# ملخص حول المعايرة ال pH - مترية

| | معايرة حمض قوي بأساس قوي | معايرة أساس ضعيف بحمض قوي | معايرة حمض ضعيف بأساس قوي |
|---|---|---|---|
| 1- معادلة التفاعل | $H_3O^+ + OH^- \longrightarrow 2H_2O$<br>مثال :تفاعل حمض كلور الماء ( $H_3O^+ + Cl^-$ )<br>مع الصود ( $Na^+ + OH^-$ ) | $B + H_3O^+ \longrightarrow BH^+ + H_2O$<br>مثال : تفاعل حمض كلور الماء ( $H_3O^+ + Cl^-$ )<br>مع الصود ( $NH_3$ ) | $AH + OH^- \longrightarrow A^- + H_2O$<br>مثال :تفاعل حمض الإثانويك ( $CH_3COOH$ )<br>مع الصود ( $Na^+ + OH^-$ ) |
| 2 – نقطة التكافؤ | عند التكافؤ نجد ما يلي :<br>$pH = 7$ و $n(H_3O^+) = n(OH^-)$<br>فيكون قانون التعديل : $C_a.V_a = C_b.V_{bE}$ | عند التكافؤ نجد ما يلي :<br>$pH < 7$ و $n(H_3O^+) = n(B)$<br>فيكون قانون التعديل: $C_a.V_{aE} = C_b.V_b$ | عند التكافؤ نجد ما يلي :<br>$pH > 7$ و $n(AH) = n(OH^-)$<br>فيكون قانون التعديل : $C_a.V_a = C_b.V_{bE}$ |
| 3- نقطة نصف التكافؤ | لا توجد نقطة نصف التكافؤ | في هذه النقطة تختفي نصف كمية الأساس الابتدائية و ذلك عند إضافة نصف حجم الحمض اللازم للتعديل.<br>$[B] = [BH^+] \Rightarrow pH = pK_a$ ($pH_{E/2}$)<br>بيانيا pKa للثنائية ( $BH^+/B$ ) تمثل ترتيب نقطة نصف التكافؤ عند : $V_{aE/2} = V_{aE}/2$<br>*ملاحظة* :<br>استعمل العلاقة : $pH = pK_a + \log \frac{[B]}{[BH^+]}$ | في هذه النقطة تختفي نصف كمية الحمض الابتدائية و ذلك عند إضافة نصف حجم الأساس اللازم للتعديل.<br>$[AH] = [A^-] \Rightarrow pH = pK_a$ ($pH_{E/2}$)<br>بيانيا pKa للثنائية ( $AH/A^-$ ) تمثل ترتيب نقطة نصف التكافؤ عند : $V_{bE/2} = V_{bE}/2$<br>*ملاحظة* :<br>استعمل العلاقة : $pH = pK_a + \log \frac{[A^-]}{[AH]}$ |

| 4 – الكاشف المناسب | الأساس | ازرق البروموتيمول | الحمض | الأساس | أحمر كلوروفينول | الحمض | الأساس | الفينول فتاليين | الحمض |
|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|
| | أزرق | [ 6.2 – 7.6 ] | أصفر | أحمر بنفسجي | [ 4.8 – 6.4 ] | أصفر | بنفسجي | [ 8 – 10 ] | شفاف |

**كيف يتم اختيار الكاشف ؟ :**

يتم اختيار الكاشف بحيث pH نقطة التكافؤ ينتمي إلى مجال تغير لون الكاشف .