

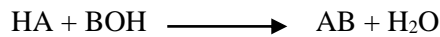
## الفصل السابع

### معايرات حمض - أساس

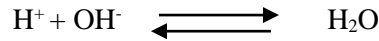
#### Acid - Base titrations

#### 1-7 المفهوم العام للمعايرات الحمضية - الأساسية :

تعتمد المعايرات الحمضية - الأساسية على تحديد النقطة التي يتم فيها تفاعل كميات متكافئة من الحمض مع الأساس ، حيث ينتج عن التفاعل الملح الموافق والماء وذلك مهما كانت قوة الحمض والأساس المتفاعلين معاً خلال المعايرة ويكتب بالشكل العام :



أي أن التفاعل الأيوني يمثل اتحاد أيونات الهيدروجين مع أيونات الهيدروكسيل لتشكيل الماء الضعيف التآين :



لهذا السبب يطلق عليها اسم معايرات التعديل .

حيث يبدو للوهلة الأولى أن محاليل كافة الأملاح الناتجة عن تفاعل كميات متكافئة من الحمض والأساس تكون معتدلة ، إلا أن ذلك لا يكون محققاً إلا عندما تتساوى قوة الحمض والأساس المتفاعلين ، حيث إن أي اختلاف في قوة الحمض أو أساس يؤدي إلى تشكيل أملاح لها خواص حمضية أو أساسية .

ومنه يمكن الاستنتاج أن قيمة pH المحلول عند نقطة التكافؤ تتحدد استناداً إلى نواتج التفاعل الحاصلة خلال المعايرات الحمضية - الأساسية .

### 7-2- المواد القياسية الحمضية الأولية :

هناك مواد عديدة تعدّ مواداً قياسية حمضية أولية ( ابتدائية ) تستخدم من أجل تقييس ( ضبط تركيز ) المحاليل الأساسية .  
لاحظ الجدول رقم (1) : يوضح بعض المواد المستخدمة كمواد قياسية حمضية أولية .  
حيث أكثر المواد المستخدمة لهذا الغرض هي فتالات البوتاسيوم الحامضية التي تتوفر فيها متطلبات المادة القياسية الأولية .

الجدول (1) : بعض المواد القياسية الحمضية الأولية .

1- فتالات البوتاسيوم الحمضية . $C_8H_5KO_4 = KHP$
2- حمض السلفاميك . $NH_2SO_3H$
3- حمض البنزويك . $C_6H_5COOH$

### 7-3- المواد القياسية الأساسية الأولية :

هناك العديد من المواد الأساسية التي تستعمل كمادة قياسية أولية لتقييس محاليل المواد الحمضية والجدول (2) يعرض بعضاً من هذه المواد .  
وتعد مادة كربونات الصوديوم من المواد الأكثر استعمالاً في تقييس محاليل المواد الحمضية .

الجدول (2): بعض المواد القياسية الأساسية الأولية

1- كربونات الصوديوم $\text{Na}_2\text{CO}_3$
2- كربونات الكالسيوم $\text{CaCO}_3$
3- بيكربونات الصوديوم $\text{NaHCO}_3$
4- طرطرات البوتاسيوم الحامضة $\text{KHC}_4\text{H}_4\text{O}_6$
5- البوراكس $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$
6- نترا بورات البوتاسيوم $\text{K}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot \text{H}_2\text{O}$

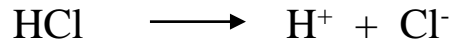
#### 7-4- محاليل الحموض والأسس

#### 7-4-1- تصنيف الحموض والأسس

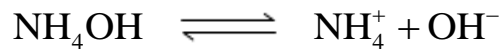
تصنف الحموض والأسس وفق ما يلي:

#### 1- نظرية أرينوس Arrhenius Theory

تُعدُّ الحموض حسب أرينوس (1884) عبارة عن مركبات كيميائية كهليلتية قادرة على تقديم البروتون الحر في المحلول المائي:



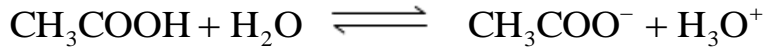
واعتبر أن الأسس عبارة عن مركبات كيميائية كهليلتية قادرة على تقديم أيونات الهيدروكسيد:



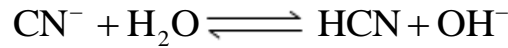
#### 2- نظرية برونستد-لوري (1923): Bronsted-Lowry Theory

وتسمى بالنظرية البروتوليتية Protolytic Theory وهي من أكثر النظريات استخداماً في الوقت الحاضر. فالحمض وفقاً لهذه النظرية عبارة عن مادة كيميائية قادرة على تقديم

البروتون المميهة (أي المحاط بعدد من جزيئات الماء) نتيجة لتفاعل الحمض مع جزيئات المحل، وبالتالي يُعدُّ الحمض مادة مولدة للبروتون.

