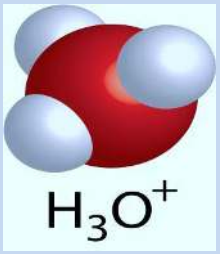
# أهم الاسئلة النظرية و تعاريف الوحدة 4 : تطور جملة كيميائية نحو حالة التوازن

## 1. الاحماض



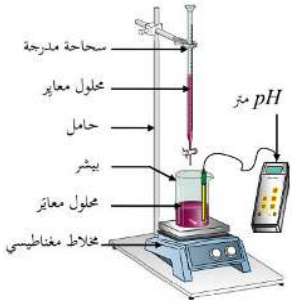

- تعريف الحمض حسب برونستد : هو كل فرد كيميائي قادر على فقدان بروتون $H^+$ او أكثر .
- الحمض القوي : يتشرد كليا في الماء.
  أمثلة : حمض كلور الهيدروجين HCl، حمض الآزوت $HNO_3$ ، حمض الكبريت $H_2SO_4$ ...
- الحمض الضعيف : يتشرد جزئيا في الماء .
  أمثلة : حمض الميثانويك HCOOH، حمض الايثانويك $CH_3COOH$ ، حمض البنزويك $C_6H_5COOH$ ...
- معادلة تفاعل الحمض مع الماء : $AH + H_2O = H_3O^+ + A^-$
  مثال : $CH_3COOH + H_2O = H_3O^+ + CH_3COO^-$
- الثنائية ( اساس / حمض) : $(AH / A^-)$. مثال : $(CH_3COOH / CH_3COO^-)$

## 2. الاسس

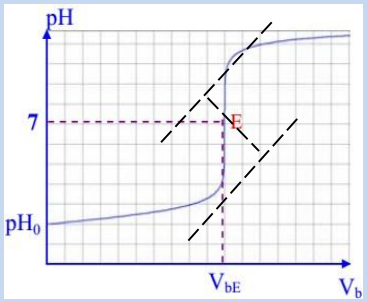
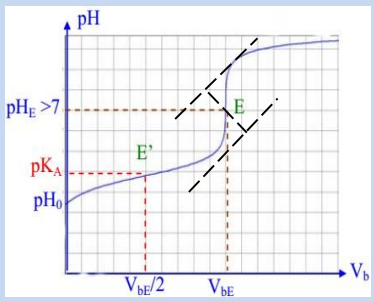
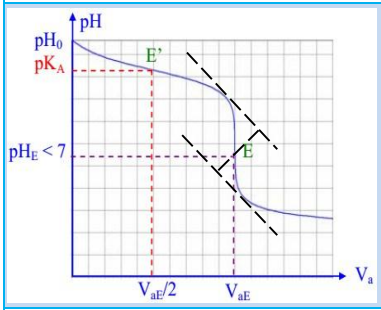
- تعريف الاساس حسب برونستد : هو كل فرد كيميائي قادر على اكتساب بروتون $H^+$ او أكثر .
- الاساس القوي : يتشرد كليا في الماء.
  أمثلة : هيدروكسيد الصوديوم NaOH، هيدروكسيد البوتاسيوم KOH ...
- الاساس الضعيف : يتشرد جزئيا في الماء . أمثلة : النشادر $NH_3$، الايثانوات $CH_3COO^-$ ...
- معادلة تفاعل الاساس مع الماء : $B + H_2O = BH^+ + OH^-$
  مثال : $NH_3 + H_2O = NH_4^+ + OH^-$
- الثنائية ( اساس / حمض) : $(B / BH^+)$. مثال : $(NH_3 / NH_4^+)$

## 3.المعايرة الـ pH متريةpH

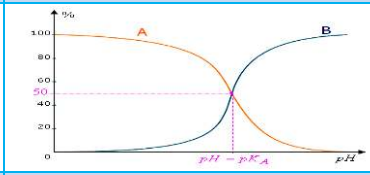
- نستعمل الخلاط المغناطيسي : للحصول على خليط متجانس .
- الهدف من المعايرة : تعين التركيز المولي للمحلول المعاير .
- نقطة التكافؤ : نقطة التغير اللوني و كمية مادة الحمض تساوي كمية مادة الاساس .
- مميزات تفاعل المعايرة : سريع و تام .

