

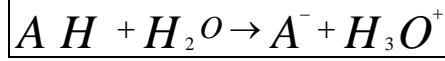
ملخص الوحدة**مفاهيم أساسية****تعريف الحمض والأساس حسب برونستد:**

(أ) **الحمض**: هو كل فرد كيميائي بإمكانه فقد بروتون أو أكثر خلال تحول كيميائي .

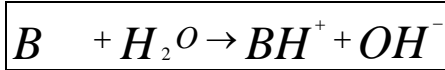
(ب) **الأساس**: هو كل فرد كيميائي بإمكانه كسب بروتون أو أكثر خلال تحول كيميائي .

المحلول الحمضي والمحلول الأساسي:

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



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



PH محلول مائي: يعرف بالعلاقة :

$$[H_3 O^+] = 10^{-PH} \Rightarrow PH = -\log [H_3 O^+]$$

الحمض القوي: يكون انحلاله في الماء كليا وتحقق العلاقة : $[H_3 O^+] = C_0$ حيث C_0 التركيز الابتدائي للمحلول .

الحمض الضعيف: يكون انحلاله في الماء جزئيا ويكون : $[H_3 O^+] < C_0$

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

الأساس الضعيف: يكون انحلاله في الماء جزئيا وتحقق العلاقة : $[OH^-] < C_0$

تطور جملة كيميائية نحو حالة التوازن:

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

التقدم الأعظمي X_{max} : هو التقدم الذي من أجله يتوقف التفاعل بانتهاء أحد المتفاعلات .

$$\tau_f = \frac{X_f}{X_{max}}$$

نسبة التقدم النهائي τ_f : يعطى بالعلاقة :

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

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

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

- في حالة وجود الماء في النواتج أو المتفاعلات $[H_2O] = 1$ ، في حالة أحد النواتج أو المتفاعلات نوع صلب : تركيزه يساوي 1

- خلال التحول الكيميائي التقدم x يتغير من 0 إلى x_f يعني Q_r يتغير من Q_{ri} إلى Q_{rf} .

$$K = Q_{rf} = \frac{[C]_f^c [D]_f^d}{[A]_f^a [B]_f^b}$$

ثابت التوازن K : يتعلق بدرجة الحرارة فقط

$$K = \frac{C_0 \tau_f^2}{1 - \tau_f}$$

علاقة ثابت التوازن K بنسبة التقدم τ_f :

المحاليل المائية: الماء يتفكك ذاتيا وفق المعادلة : $H_2 O + H_2 O = H_3 O^+ + O H^-$

الجداء الشاردي للماء: $K_e = [H_3 O^+][O H^-] = 10^{-14}$

يكون المحلول معتدل: $[O H^-] = [H_3 O^+]$ ، يكون المحلول حمضي: $[O H^-] < [H_3 O^+]$

يكون المحلول أساسي: $[O H^-] > [H_3 O^+]$

ثابت الحموضة K_a و PKa للثنائية (حمض / أساس): للتمييز بين الأحماض الضعيفة فيما بينها ، والتمييز بين الأسس الضعيفة فيما بينها نعرف مقداراً كيميائياً ندعوه ثابت الحموضة K_a

نعتبر التفاعل المنمذج بالمعادلة التالية: $H A + H_2 O \rightarrow H_3 O^+ + A^-$ تعطي عبارة ثابت الحموضة K_a بالعلاقة :

$$K_a = \frac{[H_3 O^+][A^-]}{[H A]}$$

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

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

كلما كان K_a كبيراً كلما كان الحمض أقوى والأساس المرافق أضعف وقيمة الـ PKa أصغر .
كلما كان K_a صغيراً كلما كان الحمض أضعف والأساس المرافق أقوى وقيمة الـ PKa أكبر .
العلاقة بين PH و PKa : يعطي بالعلاقة :

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

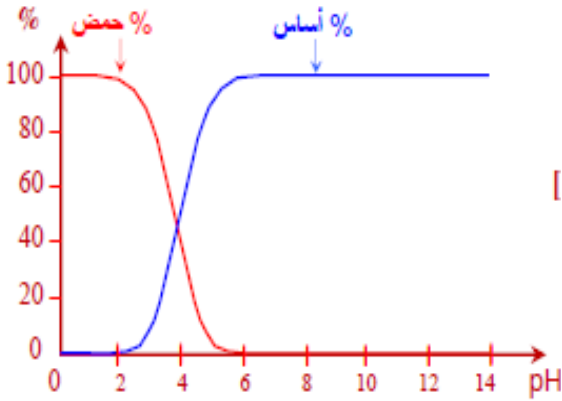
ويمكن أن نكتب :

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

مخطط الصفة الغالبة :

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

يعطي :

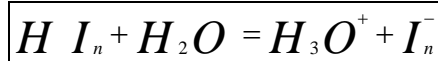


$$\% \text{ الحمض} = \frac{[\text{الحمض}]_f}{[\text{الأساس}]_f + [\text{الحمض}]_f} \times 100$$

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

الكواشف الملونة :

