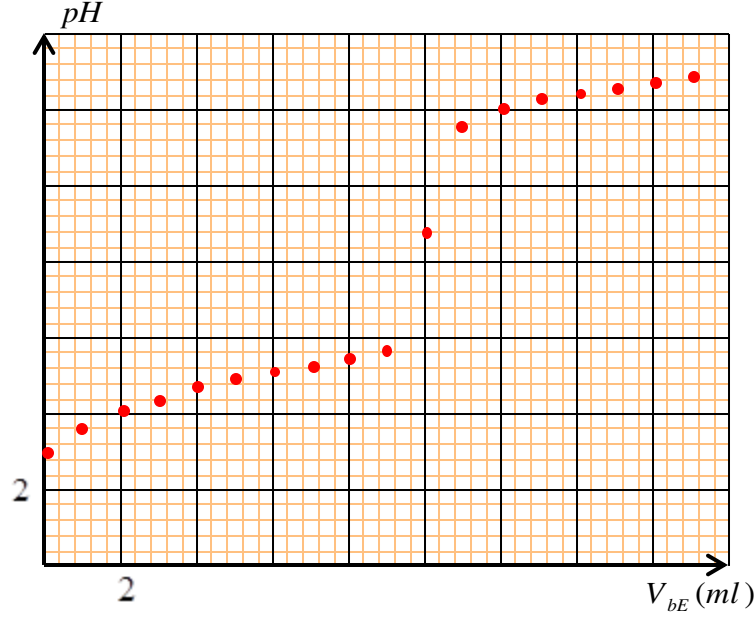


$V_{bE} (ml)$	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	16	18	19	20
pH	2,9	3,9	4,2	4,4	4,6	4,8	5	5,2	5,4	5,8	8,8	11,8	12,1	12,3	12,4	12,5	12,6	12,7	12,7

1- هل إضافة الماء تؤثر على عملية المعايرة لا تغير من كمية الحمض الابتدائية وهو يسمح بجعل المسبار مغمورا في المحلول.

2- أنجز جدول تقدم التفاعل

معادلة التفاعل		$CH_3COOH + OH^{-} = CH_3COO^{-} + H_2O$			
الحالة	التقدم $x(t)$	كميات المادة			
الابتدائية	$x(0) = 0$	$C_A \cdot V_A$	$C_b \cdot V_b$	0	0
قبل التكافؤ	$x(t)$	$C_A \cdot V_A - x$	$C_b \cdot V_b - x$	$x(t)$	$x(t)$
التكافؤ	x_E	$C_A \cdot V_A - x_E$	$C_b \cdot V_b - x_E$	x_E	x_E



4- أوجد من البيان احداثيات نقطة التكافؤ E . ماذا تلاحظ فيما يخص موقع E ؟
 نلاحظ أن نقطة التكافؤ تقع في منطقة التغير المفاجئ لـ pH وباستخدام طريقة المماسات المتوازية نجد احداثياتها هي

$$E : (pH_E = 8,8, V_{bE} = 10ml)$$

5- أكتب عبارة تركيز المحلول الحمضي C_A الممدد بدلالة V_A, C_b, V_{bE} وأحسبه.

عند التكافؤ يكون المزيج ستوكيوميتري وباستعمال جدول تقدم التفاعل نجد:

$$\begin{cases} C_A V_A - x_E = 0 \\ C_b V_{bE} - x_E = 0 \end{cases} \Rightarrow \begin{cases} x_E = C_A V_A \\ x_E = C_b V_{bE} \end{cases} \Leftrightarrow C_A V_A = C_b V_{bE} \Rightarrow C_A = \frac{C_b V_{bE}}{V_A} = \frac{10^{-1} \cdot 10}{20} = 5 \cdot 10^{-2} mol/l$$

6- حساب التركيز المولي للمحلول الحمضي المركز قبل التمديد: من خلال علاقة التمديد

$$C_A V_A = C_A' V_A' \Rightarrow C_A' = \frac{C_A V_A}{V_A'} = \frac{5 \cdot 10^{-2} \cdot 40}{20} = 10^{-1} mol/l$$

7- ما هو الكاشف الملون المناسب لهذه المعايرة من بين الكواشف التالية؟

الكاشف	الهليانثين	أزرق البروموتيمول	أحمر الميثيل	الفينول فيتالين
مجال التغير اللوني	4.4 – 3.2	7.6 – 6.0	6.0 – 4.8	10.0 – 8.2

بما أن ترتيبية نقطة التكافؤ هي $(pH_E = 8,8)$ فالكاشف الملون الذي تنتهي إلى مجاله هذه القيمة هو الفينول فيتالين.

