

البطاقة التربوية

المستوى : الثالثة تعليم ثانوي

رقم المذكرة :

المجال : التطورات الرتيبة

الوحدة : تطور جملة كيميائية نحو حالة التوازن

الأسئلة الأساسية	مؤشرات الكفاءة
<p>1/ كيف يمكن التمييز بين مختلف الأوساط ؟</p> <p>2/ هل كل التحولات الكيميائية تامة ؟</p> <p>3/ كيف نغير طبيعة وسط حمضي أو أساسي ؟</p> <p>4/ كيف تؤثر الثنائية (أساس / حمض) في وسط ؟</p> <p>5/ لماذا تتطور جملة كيميائية إلى حالة التوازن ؟</p> <p>6/ ما هو دور عملية المعايرة في التحولات الكيميائية</p>	<p>1/ قياس pH محلول ثم تعيين خاصية المحلول (حمضي ، معتدل ، أساسي)</p> <p>2/ التمييز بين الأحماض القوية والأحماض الضعيفة وبين الأسس القوية و الأسس الضعيفة</p> <p>3/ توظيف النسبة النهائية لتقدم التفاعل من أجل تيرير حالة التوازن</p> <p>4/ استعمال ثوابت الحموضة K_a ، pK_a من أجل مقارنة الثنائيات (أساس / حمض)</p> <p>5/ استعمال منحنى المعايرة $pH = f(V)$ من أجل تعيين التركيز المولي لمحلول معاير</p>
<p>الوسائل المستعملة والطرائق</p> <p>1/ زجاجيات</p> <p>2/ جهاز مقياس الناقلية النوعية</p> <p>3/ جهاز pH متر</p> <p>4/ مخلاط مغناطيسي</p> <p>5/ حامل</p>	<p>المحتوى</p> <p>1/ pH محلول مائي :</p> <p>2/ محلول حمض ومحلول أساس :</p> <p>3/ تطور جملة كيميائية نحو حالة التوازن :</p> <p>4/ التحولات حمض - أساس :</p>
<p>أمثلة للنشاطات</p> <p>الأمثلة مدرجة في عناوين الدرس</p>	<p>التقويم</p> <p>1/ انجاز معايرة حمض ضعيف بأساس قوي</p> <p>2/ تمارين تطبيقية تشمل مؤشرات الكفاءة المذكورة سابقا</p>
<p>النقد الذاتي</p>	<p>المراجع</p> <p>1/ الكتاب المدرسي</p> <p>2/ الانترنت</p> <p>3/ (CD) للمحاكاة</p>

مراحل سير الدرس

1/ pH محلول مائي :

1.1/ تعريف الـ pH والخاصية المميزة له :

تصنف المحاليل المائية إلى ثلاثة أصناف : محاليل حمضية تتميز بـ $[H_3O^+] > 10^{-7} \text{ mol/l}$

محاليل معتدلة تتميز بـ $[H_3O^+] = 10^{-7} \text{ mol/l}$

محاليل أساسية تتميز بـ $[H_3O^+] < 10^{-7} \text{ mol/l}$

نلاحظ أن الأرقام السابقة صغيرة جدا ومن الصعب التمييز بينها ولذلك تم الاعتماد على مقدار جديد يسمى الـ pH حيث نعتبر أن $[H_3O^+] = 10^{-pH} \text{ mol/l}$ ومنه ينتج أن : الوسط الحمضي يتميز بـ $pH < 7$
الوسط المعتدل يتميز بـ $pH = 7$

الوسط الأساسي يتميز بـ $pH > 7$

وتعطى pH المحاليل المائية كذلك بالعلاقة: $pH = -\log[H_3O^+]$ وذلك من اجل $[H_3O^+] \leq 5 \times 10^{-2} \text{ mol/l}$
نعرف الجداء ألتشاردي للماء Ke في المحاليل المائية كما يلي :

$$Ke = [H_3O^+] \times [OH^-] \text{ عند } 25^\circ\text{C} : Ke = 10^{-14}$$

ملاحظة :

$[H_3O^+]_1 > [H_3O^+]_2$ يؤدي إلى $pH_1 < pH_2$ وهذا يعني

انه كلما تزايد $[H_3O^+]$ تناقص pH والعكس بالعكس

2.1/ طرق تعيين pH محلول مائي :

من أجل قياس pH محلول مائي نعتمد إما على جهاز pH متر حيث نتحصل على قيم أكثر دقة بتقريب 10%

مثال :

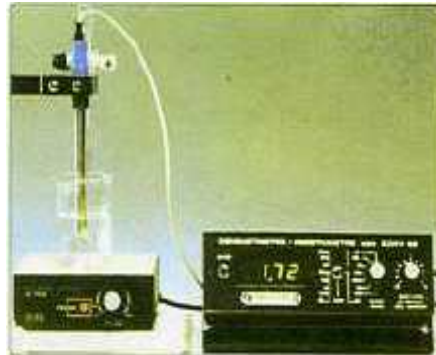
عند قياس pH محلول مائي باستعمال جهاز الـ pH متر وجد أن $pH = 2,9$ ، نستنتج أن القيمة الحقيقية للـ

pH محصورة في المجال التالي : $2,8 < pH < 3,0$

أو نعتمد على ورق الـ pH أو الكواشف الملونة حيث نتحصل على قيم تقريبية لـ pH



كيفية استعمال ورق الـ pH



كيفية استعمال جهاز الـ pH متر



ورق الـ pH

2/ محلول حمض ومحلول أساس :

1.2/ حمض قوي وحمض ضعيف :

نشاط :

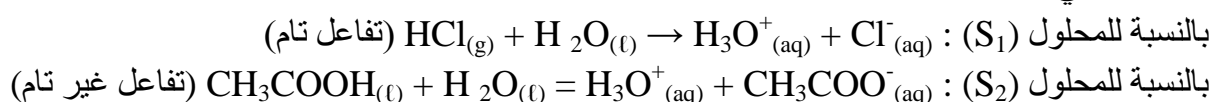
نعتبر محلولين عند نفس درجة الحرارة .

