

العلوم الفيزيائية 2

الأحماض والأسس

كسر التفاعل Q_r

في التفاعل $aA + bB = cC + dD$ يكون:

$$Q_r = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

ثابت التوازن K

$K = Q_{rf}$ لا يتعلقان إلا بدرجة الحرارة.

ثابت الحموضة K_a للثنائية (أساس / حمض)

- $K_a = \frac{[H_3O^+]_f [A^-]_f}{[HA]_f}$
- $K_a(H_3O^+/H_2O) = \frac{[H_3O^+]_f}{[H_3O^+]_f} = 1$
- $K_a(H_2O/OH^-) = [H_3O^+]_f [OH^-]_f = K_e$

تعريف الـ PK_a

$$PK_a = -\log K_a \quad K_a(H_3O^+/H_2O) = 0$$

$$K_a(H_2O/OH^-) = -\log K_e = 14 \quad \text{عند } 25^\circ\text{C}$$

جدول تقدم التفاعل.

معادلة التفاعل		$B_{(aq)} + H_2O_{(l)} = HO^-_{(aq)} + BH^+_{(aq)}$			
المراحل	التقدم	كميات المادة (ntol)			
الإبتدائية	0	n	زيادة	0	0
الانتقالية	x	n-x	زيادة	x	x
النهائية	x_f	n- x_f	زيادة	x_f	x_f

الحمض

هو كل فرد كيميائي قادر على فقدان بروتون أو أكثر خلال تفاعل كيميائي.

الأساس

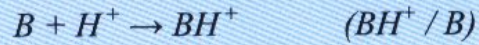
هو كل فرد كيميائي قادر على اكتساب بروتون أو أكثر خلال تفاعل كيميائي.

الثنائية أساس / حمض

هي مجموعة الحمض والأساس المرافق له ونكتب اتفاقا (HA / A)

التفاعل حمض-أساس

هو تفاعل يتم خلاله انتقال بروتون H^+ من حمض ثنائية إلى أساس ثنائية أخرى.



مفهوم الأس الهيدروجيني PH

نعطى عبارة PH بالعلاقة التالية

$$PH = -\text{Log} [H_3O^+]$$

$$[H_3O^+] = 10^{-PH}$$

النسبة النماية لتقدم التفاعل τ_f

تتعلق بالحالة الإبتدائية للجملة و بثابت التوازن.

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

● التقديم النهائي x_f

$$x_f = n_f(OH^-) = n_f(BH^+)$$

$$x_f = [OH^-]_f V = [BH^+]_f V$$

$$[OH^-]_f = [BH^+]_f$$

● النسبة النهائية لتقدم التفاعل τ_f

$$\tau_f = \frac{x_f}{x_{max}} \quad \tau_f = \frac{[OH^-]_f}{C}$$

● كسر التفاعل

$$Q_{rf} = \frac{[OH^-]_f [BH^+]_f}{[B]_f}$$

$$Q_{rf} = \frac{[HO^-]_f^2}{C - [HO^-]_f} \quad Q_{rf} = \frac{\tau_f}{1 - \tau_f} \cdot C$$

● التقديم الأعظمي x_{max}

$$n - x_{max} = 0 \quad , \quad x_{max} = n \quad , \quad x_{max} = CV$$

● ثابت التوازن K

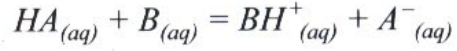
$$K = Q_{rf} = \frac{[OH^-]_f [BH^+]_f}{[B]_f} = \frac{[OH^-]_f [H_3O^+]_f [BH^+]_f}{[H_3O^+]_f [B]_f} = \frac{K_e}{K_a} \quad K = \frac{K_e}{K_a}$$