8- مثل على البيان النقطة التي فاصلتها $(V_b = \frac{V_{bE}}{2})$ ماذا تمثل واستنتج ترتيبها؟

النقطة التي فاصلتها $(V_b = \frac{V_{bE}}{2} = \frac{10}{2} = 5 cm^3)$ ترتيبها $(pH = 4,8)$ وهي تمثل قيمة (pK_a) اذن نكتب $(pK_a = 4,8)$

9- عبر عن ثابت التوازن لتفاعل المعايرة وأحسبه عند $(25^\circ C)$ ؟

$$K = \frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH] \cdot [HO^-]} = \frac{[CH_3COO^-] \cdot [H_3O^+]}{[CH_3COOH] \cdot [HO^-] \cdot [H_3O^+]} = \frac{K_a}{K_e} = \frac{10^{-pK_a}}{10^{-pK_e}} = 10^{-pK_a + pK_e}$$

$$K = 10^{-pK_a + pK_e} = 10^{-4,8 + 14} = 10^{9,2}$$

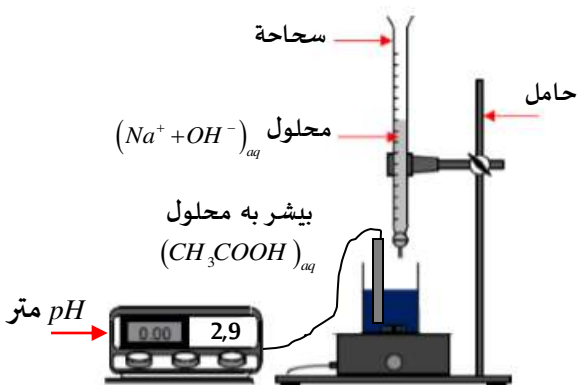
10- تأكد من حساباتك أن التحول الحادث ممكن الحدوث؟

لكي يكون التحول ممكنا يجب أن يتحقق $(K > 10^4)$ وهو كذلك فالتحول ممكن الحدوث.

4-4- المعايرة pH متريّة: معايرة حمض ضعيف بواسطة أساس قوي

الأدوات المستعملة: بيشر سعتة (100ml) - سحاحة - ميزان - حمض الإيثانويك (CH_3COOH) - ماصة عيارية - الماء المقطر - محلول هيدروكسيد

الصوديوم ($Na^+ + OH^-$) - مقياس pH متر - مخلاط مغناطيسي

البروتوكول التجريبي:

* قم بمعايرة جهاز الـ pH - متر. (تحقق من سلامته)

* ضع في السحاحة محلول هيدروكسيد الصوديوم

تركيزه المولي ($C_b = \dots\dots\dots mol/l$).

* ضع في البيشر حجم ($V_A = \dots\dots\dots ml$) من محلول حمض الإيثانويك

تركيزه المولي C_A وأضف إليه ($\dots\dots\dots ml$) من الماء.