- (S₁) محلول لكلور الهيدروجين تركيزه المولي C₁ = 10⁻² mol/L وله pH₁ = 2
– (S₂) محلول لحمض الايثانويك تركيزه المولي C₂ = 10⁻² mol/L وله pH₂ = 3,4

- 1 – قارن بين [H₃O⁺] و C في كل محلول ؟
- 2 – ماذا تستنتج بالنسبة لكل محلول ؟
- 3 – اكتب معادلتى التفاعلين الكيميائيين الحادثين ؟

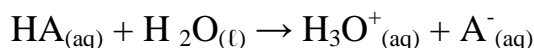
الإجابة :

- 1 – في المحلول (S₁) : نجد أن [H₃O⁺]₁ = C₁
– في المحلول (S₂) : نجد أن [H₃O⁺]₂ < C₂
- 2 – من العلاقة [H₃O⁺]₁ = C₁ نستنتج أن حمض HCl يتشرد كلياً في الماء أي انه حمض قوي ونستنتج كذلك أن محلول حمض HCl لا يحتوي على جزيئات HCl .
– من العلاقة [H₃O⁺]₂ < C₂ نستنتج أن حمض CH₃COOH يتشرد جزئياً في الماء أي انه حمض ضعيف ونستنتج كذلك أن محلول حمض CH₃COOH يحتوي على جزيئات CH₃COOH .
- 3 – كتابة معادلتى التفاعل :

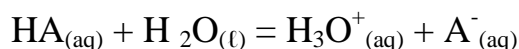


نتيجة :

نقول عن HA أنه حمض قوي إذا تشرد كلياً في الماء :



نقول عن HA أنه حمض ضعيف إذا تشرد جزئياً في الماء :



2.2/ أساس قوي وأساس ضعيف :

نشاط :

نعتبر محلولين من ماءات الصوديوم (Na⁺_(aq) + OH⁻_(aq)) ومثيل أمين (CH₃NH₂(aq)) لهما التركيز المولي نفسه C = 10⁻² mol/L . عند 25°C أعطى مقياس الـ pH متر لهما على الترتيب القياسان التاليان :

$$\text{pH}_1 = 12 \text{ و } \text{pH}_2 = 10,8$$

- 1 – عين التركيز المولي لشوارد الهيدروكسيد وقارنه مع C في كل محلول ؟
- 2 – ماذا تستنتج بالنسبة لكل محلول ؟
- 3 – اكتب معادلتى التفاعلين الكيميائيين الحادثين ؟

الإجابة :

1 – في ماءات الصوديوم : $[\text{H}_3\text{O}^+]_1 = 10^{-\text{pH}_1} = 10^{-12} \text{ mol/l}$ ولدينا عند 25°C : الجداء أشاردي :

$$[\text{OH}^-]_1 = 10^{-2} \text{ mol/L} \text{ ومنه نجد : } K_e = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{OH}^-] = 10^{-14}$$

$$\text{نلاحظ أن : } [\text{OH}^-]_1 = C_1$$

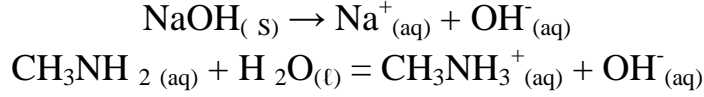
– في مثيل أمين $[\text{H}_3\text{O}^+]_2 = 10^{-10,8} = 1,58 \times 10^{-11} \text{ mol/L}$

$$\text{وحسب الجداء أشاردي نجد : } [\text{OH}^-]_2 = 6,33 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$$

نلاحظ أن : $[OH^-]_2 < C_2$

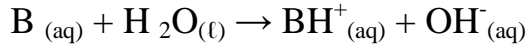
2 - من العلاقة $[OH^-]_1 = C_1$ نستنتج أن NaOH ينحل كلياً في الماء أي أنه أساس قوي . ونستنتج كذلك أن محلول الأساس NaOH لا يحتوي على جزيئات NaOH .

- من العلاقة $[OH^-]_2 < C_2$ نستنتج أن CH_3NH_2 ينحل جزئياً في الماء أي أنه أساس ضعيف . ونستنتج كذلك أن محلول الأساس CH_3NH_2 يحتوي على جزيئات CH_3NH_2 .
3 - كتابة معادلتى التفاعل :

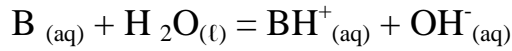


نتيجة :

نقول عن B أنه أساس قوي إذا تشرّد كلياً في الماء :



نقول عن B أنه أساس ضعيف إذا تشرّد جزئياً في الماء :



3/ تطور جملة كيميائية نحو حالة التوازن :

1.3/ مقارنة التقدم النهائي و التقدم الأعظمي :

نشاط -1 :

نحضر 1,0L من محلول كلور الهيدروجين وذلك بإذابة 240mL من غاز HCl في الماء المقطر . نقيس pH المحلول فنجد 2,0 في الشروط التجريبية يكون الحجم المولي $V_M = 24L/mol$

1 - أكتب معادلة التفاعل الكيميائي الحادث ؟

2 - أنجز جدول تقدم التفاعل ؟

3 - عين قيمة التقدم الأعظمي X_{max} ؟

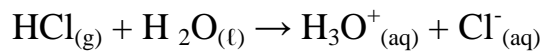
4 - عين قيمة التقدم النهائي X_f ؟

5 - أحسب النسبة $\frac{X_f}{X_{max}}$ ؟

6 - مما سبق ماذا تستنتج بالنسبة لكلور الهيدروجين ؟

الإجابة :

1 - كتابة معادلة التفاعل الكيميائي الحادث :



2 - انجاز جدول تقدم التفاعل :

معادلة التفاعل		$HCl_{(g)} + H_2O_{(l)} \rightarrow H_3O^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$			
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_{max}	$n_0 - X_{max} = 0$	زيادة	X_{max}	X_{max}

3 - تعيين قيمة التقدم الأعظمي X_{max} :

نتحصل على التقدم الأعظمي عندما يختفي المتفاعل المحد تماماً $n_0 - X_{max} = 0$

أي : $X_{max} = n_0 = 0,01mol$

- 4 - تعيين قيمة التقدم النهائي X_f :
 $pH = 2$ يعني $[H_3O^+]_f = 10^{-2} \text{ mol/L}$ فيكون التقدم النهائي $X_f = [H_3O^+]_f V$ أي : $X_f = 10^{-2} \text{ mol}$
 5 - حساب النسبة $\frac{X_f}{X_{max}}$:

$$\frac{X_f}{X_{max}} = 100\% \text{ يعني } \frac{X_f}{X_{max}} = 1$$

- 6 - مما سبق نستنتج أن تفاعل غاز HCl مع الماء تماما .

