

الوحدة
الرابعة

تطور جملة كيميائية نحو حالة التوازن

كيمياء



** منهاج العلوم الفيزيائية **

الوحدة الرابعة

النماذج	الحجم الساعي
1- التحول الغير تام: مفهوم التوازن الكيميائي. -تعريف pH وقياسه	١ ساعٌ
2- استعمال pH متر وورق pH لقياس المحاليل الحمضية والأساسية والمعتدلة المستعملة في الحياة اليومية	٢ ساعٍ.
3- تأثير حمض أو أساس على الماء: - حمض قوي وحمض ضعيف. - أساس قوي وأساس ضعيف.	١ ساعٌ
3- تطور جملة كيميائية نحو حالة التوازن: - مقارنة التقدم النهائي والتقدم الأعظمي: - مفهوم حالة التوازن. - نسبة التقدم النهائي - كتابة معادلة التفاعل الممزوج لتحول كيميائي. - كسر (Quotient) التفاعل Q. - ثابت التوازن K - تأثير الحالة الابتدائية للجملة على حالة التوازن	٢ ساعٌ
4- إجراء تجارب تسمح بمقارنة الناقليات الكهربائية والـ pH : - محلول حمض الكلور الماء ومحلول حمض الإيثانوبيك لهما نفس التركيز. - محلول الصود ومحلول أميني لهما نفس التركيز.	٢ ساعٍ.
4- التحولات (حمض/أساس) - التشدد الذاتي للماء. - سلم الـ pH - ثابت الحموضة K_a و K_b - مجالات التغلب - تطبيق على الكواشف الملونة: مجال التغير اللوني.	٢ ساعٌ
5- إنجاز تجربة تسمح بمعاييرة محلول من الحياة اليومية (الخل مثلا).	٢ ساعٍ.
6- المعايرة الـ pH مترية	١ ساعٌ
7- المعايرة عن طريق قياس الناقليات	٢ ساعٍ.
8- المعايرة عن طريق قياس الناقليات	١ ساعٌ

pH محلول مائي:

1

1-1 - مفهوم الـ pH :

✓ من أجل المحاليل الممدة (المخففة) $[H_3O^+] \leq 5 \cdot 10^{-2} mol / L$ فإن pH محلول مائي يعرف كما يلي :

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} \quad \text{أي} \quad pH = -\log[H_3O^+]$$

حيث : $\log(1) = 0$ ، $\log(10) = 1$ ، $\log(10^{-14}) = -14$

مثال :

$$pH = 2,7 \Leftarrow pH = -\log[H_3O^+] \Leftarrow [H_3O^+] = 2 \cdot 10^{-3} mol / L : S_1$$

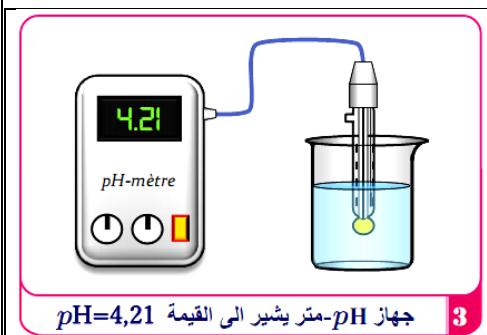
$$[H_3O^+] = 2,5 \cdot 10^{-9} mol / L \Leftarrow [H_3O^+] = 10^{-8,6} \Leftarrow pH = 8,6 : S_2$$

ملحق 01 استعمال هذه القيم الصغيرة يطرح بعض الاشكاليات و على هذا اقترح $10^{-14} \leq [H_3O^+] (mol / L)$

العالم الدانماركي سورنسن سنة 1909 ادرج دالة اللوغاريتم العشري على تركيز شوارد من أجل استعمال مقدار الـ pH

2-1 - قياس الـ pH :

يُقاس باستعمال ورق الـ pH أو أحد الكواشف الملونة وذلك بطريقة تقريبية ويمكن قياسه بأكثرودقه باستعمال جهاز الـ pH متر.

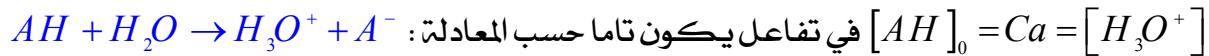


المحلول الحمضي والمحلول الأساسي (القاعدوي) :

2

2-1 - الحمض القوي والحمض الضعيف :

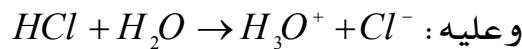
❖ نقول عن الحمض AH تركيزه Ca أنه حمض قوي إذا تشرد كلية في الماء بحيث عند التوازن يكون



❖ نقول عن الحمض AH تركيزه Ca أنه حمض ضعيف إذا تشرد جزئياً في الماء بحيث عند التوازن يكون



مثال : و S_2 حمضان بحيث :



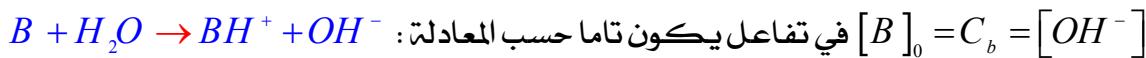
الحمض ضعيف لأن : $\{pH_2 = 3,4; C_2 = 10^{-2} mol / L\}$ $\text{CH}_3\text{COOH}:(S_2)$ -

$$[H_3O^+] = 10^{-pH_2} = 10^{-3,4} = 3,98 \cdot 10^{-4} mol / L \prec C_2$$

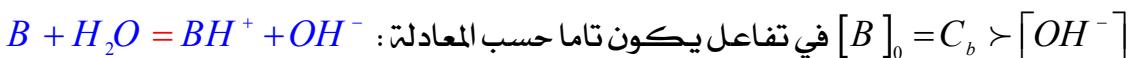


2 - الأساس القوي والأساس الضعيف :

نقول عن الحمض B تركيزه C_b أنه أساس قوي إذا تشرد كلياً في الماء بحيث عند التوازن يكون



نقول عن الأساس B تركيزه C_b أنه أساس قوي إذا تشرد كلياً في الماء بحيث عند التوازن يكون



ملاحظة: تعطى العلاقة بين $[H_3O^+]$ و $[OH^-]$ في 25°C كمالي $[H_3O^+] \times [OH^-] = 10^{-14}$ (سنتطرق لها)

لاحقاً بالتفصيل)

مثال: S_1 وأسasan بحيث :

$$[H_3O^+] = 10^{-pH_1} = 10^{-12} \quad \{pH_1 = 12; C_1 = 10^{-2} mol / L\} \quad \text{NaOH}_{(s)} \quad S_1$$

$$C_1 = [OH^-] = 10^{-2} mol / L \quad \text{نلاحظ أن } [OH^-] = \frac{10^{-14}}{[H_3O^+]} = \frac{10^{-14}}{10^{-12}} = 10^{-2} mol / L$$

ومنه الأساس $\text{NaOH}_{(s)}$ أساس قوي بحيث :

$$[H_3O^+] = 10^{-pH_2} = 10^{-10,8} = 1,58 \cdot 10^{-11} mol / L \quad \{pH_2 = 10,8; C_2 = 10^{-2} mol / L\} \quad \text{CH}_3\text{NH}_2 \quad S_2$$

$$[OH^-] \prec C_2 \quad [OH^-] = \frac{10^{-14}}{[H_3O^+]} = 6,33 \cdot 10^{-4} mol / L$$

ومنه فالأساس CH_3NH_2 أساس ضعيف حيث :

تطور جملة كيميائية نحو حالة التوازن :

3

1 - مقارنة التقدم النهائي X_f والتقدم الأعظمي :

نشاط 01

في درجة حرارة اعتيادية نذيب $0,1 \text{ mol}$ من حمض الخل CH_3COOH في لتر من الماء المقطر، عند التوازن يعطي $pH = 2,9$.

1. أكتب معادلة تفاعل إنحلال حمض الإيثانويك في الماء.

2. أنشئ جدول تقدم التفاعل

3. حدد التقدم الأعظمي للتفاعل $.X_{max}$

4. إنطلاقاً من جدول تقدم التفاعل وقيمة pH محلول عند التوازن، حدد التقدم النهائي X_f للتفاعل.

