ملخص الوحدة

مفاهيم أساسية

تعريف الحمض والأساس حسب برونستد:

أ) الحمض : هوكل فرد كيميائي بإمكانه فقد بروتون أو أكثر خلال تحول كيميائي .

ب) الأساس: هو كل فرد كيميائي بإمكانه كسب بروتون أوأكثر خلال تحول كيميائي .

المحلول الحمضي والمحلول الأساسي:

أ) المحلول الحمضي: عند انحلال الحمض في الماء تحرر شوارد الأكسونيوم H_3O^+ حسب المعادلة :

$$\boxed{A\ H\ + H_2O \rightarrow A^- + H_3O^+}$$

ب) المحلول الأساسي: عند انحلال الأساس في الماء تتحرر شوارد الهيدروكسيد OH^- حسب المعادلة :

$$\boxed{B\quad + H_2O \rightarrow BH^+ + OH^-}$$

PH محلول مائي : يعرف بالعلاقة :

$$[H_3O^+] = 10^{-PH} \quad \Rightarrow \quad PH = -\log[H_3O^+]$$

الحمض القوي : يكون انحلاله في الماء كليا وتتحقق العلاقة : $[H_3O^+] = C_0$ حيث : C_0 التركيز الإبتدائي للمحلول .

الحمض الضعيف: يكون انحلاله في الماء جزئيا ويكون : $[H_3O^+] \prec C_0$

الأساس القوي: يكون انحلاله في الماء كليا وتتحقق العلاقة : $[OH^-] = C_0$

الأساس الضعيف: يكون انحلاله في الماء جزئيا وتتحقق العلاقة : $[OH^-] \prec C_0$

تطور جملة كيميائية نحو حالة التوازن:

التقدم النهائي Xf: هو التقدم الذي من أجله يتوقف التفاعل دون انتهاء أحد المتفاعلات

التقدم الأعظمي Xmax: هو التقدم الذي من أجله يتوقف التفاعل بانتهاء أحد المتفاعلات .

نسبة التقدم النهائي τ_f : يعطى بالعلاقة : $\boxed{\tau_f = \frac{x_f}{x_{max}}}$

نميز حالتين: أ) $\tau_f = 100\%$ التفاعل تام ، ب) $\tau_f \prec 100\%$ التفاعل غير تام .

مفهوم حالة التوازن: إذا كانت المتفاعلات والنواتج متواجدة في الحالة النهائية بكميات ثابتة .

كسر التفاعل Qr: نعتبر التفاعل المنمذج بالمعادلة التالية : $aA + bB \rightarrow cC + dD$ نكتب : $Qr = \frac{[C]^c[D]^d}{[A]^a[B]^b}$

- في حالة وجود الماء في النواتج أو المتفاعلات $[H2O] = 1$ ، في حالة أحد النواتج أو المتفاعلات نوع صلب : تركيزه يساوي 1

- خلال التحول الكيميائي التقدم x يتغير من 0 إلى xf يعني Qr يتغير من Qri إلى Qrf.

ثابت التوازن K : يتعلق بدرجة الحرارة فقط $\boxed{K = Qrf = \frac{[C]_f^c[D]_f^d}{[A]_f^a[B]_f^b}}$

علاقة ثابت التوازن K بنسبة التقدم τf: $\boxed{K = \frac{C_0\tau_f^2}{1-\tau_f}}$

المحاليل المائية: الماء يتفكك ذاتيا وفق المعادلة : $H_2O + H_2O = H_3O^+ + O\ H^-$

الجداء الشاردي للماء: $K_e = [H_3O^+][O\ H^-] = 10^{-14}$

قلم الجزائر
WWW.DZPEN.COM

يكون المحلول معتدل : $[OH^-]=[H_3O^+]$ ، يكون المحلول حمضي : $[OH^-]<[H_3O^+]$

يكون المحلول أساسي : $[OH^-]>[H_3O^+]$

ثابت الحموضة Ka و PKa للثنائية (حمض / أساس) : للتمييز بين الأحماض الضعيفة فيما بينها ، والتمييز بين الأسس الضعيفة فيما بينها نعرف مقدارا كيميائيا ندعوه ثابت الحموضة Ka

نعتبر التفاعل المنمذج بالمعادلة التالية : $HA + H_2O \rightarrow H_3O^+ + A^-$

تعطى عبارة ثابت الحموضة Ka بالعلاقة :

$$K_a = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA]}$$

نعرف الـ PKa للثنائية (HA/A^-) كمايلي :

$$K_a = 10^{-PKa} \Rightarrow PKa = -\log K_a$$

كلما كان Ka كبيرا كلما كان الحمض أقوى والأساس المرافق أضعف وقيمة الـ PKa أصغر .