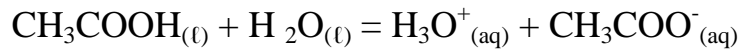
نشاط -2- :

نسكب في حوالة سعنتها 500mL (تحتوي على الماء المقطر) حجم 2,86mL من حمض الايثانويك ، كثافته $d = 1,05$ ، نكمل الحجم بعد ذلك إلى خط العيار بالماء المقطر . بعد الرج نقيس pH المحلول فنجد 2,9

- 1 - أكتب معادلة التفاعل الكيميائي الحادث ؟
- 2 - أنجز جدول تقدم التفاعل ؟
- 3 - عين قيمة التقدم الأعظمي X_{max} ؟
- 4 - عين قيمة التقدم النهائي X_f ؟
- 5 - احسب النسبة $\frac{X_f}{X_{max}}$ ؟
- 6 - مما سبق ماذا تستنتج بالنسبة لحمض الايثانويك ؟

الإجابة :

- 1 - كتابة معادلة التفاعل الكيميائي الحادث :



- 2 - انجاز جدول تقدم التفاعل :

معادلة التفاعل		$CH_3COOH_{(l)} + H_2O_{(l)} = H_3O^+_{(aq)} + CH_3COO^-_{(aq)}$			
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_{max}	$n_0 - X_{max} = 0$	زيادة	X_{max}	X_{max}

- 3 - تعيين قيمة التقدم الأعظمي X_{max} :

حساب n_0 (كمية المادة الابتدائية للحمض) :

$$n_0 = \frac{m}{M} = \frac{\rho V}{M} = \frac{d \rho_0 V}{M}$$

حيث $\rho_0 = 1 \text{ g/ml}$ الكتلة الحجمية للماء . ومنه نجد : $n_0 = 5 \times 10^{-2} \text{ mol}$

نتحصل على التقدم الأعظمي عندما يختفي المتفاعل المحد تماما $n_0 - X_{max} = 0$

$$X_{max} = n_0 = 5 \times 10^{-2} \text{ mol} \text{ أي}$$

- 4 - تعيين قيمة التقدم النهائي X_f :

$pH = 2,9$ يعني $[H_3O^+]_f = 10^{-2,9} \text{ mol/L}$ فيكون التقدم النهائي $X_f = [H_3O^+]_f V$ أي :

$$X_f = 6,3 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

5 - حساب النسبة $\frac{x_f}{x_{max}}$:

$$\frac{x_f}{x_{max}} = 0,0126 = 1,26 \%$$

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 .

نتيجة :

- التقدم النهائي x_f لتفاعل كيميائي هو التقدم الملاحظ عند توقف تطور حالة الجملة الكيميائية .
- يمثل التقدم الأعظمي x_{max} لتفاعل كيميائي التقدم الموافق لاستهلاك المتفاعل المحد كليا . - تعرف نسبة التقدم في اللحظة (t) بـ $\tau = \frac{x}{x_{max}}$ (τ 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 $\tau_f < 100\%$

2.3 مفهوم حالة التوازن :

- * 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

- * حالة التوازن لجملة كيميائية :

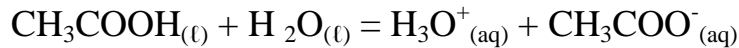
نشاط :

عند تحضير محلول حمض الايثانويك ذي التركيز المولي $C = 0,10 \text{ mol/l}$ وجد أن قيمة الـ pH للمحلول هي 2,9 .

- 1 - أكتب معادلة التفاعل الكيميائي الحادث ؟
- 2 - أذكر الأفراد الكيميائية المتواجدة في المحلول واحسب تراكيزها المولية ماعدا الماء ؟
- 3 - ماذا تستنتج ؟

الإجابة :

1 - كتابة معادلة التفاعل الكيميائي الحادث :



2 - الأفراد الكيميائية المتواجدة في المحلول هي :



- حساب التراكيز المولية :

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_f = [\text{CH}_3\text{COO}^-]_f = 10^{-\text{pH}} = 1,26 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$[\text{CH}_3\text{COOH}]_f = 0,1 - 1,26 \times 10^{-3} = 9,8 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$$

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

نتيجة :

في تحول كيميائي لجملة إذا كانت المتفاعلات والنواتج متواجدة في الحالة النهائية بكميات ثابتة فإن الجملة في حالة توازن .

- * 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 .

نتيجة :

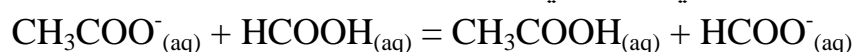
من أجل التفاعل ذي المعادلة $aA + bB = cC + dD$ نعرف كسر التفاعل $Q_r = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$:

حيث $[A]$ ، $[B]$ ، $[C]$ ، $[D]$ تمثل التراكيز المولية للمتفاعلات والنواتج ويكون Q_r عددا دون وحدة اصطلاحا .

- عند حساب Q_r نستعمل في البسط تراكيز النواتج وفي المقام تراكيز المتفاعلات
- يعبر Q_{ri} عن كسر التفاعل الابتدائي بينما يعبر Q_{rf} عن كسر التفاعل النهائي وهذا يعني أن Q_r يتغير مع تطور الجملة .

- * اصطلاحات في كيفية كتابة Q_r :

مثال 1 : تكون معادلة التفاعل في وسط مائي بين شاردة الايثانويك وحمض الميثانويك



كل الأنواع مذابة في الماء ومنه : $Q_r = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}] \times [\text{HCOO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \times [\text{HCOOH}]}$

مثال 2 : في حالة تفاعل المذيب (الماء) قد يكون متفاعل أو ناتج .

معادلة التفاعل للميثانويك مع الماء هي : $\text{HCOOH}_{(\text{l})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} = \text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})} + \text{HCOO}^-_{(\text{aq})}$

كسر التفاعل هو : $Q_r = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{HCOO}^-]}{[\text{HCOOH}] \times 1}$

بما أن الماء مذيب يستعمل بزيادة فانه اصطلاحا يأخذ $[\text{H}_2\text{O}] = 1$

مثال 3 : في حالة تفاعل يكون احد المتفاعلات أو احد النواتج كيميائي صلب .