5- قارن X_f مع X_{max} ثم أحسب النسبة $\frac{X_f}{X_{max}}$ ، ماذا تستنتج؟

1 - معادلة التفاعل : $CH_3COOH(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + CH_3COO^-(aq)$

2 - جدول تقدم التفاعل :

المعادلة	$CH_3COOH(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + CH_3COO^-(aq)$			
الحالة الابتدائية	$n_0 = 0,1\text{ mol}$	بوفرة	0	0
الحالة الانتقالية	$n_0 - X(t)$		$X(t)$	$X(t)$

3 - تحديد التقدم الأعظمي للتفاعل : X_{max}

نظرياً يتوقف التفاعل عندما ينتهي المتفاعل المهد كلية ويكون عندها :

$$n_0 - X_{max} = 0 \Rightarrow X_{max} = n_0 = 0,1\text{ mol}$$

$$\boxed{X_{max} = 0,1\text{ mol}}$$

4 - تحديد التقدم النهائي X_f للتفاعل : من جدول تقدم التفاعل لدينا :

$$n_f(H_3O^+) = X_f$$

في الحالة النهائية يكون :

$$\text{pH} = 2,9$$

$$pH = -\log[H_3O^+]_f \Rightarrow [H_3O^+]_f = 10^{-pH} = 10^{-2,9} = 1,26 \cdot 10^{-3}\text{ mol/L}$$

$$\frac{n(H_3O^+)_f}{V} = \frac{X_f}{V} \Rightarrow X_f = [H_3O^+]_f V = 1,26 \cdot 10^{-3}\text{ mol/L}$$

$$\boxed{X_f = 1,26 \cdot 10^{-3}\text{ mol}}$$

$$\frac{X_f}{X_{max}} = \frac{1,26 \cdot 10^{-3}}{0,1} = 1,26 \cdot 10^{-2} < 1 \quad \text{و عليه } X_{max} > X_f$$

نتيجة :

نستنتج أن المتفاعل المهد CH_3COOH لم يستهلك كلية وبالتالي التفاعل غير تام (محدود)

نشاط 02

. $V_M = 24\text{ L/mol}$ نذيب 240 mL من غاز HCl في 1 L من الماء المقطر، فنجد $\text{pH}=2$ بحيث :

1- أكتب معادلة التفاعل.

2- أحسب $n_0(HCl)$

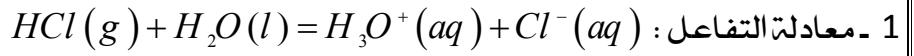
3- أنشئ جدول تقدم التفاعل

4- حدد التقدم الأعظمي للتفاعل X_{max}

5- إنطلاقاً من جدول تقدم التفاعل وقيمة pH محلول عند التوازن، حدد التقدم النهائي X_f للتفاعل.

6- قارن X_f مع X_{max} ثم أحسب النسبة $\frac{X_f}{X_{max}}$ ، ماذا تستنتج ؟

الإجابة :



2 - حساب : $n_0(HCl)$

$$n_0(HCl) = \frac{V_g}{V_M} = \frac{0.24}{24} = 0.01 mol$$

3- جدول تقدم التفاعل :

المعادلة	$HCl(g) + H_2O(l) \rightarrow H_3O^+(aq) + Cl^-(aq)$			
الحالة الابتدائية	$n_0 = 0,01 mol$	بوفرة	0	0
الحالة الانتقالية	$n_0 - X(t)$		$X(t)$	$X(t)$

3- تحديد التقدم الأعظمي للتفاعل : X_{max}

نظرياً يتوقف التفاعل عندما ينتهي المتفاعل المهد كلية ويكون عندها :

$$n_0 - X_{max} = 0 \Rightarrow X_{max} = n_0 = 0,1 mol$$

$$X_{max} = 0,01 mol$$

4- تحديد التقدم النهائي X_f للتفاعل : من جدول تقدم التفاعل لدينا :

في الحالة النهائية يكون : $n_f(H_3O^+) = X_f$
لدينا تجريبياً (عملياً) $pH=2$

$$pH = -\log[H_3O^+]_f \Rightarrow [H_3O^+]_f = 10^{-pH} = 10^{-2} = 0.01 mol / L$$

$$\frac{n(H_3O^+)_f}{V} = \frac{X_f}{V} \Rightarrow X_f = [H_3O^+]_f V = 0.01 mol / L$$

$$X_f = 0.01 mol$$

نلاحظ أن : $\frac{X_f}{X_{max}} = \frac{0.01}{0.01} = 1$ وعليه $X_{max} = X_f$

نتيجة :

نستنتج أن المتفاعل المهد HCl لم أستهلك كلية وبالتالي التفاعل تمام.

نسبة التقدم النهائي τ_f

نسبة التقدم النهائي لتفاعل كيميائي تعرف كعاليي :

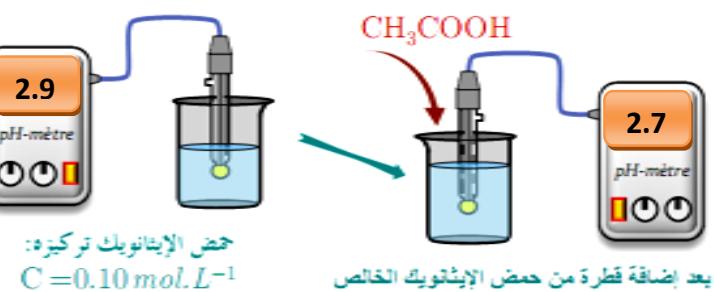
$$\tau_f = \frac{X_f}{X_{max}}$$

لما ($\tau_f = 1 \rightarrow (\tau_f = 100\%)$) فالتحول تمام ■

لما ($\tau_f < 1 \rightarrow (\tau_f < 100\%)$) فالتحول غير تمام (محدود) ■

2-3 - مفهوم حالة التوازن :

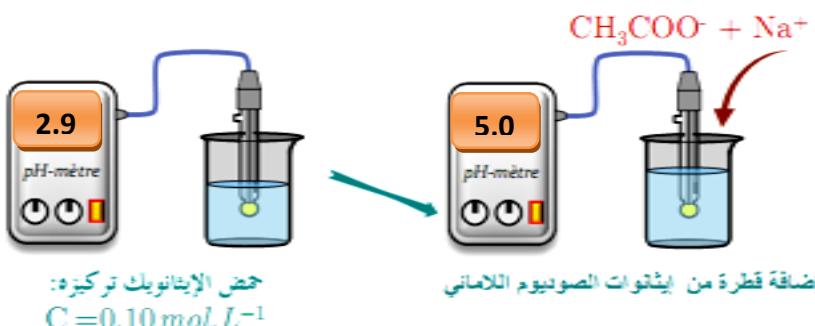
نشاط تجاري رقم 01



► معادلة التفاعل : $\text{CH}_3\text{COOH} (aq) + \text{H}_2\text{O}(l) \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+(aq) + \text{CH}_3\text{COO}^-(aq)$

التفسير : تناقص pH المحلول (2,9 → 2,7) نتيجة زيادة تركيز H_3O^+ فالتوازن ينماح في الاتجاه المباشر (1)

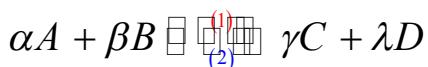
نشاط تجاري رقم 02



ترتفع قيمة pH المحلول (5 → 2,9) نتيجة نقصان تركيز H_3O^+ فالتوازن ينماح في الاتجاه المعاكس (2)

نتيجة :

■ يقترن كل تفاعل غير تمام (محدود) ، تفاعل يحدث في اتجاهين (مباشر و معاكس) نعبر عنه بالمعادلة التالية :



■ عندما يكون التحول الكيميائي محدودا تكون الحالة النهائية للجملة في حالة توازن كيميائي.

ملحق 02 : ** التفسير الميكروسكوبى لحالة التوازن **

ليكن التفاعل التالي الذي يؤدي الى حالة التوازن : $\alpha A + \beta B \rightleftharpoons \gamma C + \lambda D$

عند التوازن تبقى تراكيم المتفاعلات والنواتج ثابتة وعلى المستوى الميكروسكوبى يحدث التفاعل في اتجاهين مباشر (1) ومعاكس (2) بنفس السرعة $v_{(1)} = v_{(2)}$

مماثلة : عند المواليد يساوى عدد الوفيات ← التعداد السكاني ثابت (توازن).

3-3 - كسر التفاعل : Q_r

ليكن التفاعل التالي الذي يؤدي إلى حالة التوازن : $\alpha A + \beta B \xrightleftharpoons[(2)]{(1)} \gamma C + \lambda D$ كسر التفاعل في أي لحظة يعرف كمایلی :

$$Q_r(t) = \frac{[A^\alpha][B^\beta]}{[C^\gamma][D^\lambda]}$$

ملاحظة : $Q_{(1)} = \frac{1}{Q_{(2)}}$ و عليه فإن عبارة كسر التفاعل تتعلق بمنحي حدوث التفاعل.

أمثلة :

1- ليكن التفاعل : $CH_3COOH(aq) + H_2O(l) = H_3O^+(aq) + CH_3COO^-(aq)$

$$\text{يكون : } Q_r(t) = \frac{[CH_3COO^-]_t [H_3O^+]_t}{[CH_3COOH]_t}$$

نأخذ اصطلاحاً : $[H_2O] = 1$ في حالة المحاليل المائية.

2- ليكن التفاعل : $pbI_{(s)} = pb^{+2} + 2I^{-}_{(aq)}$

$$\text{يكون : } Q_r(t) = [pb^{+2}]_t [I^-]_t$$

نأخذ اصطلاحاً : $[A_{(s)}] = 1$ حيث $A_{(s)}$ جسم صلب.

3- ليكن التفاعل : $Cu(s) + 2Ag^+(aq) = Cu^{+2}(aq) + 2Ag(s)$

$$\text{يكون : } Q_r(t) = \frac{[Cu^{+2}]_t}{[Ag^+]^{+2}_t}$$

3-4 - ثابت التوازن الكيميائي K (كسر التفاعل في حالة التوازن Q_{rf})

نشاط تجاري

نحضر محلولين S_1 و S_2 لحمض الايثانويك بحيث :

$$\{pH_1 = 3,4; C_1 = 10^{-2} mol / L\} S_1$$

$$\{pH_2 = 3,56; C_2 = 5 \cdot 10^{-3} mol / L\} S_2$$

الأسئلة :

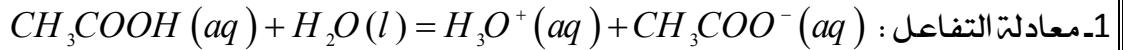
1- أكتب معادلة التفاعل.