الحمض الضعيف	الحمض القوي	
هو حمض تشرده في الماء جزئي	هو حمض تشرده في الماء كلي.	تعريف
$HA_{(aq)} + H_2O_{(l)} = H_3O^+_{(aq)} + A^-_{(aq)}$ التفاعل محدود	$HA_{(aq)} + H_2O_{(l)} = H_3O^+_{(aq)} + A^-_{(aq)}$ التفاعل تام	التفاعل مع الماء
HA, H_2O, H_3O^+, A^-	H_2O, H_3O^+, A^-	الأفراد النهائية
$[H_3O^+]_f = [A^-]_f < C$ $[HA]_f = C - [H_3O^+]_f$	$[H_3O^+]_f = [A^-]_f = C$	تراكيز الأفراد
$PH = -\log[H_3O^+] \neq -\log C$	$PH = -\log[H_3O^+] = -\log C$	Ph المحلول
$\tau_f < 1$	$\tau_f = 1$	النسبة τ_f
الأساس الضعيف	الأساس القوي	
هو أساس تشرده في الماء جزئي	هو أساس تشرده في الماء كلي.	تعريف
$B_{(aq)} + H_2O_{(l)} = OH^-_{(aq)} + BH^+_{(aq)}$ التفاعل محدود	$B_{(aq)} + H_2O_{(l)} = OH^-_{(aq)} + BH^+_{(aq)}$ التفاعل تام	التفاعل مع الماء
BH^+, H_2O, OH^-, B	H_2O, OH^-, B	الأفراد النهائية
$[OH^-]_f = [BH^+]_f < C$	$[OH^-]_f = [BH^+]_f = C$	تراكيز الأفراد
$PH = -\log[H_3O^+]_f$	$PH = -\log[H_3O^+]_f$	Ph المحلول
$\tau_f < 1$	$\tau_f = 1$	النسبة τ_f

جدول تقدم التفاعل

معادلة التفاعل		$B_{(aq)} + H_2O_{(l)} = HO^-_{(aq)} + BH^+_{(aq)}$			
المراحل	التقدم	كميات المادة (ntol)			
الإبتدائية	0	n_1	n_2	0	0
الانتقالية	x	n_1-x	n_2-x	x	x
النهائية	x_f	n_1-x_f	n_2-x_f	x_f	x_f

معادلة التفاعل



الثنائيات أساس / حمض المشاركة في التفاعل



التراكيز النهائية

$$V = V_1 + V_2 \quad \text{حيث} \quad [BH^+]_f = [A^-]_f = \frac{X_f}{V} [HA]_f = \frac{n_1 - x_f}{V} [B]_f = \frac{n_2 - x_f}{V}$$

كسر التفاعل

$$Q_{rf} = \frac{[A^-]_f [BH^+]_f}{[AH]_f [B]_f} = \frac{\frac{X_f}{V} \frac{X_f}{V}}{\frac{(n_1 - x_f)}{V} \frac{(n_2 - x_f)}{V}} = \frac{X_f^2}{(n_1 - x_f)(n_2 - x_f)} = \frac{\tau_f^2 \cdot n_2^2}{(n_1 - \tau_f \cdot n_1)(n_2 - \tau_f \cdot n_2)}$$

$$= \frac{\tau_f^2 \cdot n_2^2}{n_1(1 - \tau_f) \cdot n_1(\frac{n_2}{n_1} - \tau_f)} = \frac{\tau_f^2 \cdot n_2^2}{(1 - \tau_f) \cdot n_1(\frac{n_2}{n_1} - \tau_f)}$$

حالة خاصة

$$Q_{rf} = \frac{\tau_f^2}{(1 - \tau_f)^2} \quad \text{من أجل: } n_1 = n_2 \text{ يكون:}$$

$$\blacksquare K_a(AH/A^-) = \frac{[H_3O^+]_f [A^-]_f}{[HA]_f}$$

$$\blacksquare K_a(BH/B) = \frac{[H_3O^+]_f [B]_f}{[BH^+]_f}$$

ثابت التوازن K

$$K = Q_{rf} = \frac{[A^-]_f [BH^+]_f}{[HA]_f [B]_f} = \frac{[H_3O^+]_f [A^-]_f}{[HA]_f} \times \frac{[BH^+]_f}{[H_3O^+]_f [B]_f} = \frac{K_a(AH/A^-)}{K_a(BH/B)}$$