معادلة التفاعل : $\text{Zn}_{(\text{s})} + \text{Cu}^{+2}_{(\text{aq})} = \text{Cu}_{(\text{s})} + \text{Zn}^{+2}_{(\text{aq})}$

كسر التفاعل : $Q_r = \frac{[\text{Zn}^{+2}] \times 1}{[\text{Cu}^{+2}] \times 1}$

اصطلاحا نأخذ : $[\text{Cu}_{(\text{s})}] = 1$ ، $[\text{Zn}_{(\text{s})}] = 1$

- * علاقة كسر التفاعل بتقدم التفاعل :

نشاط :

ليكن التفاعل التالي : $\text{CH}_3\text{COOH}_{(\text{l})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} = \text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})} + \text{CH}_3\text{COO}^-_{(\text{aq})}$

1 - أنجز جدول التقدم للتفاعل ؟

2 - أوجد التراكيز المولية للأفراد الكيميائية بدلالة التقدم في التفاعل X ؟

الإجابة:

1 - انجاز جدول التقدم للتفاعل:

معادلة التفاعل		$\text{CH}_3\text{COOH}_{(l)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} = \text{H}_3\text{O}^+_{(aq)} + \text{CH}_3\text{COO}^-_{(aq)}$			
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_{\max}	$n_0 - X_{\max} = 0$	زيادة	X_{\max}	X_{\max}

2 - إيجاد التراكيز المولية للأفراد الكيميائية بدلالة التقدم في التفاعل X :

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = \frac{n_0 - X}{V}, \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{X}{V}, \quad [\text{HCOO}^-] = \frac{X}{V}$$

$$Q_r = \frac{X^2}{V(n_0 - X)} \quad \text{ومنه:}$$

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} .

- * ثابت التوازن K :

نشاط:

نعتبر محلولين لحمض الايثانويك عند نفس درجة الحرارة :

- (S_1) تركيزه المولي : $C_1 = 10^{-2}$ mol/L وله $\text{pH}_1 = 3,40$

- (S_2) تركيزه المولي : $C_2 = 5 \times 10^{-3}$ mol/L وله $\text{pH}_2 = 3,56$



جهاز pH متر يعطي قيمة pH_2



جهاز pH متر يعطي قيمة pH_1

1 - أكتب معادلة التفاعل الكيميائي الحادث ؟

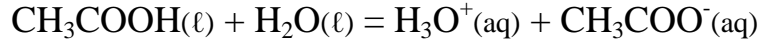
2 - أحسب كسر التفاعل النهائي لكل محلول ؟

3 - ماذا تلاحظ ؟

4 - ماذا تستنتج ؟

الإجابة :

1 - كتابة معادلة التفاعل الكيميائي الحادث :



2 - حساب كسر التفاعل النهائي لكل محلول :

حساب Q_{rf} بالنسبة للمحلول (S₁) .

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_f = 3,98 \times 10^{-4} \text{ mol/L} \text{ أي } [\text{H}_3\text{O}^+]_f = 10^{-3,4} \text{ يعني } \text{pH}_1 = 3,40$$

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-]_f = 3,98 \times 10^{-4} \text{ mol/L} \text{ ومنه :}$$

$$[\text{CH}_3\text{COOH}]_f = C_1 - [\text{CH}_3\text{COO}^-]_f = 9,6 \times 10^{-3} \text{ mol/L} \text{ وبالتالي :}$$

$$Q_{rf} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_f \cdot [\text{CH}_3\text{COO}^-]_f}{[\text{CH}_3\text{COOH}]_f} = 1,65 \times 10^{-5}$$

حساب Q_{rf} بالنسبة للمحلول (S₂) .

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_f = [\text{CH}_3\text{COO}^-]_f = 2,75 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1} \leftarrow \text{pH}_2 = 3,56$$

$$[\text{CH}_3\text{COOH}]_f = C_2 - [\text{CH}_3\text{COO}^-]_f = 4,72 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$Q_{rf} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_f \cdot [\text{CH}_3\text{COO}^-]_f}{[\text{CH}_3\text{COOH}]_f} = 1,65 \times 10^{-5}$$

3 - الملاحظة :

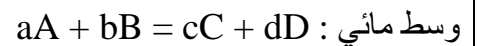
نلاحظ أن قيمة Q_{rf} ثابتة بالنسبة للمحلولين أي أن التفاعل الحادث (تفاعل حمض الايثانويك مع الماء) يتميز بنفس كسر التفاعل النهائي ولا يتعلق بالتركيز الابتدائي للحمض في المحلول .

4 - الاستنتاج :

كسر التفاعل النهائي Q_{rf} يمثل قيمة كسر التفاعل عند الحالة النهائية للجملة أي عند حالة التوازن حيث كميات المادة للمفاعلات والنواتج لا تتغير .

نتيجة :

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



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

حيث الحالة النهائية تمثل حالة التوازن

ملاحظات :

- ثابت التوازن K يوافق معادلة التفاعل في اتجاه معين ، فهو يميز التفاعل الحادث حيث المعاملات الستوكيومترية أصغريه . فهو عدد دون وحدة .

- ثابت التوازن K لا يتعلق بكيفية الحصول على التوازن ولا بكميات المادة للمفاعلات

3.3/ تأثير الحالة الابتدائية لجملة كيميائية على حالة التوازن :

- * النسبة النهائية لتقدم التفاعل والحالة الابتدائية :

نشاط :

نعتبر محلولين (S₁) و (S₂) لحمض البروبانويك تركيزهما المولي على الترتيب $C_1 = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$
 $C_2 = 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$

نقيس الناقلية النوعية لكل محلول بواسطة جهاز قياس الناقلية ، فنجد $\sigma_1 = 143 \times 10^{-4} \text{ S.m}^{-1}$ ،

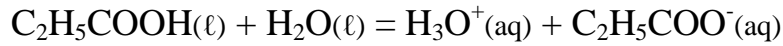
$$\sigma_2 = 43 \times 10^{-4} \text{ S.m}^{-1}$$

نعطي : $\lambda_{\text{H}_3\text{O}^+} = 35 \text{ mS.m}^2.\text{mol}^{-1}$ ، $\lambda_{\text{C}_2\text{H}_5\text{COO}^-} = 3,58 \text{ mS.m}^2.\text{mol}^{-1}$

- 1 - أكتب معادلة التفاعل الكيميائي الحادث ؟
- 2 - أذكر الأفراد الكيميائية المتواجدة في كل محلول ؟
- 3 - أحسب التراكيز المولية للأفراد الكيميائية المتواجدة في كل محلول ؟
- 4 - استنتج τ_f بدلالة $[\text{H}_3\text{O}^+]_f$ و C في كل محلول ؟
- 5 - أحسب قيمة τ_f في كل محلول ؟
- 6 - ماذا تستنتج ؟

الإجابة :

1 - كتابة معادلة التفاعل الكيميائي الحادث :