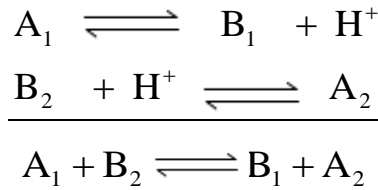


أما الأساس فهو مادة كيميائية قادرة على تثبيت البروتون ولا يشترط أن يحتوي الأساس في جزيئته على زمرة الهيدروكسيد كحامل للخواص القلوية وتخلو جزيئات الكثير من الأسس من زمرة الهيدروكسيد إلا أنها قادرة على تثبيت البروتون.



يقوم الحمض بمنح البروتون مشكلاً الأساس المرافق له، في حين يستقبل الأساس البروتون متحولاً إلى الحمض المرافق له.

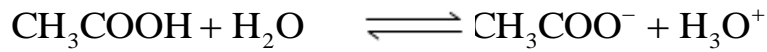
وتظهر الخصائص الحمضية أو الأساسية لأي مركب عندما يتبادل التأثير مع مركب آخر. يُظهر الأساس خاصته القلوية عندما يتفاعل مع الحمض المرافق للجملة حمض-أساس، ويُظهر الحمض خاصته الحمضية عندما يتبادل التأثير مع الأساس المرافق للجملة. ويمكن إيضاح ذلك من المعادلات التالية:



حيث إنَّ:  $\text{A}_1$  و  $\text{A}_2$  - حمضان مترافقان Conjugated Acids.

$\text{B}_1$  و  $\text{B}_2$  - الأساسان المترافقان Conjugated Bases.

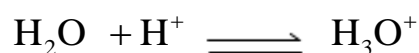
للممضين المذكورين. مثال ذلك:



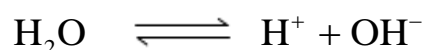
حيث  $\text{CH}_3\text{COOH}$  ،  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  زوجان مترافقان Conjugated Pair و  $\text{H}_2\text{O}$  ،  $\text{H}_3\text{O}^+$  زوجان مترافقان نلاحظ بهذا الشكل أنَّ لا وجود للبرتون بشكل حر في الماء، حيث يخسر الحمض بروتوناً معطياً إياه إلى أساس ما، ويتحول الحمض إلى الأساس المرافق له، بينما يتحول الأساس بتقبله أو بتثبيته للبروتون إلى الحمض المرافق له. وتدعى المركبات التي

تختلف فيما بينها بروتون واحد فقط بالأزواج الحمضية الأساسية المترافقة، كما هو الحال في الأزواج المترافقة التي تحدثنا عنها أعلاه.

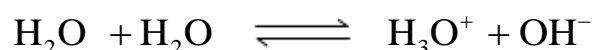
لدى دراسة خواص المركبات أو الجزيئات لوحظ أنّ بعضها قادر على ضم البروتون ومنحه في الوقت نفسه. وتدعى مثل هذه المركبات بالمذبذبة amphoteric. ومن أهم هذه المركبات جزيئة الماء. حيث تؤدي تارة دور الأساس وتارة دور الحمض. فلدى ضم جزيئة الماء للبروتون تؤدي دور الأساس متحولة إلى الهيدرونيوم:



أما عندما تمنح جزيئة الماء البروتون فتتحول إلى أيون الهيدروكسيد:



ولأنّ الماء يُعدُّ مركباً مذبذباً فإنّه يتفاعل مع الحموض والأسس على حد سواء، حيث يؤدي دور الحمض تارة ودور الأساس تارة أخرى. ويكتب التفاعل الكلي للماء والذي يُعدُّ جمعاً للتفاعلين السابقين أعلاه بالشكل التالي:



ويُدعى هذا التفاعل بتفاعل التفكك الذاتي للماء.

