

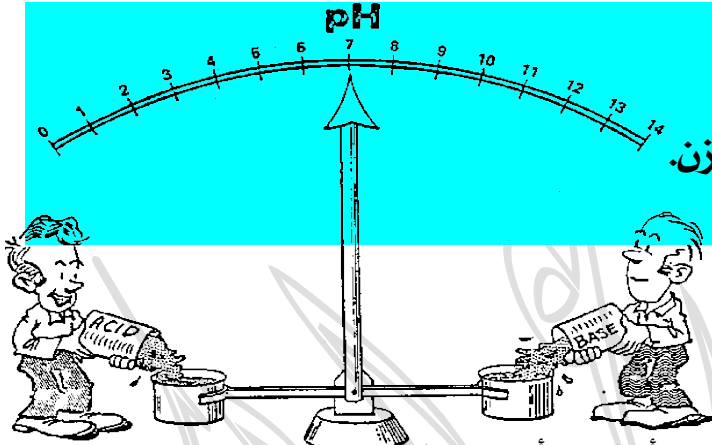
## حالة التوازن



## تطور جملة كيميائية نحو

المحتوى المفاهيمي: حسب المنهاج

- I- pH محلول مائي.
- II- تأثير حمض وأساس على الماء.
- III- تطور جملة كيميائية نحو حالة التوازن.
- IV- التحولات (حمض/أساس).



## مؤشرات الكفاءة:

1. يقيس pH محلول لتعيين طبيعته (حمضي، أساسي، أو معتدل).
2. يميز بين الأحماض الضعيفة والقوية.
3. يميز بين الأسس القوية والضعيفة.
4. يستعمل التقدم النهائي ويقارنه مع التقدم الأعظمي ليبرر التوازن الكيميائي.
5. يستعمل ثابتي الحموضة  $K_a$  و  $pK_a$  لمقارنة بعض الثنائيات حمض-أساس.
6. يستعمل المنحنى  $pH = f(V)$  لتعيين تركيز محلول.



## I- pH محلول مائي : (تعريف وقياس)

### 1- تعريف pH محلول مائي

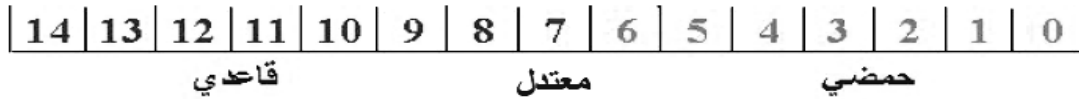
ان الطعم الحامض لمحلول مائي يعود اساسا الى تركيز شوارد الهيدرونيوم او الاكسونيوم  $[H_3O^+]$  لذلك فالخواص الحمضية او الاساسية لاي محلول مائي تتعلق بـ  $[H_3O^+]$  فيه وبالتالي قام العالم الدنماركي S.SORENSEN سنة 1909 بتعريف pH محلول مائي

$$[H_3O^+] = 10^{-PH}$$

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

$$[H_3O^+] \leq 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

اي ان هذه العلاقة صالحة من اجل المحاليل الممددة او المخففة



في الدرجة  $25^\circ\text{C}$  يكون سلم الـ PH كالآتي:



ملاحظة: هذا السلم يتغير بتغير درجة الحرارة لذلك سوف تؤخذ المحاليل في دراستنا بصفة عامة دوما في الدرجة  $25^\circ\text{C}$ .

مثال: لدينا محلولين حمضيين  $S_1$  لكولور الهيدروجين والآخر  $S_2$  لحمض الايثانويك التركيز المولي  $[H_3O^+]$  فيهما على الترتيب  $1 \cdot 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  و  $3.98 \cdot 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

- احسب قيمة الـ pH لكل محلول

- استنتج علاقة بين تغير  $[H_3O^+]$  والـ pH ومثلها بالاسهم

### 2- طرق قياسه

- باستخدام جهاز الـ PH متر وهي اذق طريقة.

- باستخدام ورق الـ pH وهي تقريبية.

- باستخدام الادلة او الكواشف الملونة التي تحدد مجاله فقط ، وطبيعة المحلول حمضي أو أساسي .

نشاط عملي :

• قس قيم الـ PH لمحاليل من الحياة اليومية للتعرف على طبيعتها :

ماء مقطر ، الخل ، ماء جافيل ، عصير الليمون ، الكحول ، محلول ملحي ، ماء الصابون ، بيكربونات ..... الخ .