- 2 - الأفراد الكيميائية المتواجدة في كل محلول هي :
2 - الأفراد الكيميائية المتواجدة في المحلول هي :
3 - حساب التراكيز المولية للأفراد الكيميائية المتواجدة في كل محلول :
- حساب التراكيز في المحلول (S₁) :

$$\sigma_1 = \lambda_{\text{H}_3\text{O}^+} [\text{H}_3\text{O}^+] + \lambda_{\text{C}_2\text{H}_5\text{COO}^-} [\text{C}_2\text{H}_5\text{COO}^-]$$

$$= [\text{H}_3\text{O}^+] (\lambda_{\text{H}_3\text{O}^+} + \lambda_{\text{C}_2\text{H}_5\text{COO}^-})$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{\sigma_1}{(\lambda_{\text{H}_3\text{O}^+} + \lambda_{\text{C}_2\text{H}_5\text{COO}^-})} \text{ ومنه}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_f = [\text{C}_2\text{H}_5\text{COO}^-]_f = 3,71 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1} \text{ : ومنه}$$

$$[\text{C}_2\text{H}_5\text{COO}^-]_f = C_1 - [\text{H}_3\text{O}^+]_f = 9,63 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

- حساب التراكيز في المحلول (S₂) :

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_f = [\text{C}_2\text{H}_5\text{COO}^-]_f = 1,11 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{C}_2\text{H}_5\text{COO}^-]_f = C_2 - [\text{H}_3\text{O}^+]_f = 8,89 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

4 - استنتج τ_f بدلالة $[\text{H}_3\text{O}^+]_f$ و C في كل محلول :

$$\tau_f = \frac{X_f}{X_{\text{max}}} \text{ في المحلول (S}_1\text{) يكون}$$

$$\tau_f = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_f}{C_1} \text{ إذ } X_f = n_{\text{H}_3\text{O}^+} = [\text{H}_3\text{O}^+]_f \cdot V \text{ و } X_{\text{max}} = n_0 = C_1 V \text{ بما أن}$$

وفي المحلول (S₂) نجد : $\tau_f = \frac{[H_3O^+]_f}{C_2}$

5 - حساب قيمة τ_f في كل محلول :

في المحلول (S₁) : $\tau_f = 3,7\%$ ، في المحلول (S₂) : $\tau_f = 11\%$

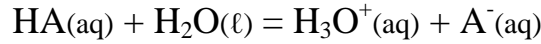
6 - الاستنتاج :

النسبة النهائية لتقدم التفاعل تتعلق بالحالة الابتدائية للجملة .

* النسبة النهائية لتقدم التفاعل وثابت التوازن :

نشاط :

نعتبر التفاعل بين حمض عضوي RCOOH (يمكن أن نرمز له بالرمز AH) و الماء :



ليكن C التركيز المولي للحمض في المحلول الذي حجمه

1 - أنجز جدول التقدم للتفاعل معبرا عن X_f بدلالة τ_f و C و V ؟

2 - اكتب عبارة ثابت التوازن K بدلالة τ_f و C ؟

3 - ماذا تستنتج ؟

الإجابة :

1 - انجاز جدول التقدم للتفاعل :

معادلة التفاعل		HA(aq) + H ₂ O(l) = H ₃ O ⁺ (aq) + A ⁻ (aq)			
حالة الجملة	التقدم	كميات المادة (mol)			
الحالة الابتدائية	0	$n_0 = CV$	زيادة	0	0
الحالة الانتقالية	X	$n_0 - X$	زيادة	X	X
الحالة النهائية	X_f	$= n_0 - X_f$ $= CV - \tau_f CV$ $= CV(1 - \tau_f)$	زيادة	$X_f = \tau_f CV$	$X_f = \tau_f CV$

2 - كتابة عبارة ثابت التوازن K بدلالة τ_f و C :

$$K = Q_{\tau_f} = \frac{[H_3O^+]_f \times [A^-]_f}{[HA]_f} = \frac{\tau_f CV \times \tau_f CV}{CV(1-\tau_f)} = \frac{\tau_f^2 C}{1-\tau_f}$$

$$K = \frac{\tau_f^2}{1-\tau_f} \cdot C \quad \text{ومنه نكتب :}$$

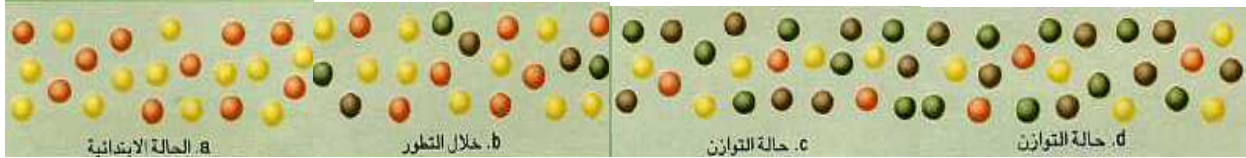
3 - الاستنتاج :

النسبة النهائية لتقدم التفاعل تتعلق بثابت التوازن

4.3 / حالة التوازن الديناميكي لجملة كيميائية :

* التفسير المجهرى لحالة التوازن :

ينتج عن التصادم الفعال بين أفراد المتفاعلات انكسار الروابط لتتشكل روابط جديدة فتظهر نواتج ولكن أفراد النواتج تتصادم مع بعضها البعض كذلك لتشكّل المتفاعلات الابتدائية . من الناحية الإحصائية في البداية ظهور النواتج يكون أسرع من اختفائها ولكن بعد مدة تكون سرعة تشكل النواتج مساوية إلى سرعة اختفائها بحيث كمية المادة للمتفاعلات والنواتج لا تتغير فتكون حالة الجملة في توازن لهذا ينمذج التحول الكيميائي المحدود (غير التام) بتفاعل يحدث في اتجاهين متعاكسين في نفس الوقت



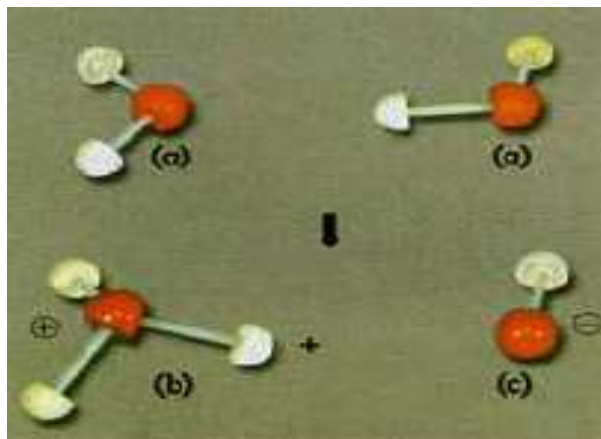
* حالة التوازن الديناميكي لجملة كيميائية :

عند حالة التوازن لجملة كيميائية كميات المادة للمتفاعلات والنواتج لا تتغير على المستوى العياني . لكن على المستوى المجهرى ونظرا للحركة المستمرة للأفراد الناتجة عن الحرارة تحدث اصطدامات فعالة بين أفراد المتفاعلات من جهة وبين أفراد النواتج من جهة أخرى ، لهذا نتكلم عن توازن ديناميكي .