#### 7-4-2- تصنيف قوة الحموض والأسس

يعبر عن قوة حموضة الوسط أو أساسيته حسب مجال pH المحاليل المائية، والتي تقع ضمن خمسة مجالات pH وهي:

حمض قوي: pH = 0 - 2

حمض ضعيف: pH = 3 - 6

وسط معتدل: pH = 7

قلوي ضعيف: pH = 8 - 11

قلوي قوي: pH = 12 - 14

وتحسب قيم درجة الحموضة من خلال الاستعانة بالعلاقات التالية:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$$

$$[\text{H}^+] [\text{OH}^-] = 10^{-14}$$

$$K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-]$$

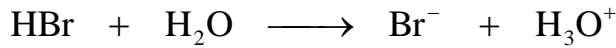
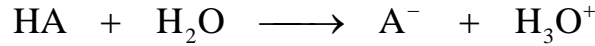
$$\text{p}K_w = \text{pH} + \text{pOH} = 14$$

## 7-4-3- حساب قيمة pH المحاليل

### 1- حمض قوي وحيد الوظيفة:

إذا كان لدينا حمض قوي وحيد الوظيفة، وصيغته العامة هي HA، مثال ذلك HBr، فإنَّ

التفاعل البروتوليتي لهذا الحمض يكتب بالشكل التالي:



يكون تركيز الحمض مساوياً لتركيز أيونات الهيدرونيوم:

$$C_{\text{HA}} = C_{\text{HBr}} = C_{\text{H}_3\text{O}^+}$$

$$\text{pH} = -\log C_{\text{H}_3\text{O}^+} = -\log C_{\text{HA}} = -\log C_{\text{HBr}}$$

مثال: احسب pH محلول (0,1M) من حمض بروم الماء.

الحل:

يُعدُّ حمض بروم الماء حمضاً قوياً ولذلك فإنَّه يتأين كلياً ولذلك:

$$C_{\text{H}_3\text{O}^+} = C_{\text{HBr}} = 0,1 \text{ M}$$

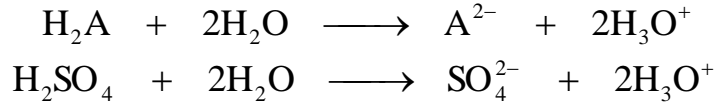
$$\text{pH} = -\log C_{\text{H}_3\text{O}^+} = -\log 0,1 = 1$$

### 2- حمض ثنائي الوظيفة وكلتا الوظيفتين قوية بما فيه الكفاية:

تكون صيغة الحمض ثنائي الوظيفة بالشكل  $\text{H}_2\text{A}$ . وبما أنَّ هاتين الوظيفتين قويتان بما فيه

الكفاية فإنَّ هذا الحمض يتأين بشكل تام ولا تبقى جزئية الحمض في المحلول. ويُعبر عن

تأينه في الماء بالشكل التالي:



يكون تركيز أيونات الهيدرونيوم مساوياً إلى مثلي تركيز الحمض القوي:

$$C_{\text{H}_3\text{O}^+} = 2C_{\text{H}_2\text{A}} = 2C_{\text{H}_2\text{SO}_4}$$

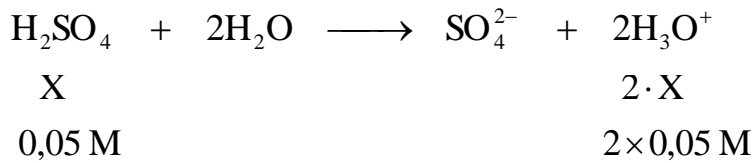
$$\text{pH} = -\log C_{\text{H}_3\text{O}^+} = -\log 2C_{\text{H}_2\text{A}} = -\log 2C_{\text{H}_2\text{SO}_4}$$

مثال:

احسب pH محلول حمض الكبريت ذي التركيز (0,05 M).

الحل:

نكتب في البداية معادلة التأيّن:

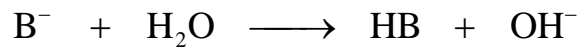


$$\text{pH} = -\log C_{\text{H}_3\text{O}^+} = -\log(2 \cdot 0,05) = -\log 0,1 = 1$$

### 3- أساس قوي وحيد الوظيفة:

إذا كان لدينا أساس قوي وحيد الوظيفة، وصيغته العامة هي  $\text{B}^-$ ، فإنّ التفاعل البروتوليتي

لهذا الأساس يُكتب بالشكل التالي:



يكون تركيز أيونات الهيدروكسيد مساوياً لتركيز الأساس القوي:

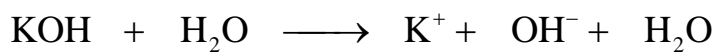
$$C_{\text{OH}^-} = C_{\text{B}^-}$$

$$\text{pOH} = -\log C_{\text{OH}^-} = -\log C_{\text{B}^-}$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 + \log C_{\text{B}^-}$$

مثال: احسب pH محلول (0,01 M) من هيدروكسيد البوتاسيوم KOH.

