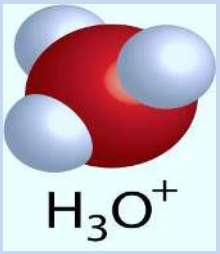
أهم الاسئلة النظرية و تعاريف الوحدة 4 : تطور جملة كيميائية نحو حالة التوازن

1. الاحماض



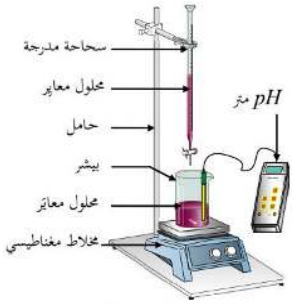
- تعريف الحمض حسب برونستد : هو كل فرد كيميائي قادر على فقدان بروتون H^+ او أكثر .
- الحمض القوي : يتشرد كليا في الماء.
  أمثلة : حمض كلور الهيدروجين HCl، حمض الآزوت HNO_3 ، حمض الكبريت H_2SO_4 ...
- الحمض الضعيف : يتشرد جزئيا في الماء .
  أمثلة : حمض الميثانويك HCOOH، حمض الايثانويك CH_3COOH ، حمض البنزويك 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

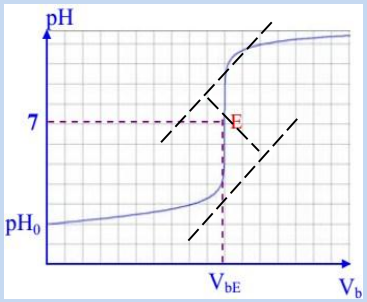
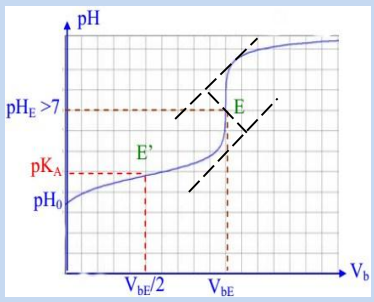
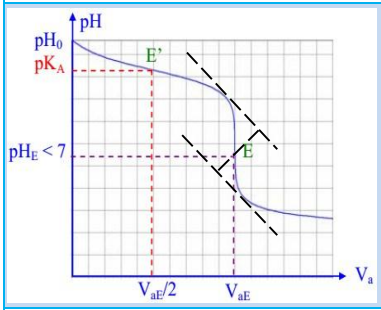
- تعريف الاساس حسب برونستد : هو كل فرد كيميائي قادر على اكتساب بروتون H^+ او أكثر .
- الاساس القوي : يتشرد كليا في الماء.
  أمثلة : هيدروكسيد الصوديوم NaOH، هيدروكسيد البوتاسيوم KOH ...
- الاساس الضعيف : يتشرد جزئيا في الماء . أمثلة : النشادر NH_3، الايثانوات CH_3COO^- ...
- معادلة تفاعل الاساس مع الماء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

3.المعايرة الـ pH متريةpH

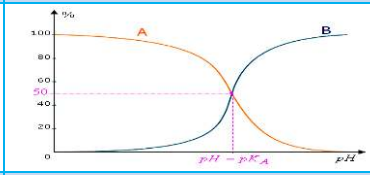
- نستعمل الخلاط المغناطيسي : للحصول على خليط متجانس .
- الهدف من المعايرة : تعين التركيز المولي للمحلول المعاير .
- نقطة التكافؤ : نقطة التغير اللوني و كمية مادة الحمض تساوي كمية مادة الاساس .
- مميزات تفاعل المعايرة : سريع و تام .