4 / التحولات حمض - أساس :

1.4 / المحاليل المائية :

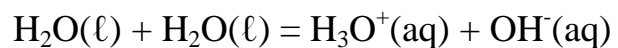
1.1.4 / التفكك الذاتى للماء :



a اصطدام بين جزيئي H_2O

b تشكل شاردة الهيدرونيوم . c تشكل شاردة الهيدروكسيد

الماء المقطر يتفكك ذاتيا إلى شوارد H_3O^+ و OH^- وفق التفاعل ذي المعادلة :



2.1.4/ الجداء أشاردي للماء :

من أجل كل محلول مائي ، عند 25°C : $K_e = 10^{-14}$.
نعرف $pK_e = -\log K_e$ أي $K_e = 10^{-pK_e}$ ومنه : $pK_e = 14$

3.1.4/ سلم الـ pH :

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

$$K_e = [\text{H}_3\text{O}^+]^2 = 10^{-14} \text{ ومنه : } [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}} = [\text{HO}^-]_{\text{éq}} \text{ يتميز بـ}$$
$$\log K_e = \log[\text{H}_3\text{O}^+]^2 = 2\log[\text{H}_3\text{O}^+] \rightarrow -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\frac{1}{2}\log K_e$$
$$\rightarrow \text{pH} = \frac{1}{2}pK_e \rightarrow \text{pH} = 7$$

المحلول المائي الحمضي :

يتميز بـ $[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}} > [\text{HO}^-]_{\text{éq}}$ ومنه : $[\text{H}_3\text{O}^+]^2 > K_e$ ومنه : $\text{pH} < \frac{1}{2}pK_e$ وهذا يعني $\text{pH} < 7$

المحلول المائي الأساسي :

يتميز بـ $[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}} < [\text{HO}^-]_{\text{éq}}$ ومنه : $[\text{H}_3\text{O}^+]^2 < K_e$ ومنه : $\text{pH} > \frac{1}{2}pK_e$ وهذا يعني $\text{pH} > 7$

نتيجة :

عند 25°C يكون المحلول المائي :

- معتدلا $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$ أي $\text{pH} = \frac{1}{2}pK_e$ ومنه $\text{pH} = 7,0$

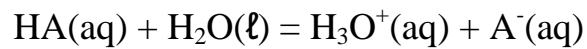
- حمضيا $[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-]$ أي $\text{pH} < \frac{1}{2}pK_e$ ومنه $\text{pH} < 7,0$

- أساسيا $[\text{H}_3\text{O}^+] < [\text{OH}^-]$ أي $\text{pH} > \frac{1}{2}pK_e$ ومنه $\text{pH} > 7,0$

2.4/ ثوابت الحموضة K_a و pK_a للثنائيات (أساس/حمض) :

* تعريف ثابت الحموضة K_a لثنائية (أساس/حمض) :

معادلة تفاعل الحمض HA مع الماء :



إن ثابت التوازن K الموافق لمعادلة التفاعل يسمى أيضا ثابت الحموضة K_a للثنائية (HA/A^-)

$$K_a = K = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_f \cdot [\text{A}^-]_f}{[\text{HA}]_f}$$

نعرف الـ pK_a للثنائية HA/A^- كالتالي :

$$K_a = 10^{-pK_a} \text{ ومنه : } pK_a = -\log K_a$$

ملاحظة :

ثوابت الحموضة K_a و pK_a تمكن من مقارنة قوة الأحماض فيما بينها وكذلك قوة الأسس فيما بينها .

- كلما كان K_a اكبر كان pK_a اصغر فكان الحمض أقوى والأساس اضعف .

- كلما كان K_a اصغر كان pK_a اكبر فكان الأساس أقوى والحمض اضعف .

العلاقة بين pH و pKa :

من اجل كل ثنائية (أساس/حمض) :

$$pK_a = +\log K_a = -(\log ([H_3O^+]_f \times \frac{[الاساس]_f}{[الحمض]_f}))$$

$$pK_a = -\log[H_3O^+]_f - \log \frac{[الاساس]_f}{[الحمض]_f} \text{ فان}$$

$$pK_a = pH - \log \frac{[الاساس]_f}{[الحمض]_f} \text{ اذ}$$

نتيجة :

$$pH = pK_a + \log \frac{[الاساس]_f}{[الحمض]_f}$$

*** مجالات تغلب الصفة الحمضية أو الأساسية لثنائية (أساس/حمض) :**

العلاقة $pH = pK_a + \log \frac{[الاساس]_f}{[الحمض]_f}$ تبرز ثلاث حالات .

الحالة الأولى : pH المحلول اكبر من pKa للثنائية المعتمدة .

$$\text{إذا كان } pH = pK_a \text{ يعني } \log \frac{[الاساس]_f}{[الحمض]_f} = 0 \text{ ومنه } \frac{[الاساس]_f}{[الحمض]_f} = 1$$

ومنه : $[الحمض]_f = [الاساس]_f$ ومنه لا توجد صفة غالبية .

الحالة الثانية : pH المحلول يساوي إلى pKa للثنائية المعتمدة .

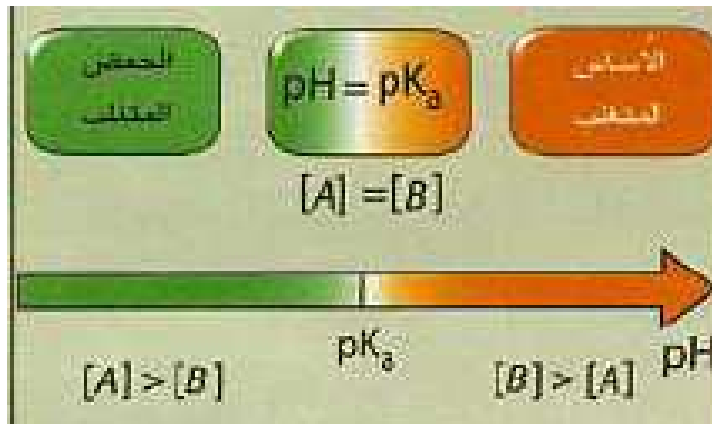
$$\text{إذا كان } pH > pK_a \text{ يعني } \log \frac{[الاساس]_f}{[الحمض]_f} > 0 \text{ ومنه } \frac{[الاساس]_f}{[الحمض]_f} > 1$$

ومنه : $[الحمض]_f > [الاساس]_f$ ومنه تكون الصفة الأساسية هي الغالبة .