2- أنجز جدولًا لتقدم التفاعل.

3- أحسب كسر التفاعل عند حالة التوازن للمحلولين S_1 و S_2

4- ماذا تلاحظ؟ ماذا تستنتج.

--- الاجابة ---



2- جدول تقدم التفاعل :

المعادلة	$CH_3COOH(aq) + H_2O(l) = H_3O^+(aq) + CH_3COO^-(aq)$			
الحالة الابتدائية	$n_0 = 0,1\text{ mol}$		0	0
الحالة الانتقالية	$n_0 - X(t)$	بوفرة	$X(t)$	$X(t)$
الحالة النهائية	$n_0 - X_f$		X_f	X_f

3- حساب كسر التفاعل عند حالة التوازن:
$$Q_{r,f} = \frac{[CH_3COO^-]_f [H_3O^+]_f}{[CH_3COOH]_f}$$

من جدول تقدم التفاعل لدينا :

$$\begin{cases} n_t(CH_3COO^-) = n_t(H_3O^+) = X(t) \\ n_t(CH_3COOH) = CV - X(t) \end{cases}$$

في الحالة النهائية :

$$\begin{cases} n_f(CH_3COO^-) = n_f(H_3O^+) = X_f \\ n_f(CH_3COOH) = CV - X_f \end{cases} \Rightarrow \begin{cases} [CH_3COO^-]_f = [H_3O^+]_f = 10^{-pH} \\ [CH_3COOH]_f = C - 10^{-pH} \end{cases}$$

$$Q_{r,f} = \frac{10^{-2pH}}{C - 10^{-pH}}$$

إذن :

بالنسبة للمحلول الأول S_1 :

$$Q_{r,f,1} = \frac{10^{-2pH_1}}{C_1 - 10^{-pH_1}} = 1,65 \cdot 10^{-5}$$

بالنسبة للمحلول الثاني S_2 :

$$Q_{r,f,2} = \frac{10^{-2pH_2}}{C_2 - 10^{-pH_2}} = 1,65 \cdot 10^{-5}$$

نلاحظ أن $Q_{r,f,1} = Q_{r,f,2}$ وهو نفسه بالنسبة للمحلولين ولا يتعلق بالتركيز الابتدائية للجملة.

مفهوم ثابت التوازن K

ثابت التوازن K قيمته تساوي $Q_{r,f}$ يكتب كمالي :

$$K = Q_{r,f} = \frac{[A^\alpha]_f [B^\beta]_f}{[C^\gamma]_f [D^\delta]_f}$$

نشاط تجاري

نقيس الناقليات النوعية σ لمحلولين لحمض البروبانويك C_2H_5COOH

$$\{\sigma_1 = 143 \cdot 10^{-4} \text{ S/m}; C_1 = 10^{-2} \text{ mol/L}\} \quad S_1$$

$$\{\sigma_2 = 43 \cdot 10^{-4} \text{ S/m}; C_2 = 10^{-3} \text{ mol/L}\} \quad S_2$$

تعطى الناقليات النوعية المولية للشوارد الموجودة في المحلول :

$$\lambda_{C_2H_5COO^-} = 3,58 \text{ mS.m}^2/\text{mol}; \lambda_{H_3O^+} = 35 \text{ mS.m}^2/\text{mol}$$

الأسئلة:

- 1- أكتب معادلة التفاعل.
- 2- أحسب النسبة النهائية لتقديم التفاعل τ_f للمحلولين S_1 و S_2 .
- 3- ماذا تلاحظ؟ ماذا تستنتج.

الاجابة

1- معادلة التفاعل : $C_2H_5COOH(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + C_2H_5COO^-(aq)$

$$2- حساب \tau_f = \frac{X_f}{X_{\max}}$$

$$\begin{cases} n_t(C_2H_5COO^-) = n_t(H_3O^+) = X_t \\ n_t(C_2H_5COOH) = CV - X_t \end{cases} \Rightarrow \begin{cases} [C_2H_5COO^-]_t = [H_3O^+]_t = \frac{X_t}{V} \\ [C_2H_5COOH]_t = C - \frac{X_t}{V} \end{cases}$$

$$\begin{aligned} \sigma(t) &= \lambda_{C_2H_5COO^-} [C_2H_5COO^-]_t + \lambda_{H_3O^+} [H_3O^+]_t \\ &= (\lambda_{C_2H_5COO^-} + \lambda_{H_3O^+}) \cdot [H_3O^+]_t \end{aligned}$$

في الحالة النهائية :

$$[H_3O^+]_f = \frac{X_f}{V} = \frac{\sigma_f}{(\lambda_{C_2H_5COO^-} + \lambda_{H_3O^+})}$$

$$X_f = \frac{V \cdot \sigma_f}{(\lambda_{C_2H_5COO^-} + \lambda_{H_3O^+})} \dots\dots (01)$$

نظرياً التفاعل يتوقف من أجل :

$$n_0(C_2H_5COOH) - X_{\max} = 0 \Rightarrow X_{\max} = n_0(C_2H_5COOH) = C \cdot V \dots\dots (02)$$

$$\tau_f = \frac{X_f}{X_{\max}} = \frac{[H_3O^+]_f}{C} = \frac{\sigma_f}{C \cdot (\lambda_{C_2H_5COO^-} + \lambda_{H_3O^+})} : (02) \text{ و } (01)$$

بالنسبة للمحلول الأول S_1 :

$$\tau_{f_1} = \frac{\sigma_{f_1}}{C_1 \cdot (\lambda_{C_2H_5COO^-} + \lambda_{H_3O^+})} = 3,7\%$$

بالنسبة للمحلول الثاني S_2 :

$$\tau_{f_2} = \frac{\sigma_{f_2}}{C_2 \cdot (\lambda_{C_2H_5COO^-} + \lambda_{H_3O^+})} = 11\%$$

نلاحظ أن : $\tau_{f_1} \neq \tau_{f_2}$ ومنه فالنسبة النهائية لتقديم التفاعل τ_f تتعلق بالحالة الابتدائية للجملة (بالتراكيز الابتدائية)

3-6 - النسبة النهائية لتقديم التفاعل τ_f و ثابت التوازن K

ليكن التفاعل : $AH + H_2O = A^- + H_3O^+$

$$K = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[AH]}; \tau_f = \frac{[H_3O^+]}{C}$$

$$\begin{cases} [A^-] = [H_3O^+] = \tau_f C \\ [AH] = C - [H_3O^+] = C - \tau_f C \end{cases}$$

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

التحولات حمض - أساس :

4

1-4 - المحاليل المائية :

أ. التفكك الذاتي للماء :

الماء المقطر يتفكك ذاتيا حسب المعادلة : $H_2O(l) + H_2O(l) = H_3O^+(aq) + OH^-(aq)$

حيث تكون تراكيز شوارده في درجة الحرارة $25^\circ C$ بحيث

بـ الجداء الشارדי للماء K_e

هو ثابت التوازن للمعادلة السابقة، بحيث :

$pK_e = -\log K_e = 14$ نعرف كمایلی :

ملاحظة: K_e يتعلق فقط بدرجة الحرارة

ج - سلم الـ pH : عند $25^\circ C$ يكون محلول المائي :

$pH = 7 \leftarrow [H_3O^+] = [OH^-]$ ■ معتدلا لما

$pH < 7 \leftarrow [H_3O^+] > [OH^-]$ ■ حامضيا لما

$pH > 7 \leftarrow [H_3O^+] < [OH^-]$ ■ قاعديا (أساسيا) لما :

٤-٢ - ثوابت الحموضة

أ- ثابت الحموضة Ka للثنائية :



إن ثابت التوازن K لمعادلة التفاعل السابق يدعى أيضاً ثابت الحموضة Ka للثنائية .

$$K = Ka = \frac{[A^-]_f [H_3O^+]_f}{[AH]_f}$$

نعرف أ- $pKa = -\log Ka$ $\Rightarrow Ka = 10^{-pKa}$ بـ العلاقة :

ملاحظة:

ثوابت الحموضة pKa و Ka تمكنا من مقارنة قوة الأحماض فيما بينها وقوة الأسas فيما بينها ، بحيث :

✓ كلما كان Ka أكبر كان pKa أصغر فـ كان الحمض أقوى والأساس المرافق أضعف.