• قم بانجاز قياسات لقيم PH محاليل مختلفة بتراكيز معينة ودون النتائج في جدول لاستعمالها لاحقا ، وهذا بعد معايرة الجهاز في درجة حرارة الغرفة .

المحلول		محلول ح كلور الماء		محلول حمض الخل		محلول ماءات الصوديوم		محلول النشادر
التركيز (mol/l)	0,1	0,01	0,1	0,01	0,1	0,01	0,1	0,01
قيمة الـ PH	1	2	2,9	3,4	13	12	11,1	10,6

## II - تأثير حمض أو أساس على الماء :

### 1- الحمض القوي والحمض الضعيف :

النشاط :

لنأخذ 100ml مثلا من كلا من محلولي حمض كلور الماء ، و حمض الخل السابقين ( C=0,1mol/l )

• كيف تفسر اختلاف قيمة الـ PH في المحلولين ؟

• أحسب تركيز وكمية مادة شوارد  $H_3O^+$  في كل حالة . ماذا تستنتج ؟  
تحليل النشاط :

- الاختلاف في الـ PH معناه الاختلاف في تركيز  $H_3O^+$  وبالتالي كمية مادتها .
- الحساب :

	محلول حمض الخل	محلول حمض كلور الماء
$[H_3O^+] = 10^{-PH} \text{ mol/l}$	$1,26 \times 10^{-3}$	0,1
$n(H_3O^+) \text{ mol}$	$1,26 \times 10^{-4}$	0,01

• الاستنتاج : بما أن شوارد الهيدرونيوم تتشكل بتفكك الحمضين في الماء فهذا معناه أن حمض كلور الماء تفكك كلياً (فهو **قوي**) ، بينما تفكك حمض الخل جزئياً فقط (فهو **ضعيف**) .

لنناقش جدول التقدم :

• كمية  $H_3O^+$  العظمى المتوقع الوصول إليها في الحالتين هي 0,01 mol .

• كمية  $H_3O^+$  النهائية ( الحقيقية ) تختلف بين الحمضين :

الاستنتاج : يتضح إذن وجود مفهومين هما :

• التقدم الأعظمي  $X_{max}$  هو قيمة التقدم النهائي بفرض التفاعل تام .

• التقدم النهائي  $X_f$  هو القيمة الفعلية للتقدم في الحالة النهائية .

ملاحظة :

$X_{max} = X_f$  التفاعل تام ،  $X_f < X_{max}$  التفاعل غير تام .

تدعى النسبة بين التقدمين نسبة التقدم ويرمز لها بالرمز :  $\tau = \frac{X_f}{X_{max}}$  وتأخذ قيمتها النهائية عندما ينتهي

التفاعل حيث يصبح التقدم نهائياً وتصبح هذه النسبة كالآتي :  $\tau_f = \frac{X_f}{X_{max}}$  وتدعى **نسبة التقدم النهائي**

## 2- الأساس القوي والأساس الضعيف :

النشاط :

لنأخذ 100ml مثلاً من كلاً من محلولي ماءات الصوديوم ، ومحلول النشادر السابقين (  $C=0,01 \text{ mol/l}$  )

• كيف تفسر اختلاف قيمة الـ PH في المحلولين ؟

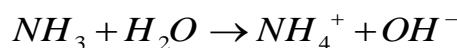
• أكتب معادلة تفكك كلاً من  $NaOH$  و  $NH_3$  في الماء .

• أحسب قيمة التقدم الأعظمي والتقدم النهائي في الحالتين . ماذا تستنتج ؟

تحليل النشاط :

• التفسير : تركيزا شوارد الأوكسونيوم يختلف ، هذا معناه أنهما لم يتفككا بنفس النسبة .

• معادلات الانحلال في الماء :  $NaOH \xrightarrow{H_2O} Na^+ + OH^-$



• حساب التقدم النهائي في الحالتين :

- ماءات الصوديوم :  $\tau_f = 1 \Leftrightarrow X_f = n(OH^-) = \frac{10^{-14}}{10^{-PH}} \times V = 10^{-3} \text{ mol} = X_{max}$

- محلول النشادر :  $\tau_f = 0,04 \Leftrightarrow X_f = n_f(OH^-) = \frac{10^{-14}}{10^{-PH}} \times V = 3,98 \times 10^{-5} \text{ mol} < X_{max}$

الاستنتاج : الصودا أساس قوي بينما النشادر أساس ضعيف .