التقدم النهائي

$$x_f = [BH^+]_f \quad V = [A^-]_f$$

التقدم لأعظمي x_f

x_{max} يحقق:

$$n_2 - x_{max} = 0 \quad \text{أو} \quad n_1 - x_{max} = 0$$

$$x_{max} = n_1 = C_1 V_1 \quad \text{أي}$$

$$x_{max} = n_2 = C_2 V_2 \quad \text{أو}$$

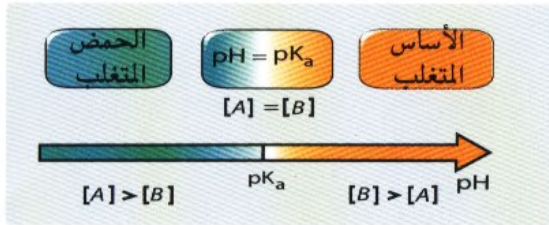
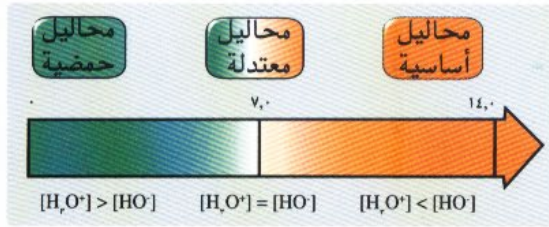
$$x_{max} = n_1 \quad \text{أي} \quad n_1 < n_2$$

النسبة النهائية لتقدم التفاعل τ_f

$$x_f = \tau_f \cdot x_{max} \quad \text{ومنه} \quad \tau_f = \frac{X_f}{X_{max}}$$

$$x_f = \tau_f \cdot n_1 \quad \text{أي}$$

ثابت الحموضة للثنائيات أساس / حمض



■ علاقة الـ PH بـ PK_a

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

$$= -\log [H_3O^+]_f - \log \frac{[A^-]_f}{[HA]_f} = PH - \log \frac{[A^-]_f}{[HA]_f}$$

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

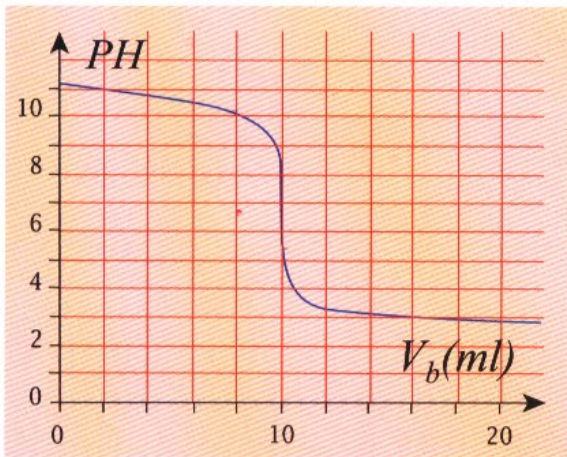
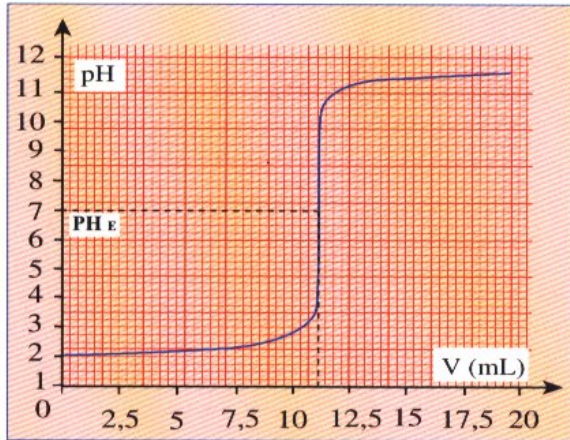
■ معايرة حمض قوي بأساس قوي والعكس



التفاعل تام أي عند التكافؤ تختفي كلياً. ويعطي في النهاية محلولاً ملحياً معتدلاً.

عند التكافؤ لا يحتوي المحلول إلا على H_2O وبالتالي يكون $PH = 7$

ماء + ملح → أساس + حمض



■ المنحنى البياني

للمنحنى ثلاث مراحل:

● مرحلة قبل التكافؤ: تتميز بما يلي:

- تغير كبير لحجم الأساس المسكوب من أجل تغير ضئيل لـ PH
- في هذه المرحلة المحلول حامضي
- نقطة نصف التكافؤ ليس لها معنى.

● مرحلة التكافؤ: تتميز بما يلي:

- قفزة سريعة لـ PH أي تغير ضئيل لحجم الأساس المسكوب من أجل تغير كبير لـ PH
- وجود نقطة انعطاف ثانية نقطة التكافؤ.