كلما كان Ka صغيرا كلما كان الحمض أضعف والأساس المرافق أقوى وقيمة الـ PKa أكبر .

العلاقة بين PH و PKa: يعطى بالعلاقة :

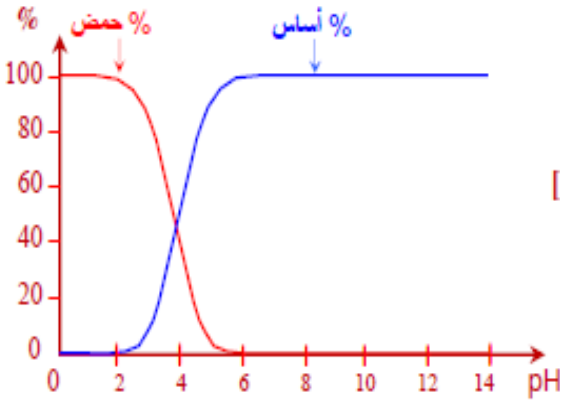
$$PH = PKa + \log \frac{[A^-]_f}{[HA]_f}$$

ويمكن أن نكتب :

$$PH = PKa + \log \frac{[\text{الأساس}]_f}{[\text{الحمض}]_f}$$

مخطط الصفة الغالبة :

لدراسة الصفة الغالبة ، يستعمل مخطط الصفة الغالبة الذي يبرز تطور النسبتين المئويتين للصفة الحمضية (% الحمض) وللصفة الأساسية (% الأساس) وهذا بدلالة PH .



يعطى :

$$\text{الحمض} \quad \% = \frac{[\text{الحمض}]_f}{[\text{الأساس}]_f + [\text{الحمض}]_f} \times 100$$

$$\text{الأساس} \quad \% = \frac{[\text{الأساس}]_f}{[\text{الأساس}]_f + [\text{الحمض}]_f} \times 100$$

الكواشف الملونة :

الكاشف الملون هو ثنائية (حمض / أساس) يتغير لونه حسب الوسط الموجود فيه حمض أو أساسي .

نرمز للثنائية (حمض / أساس) للكاشف الملون (HIn/In^-) ، وهذا باعتباره حمض ضعيف يتفكك حسب المعادلة :

$$HIn + H_2O = H_3O^+ + In^-$$

يعطى ثابت الحموضة للكاشف بالعلاقة :

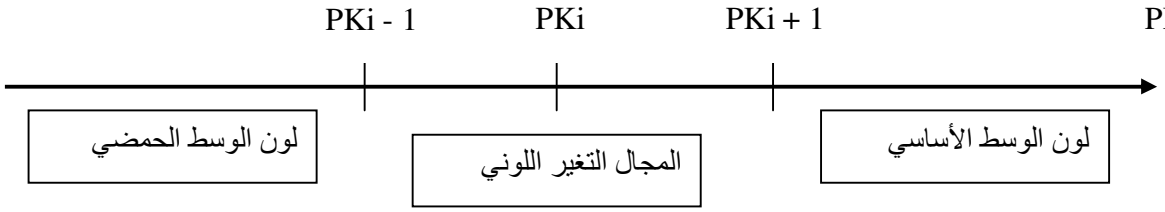
$$K_i = \frac{[H_3O^+][I^-]}{[HIn]}$$

ومنه نستنتج :

$$PH = PKi + \log \frac{[I^-]_f}{[HI]_f}$$

لون المحلول الذي يوضع فيه الكاشف يعتمد على نسبة التركيز بين الحمض والأساس.