تسجيل النتائج وتحليلها:

أسكب تدريجيا محلول هيدروكسيد الصوديوم في البيشر وسجل قيمة الـ pH بعد

كل إضافة

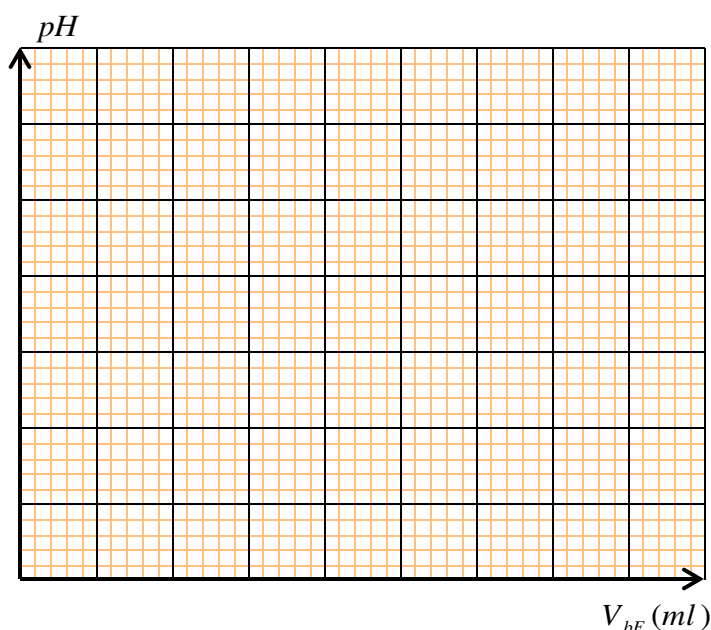
$V_{bE} (ml)$																				
pH																				

1- هل إضافة الماء تؤثر على عملية المعايرة

2- أنجز جدول تقدم التفاعل

معادلة التفاعل					
الحالة	التقدم $x(t)$	كميات المادة بالمول			
الإبتدائية	$x(0) = 0$				
قبل التكافؤ	$x(t)$				
التكافؤ	x_E				

3- أرسم البيان $pH = f(V_b)$



4- أوجد من البيان احداثيات نقطة التكافؤ E . ماذا تلاحظ فيما يخص موقع E ؟

5- أكتب عبارة تركيز المحلول الحمضي C_A الممدد بدلالة V_A, C_b, V_{bE} وأحسبه.

6- حساب التركيز المولي للمحلول الحمضي المركز قبل التمديد: من خلال علاقة التمديد

7- ما هو الكاشف الملون المناسب لهذه المعايرة من بين الكواشف التالية؟

الكاشف	الهليانثين	أزرق البروموتيمول	أحمر الميثيل	الفينول فيتالين
مجال التغير اللوني	4.4 – 3.2	7.6 – 6.0	6.0 – 4.8	10.0 – 8.2

8- مثل على البيان النقطة التي فاصلتها $\left(V_b = \frac{V_{bE}}{2}\right)$ ماذا تمثل واستنتج ترتيبها؟

9- عبر عن ثابت التوازن لتفاعل المعايرة وأحسبه عند (25°C) ؟

10- تأكد من حساباتك أن التحول الحادث ممكن الحدوث؟

التمرين الأول:

المحاليل عند درجة الحرارة ($25^{\circ}C$)

1- نأخذ حجما V_0 من محلول (S_0) لحمض الخل ($CH_3 - COOH$) تركيزه C_0 البطاقة المثبتة على قارورته مكتوب عليها الإشارة: $6,5^{\circ}$ أ- ماذا تعني الإشارة $6,5^{\circ}$ وماذا تسمى؟

ب- احسب التركيز المولي C_0 لمحلول حمض الإيثانويك في الخل التجاري. تعطى الكتلة الحجمية للخل التجاري $\rho = 1,02 \times 10^3 \text{ g / l}$

ج- صف بوضوح البروتوكول التجريبي الذي يسمح لنا بالحصول على محلول (S_1) حجمه $V = 200 \text{ mL}$ من الخل الممدد 50 مرة.

ما هو التركيز المولي (S_1) لهذا المحلول؟

2- نقيس عند التوازن ناقلية النوعية فنجدها $\sigma = 8,6 \cdot 10^{-3} \text{ S / m}$

أ- اكتب معادلة التفاعل لتحويل حمض الخل في الماء

ب- أنشئ جدول التقدم التفاعل الحادث.

ج- احسب التراكيز المولية للأنواع الكيميائية المتواجدة في المحلول (S_1) عند التوازن.