### III - تطور جملة كيميائية نحو حالة التوازن :

#### 1- مفهوم التوازن الكيميائي :

- نشاط : انطلاقا من النشاط السابق : لدينا محلول حمض الايثانويك تركيزه المولى  $1.10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$  فنجد ان قيمة الـ  $\text{pH} = 2.9$  عند  $T = 25^{\circ} \text{C}$ .
- 1- ما هي الانواع الكيميائية المتواجدة فى المحلول ؟
- 2- احسب التركيز المولى لمختلف الانواع الكيميائية النهائية بما فيها الماء .
- 3- هل الحالة النهائية للتفاعل تعني فعلا توقفه ؟
- نتيجة النشاط :

فى تحول كيميائى لجملة اذا كانت المتفاعلات والنواتج متواجدة فى الحالة النهائية بكميات ثابتة بمرور الزمن فان الجملة فى حالة توازن كيميائى

- التفسير الديناميكي لحالة التوازن :

ان التوازن يبقى حركيا على المستوى المجهرى اى ان سرعة اختفاء متفاعل فى جهة تساوى الى سرعة ظهوره فى الجهة المعاكسة فى حين الجملة على المستوى العياني لا تتطور.

اذن التوازن الكيميائى هو حدوث تفاعلين كيميائيين متزامنين ومتعاكسين وبسرعتين متساويتين .

#### 2- كتابة معادلة التفاعل المنمذج لتحول كيميائى :

##### نشاط نظري :

نسكب فى بيشرين A و B حجم قدره 50 ml من محلول حمض الايثانويك فى كل منهما تركيزه المولى  $1.10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$  فنجد ان قيمة الـ  $\text{pH} = 2.9$  عند  $T = 25^{\circ} \text{C}$

- 1- اكتب معادلة تفاعل حمض الخل مع الماء
- 2- احسب التركيز المولى لـ  $\text{H}_3\text{O}^+$

3- نضيف الى البيشر A قطرات من محلول حمض الايثانويك ، وبعد الرج جيدا والاستقرار نجد ان قيمة الـ  $\text{pH} = 2.7$

أ- احسب التركيز المولى لـ  $\text{H}_3\text{O}^+$

ب- قارن بين التركيز المولى لـ  $\text{H}_3\text{O}^+$  قبل وبعد الاضافة . ماذا تستنتج ؟

4- نضيف الى البيشر B 0.5 g من ايثانوات الصديوم ( $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{Na}^+$ ) بعد الرج جيدا والاستقرار نجد ان قيمة الـ  $\text{pH} = 5$

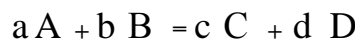
أ- احسب التركيز المولى لـ  $\text{H}_3\text{O}^+$

ب- قارن بين التركيز المولى لـ  $\text{H}_3\text{O}^+$  قبل وبعد الاضافة . ماذا تستنتج ؟

5- استنتج كيف تطورت الجملة فى كل بيشر

##### الاستنتاج :

عدة تفاعلات يمكن ان تحدث حسب الشروط المفروضة فى الاتجاه المباشر او العكسى ، والرمز = لايعدى اتجاه التطور، وإنما معادلة التفاعل والتي تعبر بدورها عن انحفاظ الكتلة والشحنة .



#### 3 - كسر التفاعل Qr

من اجل التحول الكيميائى المنمذج بالتفاعل التالى :  $aA + bB = cC + dD$  يعرف كسر التفاعل كمايلى :

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

ان كسر التفاعل مقدار عددي يميز الجملة الكيميائية وهي فى حالة ما قيمته تدلنا على مدى تقدم التفاعل وعبارته تتعلق بطبيعة الجملة  
- يعبر  $Q_{ri}$  عن كسر التفاعل الابتدائى بينما  $Q_{rf}$  يعبر عن كسر التفاعل النهائى  
- اذن  $Q_r$  يتغير مع تطور الجملة من اللحظة  $t=0$  الى غاية اللحظة  $t_f$   
اصطلاحات

- إذا كان أحد الأفراد : ماء مذيبا ، أو جسما صلبا فإنه لا يؤخذ بعين الاعتبار.
- إذا كان أحد الأفراد غازا فإن العبارة معقدة جداً وخارج المقرر.
- أمثلة : أكتب عبارة كسر التفاعل الموافق للتفاعلات الكيميائية التالية :

- $NH_3 + H_2O = NH_4^+ + OH^-$  □
- $CH_3COOH + H_2O = H_3O^+ + CH_3COO^-$  □
- $3Ag + Al^{+3} = Al + 3Ag^+$  □
- $HCl + H_2O \rightarrow H_3O^+ + Cl^-$  □