● مرحلة بعد التكافؤ: تتميز بما يلي:

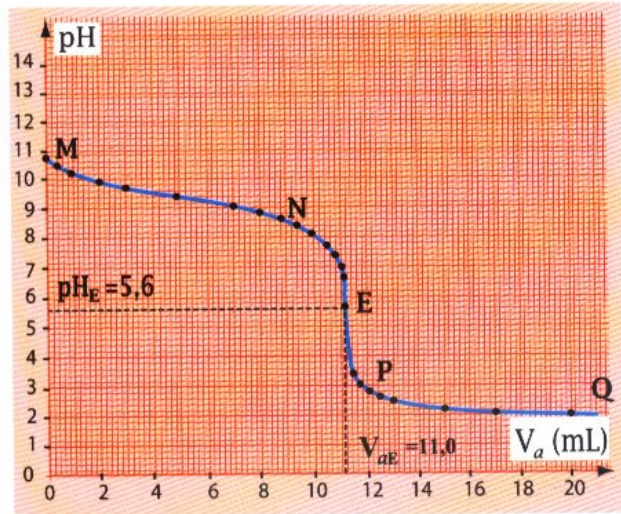
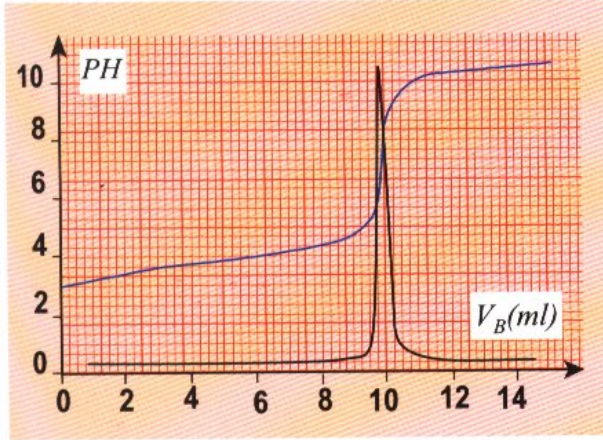
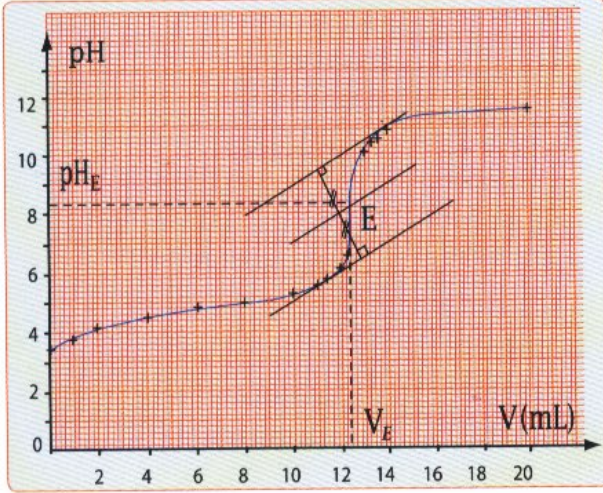
- تغير كبير لحجم الأساس المسكوب من أجل تغير ضئيل لـ PH
- في هذه المرحلة المحلول قاعدي.
- الكاشف المناسب هو: أزرق البروموتومول BBT

■ معايرة حمض ضعيف بأساس قوي -



والتفاعل تام أي عند التكافؤ AH و OH^- تختفي كلياً ويعطي في النهاية محلولاً ملحياً أساسياً. عند التكافؤ لا يحتوي المحلول إلى على A^- و H_2O وبالتالي يكون الـ $pH > 7$

ماء + ملح → أساس + حمض



● مرحلة قبل التكافؤ: تتميز بما يلي:

- تغير كبير لحجم الأساس المسكوب من أجل تغير ضئيل لـ pH
- في هذه المرحلة المحلول حامضي
- وجود نقطة انعطاف أولى للبيان، نقطة نصف التكافؤ.

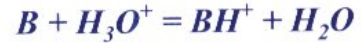
● مرحلة التكافؤ: تتميز بمايلي:

- قفزة سريعة لـ pH أي تغير ضئيل لحجم الأساس المسكوب من أجل تغير كبير لـ pH
- وجود نقطة انعطاف ثانية نقطة التكافؤ.