تعطى الناقلية المولية الشارديّة: $\lambda_{H_3O^+} = 35 \text{ ms.m}^2 / \text{mol}$, $\lambda_{C_6H_5COO^-} = 3,24 \text{ ms.m}^2 / \text{mol}$

د- احسب النسبة النهائية τ_{f1} لتقدم التفاعل. ماذا تستنتج؟

هـ- احسب ثابت التوازن الكيميائي (K_1)

2- نعتبر محلولاً مائياً (S_2) لحمض الساليسيليك الذي يمكن ان يرمز له (AH) تركيزه المولي ($C_2 = C_1$) وله قيمة ($pH = 3,2$)

أ- برهن العلاقة التالية $\tau_{f2} = \frac{10^{-pH}}{C_2}$ ثم أحسب قيمة τ_{f2} نسبة تقدم تفاعل حمض الساليسيليك مع الماء.

ب- قارن بين τ_{f1} و τ_{f2} ماذا تستنتج ؟ .

التمرين الثاني:

الميثيل أمين نوع عضوي غازي ينتمي إلى عائلة تسمى الأمينات صيغته $CH_3 - NH_2$ وهو أساس ينحل جزئياً في الماء المقطر

1- أكتب معادلة انحلاله في الماء. حدد الحمض المرافق لهذا الأساس ثم استنتج الثنائية ($acide / base$)

2- نحضر محلولاً (S) لميثيل أمين تركيزه $C = 1,5 \times 10^{-2} \text{ mol / l}$ نقيس PH فنجد أنه يساوي 11,4

أ- أنشئ جدول تقدم التفاعل

ب- حدد الأفراد الكيميائية للمحلول (S) عند حالة التوازن ثم أحسب التركيز المولي لكل منها عند الدرجة 25° .

ج- أثبت أن نسبة التقدم النهائي τ_f يمكن كتابتها على الشكل $\tau_f = \frac{Ke}{C_B \cdot [H_3O^+]_f}$

د- أحسب قيمة τ_f النسبة النهائية لتقدم التفاعل. ماذا تستنتج؟

هـ- أحسب PK_{a1} الموافقة للثنائية التي ينتمي إليها هذا الأساس

3- من عائلة الأمينات كذلك الإيثيل أمين $C_2H_5 - NH_2$ ينتمي إلى الثنائية ($C_2H_5 - NH_3^+ / C_2H_5 - NH_2$) لها $PK_{a2} = 10,67$ قارن بين قوتي

الأساسين المدروسين من حيث القوة

التمرين الثالث:

الايثيل أمين $C_2H_5 - NH_2$ أساس ضعيف. نذيب كمية منه في الماء المقطر، فنحصل على محلول مائي (S)

1- عرف الأساس الضعيف

2- أكتب معادلة تفاعل الأمين مع الماء.

3- نضع في بيشر حجما $V_s = 40 \text{ cm}^3$ من المحلول المائي (S) ونضيف إليه بالتدريج محلولاً من حمض كلور الماء تركيزه

$C = 10^{-1} \text{ mol/l}$. البيان المعطى في الشكل (01) يمثل تغيرات pH المحلول في البيشر بدلالة حجم حمض كلور الماء المضاف.

أ- أكتب معادلة التفاعل الحادث.

ب- بالاعتماد على البيان:

- استنتج إحداثي نقطة التكافؤ.

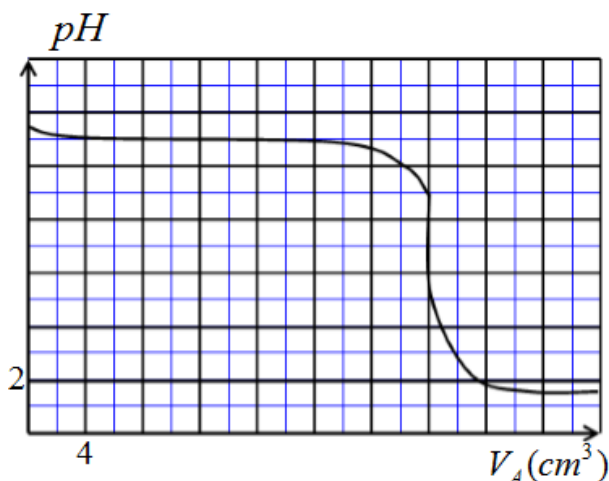
- أحسب تركيز الايثيل أمين المجهول؟

- استنتج قيمة الـ pK_a للثنائية (أساس/حمض) المعتبرة.

