المجـــال: التطورات الرتيبة

الوحدة الرابعة: تطور جمـلة كيميائيـــة نحو حالـة التـــوازن

الموضوع: المعايرة حمض -أساس | **المدة:** 2سا + 1سا

1. مفهوم المعايرة:

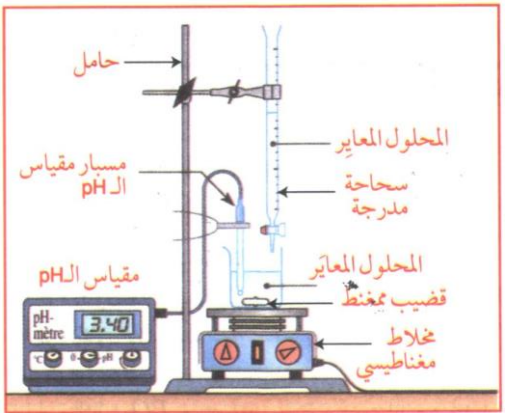
تهدف معايرة نوع كيميائي في محلول إلى تعيين تركيزه المولي. يتم تحقيق المعايرة، عندما نقوم بمفاعلة هذا النوع الكيميائي، الذي نسميه المتفاعل المُعَايَر، مع نوع كيميائي آخر نسميه المُعَايِر والذي يكون تركيزه المولي معلوم.

2. المعايرة الpH مترية:

تكتب معادلة تفاعل المعايرة لحمض AH في محلول بواسطة الأساس B بالشكل التالي:

$$AH_{(aq)} + B_{(aq)} \longrightarrow A^-_{(aq)} + BH^+_{(aq)}$$

يستعمل في المعايرة الpH مترية التركيب التجريبي المبين في الشكل المقابل:



الخطوات المتبعة في التجربة:

- نضع في بيشر حجما معينا V_A من المحلول الحمضي المُعَايَر ذي التركيز المولي C_A المجهول.
- نغمر مسبار الpH متر في المحلول.
- نملأ السحاحة المدرجة حتى التدريجة الصفر بالمحلول الأساسي المُعَايِر ذي التركيز المولي C_B المعلوم.
- نسكب تدريجيا المحلول الأساسي على المحلول الحمضي مع الرج المستمر بواسطة المخلاط المغناطيسي بغرض الحصول على خليط متجانس.
- نسجل قيمة الpH بعد كل إضافة للحجم V_B من الأساس.
- نرسم بعد ذلك منحنى المعايرة $pH=f(V_B)$ الذي يمثل تغيرات pH المزيج بدلالة الحجم المضاف V_B من المحلول الأساسي.

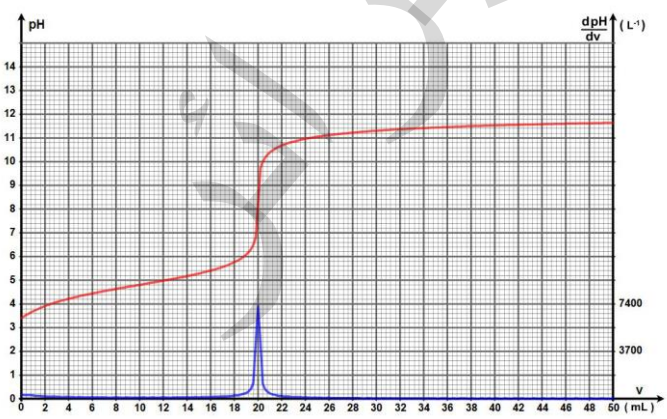
3. كيفية تعيين نقطة التكافؤ على منحنى المعايرة:

الطريقة الأولى: (طريقة المماسين المتوازيين)

- نرسم المماسين للمنحنى البياني، المتوازيين والواقعين من جهة وأخرى بالنسبة للمنطقة التي تحدث فيها القفزة الكبيرة للpH .
- نرسم بعد ذلك المستقيم الموازي للمماسين والواقع على نفس البعد بينهما.
- نعين نقطة التكافؤ E عند تقاطع هذا المستقيم مع المنحنى البياني $pH=f(V)$.

الطريقة الثانية: (رسم منحنى المشتقة)

في حالة متابعة المعايرة عن طريق برمجيات الإعلام الآلي نعين نقطة التكافؤ من النهاية العظمى للمنحنى $g(V) = \frac{dpH}{dV}$.