#### 4- ثابت التوازن K

كشاط :



- لدينا محلولين حمضيين لحمض الخل عند درجة الحرارة  $T = 25^{\circ}C$   
 $S_1$  تركيزه المولى  $10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$  وقيمة درجة حموضته :  $pH_1 = 3.4$   
 $S_2$  تركيزه المولى  $10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$  وقيمة درجة حموضته :  $pH_2 = 2.9$   
 1- احسب النسبة النهائية للتقدم فى كل محلول ، ماذ تستنتج ؟  
 2- احسب  $Q_{rf}$  لكل محلول . ماذ تستنتج ؟  
الاستنتاج :

ان  $Q_{rf}$  لجملة كيميائية عند حالة التوازن لايتعلق بالتركيب الابتدائى للجملة بل هو مقدار ثابت وهو مايسمى بثابت التوازن الكيميائى للجملة K أي :

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

ملاحظة :

- لا تتعلق قيمة ثابت التوازن إلا بدرجة الحرارة .
- من اجل  $K > 10^4$  فان التحول شبه تام .
- تتعلق جهة تطور جملة كيميائية بطبيعة تركيبها حيث :
  - $Q_{ri} < K$  تتطور الجملة فى الاتجاه المباشر للتفاعل .
  - $Q_{ri} > K$  تتطور الجملة فب الاتجاه المعاكس .
  - $Q_{ri} = K$  الجملة لا تتطور ، فهي فى حالة توازن .

## 5- تأثير الحالة الابتدائية للجملته

يبين النشاط السابق أن :

- التركيب الابتدائي للجملته يؤثر في نسبة التقدم النهائي  $\tau_f$  للجملته.
  - التركيب الابتدائي للجملته لا يؤثر في ثابت التوازن K لهذه الجملته.
- نشاط : ايجاد العلاقة بين نسبة التقدم النهائي  $\tau_f$  و ثابت التوازن K
- أ) اكتب معادلتك تفكك حمض النمل في الماء .
- ب) اعط جدول التقدم الموافق لما يحدث .
- ج) اعط عبارة ثابت التوازن K بدلالة التقدم النهائي  $X_f$  .
- د) جد العلاقة بين نسبة التقدم النهائي  $\tau_f$  و ثابت التوازن K .

## IV - التحولات حمض - أساس :

### 1- التشرذ الذاتي للماء :

نشاط

أعطى قياس الناقلية النوعية للماء المقطر عند درجة الحرارة  $25^\circ\text{C}$  القيمة  $\sigma = 5.5 \mu\text{S/m}$

1- في رأيك ما هي الشوارد المسؤولة على ناقلية الماء المقطر ؟

2- اكتب معادلتك تفكك الماء ؟

3- احسب التركيز المولي للشوارد المسؤولة على ناقلية الماء .

4- احسب قيمة الـ pH للماء النقي .

5- يدعى ثابت توازن التفاعل السابق الجداء التشرذبي للماء  $K_e$  . احسب قيمته .

يعطى :  $\lambda_{OH^-} = 20\text{msm}^2 / \text{mol}$  ،  $\lambda_{H_3O^+} = 35\text{msm}^2 / \text{mol}$

الاستنتاج :

يتشرد الماء ذاتيا كما يلي :

عند درجة الحرارة  $25^\circ\text{C}$  يكون :

$$[H_3O^+] = [OH^-] = 10^{-7} \text{ mol / l}$$

ويكون الجداء التشرذبي للماء :  $[H_3O^+] \times [OH^-] = 10^{-14} \text{ mol / l}$

ملاحظات :

- تتعلق قيمة  $K_e$  فقط بدرجة الحرارة انظر الوثيقة ص 51 ص 197 .
- نسمي دليل الجداء الشاردي للماء القيمة :  $pK_e = -\text{Log } K_e = 14$
- يعتبر في كل المحاليل المائية الممددة الجداء السابق نفسه .

### 2- ثابت الحموضة $K_a$ والمقدار $PK_a$ :

أ) ثابت الحموضة  $K_A$  لثنائية (A/B) : هو ثابت يميز الثنائية و يحسب وفق العلاقة التالية :

$$K_A = \frac{[\text{أساس}][H_3O^+]}{[\text{الحمض}]}$$

- لا يتعلق  $K_A$  إلا بدرجة الحرارة و طبيعة الحمض .
- يتزايد  $K_A$  مع تزايد القوة الحمضية .
- لا يوجد  $K_A$  بالنسبة للثنائيات التي يكون فيها أحدها قويا .