4- أحسب التراكيز المولية لمختلف الأفراد الكيميائية المتواجدة في المحلول

المائي (S) عند إضافة 20 ml من المحلول الحمضي

تؤخذ المحاليل في الدرجة 25°C أين $K_e = 10^{-14}$



حل التمرين الأول:

1-أ-ماذا تعني الإشارة 6,5° وماذا تسمى؟

تعني أن 6,5g من حمض الإيثانويك النقي في 100 g من الخل التجاري وتسمى درجة النقاوة

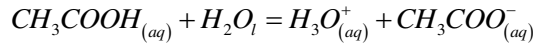
ب-حساب التركيز المولي C_0 لمحلول حمض الإيثانويك في الخل التجاري لدينا $C_0 = \frac{n}{V} = \frac{m}{M \times V}$ نحسب حجم 100 g لدينا $\rho = \frac{m}{V_0}$ إذن $V_0 = \frac{m}{\rho} = \frac{100}{1.02 \times 10^3} \approx 0,1l$ ومنه $C_0 = \frac{6,5}{60 \times 0,1} = 1,08 \text{ mol/l}$

ج-البروتوكول التجريبي نأخذ بيشر سعيته 200ml نضع فيه 4ml من الخل بواسطة ماصة، نظيف الماء المقطر حتى العيار 200ml وهكذا

نكون حضرنا محلول مخفف 50 مرة حجمه 200ml

التركيز المولي لهذا المحلول (S_1) من خلال علاقة معمل التمديد نجد $C_1 = \frac{C_0}{50} = 2,21 \times 10^{-2} \text{ mol/l}$

أ-معادلة التفاعل لتحول حمض الخل في الماء



ب-جدول التقدم التفاعل الحادث.

المعادلة		$CH_3COOH_{(aq)} + H_2O_l = H_3O^+_{(aq)} + CH_3COO^-_{(aq)}$			
حالة الجملة	التقدم	كمية المادة			
ح. الابتدائية	0	$C_1 \cdot V_1$	متوفر	0	0
ح. الانتقالية	x	$C_1 \cdot V_1 - x$	متوفر	x	x
ح. النهائية	x_f	$C_1 \cdot V_1 - x_f$	متوفر	x_f	x_f

ج-حساب التراكيز المولية للأنواع الكيميائية المتواجدة في المحلول (S_1) عند التوازن.

$$\sigma = [H_3O^+_{(aq)}] \lambda_1 + [CH_3COO^-_{(aq)}] \lambda_2 = [H_3O^+_{(aq)}] \cdot (\lambda_1 + \lambda_2) \Rightarrow [H_3O^+_{(aq)}] = [CH_3COO^-_{(aq)}] = \frac{\sigma}{\lambda_1 + \lambda_2} = 2,2 \times 10^{-4} \text{ mol/l}$$

$$[CH_3COOH]_f = C_1 - [CH_3COO^-]_f = 2,21 \times 10^{-2} - 2,2 \times 10^{-4} = 2,18 \cdot 10^{-2} \text{ mol/l}$$

د-حساب النسبة النهائية τ_{f1} لتقدم التفاعل

$$\tau_{f1} = \frac{x_f}{x_{\max}} = \frac{[H_3O^+]_f}{C_1} = \frac{2,2 \times 10^{-4}}{2,21 \times 10^{-2}} = 1\%$$