● مرحلة بعد التكافؤ: تتميز بمايلي:

- تغير كبير لحجم الأساس المسكوب من أجل تغير ضئيل لـ pH
- في هذه المرحلة المحلول قاعدي.
- الكاشف المناسب هو: الفينول فتالين

■ معايرة أساس ضعيف بحمض قوي

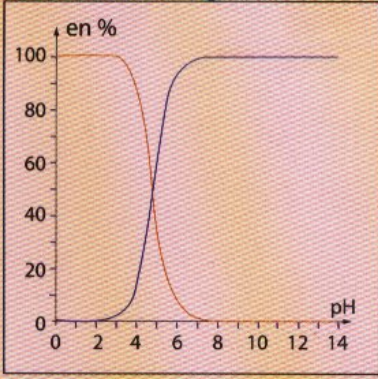


التفاعل تام أي عند التكافؤ B و H_3O^+ تختفي كلياً ويعطي في النهاية محلولاً ملحياً حمضياً

عند التكافؤ لا يحتوي المحلول إلا على BH^+ و H_2O وبالتالي يكون الـ $pH < 7$

ماء + ملح → أساس + حمض

مخطط توزيع الصفة الغالبة



يبرز هذا المخطط الصفة الغالبة أي تطور النسبة المئوية للصفة الحمضية وكذا النسبة المئوية للصفة الأساسية بدلالة PH حيث تقدر هذه النسب مئوية (%)

الصفة السائدة

$PH < PKA$	$PH = PKA$	$PH > PKA$	PH
$[A] > [B]$	$[A] > [B]$	$[A] > [B]$	
الصفة السائدة حمضية	لا توجد صفة سائدة	الصفة السائدة أساسية	

الكواشف الملونة

الكاشف الملون ثنائية أساس/حمض (HIn/In^-) لون شكله الحمضي مغاير للون أساسه المرافق.

■ معادلة الإنحلال في الماء:

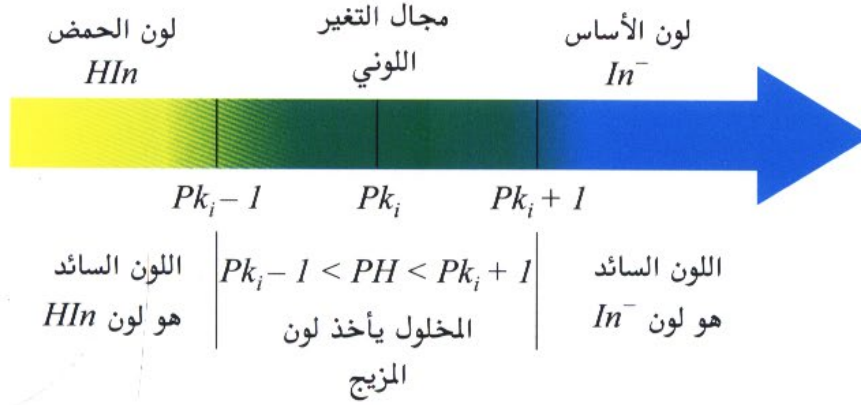


النسب المئوية

$$A^- \% = \frac{[A^-]_f}{[HA]_f + [A^-]_f}$$

$$AH \% = \frac{[AH]_f}{[HA]_f + [A^-]_f}$$

مجال التغير اللوني للكاشف



عند تفاعل حمض قوي مع أساس قوي يكون المحلول الناتج معتدلا وعليه يكون الكاشف المستخدم هو أزرق البروموتيمول (BBT) وفي حالة تفاعل حمض قوي مع أساس ضعيف نستعمل عادة

الهيليونتين (H)، وفي حالة حمض ضعيف مع أساس قوي نستخدم الفينول فتالين (FF)

أهم الكواشف الملونة

لون الحمض	المنطقة الحساسة	لون الأساس	PK_i	الكاشف
أصفر	6 - 7,6			أزرق البروموتيمول
	3,1 - 4,4	أصفر	3,7	الهليانتين
شفاف	8,2 - 10			فينول فتالين