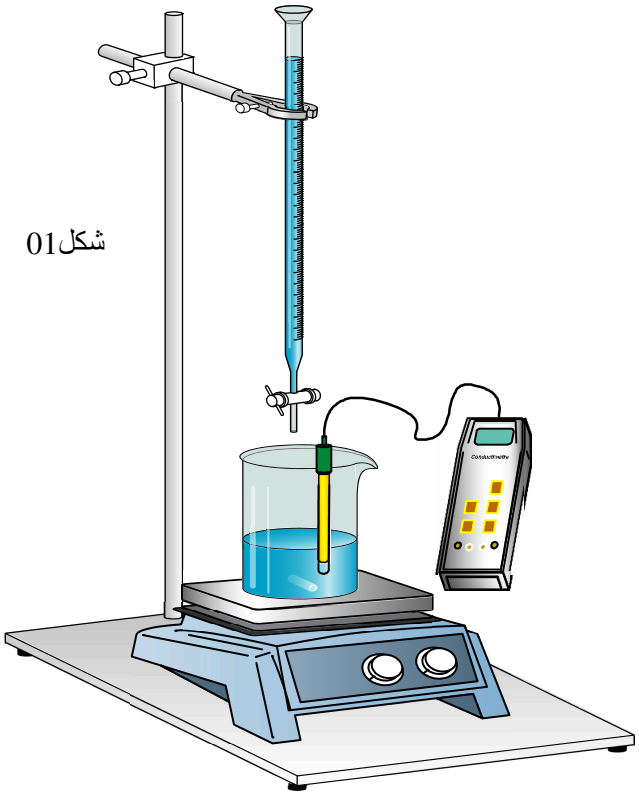
قلم الجزائر
WWW.DZPEN.COM



المعايرة: (dosage)

المعايرة : هي عملية كيميائية تحدث بين الأنواع الكيميائية ، الهدف منها تحديد تركيز مجهول ، توجد عدة أنواع من المعايرة منها معايرة الحموض والأسس .

الأدوات المستعملة : انظر الشكل01



شكل01

البروتوكول التجريبي:

نملأ السحاحة بالمحلول المعاير ، ويكون إما حمض قوي أو أساس قوي (وليكن الأساس مثلا) تركيزه Cb

نأخذ حجم معين Va من محلول معاير تركيزه مجهول Ca (محلول حمضي مثلا).

نبدأ عملية المعايرة ، وذلك بفتح الصنبور .

من أجل كل حجم Vb مسكوب من السحاحة نقرأ قيمة الـPH الموافقة.

نسجل النتائج في جدول ، ثم نرسم المنحنى PH=f(Vb)

نقطة التكافؤ:

عند التكافؤ يتحقق قانون التكافؤ : $C_a V_a = C_b V_{bE}$

حيث : VbE : حجم المحلول المسكوب عند التكافؤ .

تحديد نقطة التكافؤ:

يمكن تحديد نقطة التكافؤ بأربع طرق :

1) طريقة المماسات:

2) الطريقة اللونية :

3) طريقة المشتق: $\frac{dPH}{dV} = g(Vb)$

4) طريقة قياس الناقلية

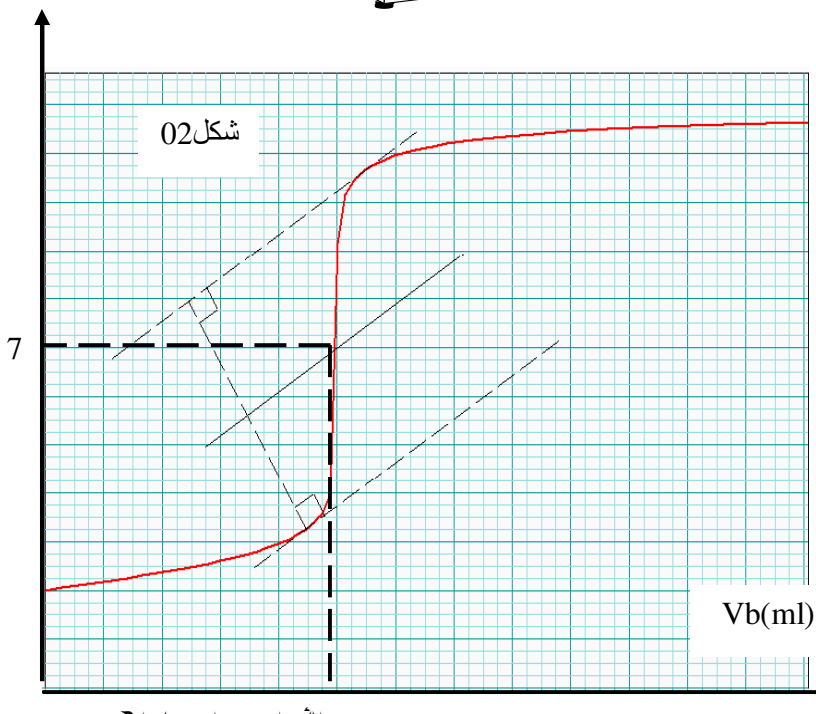
أنواع المعايرات :

1) معايرة حمض قوي بأساس قوي:

مثال: معايرة حمض كلور الماء ($H_3O^+ + Cl^-$) بواسطة محلول هيدروكسيد الصوديوم ($Na^+ + OH^-$) .