الاستنتاج بما أن $\tau_{f1} < 100\%$ فإن التحول غير تام ومنه حمض الخل حمض ضعيفهـ-حساب ثابت التوازن الكيميائي (K_1)

$$K_1 = \frac{[H_3O^+]_f \times [CH_3COO^-]_f}{[CH_3COOH]_f} = \frac{(2,2 \times 10^{-4})^2}{2,18 \cdot 10^{-2}} = 2,2 \cdot 10^{-6}$$

$$\tau_{f2} = \frac{x_f}{x_{\max}} = \frac{[H_3O^+]_f \cdot V}{C_2 \cdot V} = \frac{[H_3O^+]_f}{C_2} = \frac{10^{-pH}}{C_2}$$

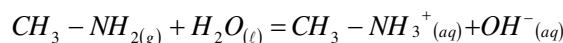
$$\tau_{f2} = \frac{10^{-pH}}{C_2}$$

$$\tau_{f2} = \frac{[H_3O^+]_f}{C_2} = \frac{10^{-pH}}{2,21 \times 10^{-2}} = \frac{10^{-3,2}}{2,21 \times 10^{-2}} = 2,85\%$$

حساب قيمة τ_{f2} ب-المقارنة بين τ_{f1} و τ_{f2} وماذا تستنتج؟بما أن $C_1 = C_2$ و $\tau_{f2} > \tau_{f1}$ فإن حمض الساليسيليك أقوى من حمض الخل

حل التمرين الثاني:

1-معادلة انحلال الأساس في الماء



الحمض المرافق لهذا الأساس هو $CH_3 - NH_3^+_{(aq)}$ والثنائية هي $(CH_3 - NH_3^+ / CH_3 - NH_2)$

2-جدول تقدم التفاعل

المعادلة	$CH_3 - NH_{2(g)} + H_2O_{(l)} = CH_3 - NH_3^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$				
الحالات	التقدم	كميات المادة mol			
ح ابتدائية	0	$C.V$	$\begin{matrix} \text{CH}_3 - \text{NH}_2 \\ \text{CH}_3 - \text{NH}_3^+ \\ \text{OH}^- \end{matrix}$	0	0
ح انتقالية	x	$C.V - x$		x	x
ح توازن	x_f	$C.V - x_f$		x_f	x_f

ب-تحديد الأفراد الكيميائية للمحلول (S) عند حالة التوازن $H_3O^+, CH_3 - NH_3^+, OH^-, CH_3 - NH_2$

حساب التركيز المولي لكل منها عند الدرجة 25^0 :

$$PH = 11.4 \Rightarrow [H_3O^+]_f = 3,98 \times 10^{-12} mol / l$$

$$[CH_3 - NH_3^+]_f = [OH^-]_f = \frac{10^{-14}}{[H_3O^+]_f} = 2,51 \times 10^{-3} mol / l$$

$$[CH_3 - NH_2]_f = C - [OH^-]_f = 1,24 \times 10^{-2} mol / l$$

ج-اثبات أن نسبة التقدم النهائي τ_f يمكن كتابتها على الشكل $\tau_f = \frac{Ke}{C_B \cdot [H_3O^+]_f}$

$$\tau_f = \frac{x_f}{x_m} = \frac{[OH^-]_f \cdot V}{C_B \cdot V} = \frac{[OH^-]_f}{C_B} = \frac{Ke}{C_B \cdot [H_3O^+]_f}$$

د-حساب قيمة τ_f النسبة النهائية لتقدم التفاعل

$$\tau_f = \frac{[OH^-]_f}{C_B} = \frac{2,51 \cdot 10^{-3}}{1,5 \cdot 10^{-2}} = 16,73\%$$

الاستنتاج $\tau_f < 1$ $CH_3 - NH_2 \rightleftharpoons CH_3 - NH_3^+$ يتفكك في الماء وفق تفاعل محدود (غير تام) أي أن هذا الأساس ضعيف

ه-حساب PK_{a_1} الموافقة للثنائية التي ينتمي إليها هذا الأساس

$$PK_{a_1} = pH - \log \frac{[CH_3 - NH_2]_f}{[CH_3 - NH_3^+]_f} = 11,4 - \log \left(\frac{1,24 \cdot 10^{-2}}{2,51 \cdot 10^{-3}} \right) = 10,7$$