المعايرة

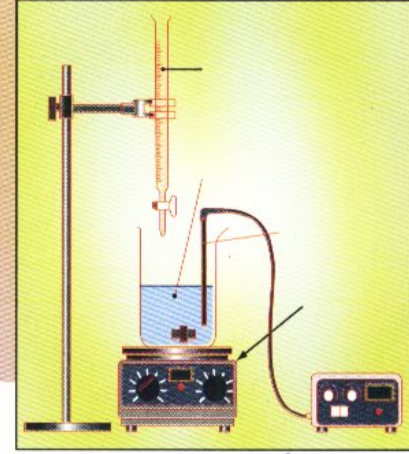
معايرة نوع كيميائي في محلول تهدف لمعرفة التركيز المولي لهذا النوع في المحلول أو لمعرفة كمية المادة لهذا النوع الموجودة في حجم معين من هذا المحلول.

شروط المعايرة:

- التفاعل أحادي الإتجاه.
- التفاعل تام.
- التفاعل سريع.

ملاحظات:

- قبل التكافؤ النوع المعاير هو المتفاعل المحد.
- عند التكافؤ النوع المعاير والنوع المعاير يكونا في الشروط الستوكيو مترية
- أي: (المعاير) (المعاير)
- أي: $C_a V_a = C_b V_b$
- بعد التكافؤ النوع المعاير هو المتفاعل المحد.
- النوع المعاير دائما قوي.
- بين المجالين توجد نقطة وحيدة هي نقطة التكافؤ (التعديل)
- $n(H_3O^+)_{eq} = n(OH^-)_{eq}$
- يحدد حجم الأساس اللازم عند التكافؤ من الشكل - 1 ثم يحسب تركيز محلول حمض كلور الماء المجهول .



قوانين هامة:

تركيز محلول ناتج عن مزج محلولين لهما نفس النوع

$$C = \frac{n_1 + n_2}{V_1 + V_2}$$

تركيز محلول تجاري

$$C = \frac{10P \cdot d}{M}$$

درجة النقاوة: P الكثافة: d

ناقلية محلول:

$$G = \frac{l}{R} = \frac{l}{U} = \sigma \frac{S}{L}$$

الناقلية النوعية لمحلول: $\sigma = \lambda C$ مع $C \text{ mol/m}^3$

قانون كولروش: $\sigma = \sum \lambda_i [X_i]$

كثافة سائل أو صلب: $d = \frac{\sigma}{\sigma_0}$

كثافة غاز: $d = \frac{\sigma}{\sigma_0}$ الكثافة الحجمية للغاز، σ_0 الكثافة الحجمية للماء.

التمديد: $C = \frac{n}{V + V_{H_2O}}$

كثافة غاز في الشروط النظامية: $d = \frac{M}{29}$

قانون التمديد: $CV = C'V'$

معامل التمديد: $F = \frac{C}{C'} = \frac{V}{V'}$

المحلول الأم (CV)
المحلول البنت (C'V')

الشروط النظامية: $P = 1,013 \cdot 10^5 \text{ pa}$

يكون عندها $V_m = 22,4 \text{ l/mol}$

درجة الحرارة المطلقة: $T(k) = t(^{\circ}C) + 273$

كمية المادة لنوع كيميائي (صلب، سائل، غاز): $n = \frac{m}{M}$

كمية المادة لنوع كيميائي (غاز): $n = \frac{V_g}{V_m}$

قانون الغازات المثالية: $PV = nRT$

n : mol T : kelvin

$R = 8,314$

P : pa V : m^3

الكثافة الحجمية: $\sigma = \frac{m}{V}$

التركيز الكتلي: $C = \frac{m}{V}$

التركيز المولي: $C = \frac{n}{V}$

المنحنى البياني

للمنحنى ثلاث مراحل:

مرحلة قبل التكافؤ: تتميز بمايلي:

- تغير كبير لحجم الحمض المسكوب من أجل تغير

ضئيل لـ: P_H

- في هذه المرحلة المحلول قاعدي.

مرحلة التكافؤ: تتميز بمايلي:

- قفزة سريعة لـ: P_H أي تغير ضئيل لحجم الحمض

المسكوب من أجل تغير كبير لـ: P_H

- وجود نقطة انعطاف ثانية نقطة التكافؤ.