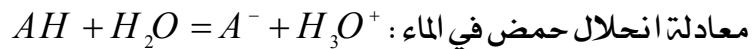
✓ كلما كان Ka أكبر كان pKa أصغر فـ كان الحمض أقوى والأساس المرافق أضعف.



$$K = K_b = \frac{10^{-14}}{Ka} \quad : 25^\circ C \quad \text{عند}$$

يكون الحمض أو الأساس أقوى إذا كان تشرده في الماء أكبر

بـ العلاقة بين pKa و pH :



$$Ka = \frac{[A^-]_f [H_3O^+]_f}{[AH]_f}$$

بـ دخال اللوغاريتم العشري بين الطرفين :

$$\log Ka = \log \left(\frac{[A^-]_f [H_3O^+]_f}{[AH]_f} \right) = \log ([H_3O^+]_f) + \log \left(\frac{[A^-]_f}{[AH]_f} \right)$$

$$\log Ka = -pKa = -pH + \log \left(\frac{[A^-]_f}{[AH]_f} \right)$$

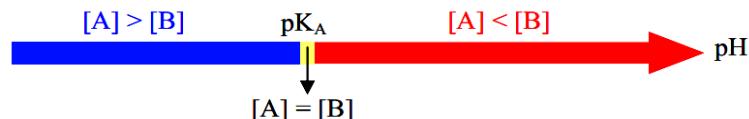
$$pH = pKa + \log \left(\frac{[A^-]_f}{[AH]_f} \right)$$

جـ- مجالات تغلب الصفة الحمضية والأساسية للثنائية (AH / A^-)

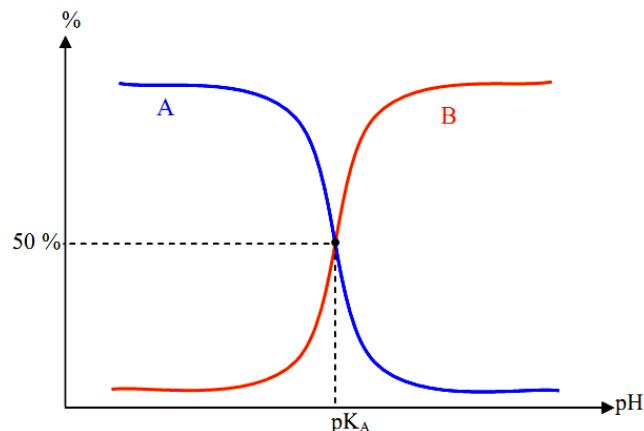
❖ **الحالة الأولى:** من أجل $pH = pK_a$ $\frac{[A^-]}{[AH]} = 1 \leftarrow [A^-] = [AH]$ (لا توجد صفة غالبة)

❖ **الحالة الثانية:** من أجل $pH > pK_a$ $\frac{[A^-]}{[AH]} > 1 \leftarrow [A^-] > [AH]$ (الصفة غالبة هي الأساسية)

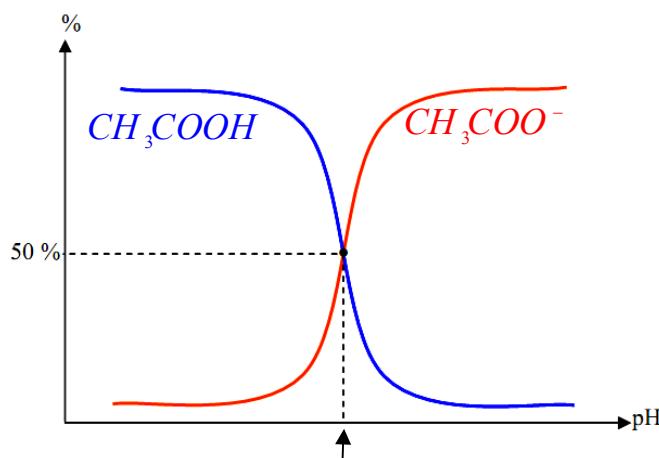
❖ **الحالة الثالثة:** من أجل $pH < pK_a$ $\frac{[A^-]}{[AH]} < 1 \leftarrow [A^-] < [AH]$ (الصفة غالبة هي الحمضية)



مخطط توزيع الصفة غالبة : ■



مثال: مخطط توزيع الصفة غالبة للثنائية (CH_3COOH / CH_3COO^-)



$$pH = pK_a(CH_3COOH / CH_3COO^-) = 4,8$$

د- الكواشف الملونة :

الكواشف الملونة هي أنواع كيميائية معقدة التركيب غالباً ما تكون حموض ضعيفة نرمز لها اختصاراً بالرمز HIn .

الكافش الملون عبارة عن ثنائية (حمض - أساس)، حيث الصفة الحمضية والأساسية ليس لهما نفس اللون ونرمز للثنائية (HIn / In)



$$K_{ai} = \frac{[In^-]_f [H_3O^+]}{[HIn]_f}$$

$$pH = pK_{ai} + \log \left(\frac{[In^-]}{[HIn]} \right)$$

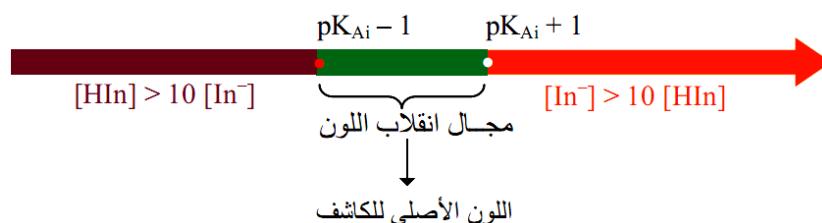
لنبحث عن مجال تغير لون الكافش :

❖ ترى العين لون In^- إذا كان $\frac{[In^-]}{[HIn]} > 1$ أي $[In^-] > 10 [HIn]$ فيكون :

$$PH - pK_{ai} > 1 \Rightarrow PH = pK_{ai} + 1$$

❖ ترى العين لون HIn إذا كان $\frac{[In^-]}{[HIn]} < -1$ أي $[In^-] < \frac{1}{10} [HIn]$ فيكون :

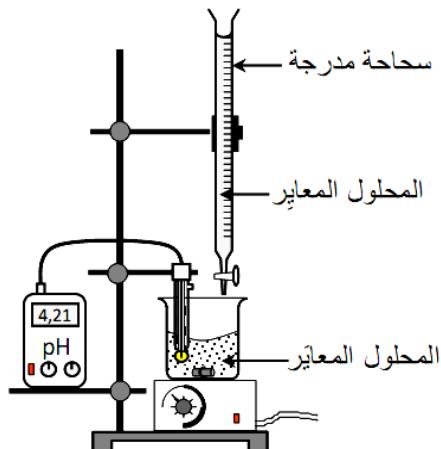
$$PH - pK_{ai} < -1 \Rightarrow PH = pK_{ai} - 1$$



أمثلة :

pH	مجال تغير الـ pH	الوسط الأساسي	الوسط المعتدل	الوسط الحمضي	الكافش الملون
3,1 - 4,4		أصفر	برتقالي	وردي	الهيلياتين
6,0 - 7,6		أصفر	أخضر	أزرق	أزرق البروموتيمول
8,2 - 10,0		بنفسجي	عديم اللون	عديم اللون	الفينول فتالين
4,2 - 6,2		أصفر		أحمر	أحمر الميثيل

— معايرة حمض ضعيف بأساس قوي : (CH_3COOH) مع $(\text{Na}^+ + \text{OH}^-)$ —



عمل مخبري | 2 ساعة

نضع في بيسير $v_a = 20ml$ من محلول حمض الإيثانويك تركيزه $C_a = ?$ ، ثم نسكب تدريجياً بواسطة سحاحة محلول الصود تركيزه $C_b = 0,01\text{mol/l}$ ، نسجل في كل مرة قيمة الـ PH ونسجل النتائج المتحصل عليها في جدول.

ملاحظة: يمكن استعمال محاكاة Dozzacid

الأمثلة :

1- أكتب معادلة تفاعل المعايرة ؟

2- أكل الجدول التالي :

$v_b (ml)$											
PH											

3- أرسِ السُّنْنَى البياني ($\text{PH} = f(v_b)$)

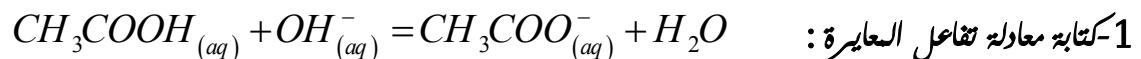
4- أدرس مراحل تطور البيان .