| المخطط التجريبي | البروتوكول التجريبي |
|---|---|
|   التركيب التجريبي للمعايرة | الهدف من المعايرة : تعين التركيز المولي للمحلول المعاير .<br>الوسائل المستعملة : الزجاجيات :السحاحة ، الماصة و اجاصة المص ، البيشر .<br>الاجهزة : الحامل ، الخلاط المغناطيسي ، جهاز pH متر .<br>المحاليل : الماء المقطر ، الحمض ، الاساس ، الكاشف الملون .<br>خطوات العمل :<br>1. نملأ السحاحة بالمحلول المعاير به الى خط الصفر.<br>2.بالماصة نسحب حجم معين من المحلول المراد معايرته و نملأه في البيشر و نضيف قطرات من الكاشف الملون ثم نضعه فوق الخلاط المغناطيسي و نغمر مسبار الـ pH متر .<br>3.نشغل الخلاط المغناطيسي نبدأ في عملية المعايرة قطرة فقطرة و ندون النتائج. |

## 4. المعايرة

| | معايرة حمض قوي بأساس قوي | معايرة حمض ضعيف بأساس قوي | معايرة أساس ضعيف بحمض قوي |
|---|---|---|---|
| أ. مثال | معايرة $(H_3O^+ + Cl^-)$ بـ NaOH | معايرة $CH_3COOH$ بـ NaOH | معايرة $NH_3$ بـ $(H_3O^+ + Cl^-)$ |
| ب. معادلة تفاعل المعايرة | $NaOH + (H_3O^+ + Cl^-) = NaCl + 2H_2O$ | $CH_3COOH + NaOH = CH_3COONa + H_2O$ | $NH_3 + (H_3O^+ + Cl^-) = (NH_4^+ + Cl^-) + H_2O$ |
| ج. منحنى تفاعل المعايرة |   |   |   |
| د. إحداثيات نقطة التكافؤ | $E(V_{bE} ; pH_E)$ | $E(V_{bE} ; pH_E)$ | $E(V_{aE} ; pH_E)$ |
| ك. نقطة التكافؤ | $C_a . V_a = C_b . V_{bE}$ | $C_a . V_a = C_b . V_{bE}$ | $C_a . V_{aE} = C_b . V_b$ |
| ل. نقطة نصف التكافؤ | لا توجد لان الحمض قوي | $E_{½} \left( \frac{V_{bE}}{2} ; pK_a \right)$ | $E_{½} \left( \frac{V_{aE}}{2} ; pK_a \right)$ |
| م. الكاشف الملون | أزرق الروموتيمول [6.2 ، 7.6]<br>لأن : $pH_E = 7$ | الفينول فتالين [8.2 ، 10]<br>لأن : $pH_E > 7$ | أحمر المثيل [4.2 ، 6.2]<br>لأن : $pH_E < 7$ |