3-المقارنة بين قوتي الأساسين

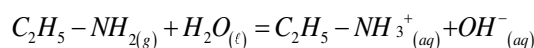
لدينا $PK_{a_1} > PK_{a_2}$ هذا يعني أن $CH_3 - NH_3^+$ أضعف من $C_2H_5 - NH_3^+$ وبالتالي يكون $CH_3 - NH_2$ أقوى من $C_2H_5 - NH_2$

حل التمرين الثالث:

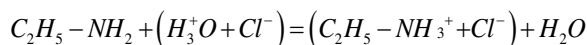
1-الأساس الضعيف

هو كل فرد كيميائي قادر على تثبيت بروتون هيدروجين أو أكثر ولا ينحل كلياً في الماء أي:

2-معادلة تفاعل الأمين مع الماء.



3-معادلة تفاعل المعايرة الحادث



ب-بالاعتماد على البيان:

استنتاج إحداثي نقطة التكافؤ

بالاعتماد على طريقة المماسين المتوازيين نجد ($V_{BE} = 28cm^3$, $pH_E = 6,5$)

حساب تركيز الايثيل أمين المجهول؟

$$C_A \cdot V_A = C_B \cdot V_B \Rightarrow C_B = \frac{C_A \cdot V_A}{V_B} = \frac{10^{-1} \cdot 28}{40} = 0,07 \text{ mol / l ستوكيومتري}$$

استنتج قيمة الـ pKa للثنائية (أساس/حمض) المعتبرة.

$$pKa = pH_{1/2} = 11 \text{ ومنه } \frac{V_{AE}}{2} = 14 \text{ cm}^3 \text{ ومن المنحنى: } pH_{1/2} = pKa \text{ يكون } \frac{V_{AE}}{2}$$

4- حساب التراكيز المولية لمختلف الأفراد الكيميائية المتواجدة في المحلول المائي (S) عند إضافة 20ml من المحلول الحمضي

عند الاضافة 20ml من الحمض وبالإسقاط على المنحنى نجد:

$$PH = 11 \Rightarrow [H_3O^+] = 10^{-PH} = 10^{-11} \text{ mol / l}$$

$$[HO^-] = \frac{10^{-14}}{[H_3O^+]} = \frac{10^{-14}}{10^{-11}} = 10^{-3} \text{ mol / l} \quad \text{تركيز } [OH^-]:$$

$$[Cl^-] = \frac{C_A \cdot V_A}{V_A \cdot V_B} = \frac{10^{-1} \cdot 20}{20 + 40} = 3,3 \cdot 10^{-2} \text{ mol / l} \quad \text{تركيز } [Cl^-] \text{ في المزيج:}$$

$$[C_2H_5 - NH_3^+] + [H_3O^+] = [HO^-] + [Cl^-] \quad \text{تركيز } [C_2H_5 - NH_3^+]: \text{ لدينا من العلاقة:}$$

$$[C_2H_5 - NH_3^+] = [HO^-] + [Cl^-] - [H_3O^+] = 10^{-3} + 3,3 \cdot 10^{-2} - 10^{-11} = 3,4 \cdot 10^{-2} \text{ mol / l}$$

$$[C_2H_5 - NH_2] = \frac{C_B \cdot V_B}{V_B + V_A} - [C_2H_5 - NH_3^+] = \frac{0,07 \cdot 40}{40 + 20} - 3,4 \cdot 10^{-2} = 1,2 \cdot 10^{-2} \text{ mol / l} \quad \text{تركيز الأساس المتبقي:}$$

المجموع = 14 حصة أي 10.5 ساعة

تبقت 4,5 ساعات للتقويم

أتمنى أن تنال هاته المذكرة اعجابكم، نلتقي مع مذكرة الواحدة الخامسة المرة القادمة بحول الله فقط تابعونا على مجموعة محفظة أستاذ العلوم الفيزيائية.

رابط المجموعة: https://www.facebook.com/groups/1072315489617219/?ref=group_header

دعواتكم القلبية الصادقة

الأستاذ ملكي علي ...