5- كيف تتعرف على نقطة التكافؤ في المعايرة ؟

6- أحسب تركيز محلول المعاير Ca^- ؟

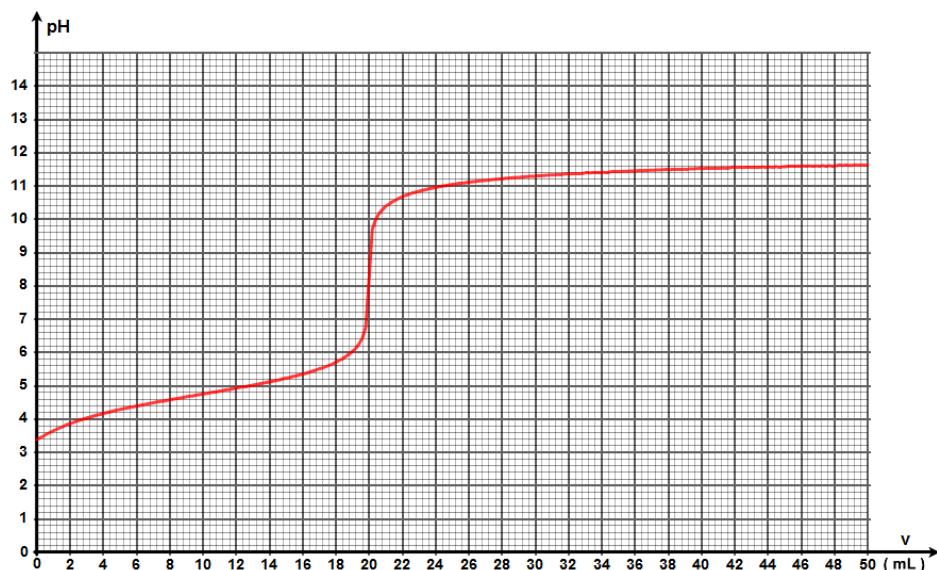
7- حدد من البيان قيمة $\text{PK}_{\text{للتثنائية}} (\text{CH}_3\text{COOH} / \text{CH}_3\text{COO}^-)$

الإجابة :



2- رسن المنحنى البياني (v_b) : $pH = f(v_b)$

$v_b (ml)$	0	2	4	6	8	10	12	14	16	18	20
pH	3.38	3.86	4.17	4.39	4.58	4.75	4.93	5.12	5.35	5.71	8.23
22	24	26	28	30	32	34	36	38	40	42	44
10.68	10.96	11.12	11.22	11.30	11.36	11.41	11.46	11.49	11.52	11.55	11.57



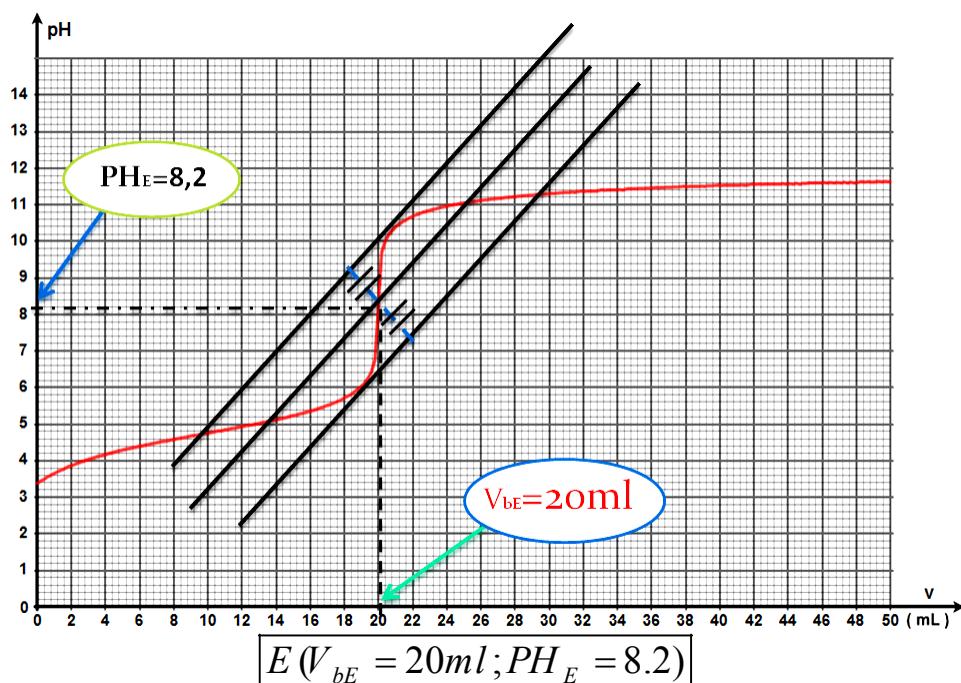
3- دراسة مراحل تطور البيان : المنحنى البياني ($pH = f(v_b)$) ينقسم إلى ثلاثة أجزاء :

الجزء الأول : $0 < V_b < 18ml$ تزايد pH يكون ببطء . الجزء الثاني : $V_b > 18ml$ تغير pH سريع.

الجزء الثالث : $V_b > 22ml$ تزايد pH يكون ببطء ليؤدي إلى قيمة حدية

4- كيفية التعرف على نقطة التكافؤ في العايرة : توجد عدة طرق تمكننا من التعرف على نقطة التكافؤ في العايرة .

أ- طريقة المماسين المتوازيين :



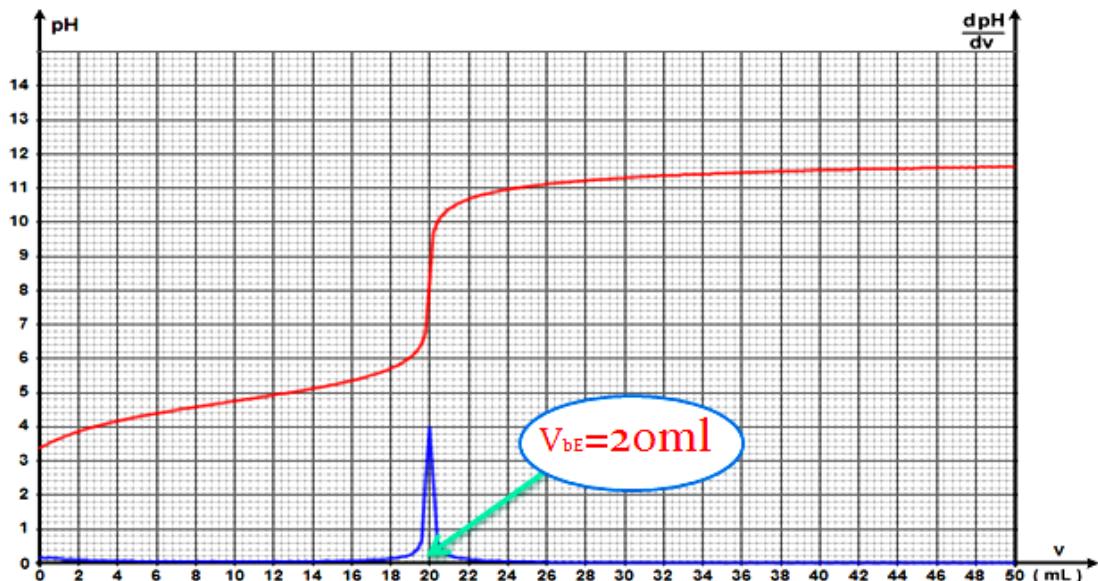
بـ الطريقة اللونية: عند بداية المعايرة نضيف بعض قطرات من كاشف ملون إلى محلول المعايرة.
نحصل على نقطة التكافؤ عند تغير لون الكاشف.

نختار الكاشف الملون المناسب الذي مجال تغيره اللوني يحتوي على PH نقطة التكافؤ.

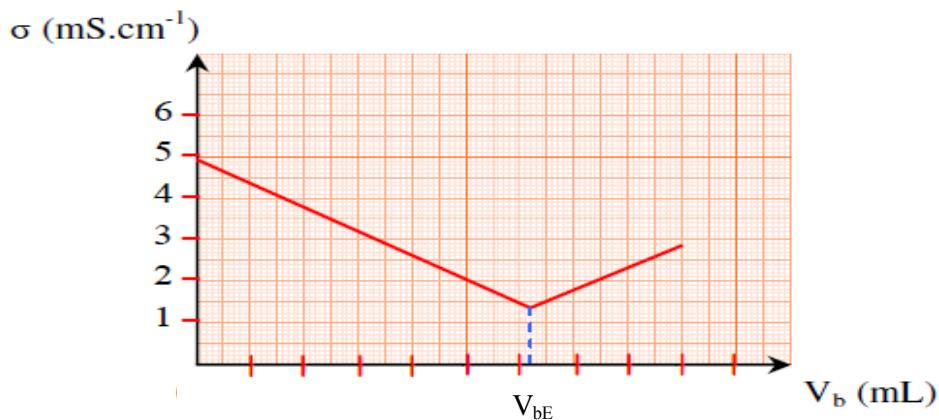
الكاشف المناسب هو: الفينول فتالين - التعليل: لأن PH التكافؤ ينتمي إلى مجال تغيره اللوني

ج- عن طريق الإعلام الآلي:

يرسم الجهاز المنحنى $g(v_b)$ حيث نقطة التكافؤ تمثل النهاية العظمى للمنحنى $f(v_b) = \frac{dPH}{dv}$



د- عن طريق قياس الناقليّة: نرسم البيان $f(v_b) = \sigma$ أصغر قيمة للناقليّة النوعية تمثل نقطة التكافؤ



ملاحظة: المنحنى أعلاه للتوضيح فقط وليس للمعايرة السابقة.