معادلة التفاعل : $H_3O^+ + OH^- = 2H_2O$

بيان المعايرة: انظر شكل02



شكل02

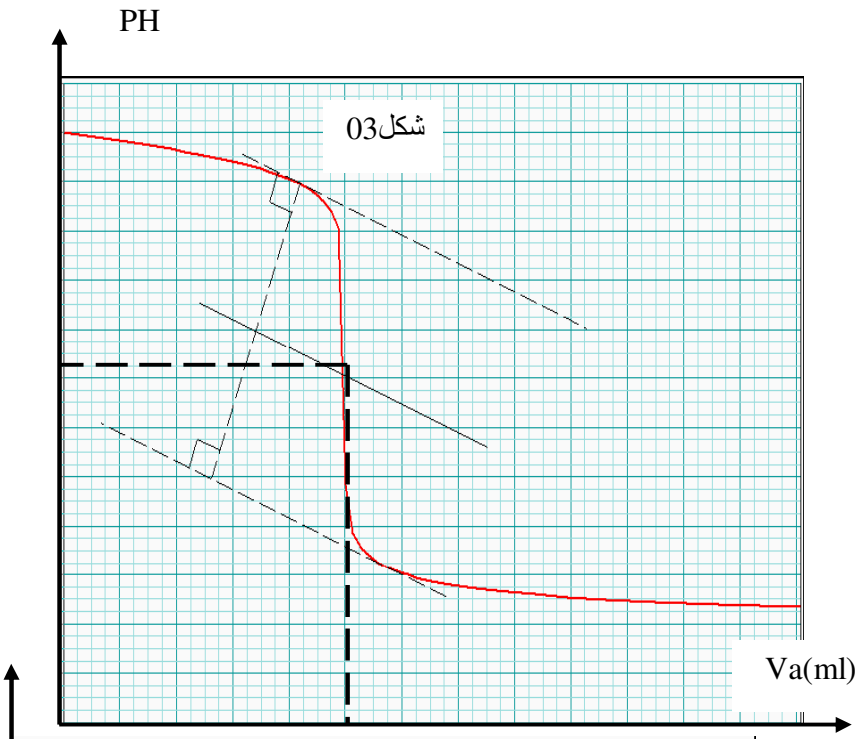
حساب تراكيز الأفراد الكيميائية عند نقطة التعديل:

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

$$[Cl^-] = \frac{C_a V_a}{V_a + V_{bE}} \quad ، \quad [Na^+] = \frac{C_b V_{bE}}{V_a + V_{bE}}$$

الكاشف المناسب للمعايرة هو : أزرق بروموتيمول (6 - 7.6)

قلم الجزائر
WWW.DZPEN.COM



شكل03

2) معايرة أساس قوي بحمض قوي:

مثال : معايرة محلول الصود($Na^+ + OH^-$) بمحلول حمض كلور الماء ($H_3O^+ + Cl^-$)

معادلة التفاعل : $H_3O^+ + OH^- = 2H_2O$

بيان المعايرة: انظر شكل03

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

$$[Cl^-] = \frac{C_a V_{aE}}{V_b + V_{aE}} \quad ، \quad [Na^+] = \frac{C_b V_b}{V_{aE} + V_b}$$

الكاشف المناسب : أزرق بروموتيمول

3) معايرة حمض ضعيف بأساس قوي:

مثال: معايرةحمض الخل CH3COOH بمحلول الصود

معادلة التفاعل :