# أهم علاقات الوحدة 4 : تطور جملة كيميائية نحو حالة التوازن

| | | | |
|---|---|---|---|
| 1. الـ pH | $pH = -log\,[H_3O^+]$ | $[H_3O^+] = 10^{-PH}$ | الأس الهيدروجيني : pH<br>التركيز المولي لشوارد الهيدرونيوم : (mol/L) $[H_3O^+]$<br>التركيز المولي لشوارد الهيدروكسيد : (mol/L) $[OH^-]$ |
| 2. الجداء الشاردي للماء | $[H_3O^+].[OH^-] = 10^{-14}$ | • معادلة التفكك الذاتي للماء<br>$2H_2O = H_3O^+ + OH^-$ | |
| 3. سلم الـ pH | | | • $pH < 7$ المحلول حمضي اي ان $[OH^-] < [H_3O^+]$<br>• $pH > 7$ المحلول اساسي اي ان $[OH^-] > [H_3O^+]$<br>• $pH = 7$ المحلول معتدل اي ان $[OH^-] = [H_3O^+]$ |
| 4. نسبة التقدم النهائي $\tau_f$ | $\tau_f = \frac{x_f}{x_{max}}$ | $\tau_f = \frac{[H_3O^+]_f}{C_0}$ | نسبة التقدم النهائي : $\tau_f$<br>التقدم النهائي : (mol) $x_f$<br>التقدم الأعظمي : (mol) $x_{max}$<br>التركيز المولي لشوارد الهيدرونيوم : (mol/L) $[H_3O^+]$<br>التركيز المولي الابتدائي للحمض : (mol/L) $C_0$ |
| | • اذا كان $\tau_f = 1$ فإن : التفاعل تام و الحمض قوي<br>• اذا كان $\tau_f < 1$ فإن : التفاعل غير تام و الحمض ضعيف | | |
| 5. كسر التفاعل $Q_r$ | • المحلول الحمضي<br>$AH + H_2O = H_3O^+ + A^-$ | $Q_r = \frac{[H_3O^+].[A^-]}{[AH]}$ | كسر التفاعل : $Q_r$<br>التركيز المولي لشوارد الهيدرونيوم : (mol/L) $[H_3O^+]$<br>التركيز المولي للأساس المرافق : (mol/L) $[A^-]$<br>التركيز المولي للحمض المتبقي : (mol/L) $[AH]$<br>التركيز المولي للحمض المرافق: (mol/L) $[BH^+]$<br>التركيز المولي لشوارد الهيدروكسيد : (mol/L) $[OH^-]$<br>التركيز المولي للأساس المتبقي : (mol/L) $[B]$<br>كسر التفاعل في الحالة النهائية : $Q_{rf}$<br>ثابت الحموضة : $K_a$ |
| | • المحلول الأساسي<br>$B + H_2O = BH^+ + OH^-$ | $Q_r = \frac{[BH^+].[OH^-]}{[B]}$ | |
| 6. ثابت الحموضة Ka | • المحلول الحمضي<br>$K_a = Q_{rf} = \frac{[H_3O^+]_f.[A^-]_f}{[AH]_f}$ | | |
| | • المحلول الأساسي<br>$K_a = Q_{rf} = \frac{[BH^+]_f.[OH^-]_f}{[B]_f}$ | | |
| | $K_a = \frac{C_0.{\tau_f}^2}{1-\tau_f}$ | | ثابت الحموضة : $K_a$<br>التركيز المولي الابتدائي للحمض : (mol/L) $C_0$<br>نسبة التقدم النهائي : $\tau_f$ |
| 7. pKa للثنائية $(AH/A^-)$ | $K_a = 10^{-pKa}$ | pKa = - log Ka | |
| 8.مخطط الصفة الغالبة |  | | إيجاد pKa الثنائية $(AH/A^-)$ :<br>لما $AH\% = A^-\% = 50\%$<br>فإن $pH = pKa$ |
| 9. الصفة الغالبة | $pH = pKa + log\,\frac{[A^-]}{[AH]}$ | | • إذا كان $pH > pKa$ فإن $[A^-] > [AH]$ و منه الصفة الغالبة قاعدية<br>• إذا كان $pH < pKa$ فإن $[AH] > [A^-]$ و منه الصفة الغالبة حمضية<br>• إذا كان $pH = pKa$ فإن $[AH] = [A^-]$ و منه لا توجد صفة غالبة |

| 10.التفاعل مع الماء | تفاعل حمض قوي مع الماء | تفاعل حمض ضعيف مع الماء |
|---|---|---|
| أ. مثال | $HCl + H_2O = H_3O^+ + Cl^-$ | $CH_3COOH + H_2O = H_3O^+ + CH_3COO^-$ |
| ب. الأفراد الكيميائية | عند التوازن : $H_3O^+$ , $OH^-$ , $Cl^-$ | عند التوازن : $H_3O^+$, $OH^-$, $CH_3COO^-$ ,$CH_3COOH$ |
| ج. تراكيز الأفراد الكيميائية | • $[H_3O^+] = 10^{-PH}$<br>• $[OH^-] = \frac{10^{-14}}{[H_3O^+]}$ مهمل<br>• $[Cl^-] = C_a$ بإنحفاظ الكتلة<br>• $[H_3O^+] = [Cl^-]$ بإنحفاظ الشحنة | • $[H_3O^+] = 10^{-PH}$<br>• $[OH^-] = \frac{10^{-14}}{[H_3O^+]}$ مهمل<br>• $[CH_3COOH] = C_a - [CH_3COO^-]$ بإنحفاظ الكتلة<br>• $[CH_3COO^-] = [H_3O^+]$ بإنحفاظ الشحنة |

| 11. تفاعل المعايرة | معايرة حمض ضعيف بأساس قوي | معايرة أساس ضعيف بحمض قوي |
|---|---|---|
| أ. مثال | $CH_3COOH+NaOH=(CH_3COO^-+Na^+)+H_2O$ | $NH_3 + (H_3O^+ + Cl^-) = (NH_4^+ + Cl^-) + H_2O$ |
| ب. الأفراد الكيميائية | $H_3O^+, OH^-, Na^+, CH_3COO^-, CH_3COOH$ | $H_3O^+, OH^-, Cl^-, NH_4^+, NH_3$ |
| ج. تراكيز الأفراد الكيميائية | • $[H_3O^+] = 10^{-PH_E}$ , $[OH^-] = \frac{10^{-14}}{[H_3O^+]}$<br>• $[CH_3COO^-] \approx [Na^+] = \frac{C_a.V_a}{V_a+V_{bE}}$ | • $[H_3O^+] = 10^{-PH_E}$ , $[OH^-] = \frac{10^{-14}}{[H_3O^+]}$<br>• $[Cl^-] \approx [NH_4^+] = \frac{C_b.V_b}{V_b+V_{aE}}$ |