5- حساب تركيز محلول C_a عند نقطة التكافؤ يكون :

$$n_0(CH_3COOH) = n_E(OH^-)$$

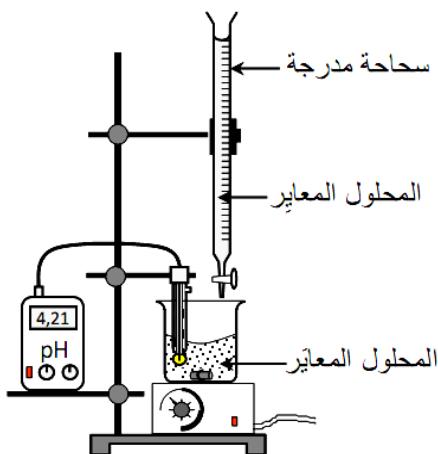
$$C_d V_a = C_b V_{bE} \Rightarrow C_a = \frac{C_b V_{bE}}{V_a} = \frac{20 \cdot 10^{-2}}{20} = 10^{-2} mol / L$$

6- حدد من البيان قيمة PK_a للثنائية (CH_3COOH / CH_3COO^-)

عند نقطة نصف التكافؤ يكون : $PH = PKa = 4,8 = \frac{V_{bE}}{2}$

— معايرة أساس ضعيف بحمض قوي (HCl) مع (NH₃) —

عمل مخبر | 2 ساعة



نضع في بيسر $v_b = 20ml$ من محلول النشادر (الأمونياك) ذي $PH = 11,2$ تركيزه $C_b = ?$ ، ثم نسكب تدريجياً بواسطة سحاحة حمض كلور الماء HCl تركيزه PH ، نسجل في كل مرة قيمة الـ $C_a = 0,1mol/l$

ملاحظة: يمكن استعمال محاكاة Dozzacid

الأسئلة :

1- أكتب معادلة تفاعل العايرة ؟

2- أصل الجدول التالي :

$v_a (ml)$											
PH											

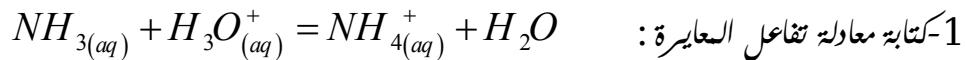
3- أرسِ السخنى البيانى $PH = f(v_a)$

4- حد نقطه التكافؤ E ، وتركيز محلول C_b .

5- حدد من البيان قيمة PK_a للثنائية (NH_4^+ / NH_3)

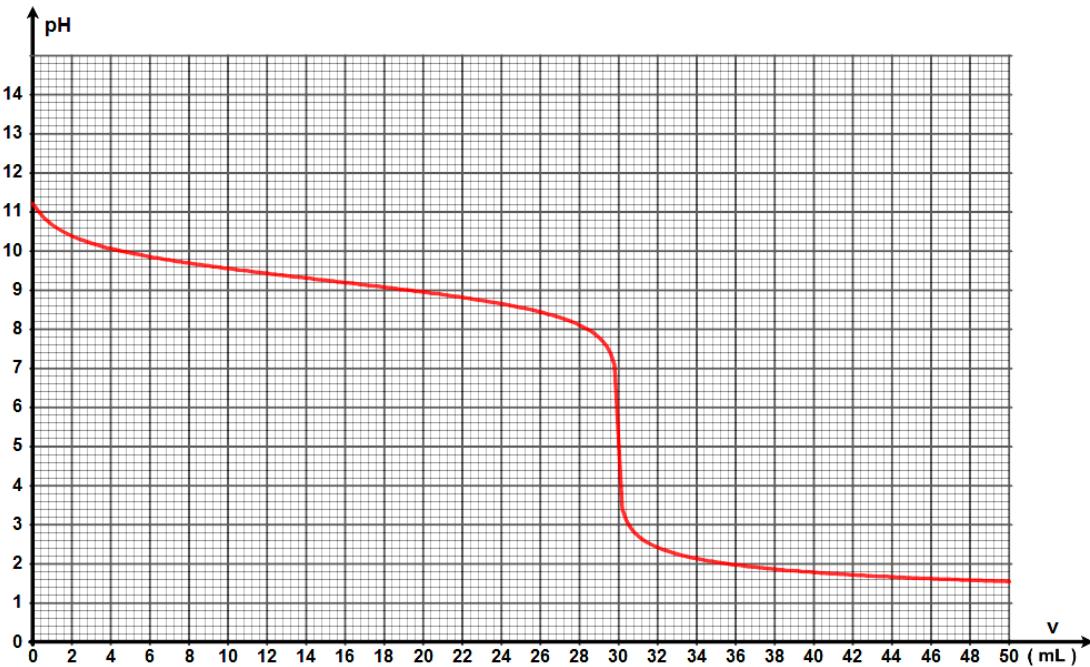
6- ما هو الكاشف المناسب لهذه العايرة ؟ عمل.

الإجابة :



1- كتابة معادلة تفاعل العايرة : $PH = f(v_a)$

$v_a (ml)$	0	2	4	6	8	10	12	14	16	18	20
PH	11.2	10.38	10.06	9.85	9.69	9.55	9.43	9.31	9.19	9.07	8.95
22	24	26	28	29	30	31	32	34	36	38	40
8.81	8.65	8.44	8.1	7.79	5.24	2.71	2.42	2.13	1.97	1.86	1.78
42	44	46	48								
1.71	1.66	1.62	1.58								



3- تحدّد نقطة التكافؤ :

$$E(V_{aE} = 30\text{ml}; PH_E = 5.2)$$

■ تركيز محلول C_b :

$$n_0(HH_3) = n_E(H_3O^+)$$

$$C_a V_{aE} = C_b V_b \Rightarrow C_b = \frac{C_a V_{aE}}{V_b} = \frac{0,1 \times 30}{20} = 0.15 \text{mol/L}$$

4- تحدّد من البيانات قيمة PK_a للثانية (NH_4^+ / NH_3)

$$PH = PKa = 9,25 \quad \text{عند نقطة نصف التكافؤ} \quad V_a = \frac{V_{2E}}{2} = 15\text{mL}$$

5- الكاشف المناسب هو: أحمر الميثيل

- التعليل: لأن PH التكافؤ ينتمي إلى مجال تغيير اللوني (4,2 - 6,2)

1-3 - مقارنة التقدم النهائي X_f والتقدم الأعظمي X_{max} :

تطور جملة كيميائية نحو حالة التوازن :

3

نشاط 01 20min

في درجة حرارة اعتيادية نذيب 0,1 mol من حمض الخل CH_3COOH في لتر من الماء المقطر، عند التوازن يعطي $\text{pH}=2,9$

1. أكتب معادلة تفاعل إنحلال حمض الإيثانوبيك في الماء.

2. أنشئ جدول تقدم التفاعل

المعادلة				
الحالة الابتدائية				
الحالة الانتقالية				

3. حدد التقدم الأعظمي للتفاعل X_{max}

4. إنطلاقاً من جدول تقدم التفاعل وقيمة pH محلول عند التوازن، حدد التقدم النهائي X_f للتفاعل.

5. قارن X_f مع X_{max} ثم أحسب النسبة $\frac{X_f}{X_{max}}$ ، ماذا تستنتج؟



20min

- . $V_M = 24L/mol$ في 1L من الماء المقطر، فنجد $pH=2$ بحيث :
- أكتب معادلة التفاعل.

2- أحسب $n_0(HCl)$

3- أنشئ جدول تقدم التفاعل

المعادلة				
الحالة الابتدائية				
الحالة الانتقالية				

4- حدد التقدم الأعظمي للتفاعل X_{max}

- .5 إنطلاقاً من جدول تقدم التفاعل وقيمة pH محلول عند التوازن ، حدد التقدم النهائي X_f للتفاعل .

6- قارن X_f مع X_{max} ثم أحسب النسبة $\frac{X_f}{X_{max}}$ ، ماذاتستنتجنسبة التقدم النهائي τ_f

3-4 - ثابت التوازن الكيميائي K (كسر التفاعل في حالة التوازن (Q_{rf})) :

_____ نشاط 01 _____

نحضر محلولين S_1 و S_2 لحمض الايثانويك بحيث :

$$\{pH_1 = 3,4; C_1 = 10^{-2} \text{ mol / L}\} \quad S_1$$

$$\{pH_2 = 3,56; C_2 = 5.10^{-3} \text{ mol / L}\} \quad S_2$$

الأسئلة :

1- أكتب معادلة التفاعل .

2- أنجز جدولًا لتقدم التفاعل .

المعادلة			
الحالة الابتدائية			
الحالة الانقالية			
الحالة النهائية			

3- أحسب كسر التفاعل عند حالة التوازن للمحلولين S_1 و S_2

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

4- ماذا تلاحظ ؟ ماذا تستنتج .

5- تأثير الحالة الابتدائية لجملة كيميائية على حالة توازن :

نشاط 02

نقيس الناقليات النوعية σ لمحلولين لحمض البروبانويك C_2H_5COOH

$$\{\sigma_2 = 43 \cdot 10^{-4} \text{ S/m}; C_2 = 10^{-3} \text{ mol/L}\} \quad S_2 \quad \{\sigma_1 = 143 \cdot 10^{-4} \text{ S/m}; C_1 = 10^{-2} \text{ mol/L}\} \quad S_1$$

تعطى الناقليات النوعية المولية للشوارد الموجودة في محلول :

$$\lambda_{C_2H_5COO^-} = 3,58 \text{ mS.m}^2/\text{mol}; \lambda_{H_3O^+} = 35 \text{ mS.m}^2/\text{mol}$$

الأسئلة :

1- أكتب معادلة التفاعل :

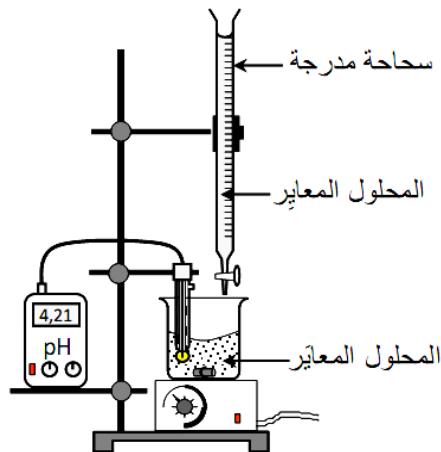
2- أحسب النسبة النهائية لتقدم التفاعل τ_f للمحلولين S_1 و S_2 .