الطريقة الثالثة: (الطريقة اللونية)

تعتمد على إضافة بضع قطرات من كاشف ملون إلى المحلول المُعَايَر، يحصل التكافؤ عندما يتغير لون الكاشف.

http://www.physique48dz.weebly.com/

4. أمثلة عن المعايرة الpH متربة:

1-3. معايرة حمض الإيثانويك بواسطة محلول الصود:

تجربة:

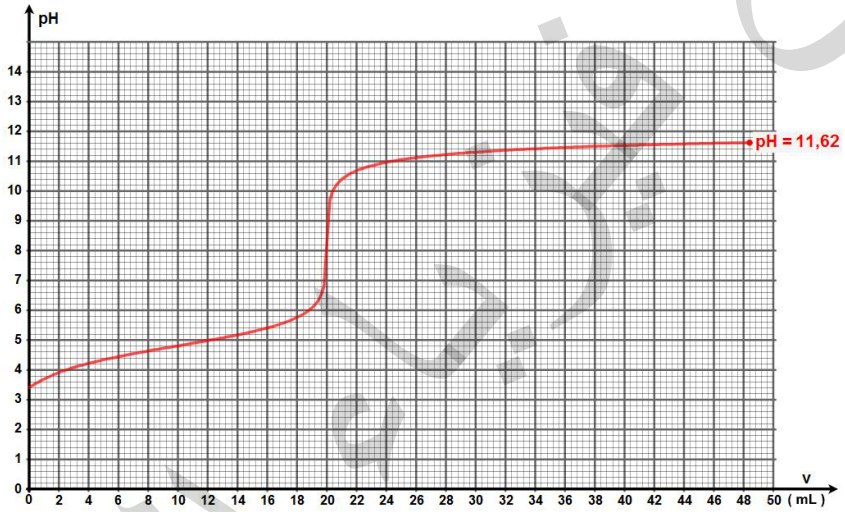
نضع في بيشر حجما V_A=20 mL من حمض الإيثانويك تركيزه مجهول، ثم نسكب تدريجيا بواسطة سحاحة محلول الصود تركيزه $C_B=10^{-2}$ mol/L، نسجل في كل مرة قيمة الpH وندونها في جدول.

1. أكتب معادلة تفاعل المعايرة.
2. أرسم المنحنى البياني pH=f(V_B).
3. حدد نقطة التكافؤ E ثم أحسب C_A.
4. استنتج من البيان قيمة الpK$_a$ للثنائية (CH_3COOH/CH_3COO^-).
5. ما هو الكاشف المناسب لهذه المعايرة؟ علل.

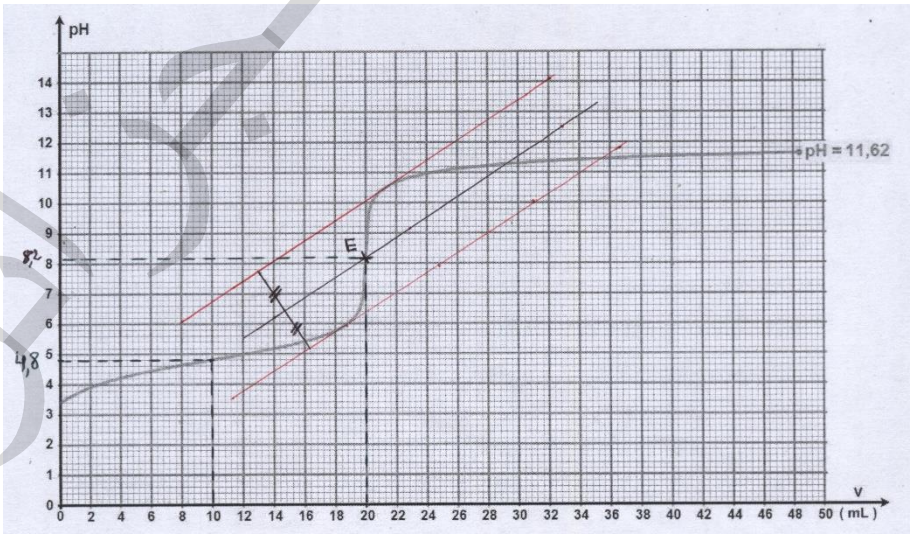
تحليل التجربة:

1. معادلة تفاعل المعايرة: $CH_3COOH_{(aq)} + OH^-_{(aq)} \longrightarrow CH_3COO^-_{(aq)} + H_2O_{(l)}$

2. رسم المنحنى البياني pH=f(V_B):



3. تحديد نقطة التكافؤ E وحساب C_A:



- حساب C_A:

لدينا عن نقطة التكافؤ: $C_A.V_A = C_B.V_{Beq} \Rightarrow C_A = \frac{C_B.V_{Beq}}{V_A} = \frac{10^{-2}.20}{20} = 10^{-2}$

$$\Rightarrow \boxed{C_A = 10^{-2}\ mol/L}$$

http://www.physique48dz.weebly.com/

4. استنتاج قيمة pK_a: من البيان نجد أن $pK_a=4,8$

5. تحديد الكاشف الملون: الكاشف الملائم لهذه المعايرة هو الفينول فتالين لأن pH_E لهذه المعايرة ينتمي إلى مجال تغيره اللوني.