الحل:



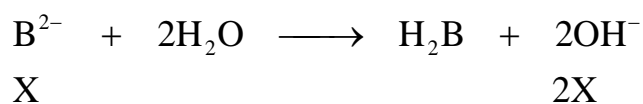
$$C_{\text{KOH}} = C_{\text{OH}^-} = 0,01 \text{ M}$$

$$\text{pOH} = -\log C_{\text{OH}^-} = -\log 0,01 = 2$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 2 = 12$$

4- أساس ثنائي الوظيفة وكلتا الوظيفتين قوية بما فيه الكفاية:

تكون صيغة الأساس ثنائي الوظيفة بالشكل  $\text{B}^{2-}$ . وبما أن هاتين الوظيفتين قويتان بما فيه الكفاية. فإن هذا الأساس يتأين بشكل تام، ولا تبقى جزيئة الأساس في المحلول. ويكتب التفاعل البروتوليئي للأساس كما يلي:



يكون التفاعل منزاحاً بقوة نحو اليمين، أما تركيز أيونات الهيدروكسيد فيساوي مثلي تركيز الأساس القوي:

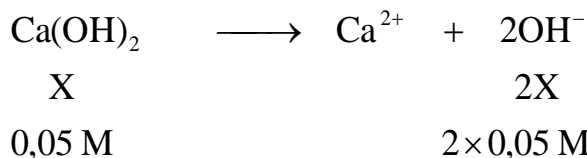
$$C_{\text{OH}^-} = 2C_{\text{B}^{2-}}$$

$$\text{pOH} = -\log C_{\text{OH}^-} = -\log 2C_{\text{B}^{2-}}$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 + \log 2C_{\text{B}^{2-}}$$

مثال: احسب pH محلول (0,05 M) من هيدروكسيد الكالسيوم.

الحل:



$$C_{\text{OH}^-} = 2C_{\text{Ca(OH)}_2} = 2 \cdot 0,05 = 0,1 \text{ M}$$

$$\text{pOH} = -\log C_{\text{OH}^-} = -\log 0,1 = 1$$

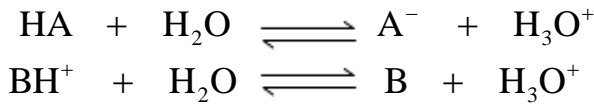


$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 + \log 2C_{\text{B}^{2-}} = 14 - 1 = 13$$

### 5- محاليل الحموض الضعيفة

تتأين الحموض الضعيفة كما أشرنا سابقاً تأيناً جزئياً. وبالتالي فإن تركيز أيونات الهيدرونيوم يكون أقل من التركيز الأولي للحمض الضعيف ولحساب pH محلول أي حمض ضعيف يجب معرفة ثابت تأينه  $K_a$ .

نتعرف فيما يلي على كيفية حساب pH أي حمض ضعيف. حيث يدخل الحمض الضعيف في تفاعل انتقال البروتون مع الماء بصورة عكوسة:



حيث: HA- حمض ضعيف يتفكك مع تشكيل أيون مشحون سلباً كحمض الخل وحمض النمل وحمض سيان الهيدروجين وحمض البنزويك ... إلخ.

$\text{BH}^+$  - حمض ضعيف مرافق لأساس أزوتي معتدل مثل  $\text{NH}_4^+$ .

$\text{A}^-$  - أساس مرافق للحمض HA.