3- ماذاللاحظ؟ ماذاستنتج.



— محايدة حمض ضعيف بأساس قوي : $(\text{Na}^+ + \text{OH}^-)$ مع (CH_3COOH) —

عمل مخبرى | 2 ساعة



نضع في بيسير $v_a = 20ml$ من محلول حمض الإيثانويك تركيزه $C_a = ?$ ، ثم نسكب تدريجياً بواسطة ساحة محلول الصود تركيزه $C_b = 0,01\text{mol/l}$ ، نسجل في كل مرة قيمة PH ونسجل النتائج المتحصل عليها في الجدول أسلفه.

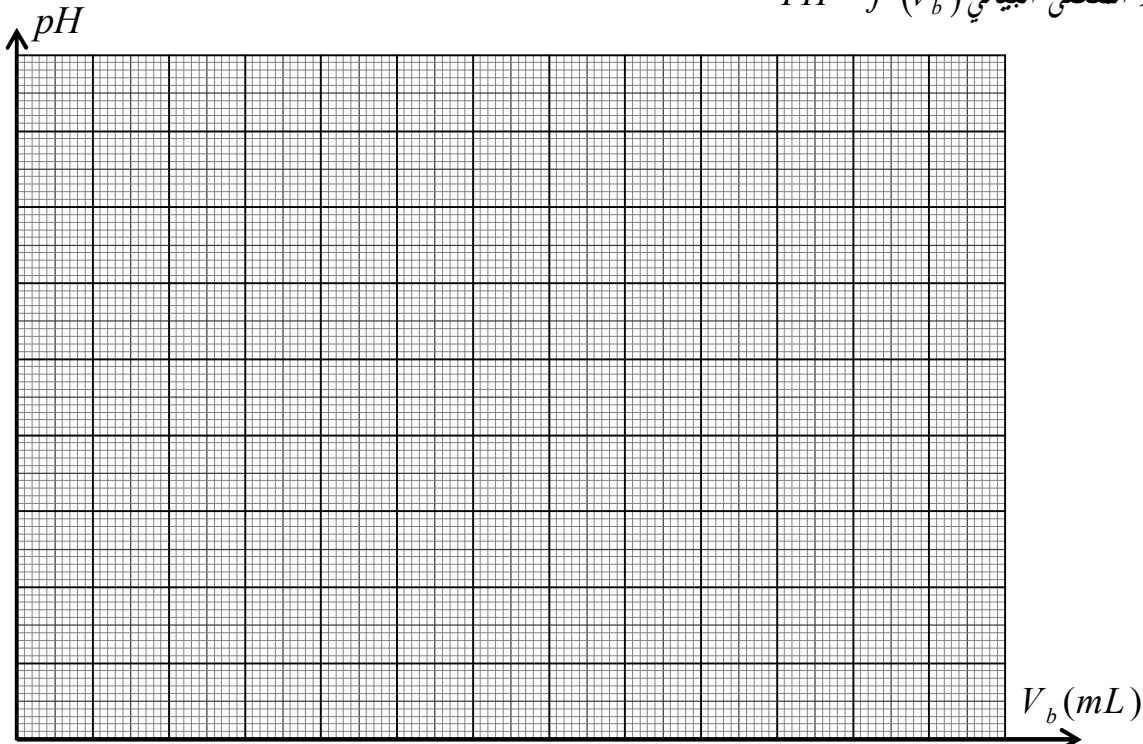
ملاحظة: يمكن استعمال محاكاة Dozzacid

$v_b (ml)$	0	2	4	6	8	10	12	14	16	18	20
PH											
22	24	26	28	30	32	34	36	38	40	42	44

الأسئلة :

1- أكتب معادلة تفاعل المعايرة ؟

2- أرسم السخنى البياني $\text{PH} = f(v_b)$



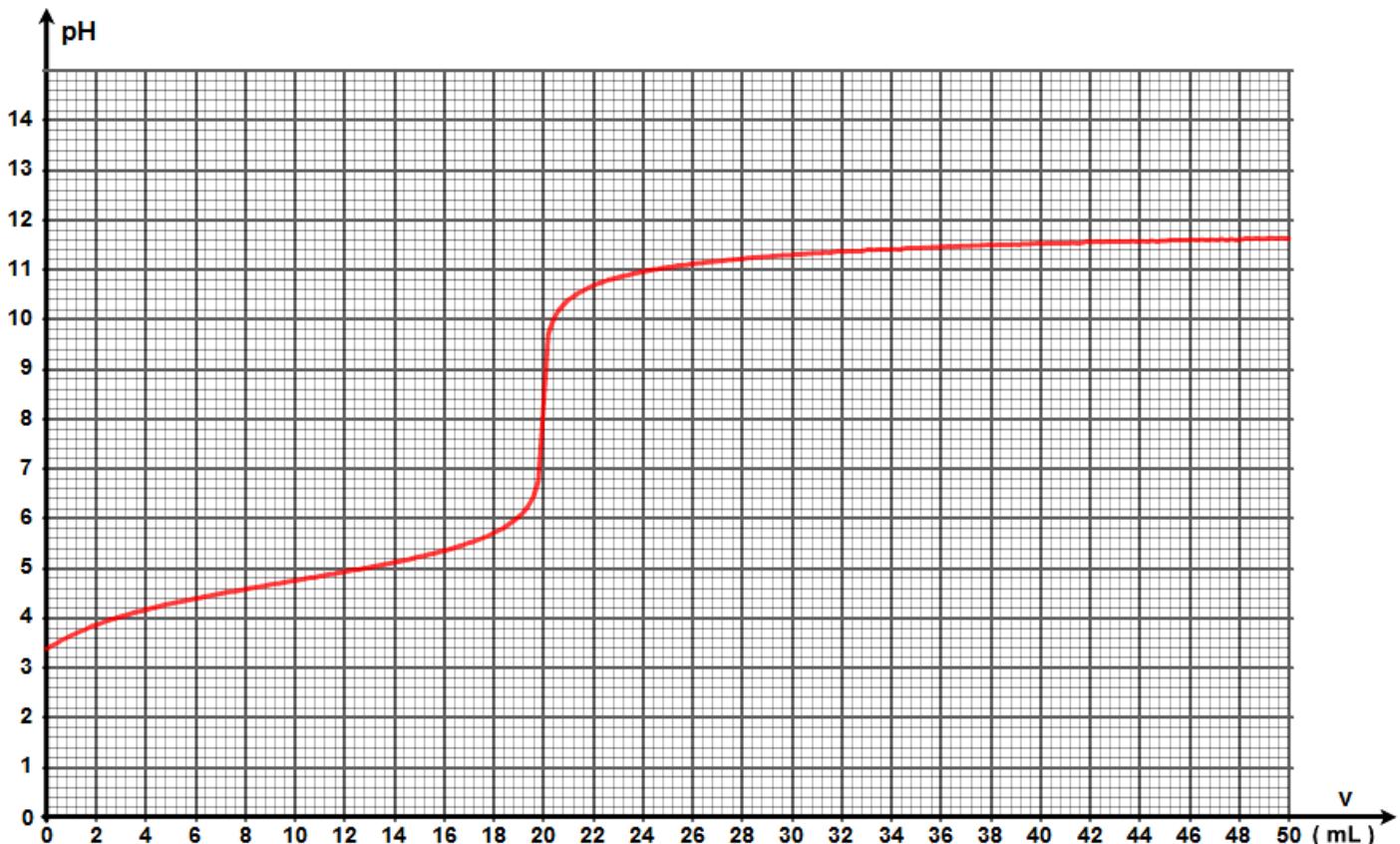
٤- درس مراحل تطور البيانات .

٥- كيف نتعرف على نقطة التكافؤ في السعارة ؟

توجد عدة طرق تمكنا من التعرف على نقطة التكافؤ في المعايرة .

أ- طريقة الماسين المتوازيين :

يمثل المنحنى التالي منحنى المعايرة السابقة باستعمال طريقة الماسين المتوازيين أوجد إحداثيات نقطة تكافؤ



$$E(V_{bE} = \dots \text{ml}; PH_E = \dots)$$

بـ الطريقة اللونية : عند بداية المعايرة نضيف بعض قطرات من كاشف ملون إلى محلول المعاير .