الحالة الثالثة : pH المحلول اصغر من pKa للثنائية المعتمدة .

$$\text{إذا كان } pH < pK_a \text{ يعني } \log \frac{[الاساس]_f}{[الحمض]_f} < 0 \text{ ومنه } \frac{[الاساس]_f}{[الحمض]_f} < 1$$

ومنه : $[الحمض]_f < [الاساس]_f$ ومنه تكون الصفة الحمضية هي الغالبة .



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

3.4/ تطبيق على الكواشف الملونة :

نأخذ ثلاثة أنابيب اختبار ، نضع في الأول كمية من الماء المقطر ، وفي الثاني كمية من محلول حمض الايثانويك وفي الثالث كمية من محلول الصود . نضيف قطرات من ازرق البروموتيمول الى كل محلول .



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

معادلة تفاعل الكاشف الملون مع الماء هي : $HIn_{(aq)} + H_2O_{(l)} = H_3O^+_{(aq)} + In^-_{(aq)}$ يعطي ازرق البروموتيمول اللون الأخضر في الوسط المعتدل واللون الأصفر في الوسط الحامضي واللون الأزرق في الوسط القاعدي .

ملاحظات :

نرمز لثابت الحموضة للثنائية HIn/In^- بالرمز K_i حيث :

$$K_i = \frac{[H_3O^+]_f \cdot [In^-]_f}{[HIn]_f}$$

$$pH = pK_i + \log \frac{[In^-]_f}{[HIn]_f}$$

إن لون المحلول يتعلق بالنسبة $R = \frac{[In^-]_f}{[HIn]_f}$ وبالتالي بقيمة pH .

- إذا كان $R > 10$ فإن الصفة In^- تشكل أغلبية ونجد : $pH > pK_i + 1$

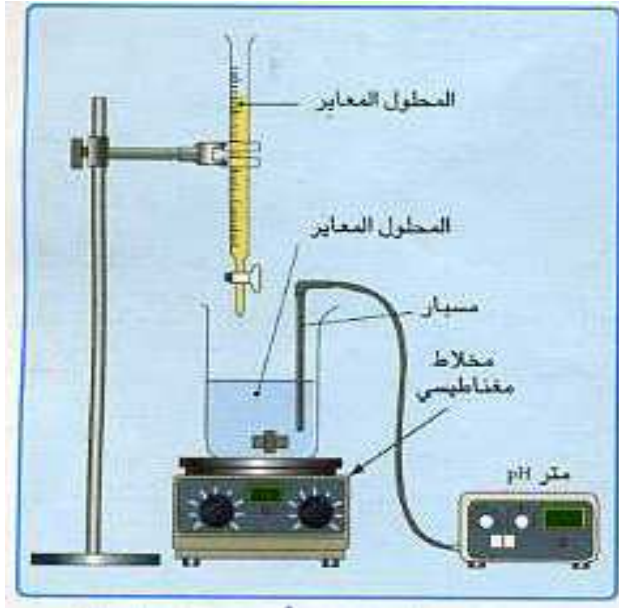
- إذا كان $R < \frac{1}{10}$ فإن الصفة HIn تشكل أغلبية ونجد : $pH < pK_i - 1$

- من اجل المجال $pK_i - 1 < pH < pK_i + 1$ ، حيث $[In^-]_f$ يقارب $[HIn]_f$ فإن لون المحلول يكون مزيج من اللونين لهذا يسمى هذا المجال (مجال التغير اللوني)

4.4/ المعايرة الـ pH مترية :

* - التركيبية التجريبية لعملية المعايرة والخطوات المتبعة :

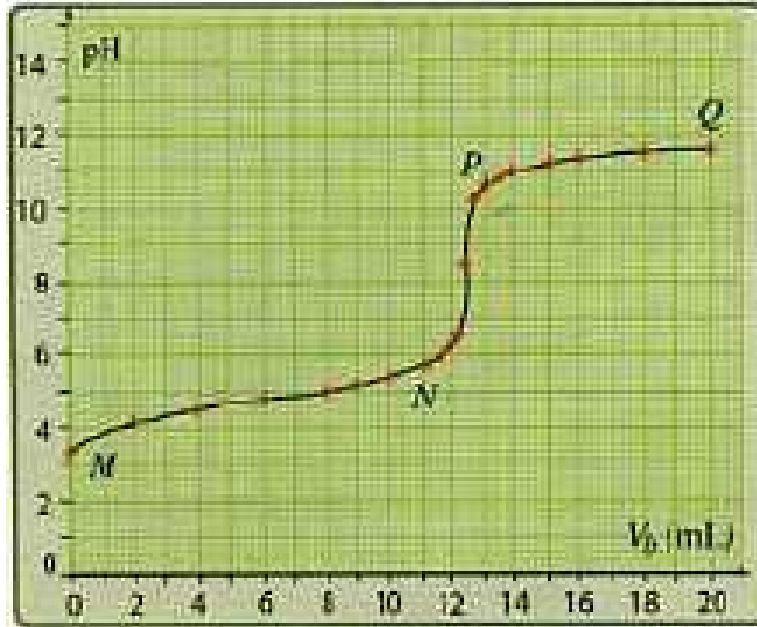
- نضع محلول معاير في البيشر ، نأخذ حجما V_a من المحلول الحمضي (مثلا) تركيزه المولي C_a ثم نضيف الماء المقطر حتى يسهل غمر مسبار جهاز pH متر في المحلول .
- نملا السحاحة بالمحلول الأساسي الذي تركيزه C_b .
- نسكب تدريجيا المحلول الأساسي على المحلول الحمضي بحيث عند سكب حجم V_b نسجل قيمة pH المزيج (انظر الصورة) .



- نرسم منحنى المعايرة الذي يمثل تغيرات pH المزيج بدلالة حجم المحلول الأساسي المسكوب V_b أي $pH = f(V_b)$

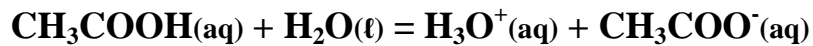
مثال (1) : معايرة محلول حمض الايثانويك بواسطة محلول الصود :

نضع في البيشر $V_a = 20ml$ من المحلول الحمضي ثم نسكب تدريجيا المحلول الأساسي الذي تركيزه المولي $C_b = 2,0 \times 10^{-2} mol.L^{-1}$ نسجل قيمة pH المزيج من اجل كل حجم V_b مسكوب ثم نرسم منحنى المعايرة $pH = f(V_b)$



تطور الـ pH بدلالة الحجم V_b لمحلول الصودا المسكوب .