يُكتب ثابتا التوازن لهذين التفاعلين بالعلاقتين التاليتين:

$$\begin{aligned} K_a &= \frac{C_{\text{A}^-} \cdot C_{\text{H}_3\text{O}^+}}{C_{\text{HA}} - C_{\text{H}_3\text{O}^+}} = \frac{C_{\text{H}_3\text{O}^+}^2}{C_{\text{HA}} - C_{\text{H}_3\text{O}^+}} \\ K_a &= \frac{C_{\text{B}} \cdot C_{\text{H}_3\text{O}^+}}{C_{\text{BH}^+} - C_{\text{H}_3\text{O}^+}} = \frac{C_{\text{H}_3\text{O}^+}^2}{C_{\text{BH}^+} - C_{\text{H}_3\text{O}^+}} \end{aligned}$$

حيث إن كل من  $C_{\text{HA}} - C_{\text{H}_3\text{O}^+}$  أو  $C_{\text{BH}^+} - C_{\text{H}_3\text{O}^+}$  تمثل تركيز الحمض الضعيف غير المتأين. إذا رمزنا بـ C لكل من  $C_{\text{HA}}$  و  $C_{\text{BH}^+}$  لسهولة الكتابة فقط، علماً أنها تمثل التركيز الأولي للحمض الضعيف. نعوض في عبارة ثابت التوازن فتصبح بالشكل التالي:

$$K_a = \frac{C_{H_3O^+}^2}{C - C_{H_3O^+}}$$

وتكتب عادةً في المراجع العلمية بالشكل:  $\frac{C}{K_a} \approx 400$  أي أنه إذا كان تركيز الأولي

للحمض الضعيف مساوياً إلى 400 مرة أو أكبر من ثابت تأين الحمض الضعيف عندها يمكن إهمال تركيز أيونات الهيدرونيوم في مقام كسر ثابت توازن الحمض وتصيح العلاقة المستخدمة في حساب pH محلول الحمض الضعيف بالشكل التالي:

$$K_a = \frac{C_{H_3O^+}^2}{C - C_{H_3O^+}} \approx \frac{C_{H_3O^+}^2}{C}$$

$$C_{H_3O^+}^2 = K_a \cdot C \Rightarrow C_{H_3O^+} = \sqrt{K_a \cdot C}$$

$$pH = \frac{1}{2} \cdot (pK_a + pC)$$

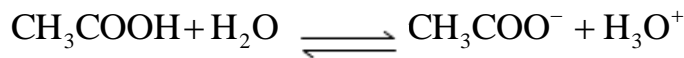
$$pH = \frac{1}{2} \cdot (pK_a - \log C)$$

مثال:

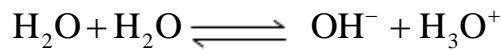
احسب pH محلول حمض الخل ذي التركيز (0,01M).

الحل:

نكتب التفاعل البروتوليتي الخاص بحمض الخل:



كما يمكن كتابة تفاعل التفكك الذاتي للماء:



يمكن إهمال تركيز أيونات الهيدرونيوم الآتية من التفكك الذاتي للماء لأن حمض الخل على الرغم من كونه حمضاً ضعيفاً، إلا أنه أقوى بكثير من الماء. ولبيان إمكانية إهمال تركيز أيونات الهيدرونيوم في مقام كسر ثابت تأين حمض الخل:

$$K_a = \frac{C_{H_3O^+}^2}{C - C_{H_3O^+}} = 1,82 \cdot 10^{-5}$$

نستخدم العلاقة التالية:

$$\frac{C}{K_a} = \frac{0,01}{1,82 \cdot 10^{-5}} = \frac{10^{-2}}{1,82 \cdot 10^{-5}} = \frac{1000}{1,82} = 549,45$$

وبالتالي يجب استخدام العلاقة التالية لحساب تركيز أيونات الهيدرونيوم:

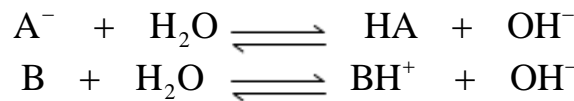
$$C_{H_3O^+} = \sqrt{K_a \cdot C} = \sqrt{1,82 \cdot 10^{-5} \cdot 0,01}$$

$$C_{H_3O^+} = \sqrt{1,82 \cdot 10^{-7}} = \sqrt{18,2 \cdot 10^{-8}} = 4,266 \cdot 10^{-4}$$

$$pH = -\log C_{H_3O^+} = -\log(4,266 \cdot 10^{-4}) = 3,37$$

## 6- محاليل الأسس الضعيفة

تتأين الأسس الضعيفة بشكل جزئي، ونتيجة لذلك فإن تركيز أيونات الهيدروكسيد يكون أقل من التركيز الأولي للأساس الضعيف تكون تفاعلات الأسس الضعيفة عكوسة كالحموض الضعيفة تماماً ولحساب الـ pH لمحلول أي أساس ضعيف يجب معرفة ثابت تأينه  $K_b$  و نكتب التفاعل البروتوليتي للأساس الضعيف بالشكل التالي:



حيث إن:  $A^-$  - أساس مرافق للحمض HA.