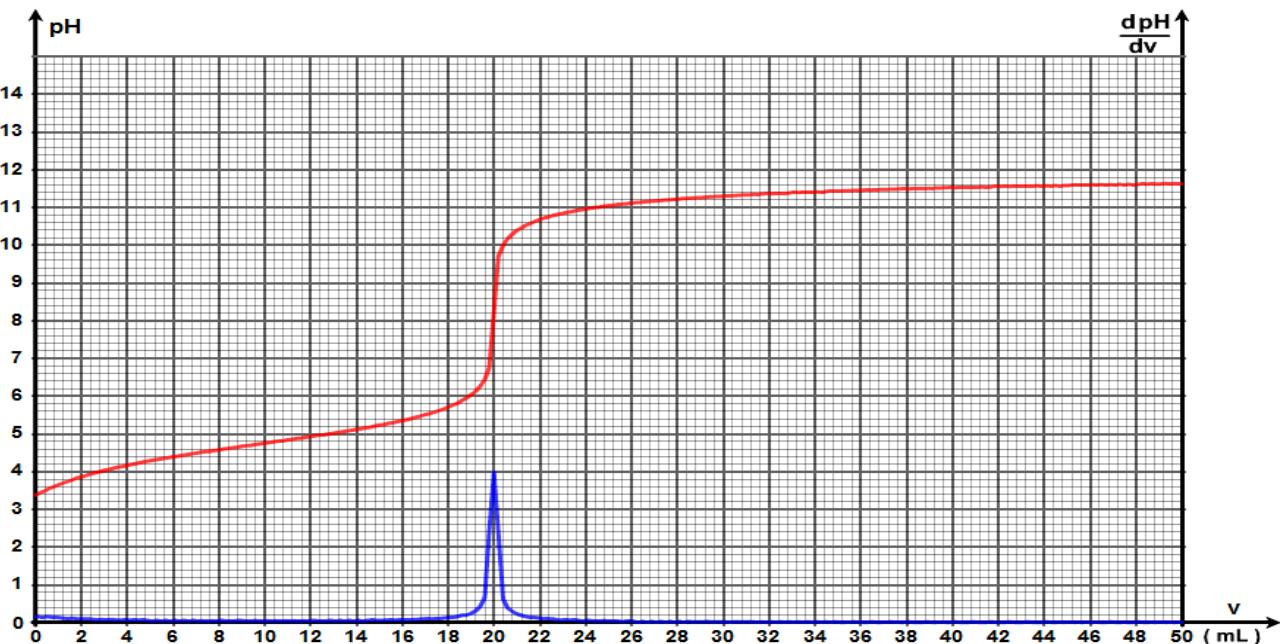
نحصل على نقطة التكافؤ عند تغير لون الكاشف .

نقطة التكافؤ PH . اختار الكاشف الملون المناسب الذي مجال تغييره اللوني يحتوي على

- ما هو الكاشف المناسب للمعايرة السابقة (معايرة حمض ضعيف بأساس قوي) ، علل إجابتك ؟

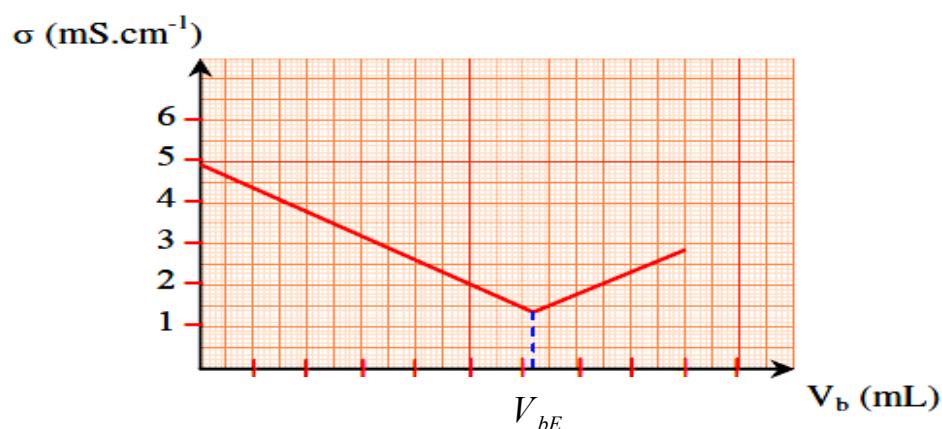
ج- عن طريق الإعلام الآلي :

يرسم الجهاز المنحنى (V_b) $PH = f(V_b)$ ثم يرسم $g(V_b)$ حيث نقطة التكافؤ تمثل النهاية العظمى للمنحنى (V_b)



$$E(V_{bE} = \dots \text{ml}; PH_E = \dots)$$

د- عن طريق قياس الناقليّة : نرسم البيان $\sigma = f(v_b)$ أصغر قيمة للناقليّة النوعية تمثل نقطة التكافؤ



ملاحظة: المنحني أعلاه للتوضيح فقط وليس للمعايرة السابقة.

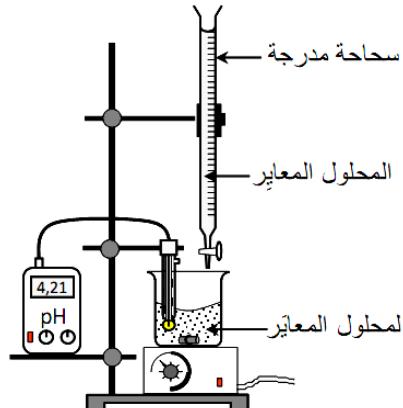
6- أحسب تركيز محلول المعاير ؟

7- حدد من البيانات قيمة PK_a للثنائية (CH_3COOH / CH_3COO^-)



— معایرہ اسار ضعیف بحمض فوہی (HCl) مخ (NH₃) —

عمل مخبری | 2 ساعتة



نضع في بيشر $v_b = 20ml$ من محلول النشادر(الأمونياك)

ذی $PH = 11,2$ تركیزه $C_b = ?$ ، ثم نسكب تدريجيا

بواسطة سحاحة حمض كلور الماء HCl تركیزه

PH ، نسجل في كل مرة قيمة الـ $C_a = 0,1mol / l$

ملاحظة: يمكن استعمال محاكاة Dozzacid

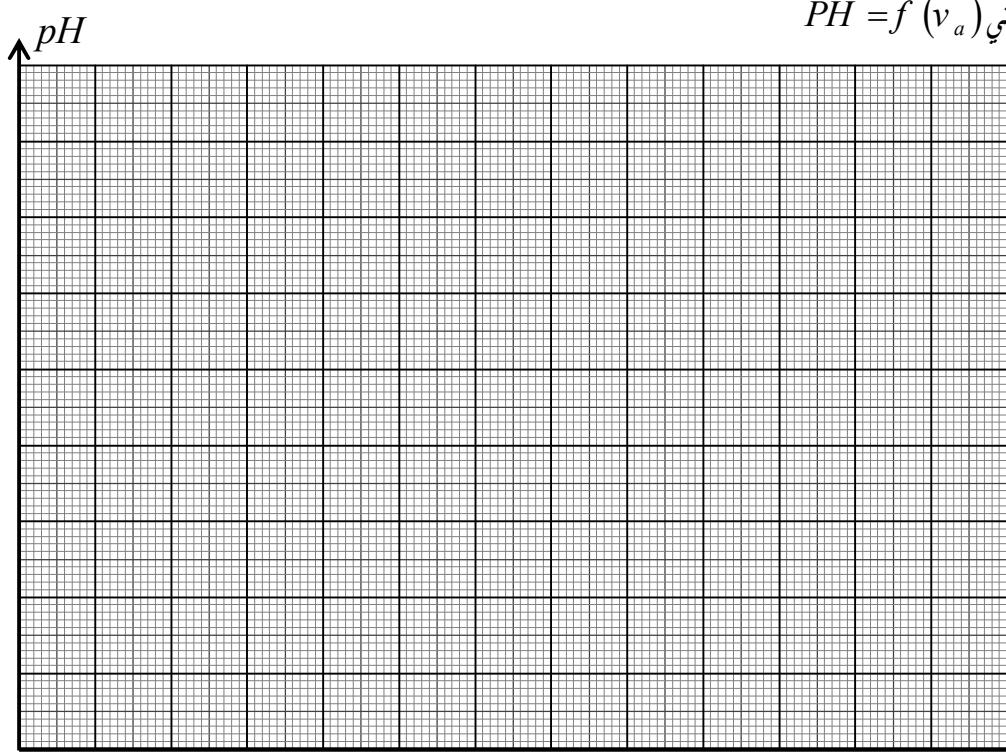
الأمثلة :

1- أكتب معادلة تفاعل السعيرة ؟

2- أكمل الجدول التالي :

$v_a (ml)$	0	2	4	6	8	10	12	14	16	18	20
PH	11.2										
22	24	26	28	29	30	31	32	34	36	38	40
42	44	46	48								

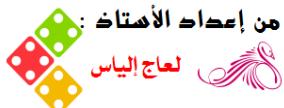
3- أرسم المنحنى البياني $PH = f(v_a)$



4- حد نقطه التكافُر E ، و تركيز الحامل C_b .

5- حد من البيانات قيمة PK_a للشناية (NH_4^+ / NH_3)

6- ما هو الكاشف المناسب لهذه العاييره ؟ عمل.



برقعة الأستاذ لماج الياس : www.laadjlyes.jimdo.com



ilyes.laadj@gmail.com

البريد الإلكتروني :