المخطط التجريبي	البروتوكول التجريبي
 التركيب التجريبي للمعايرة	الهدف من المعايرة : تعين التركيز المولي للمحلول المعاير . الوسائل المستعملة : الزجاجيات :السحاحة ، الماصة و اجاصة المص ، البيشر . الاجهزة : الحامل ، الخلاط المغناطيسي ، جهاز pH متر . المحاليل : الماء المقطر ، الحمض ، الاساس ، الكاشف الملون . خطوات العمل : 1. نملأ السحاحة بالمحلول المعاير به الى خط الصفر. 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 . 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] لأن : $pH_E = 7$	الفينول فتالين [8.2 ، 10] لأن : $pH_E > 7$	أحمر المثيل [4.2 ، 6.2] 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 التركيز المولي لشوارد الهيدرونيوم : (mol/L) $[H_3O^+]$ التركيز المولي لشوارد الهيدروكسيد : (mol/L) $[OH^-]$
2. الجداء الشاردي للماء	$[H_3O^+].[OH^-] = 10^{-14}$	• معادلة التفكك الذاتي للماء $2H_2O = H_3O^+ + OH^-$	
3. سلم الـ pH			• $pH < 7$ المحلول حمضي اي ان $[OH^-] < [H_3O^+]$ • $pH > 7$ المحلول اساسي اي ان $[OH^-] > [H_3O^+]$ • $pH = 7$ المحلول معتدل اي ان $[OH^-] = [H_3O^+]$
4. نسبة التقدم النهائي τ_f	$\tau_f = \frac{x_f}{x_{max}}$	$\tau_f = \frac{[H_3O^+]_f}{C_0}$	نسبة التقدم النهائي : τ_f التقدم النهائي : (mol) x_f التقدم الأعظمي : (mol) x_{max} التركيز المولي لشوارد الهيدرونيوم : (mol/L) $[H_3O^+]$ التركيز المولي الابتدائي للحمض : (mol/L) C_0
	• اذا كان $\tau_f = 1$ فإن : التفاعل تام و الحمض قوي • اذا كان $\tau_f < 1$ فإن : التفاعل غير تام و الحمض ضعيف		
5. كسر التفاعل Q_r	• المحلول الحمضي $AH + H_2O = H_3O^+ + A^-$	$Q_r = \frac{[H_3O^+].[A^-]}{[AH]}$	كسر التفاعل : Q_r التركيز المولي لشوارد الهيدرونيوم : (mol/L) $[H_3O^+]$ التركيز المولي للأساس المرافق : (mol/L) $[A^-]$ التركيز المولي للحمض المتبقي : (mol/L) $[AH]$ التركيز المولي للحمض المرافق: (mol/L) $[BH^+]$ التركيز المولي لشوارد الهيدروكسيد : (mol/L) $[OH^-]$ التركيز المولي للأساس المتبقي : (mol/L) $[B]$ كسر التفاعل في الحالة النهائية : Q_{rf} ثابت الحموضة : K_a
	• المحلول الأساسي $B + H_2O = BH^+ + OH^-$	$Q_r = \frac{[BH^+].[OH^-]}{[B]}$	
6. ثابت الحموضة Ka	• المحلول الحمضي $K_a = Q_{rf} = \frac{[H_3O^+]_f.[A^-]_f}{[AH]_f}$		
	• المحلول الأساسي $K_a = Q_{rf} = \frac{[BH^+]_f.[OH^-]_f}{[B]_f}$		
	$K_a = \frac{C_0.{\tau_f}^2}{1-\tau_f}$		ثابت الحموضة : K_a التركيز المولي الابتدائي للحمض : (mol/L) C_0 نسبة التقدم النهائي : τ_f
7. pKa للثنائية (AH/A^-)	$K_a = 10^{-pKa}$	pKa = - log Ka	
8.مخطط الصفة الغالبة			إيجاد pKa الثنائية (AH/A^-) : لما $AH\% = A^-\% = 50\%$ فإن $pH = pKa$
9. الصفة الغالبة	$pH = pKa + log\,\frac{[A^-]}{[AH]}$		• إذا كان $pH > pKa$ فإن $[A^-] > [AH]$ و منه الصفة الغالبة قاعدية • إذا كان $pH < pKa$ فإن $[AH] > [A^-]$ و منه الصفة الغالبة حمضية • 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	• $[H_3O^+] = 10^{-PH}$ • $[OH^-] = \frac{10^{-14}}{[H_3O^+]}$ مهمل • $[Cl^-] = C_a$ بإنحفاظ الكتلة • $[H_3O^+] = [Cl^-]$ بإنحفاظ الشحنة	• $[H_3O^+] = 10^{-PH}$ • $[OH^-] = \frac{10^{-14}}{[H_3O^+]}$ مهمل • $[CH_3COOH] = C_a - [CH_3COO^-]$ بإنحفاظ الكتلة • $[CH_3COO^-] = [H_3O^+]$ 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	• $[H_3O^+] = 10^{-PH_E}$, $[OH^-] = \frac{10^{-14}}{[H_3O^+]}$ • $[CH_3COO^-] \approx [Na^+] = \frac{C_a.V_a}{V_a+V_{bE}}$	• $[H_3O^+] = 10^{-PH_E}$, $[OH^-] = \frac{10^{-14}}{[H_3O^+]}$ • $[Cl^-] \approx [NH_4^+] = \frac{C_b.V_b}{V_b+V_{aE}}$