B - أساس مرافق للحمض  $BH^+$ .

يكتب ثابتا التوازن لهذين التفاعلين بالعلاقتين التاليتين:

$$K_b = \frac{C_{HA} \cdot C_{OH^-}}{C_{A^-} - C_{OH^-}} = \frac{C_{OH^-}^2}{C_{A^-} - C_{OH^-}}$$

$$K_b = \frac{C_{BH^+} \cdot C_{OH^-}}{C_B - C_{OH^-}} = \frac{C_{OH^-}^2}{C_B - C_{OH^-}}$$

نرمز بـ  $C$  لكل من  $C_{A^-}$  و  $C_B$  فتؤول العلاقتين إلى الشكل التالي:

$$K_b = \frac{C_{OH^-}^2}{C - C_{OH^-}}$$

وتبسط علاقة  $C_{OH^-}$  عندما تكون درجة تأين الأساس أقل أو تساوي 5% أي

عندما  $\frac{C}{K_b} \geq 400$  عند ذلك يحسب تركيز أيونات الهيدروكسيد من العلاقة:

$$C_{OH^-} = \sqrt{K_b \cdot C}$$

ويصبح تركيز أيونات الهيدرونيوم مساوياً لـ:

$$C_{H_3O^+} = \frac{K_w}{C_{OH^-}} = \frac{K_w}{\sqrt{K_b \cdot C}}$$

وتحسب pH الوسط من العلاقة:

$$pH = -\log C_{H_3O^+} = -\log\left(\frac{K_w}{\sqrt{K_b \cdot C}}\right)$$

$$pH = pK_w - \frac{1}{2}(pK_b + pC)$$

$$pH = pK_w - \frac{1}{2}(pK_b - \log C)$$

$$pH = 14 - \frac{1}{2}(pK_b - \log C)$$

مثال: احسب pH محلول هيدروكسيد الأمونيوم ذات التركيز (0,1M) علماً أنّ ثابت التآين يساوي  $1,79 \cdot 10^{-5}$ .

الحل:

$$\frac{C}{K_b} = \frac{0,1}{1,79 \cdot 10^{-5}} = \frac{10000}{1,79} = 5586,6$$

بما أنّ قيمة  $\frac{C}{K_b}$  أكبر من 400 يمكن حساب تركيز أيونات الهيدروكسيد من

العلاقة التالية:

$$C_{OH^-} = \sqrt{K_b \cdot C}$$

أو مباشرة من علاقة الـ pH التالية:

$$pH = pK_w - \frac{1}{2}(pK_b - \log C)$$

$$pH = 14 - \frac{1}{2}(4,747 + 1) = 11,127$$

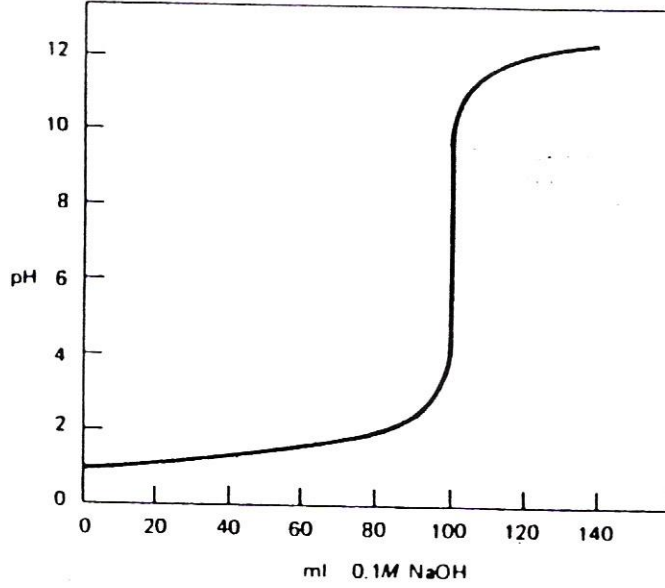
#### 7-5- الكشف عن نقطة نهاية المعايرة الحمضية الأساسية :