$CH_3COOH + OH^- = CH3COO^- + H2O$

بيان المعايرة: انظر شكل04

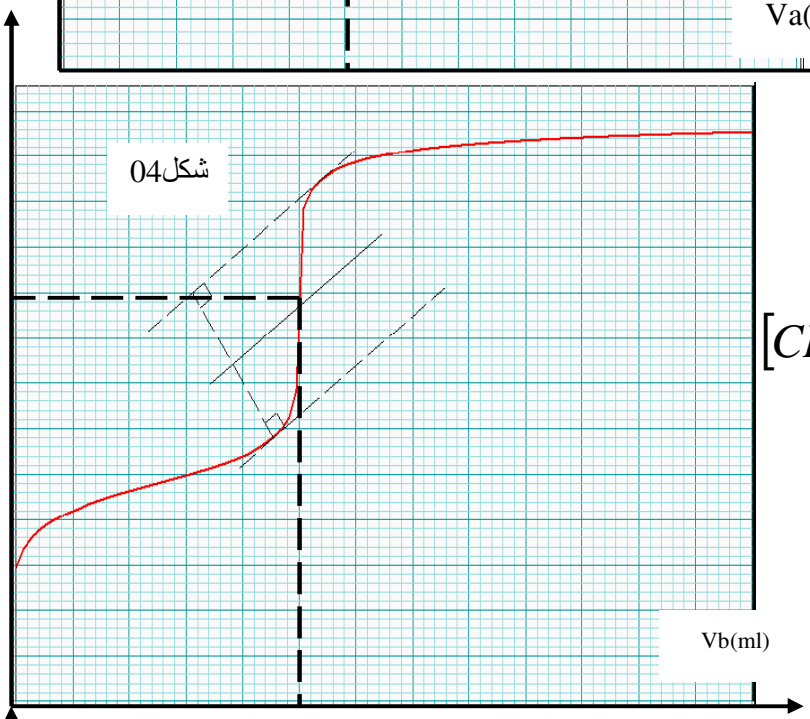
حساب تراكيز الأفراد الكيميائية عند نقطة التعديل:

$$[OH^-] = 10^{PHE-14} \quad ، \quad [H_3O^+] = 10^{-PHE}$$

$$[Na^+] = \frac{C_b V_{bE}}{V_a + V_{bE}}$$

$$[CH3COO^-] = [Na^+]$$

$$[CH3COOH]_f = \frac{C_a V_a}{V_a + V_{bE}} - [CH3COO^-]$$



شكل04

الكاشف المناسب : فينول فتالين (8.2 - 10)

4) معايرة أساس ضعيف بحمض قوي:

مثال: معايرة النشادر NH3 بمحلول ($H_3O^+ + Cl^-$)

معادلة التفاعل : $NH_3 + H_3O^+ = NH_4^+ + H_2O$

بيان المعايرة: انظر شكل05

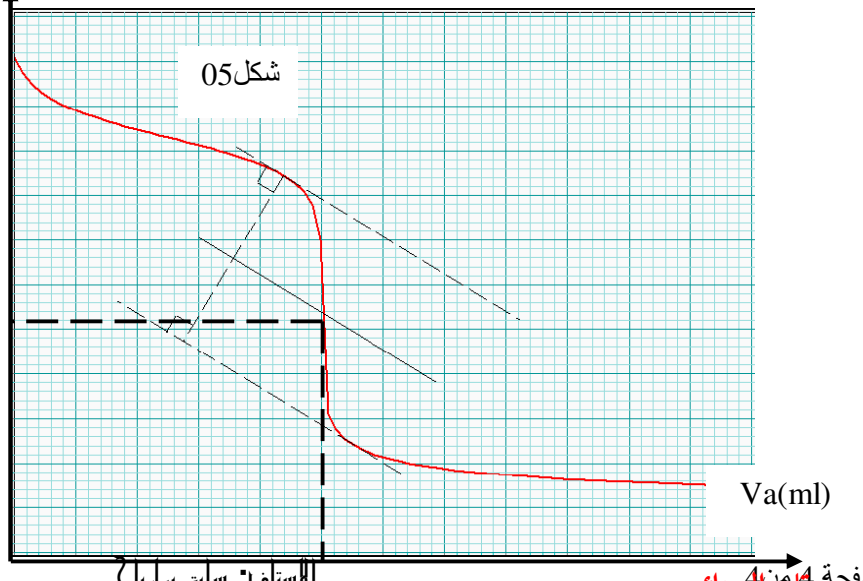
حساب تراكيز الأفراد الكيميائية عند نقطة التعديل:

$$[OH^-] = 10^{PHE-14} \quad ، \quad [H_3O^+] = 10^{-PHE}$$

$$[Cl^-] = \frac{C_a V_{aE}}{V_b + V_{aE}}$$

$$[NH4^+] = [Cl^-]$$

$$[NH3]_f = \frac{C_b V_b}{V_b + V_{aE}} - [NH4^+]$$



شكل05

الكاشف المناسب: أحمر الميثيل (4.2 – 6.2)

قلم الجزائر
WWW.DZPEN.COM