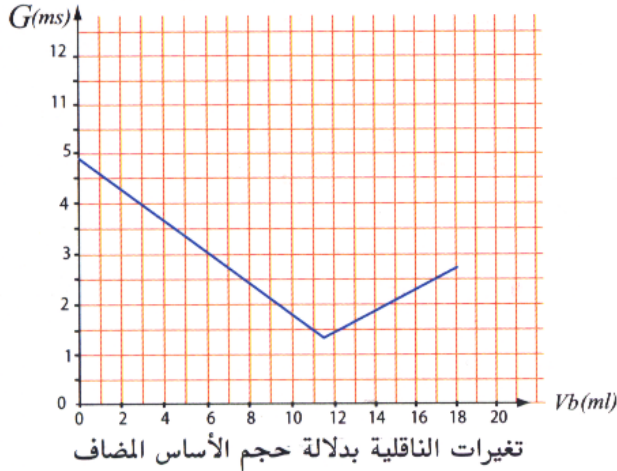
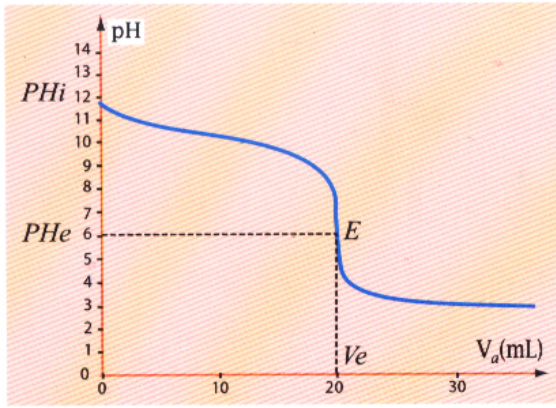
مرحلة بعد التكافؤ: تتميز بمايلي:

- تغير كبير لحجم الحمض المسكوب من أجل تغير

ضئيل لـ: P_H

- في هذه المرحلة المحلول حامضي.

الكاشف المناسب هو: أحمر الميثيل أو الهيلياننتين.



المعايرة باستعمال الناقلية

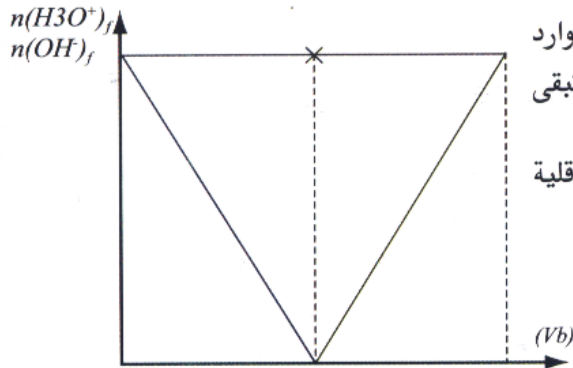
- كل الشوارد الموجودة في المحلول تؤثر في ناقلية محلول.

- بعد التحول جزء من شوارد H_3O^+ تستهلك بفعل شوارد OH^- وتعوض بنفس الكمية بشوارد Na^+ . كمية شوارد تبقى ثابتة ومنه فكمية الشوارد تبقى ثابتة قبل وبعد الإضافة.

- سبب تناقص ناقلية المحلول راجع للفرق في الناقلية النوعية المولية للشاردين H_3O^+ و OH^-

$$\text{عند } 25: \lambda_{H_3O^+} = 34,98 \text{ ms.m}^2/\text{mol}$$

$$\lambda_{Na^+} = 5,01 \text{ ms.m}^2/\text{mol}$$



تغيرات عدد المولات الهيدرونيوم والهيدروكسيد بدلالة حجم الأساس المضاف

المجال الأول:

شوارد المضافة تستهلك كليا.

شوارد تتناقص خطيا بدلالة حجم الأساس المضاف.

تناقص ناقلية المحلول راجع لإحلال شوارد بنفس الكمية التي ناقليتها

النوعية المولية ضعيفة محل شوارد

المجال الثاني:

شوارد الإبتدائية تستهلك كليا.

لا يوجد أي تحول كيميائي أثناء الإضافة.

تزايد ناقلية المحلول لإضافة شوارد OH^- و Na^+



حي الكيان، عمارة أ، مدخل 10 محل 23، المحمدية، الجزائر.
الهاتف: 021 82 00 15 / 021 82 96 37 / الفاكس: 021 82 96 37
البريد الإلكتروني: clicedition@gmail.com