ب) تعريف الـ  $PK_A$  : يدعى دليل ثابت الحموضة وهو عدد بسيط يسهل التعبير وكذلك المقارنة بين حمضين أو أساسين ضعيفين .

إن قيمة الـ  $K_A$  تتراوح بين 10-1 و 10-13 ؛ ولهذا نستعمل دليل ثابت الحموضة والذي يرتبط مع ثابت

$$PK_A = -\log(K_A)$$

ومنه تتغير قيمة الـ  $PK_A$  من 1 إلى 13 .

يُميز المقدار  $PK_A$  الثنائية (B/A) : فكلما كان أكبر كان الحمض أضعف والأساس المرافق له أقوى على عكس ثابت الحموضة تماما .

ج) التعبير عن الـ PH بدلالة الـ  $PK_A$  : يمكن البرهان بسهولة على العلاقة المهمة التالية والتي تربط  $PK_A$  الثنائية (A/B) بقيمة PH هذا المحلول وتركيزي الحمض وأساسه المرافق في هذا المحلول :

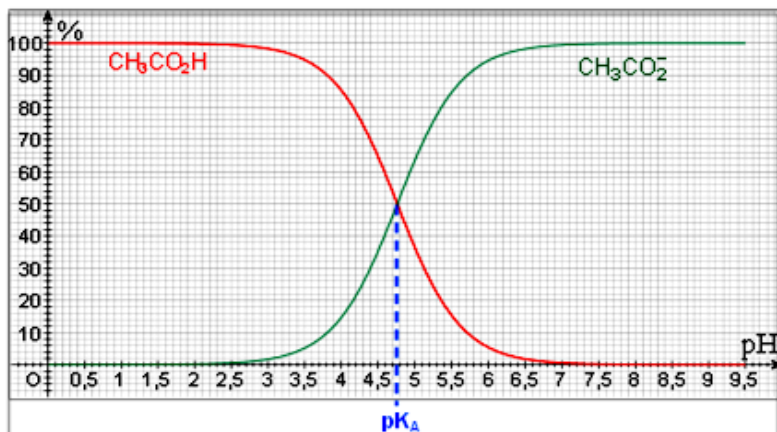
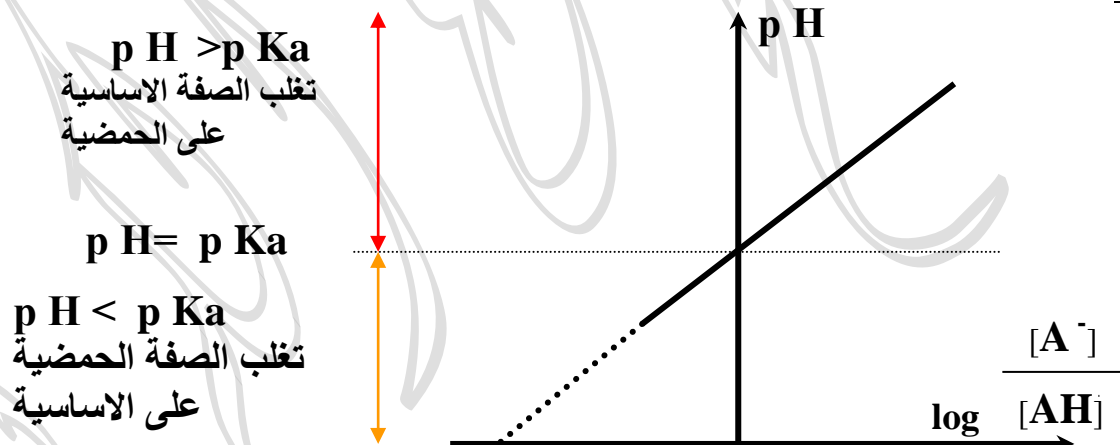
$$PH = PKA + \log \frac{[الأساس]}{[الحمض]}$$

### 3- مجالات التغلب وتطبيقاتها :

نشاط : ناقش العلاقة السابقة وقارن بين قيمة PH محلول وقيمة  $PK_A$  الثنائية المتواجدة فيه حسب تراكيز حمض وأساس الثنائية في المحلول .