يعتمد الكشف عن نقطة نهاية المعايرة الحمضية الأساسية على التغير في قيمة الـ pH المحلول قبل وبعد نقطة نهاية المعايرة. وعادة يتم الكشف عن نقطة نهاية المعايرة باستخدام إحدى الطريقتين :

#### 1- استخدام مقياس الـ pH :

حيث يحتوي هذا المقياس على الكترود مقارن والكترود كاشف يتحسس تركيز أيونات الهيدروجين . حيث يعطي بالنتيجة تغيرات الـ pH التي يمكن قراءتها من الجهاز مباشرة، ويتم ذلك برسم العلاقة ما بين قيمة pH المحلول وحجم الكاشف من المادة المعاير بها أي العلاقة  $pH = f(V)$  .

ومن نقطة الانعطاف يتم تحديد الحجم اللازم من المادة الكاشفة لمعايرة المادة المجهولة (نقطة نهاية المعايرة) . لاحظ الشكل (1) الذي يوضح ذلك .



الشكل (1) : العلاقة ما بين pH المحلول وحجم الكاشف المضاف

## 2- استخدام المشعرات الحمضية الأساسية :

هي مشعرات تغير لونها عند نقطة نهاية المعايرة أي عند تغير pH المحلول قبل وبعد نقطة نهاية المعايرة وهنا يجب اختيار المشعر المناسب للمعايرة، أي يجب اختيار المشعر الذي يغير لونه عند نقطة نهاية التفاعل الجاري، أي عند نقطة التكافؤ وهي تمثل نقطة مساواة كمية المادة الكاشفة مع الكمية المكافئة لها من المادة المجهولة .

## 6-7- المشعرات الحمضية - الأساسية :

المشعرات ( indicators ) هي مواد يتغير لونها تبعاً لتركيز أيونات الهيدروجين أو الهيدروكسيل الموجودة في المحلول .

وهي من حيث تركيبها الكيميائي مركبات عضوية ذات أوزان جزيئية مرتفعة لها خواص الحموض الضعيفة (المشعرات الحمضية) أو الأسس الضعيفة (المشعرات الأساسية) .

والخاصة المميزة لهذه المشعرات هي أن جزيئاتها اللامتفككة تملك لوناً ما ، بينما يكون لأيوناتها لوناً آخر . والجدول رقم (3) يوضح أهم المشعرات الحمضية-الأساسية المستخدمة وبشكل عام تكون محاليل المشعرات في حالة توازن مع أيونات ها وغالباً ما

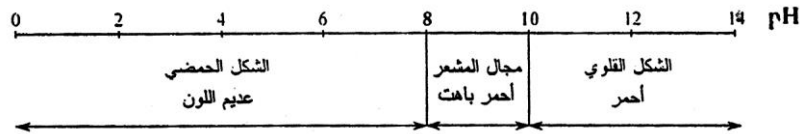
يرمز إلى المشعر الحمضي بالرمز HIn وللمشعر القلوي بالرمز IOH ، وتسمى المشعرات من هذا النوع مشعرات الـ pH .

الجدول (3) أهم المشعرات الحمضية - الأساسية

المشعر	مجال التحول pH	لون الشكل الحمضي	لون الشكل الأساسي
برتقالي الميتيل	3.1-4.4	أحمر	برتقالي - أصفر
أحمر الميتيل	4.4- 6.2	أحمر	أصفر
عباد الشمس	4.5-8.3	أحمر	أزرق
فينول فتالين	8.2-10	بدون لون	أحمر وردي

ومن أهم مشعرات الـ PH المستخدمة هو مشعر الفينول فتالين (phenolphthalein indicartor) وهو حمض ضعيف يغير لونه في المجال [10-8] من قيم pH المحلول ، حيث يكون الشكل الحمضي HInd عديم اللون عندما تكون قيمة الحموضة  $pH < 8$  وبينما بأخذ الشكل القلوي اللون الأحمر الوردي عند  $pH > 8$  .

ويكون لون المحلول في المجال [10-8] من قيم الـ pH أحمر باهتاً نتيجة انتقاله من الشكل الحمضي إلى الشكل القلوي أو بالعكس . لاحظ الشكل رقم (2) الذي يوضح مجال تغير لون هذا المشعر .



الشكل (2) : مجال تغير لون مشعر الفينول فتالين