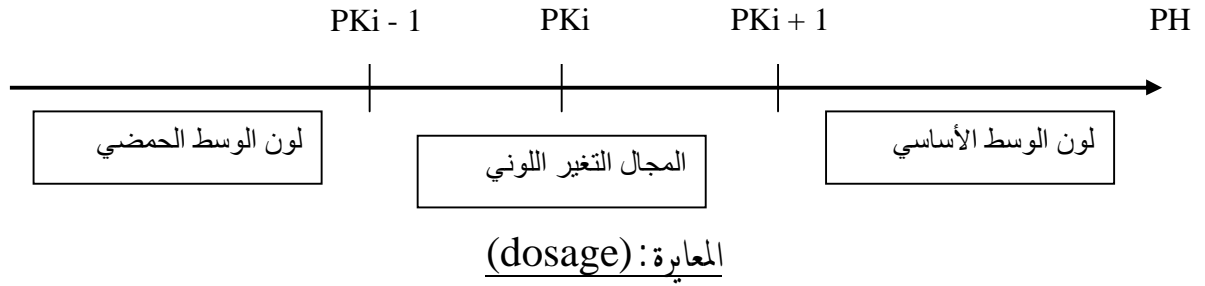
الكاشف الملون هو ثنائية (حمض / أساس) يتغير لونه حسب الوسط الموجود فيه حمض أو أساسي .
نرمز للثنائية (حمض / أساس) للكاشف الملون (HI_n / I_n^-) ، وهذا باعتباره حمض ضعيف يتفكك حسب المعادلة :



يعطي ثابت الحموضة للكاشف بالعلاقة :

$$PH = PKi + \log \frac{[I_n^-]_f}{[HI_n]_f} \quad \text{ومنه نستنتج} \quad K_i = \frac{[H_3 O^+][I_n^-]}{[H I_n]}$$

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



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 الشكل 01

البروتوكول التجريبي:

نملأ السحاحة بالمحلول المعاير، ويكون إما حمض قوي أو أساس قوي (وليكن الأساس مثلاً) تركيزه C_b نأخذ حجم معين V_a من محلول معاير تركيزه مجهول C_a (محلول حمضي مثلاً).

نبدأ عملية المعايرة، وذلك بفتح الصنبور.

من أجل كل حجم V_b مسكوب من السحاحة نقرأ قيمة PH الموافقة.

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

نقطة التكافؤ:

$$C_a V_a = C_b V_{bE}$$

عند التكافؤ يتحقق قانون التكافؤ: حيث: V_{bE} : حجم المحلول المسكوب عند التكافؤ.

تحديد نقطة التكافؤ:

يمكن تحديد نقطة التكافؤ بأربع طرق:

(1) طريقة المماسات:

(2) الطريقة اللونية:

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

(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 شكل 02

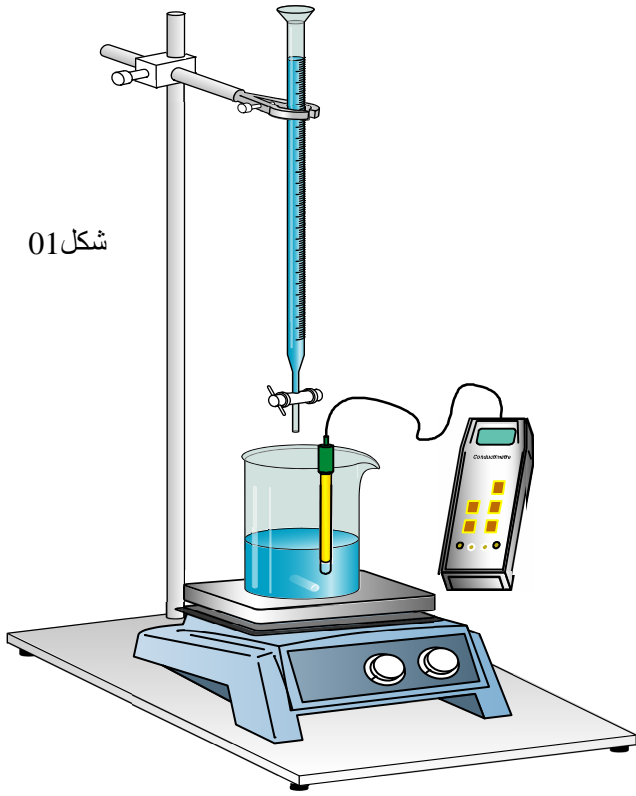
حساب تراكيز الأفراد الكيميائية عند نقطة التعديل:

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

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

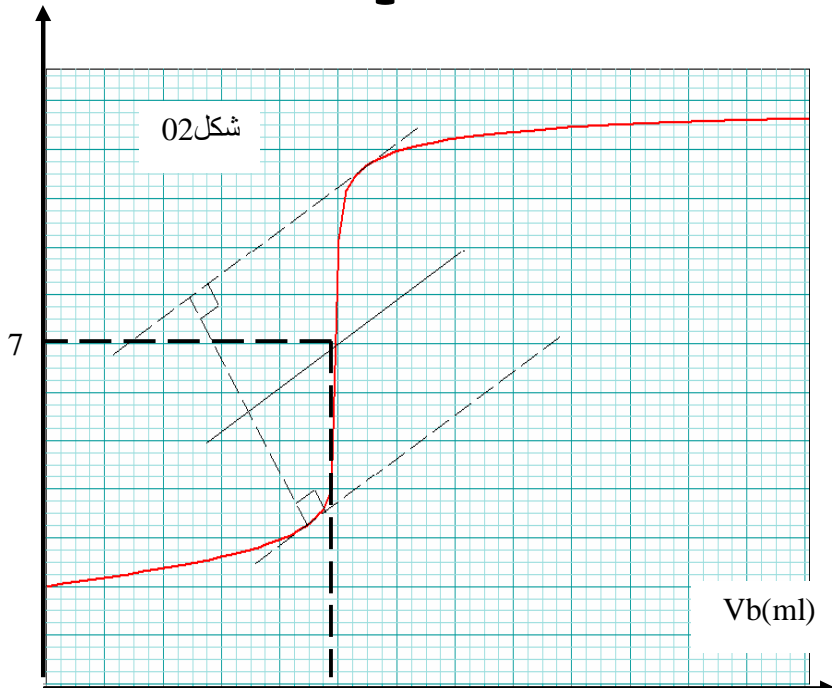
الكاشف المناسب للمعايرة هو: أزرق بروموتيمول

(6 - 7.6)

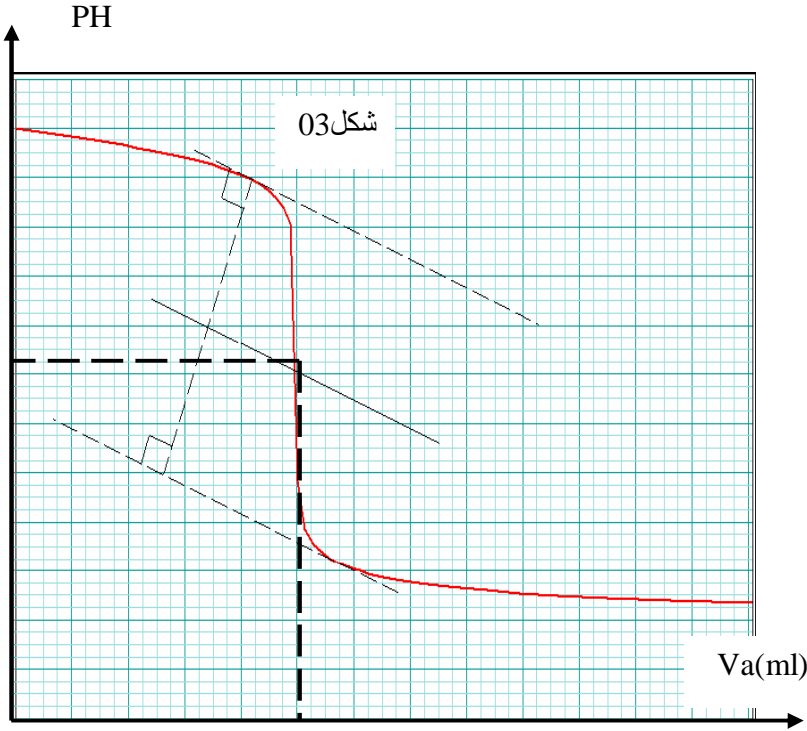


شكل 01

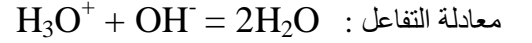
PH



شكل 02



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



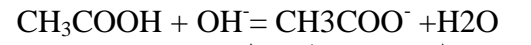
بيان المعايرة: انظر شكل 03

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

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

الكاشف المناسب : أزرق بروموتيمول

(3) معايرة حمض ضعيف بأساس قوي:
مثال: معايرة حمض الخل CH_3COOH بمحلول الصود
معادلة التفاعل :



بيان المعايرة: انظر شكل 04

حساب تراكيز الأفراد الكيميائية عند نقطة التعديل:

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

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

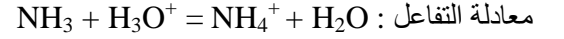
$$[CH_3COO^-] = [Na^+]$$

$$[CH_3COOH]_f = \frac{C_a V_a}{V_a + V_{bE}} - [CH_3COO^-]$$

الكاشف المناسب : فينول فتالين (10 - 8.2)

(4) معايرة أساس ضعيف بحمض قوي:

مثال: معايرة النشادر NH_3 بمحلول ($H_3O^+ + Cl^-$)



بيان المعايرة: انظر شكل 05

حساب تراكيز الأفراد الكيميائية عند نقطة التعديل:

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

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

$$[NH_4^+] = [Cl^-]$$

$$[NH_3]_f = \frac{C_b V_b}{V_b + V_{aE}} - [NH_4^+]$$

الكاشف المناسب: أحمر الميتيل (6.2 - 4.2)