تحليل النشاط :

نتيجة :



مخطط توزيع الصفة الغالبة :

$$A^{-}\% = \frac{[A^{-}]_f}{[A^{-}]_f + [HA]_f} \bullet$$

$$HA\% = \frac{[HA]_f}{[A^{-}]_f + [HA]_f} \bullet$$

تطبيق : الكاشف الملون :

هو محلول يحوي ثنائية (A/B)

حيث يتميز فيها الحمض بلون وأساسه المرافق بلون ، ويأخذ المحلول حينئذ لون الفرد الأغلب حسب قيمة PH .  
أمثلة عن مجالات التغلب لبعض الكواشف الملونة : (من الكتاب المدرسي) .

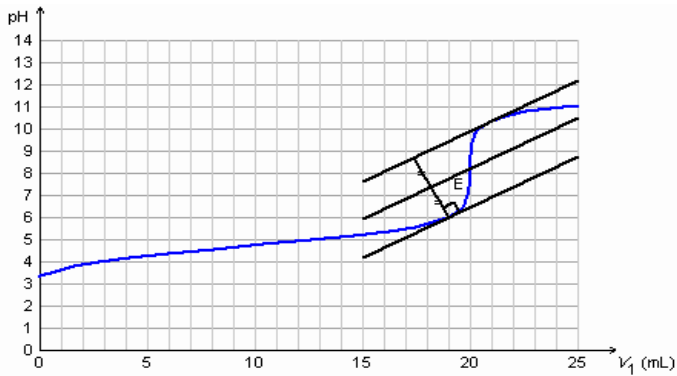


## 5- المعايرة الـ PH مترية:

• الهدف منها: تعيين تركيز محلول حمضي أو أساسي بدقة حيث يكون  $C_a \times V_a = C_b \times V_b$  عند التكافؤ.

• منحنيات المعايرة:

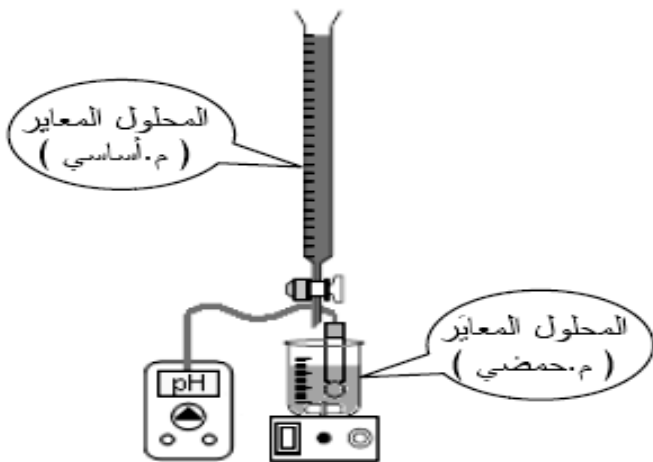
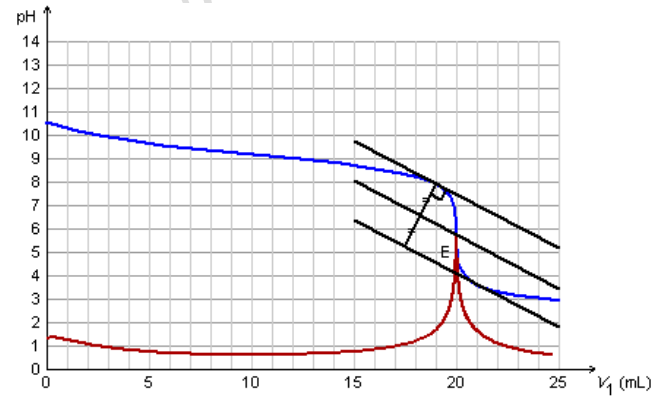
(ب) معايرة محلول حمض ضعيف بمحلول أساس قوي



(أ) معايرة محلول حمض قوي بمحلول أساس قوي:



(ج) معايرة محلول أساس ضعيف بمحلول حمض قوي:



وثيقة:   
جهاز المعايرة الـ pH - مترية

ملاحظات مهمة:

(أ) البروتوكول التحريبي.

(ب) يمكن تعيين تركيز المحلول المعاير بمعرفة نقطة التكافؤ التي تعين احاثيتها باستعمال احدي الطرق التالية:

• طريقة المماسات المتوازية

• طريقة تغيرات الـ PH بدلالة الحجم، أي:  $\frac{\partial PH}{\partial V} = f(V)$

(ج) يمكن استعمال كاشف ملون بالاضافة إلى الـ PH متر شرط أن يكون الـ PH التعديل ينتمي إلى مجال التغير اللوني للكاشف المستعمل.

(د) يمكن استعمال المتابعة بقياس الناقلية التي تأخذ أقل قيمة لها عند التكافؤ.