2-3. معايرة محلول النشادر بواسطة حمض كلور الماء:

تجربة:

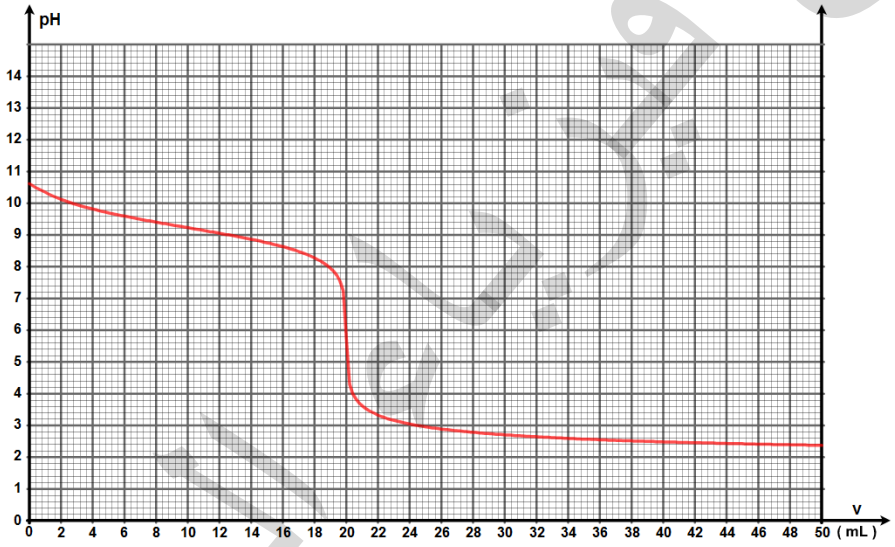
نضع في بيشر حجما $V_A=20\ mL$ من محلول النشادر تركيزه مجهول، ثم نسكب تدريجيا بواسطة سحاحة محلول حمض كلو الماء تركيزه $C_B=10^{-2}\ mol/L$، نسجل في كل مرة قيمة الpH وندونها في جدول.

1. أكتب معادلة تفاعل المعايرة.
2. أرسم المنحنى البياني $pH=f(V_B)$.
3. حدد نقطة التكافؤ E ثم أحسب C_B.
4. استنتج من البيان قيمة الـpK_a للثنائية (NH_4^+/NH_3).
5. ما هو الكاشف المناسب لهذه المعايرة؟ علل.

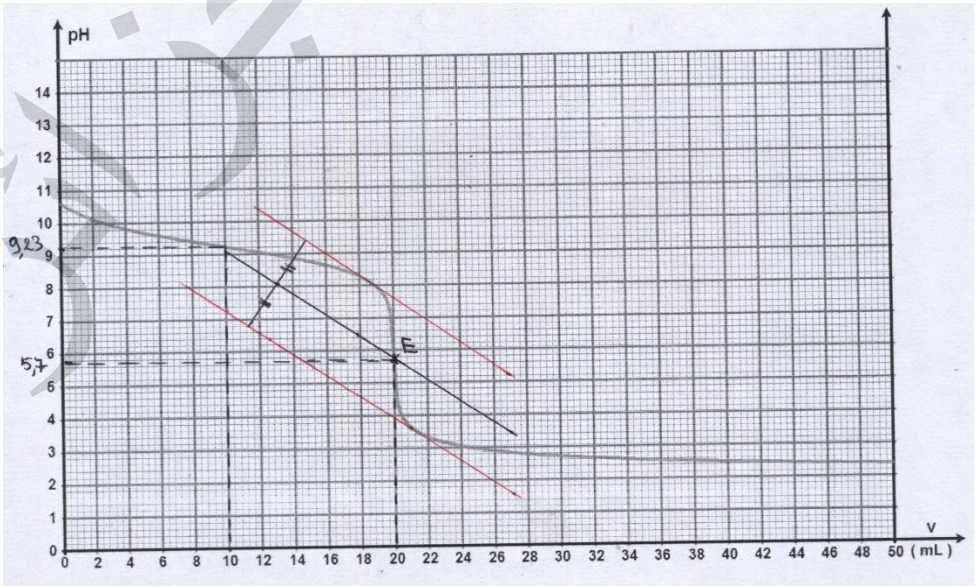
تحليل التجربة:

1. معادلة تفاعل المعايرة: $NH_{3(aq)} + H_3O^+_{(aq)} \longrightarrow NH_4^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$

2. رسم المنحنى البياني $pH=f(V_B)$:



3. تحديد نقطة التكافؤ E وحساب C_B:



http://www.physique48dz.weebly.com/

- حساب C_B:

لدينا عن نقطة التكافؤ: $C_B.V_B = C_A.V_{Aeq} \Rightarrow C_B = \frac{C_A.V_{Aeq}}{V_B} = \frac{10^{-2}.20}{20} = 10^{-2}$

$$\Rightarrow \boxed{C_B = 10^{-2}\ mol/L}$$

4. استنتاج قيمة pK_a: من البيان نجد أن $pK_a \approx 9,2$
5. تحديد الكاشف الملون: الكاشف الملائم لهذه المعايرة هو أحمر الميثيل لأن pH_E لهذه المعايرة ينتمي إلى مجال تغيره اللوني.

موقع فيزياء الجزائر