معادلة التفاعل هي :



مناقشة منحنى المعايرة :

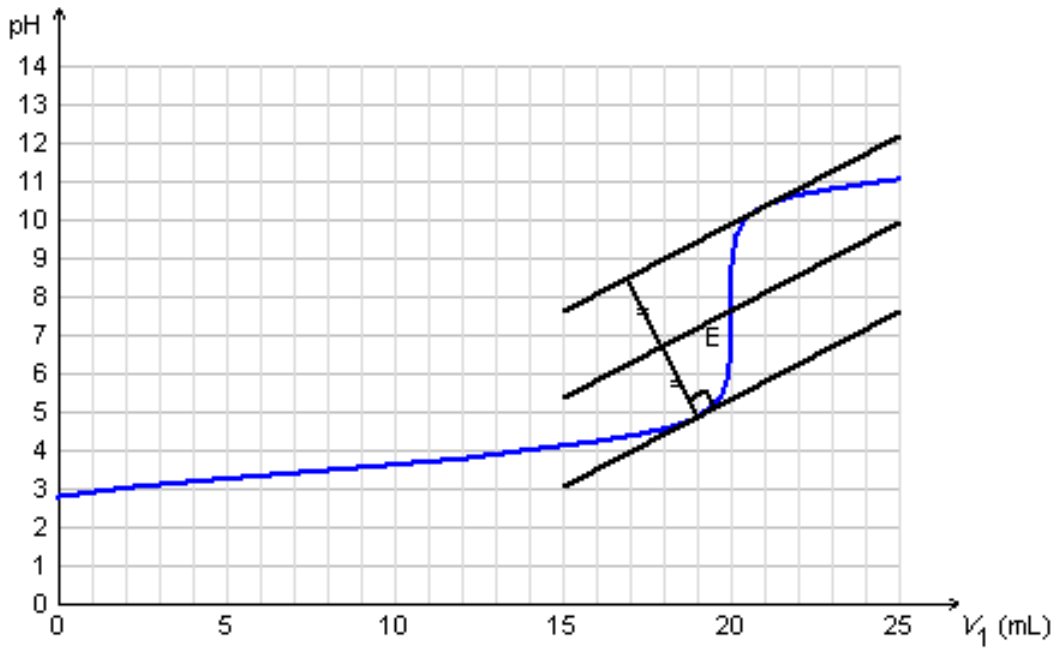
- في الجزء MN ($0 < V_b < 11ml$) يتزايد الـ pH ببطء .
- في الجزء NP ($11ml < V_b < 13ml$) يتزايد الـ pH بسرعة اكبر .
- في الجزء PQ ($13ml < V_b$) يتزايد قليلا ويبطئ ليؤول الى قيمة حدية (المنحنى يؤول الى خط مقارب أفقي) .

وعند نقطة التكافؤ نجد : (أساس) n_E = (حمض) n_0 أي $n_0(CH_3COOH) = n_E(HO^-)$
ومنه نجد : $C_a \cdot V_a = C_b \cdot V_{bE}$ ومنه نجد : $C_a = 1,22mol.L^{-1}$

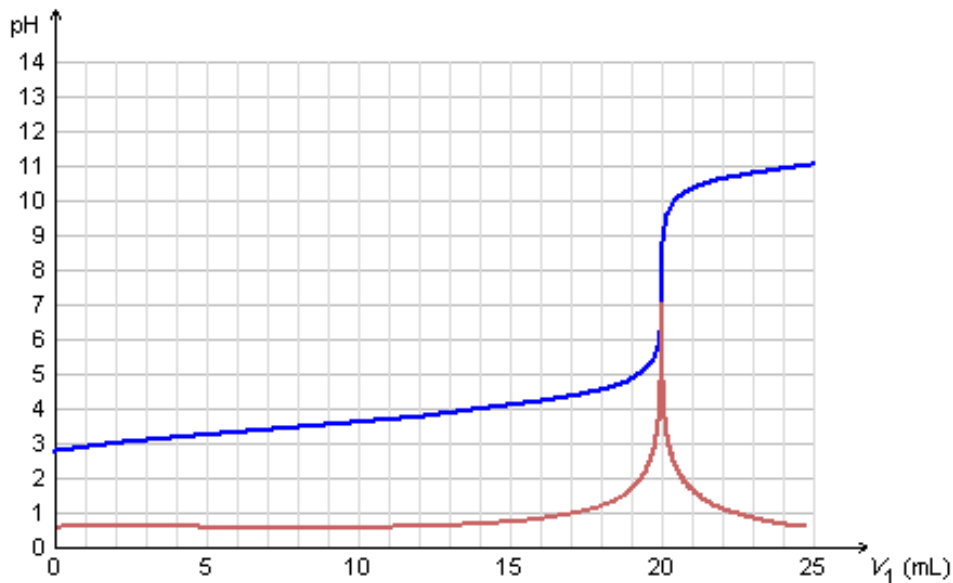
مثال (2) : معايرة محلول النشادر بواسطة محلول حمض كلور الماء :

أنظر البطاقة التربوية لعمل مخبري

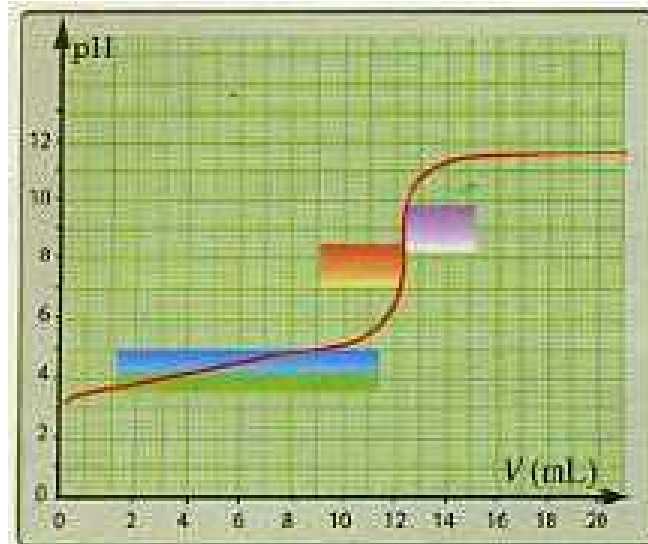
تعيين نقطة التكافؤ بطريقة المماسين المتوازيين :



تعيين نقطة التكافؤ عن طريق الإلحام الآلي (طريقة النهاية العظمى للمنحنى $\frac{dpH}{dV}$) :



تعيين نقطة التكافؤ عن طريق المعايرة اللونية :



تعيين نقطة التكافؤ في المعايرة عن طريق قياس الناقلية :

