# المعايرة الحجمية

## 1) معايرة حمض قوي بأساس قوي :

- المعادلة الأيونية :

$$H_3O^+ + OH^- \rightleftarrows 2H_2O$$

- نقطة التكافؤ $pH=7$ (فسّر) ، لأن المزيج الناتج معتدل
- المشعر المناسب : أزرق بروم التيمول (فسّر) :

لأن $pH=7$ عند نقطة التكافؤ ، تقع قفزة المعايرة ضمن مجال هذا المشعر $[6.0 \rightarrow 7.6]$

- قانون المعايرة :

$$n(H_3O^+) = n(OH^-)$$

$$C_a \times V_a \times \text{عدد الوظائف} = C_b \times V_b \times \text{عدد الوظائف}$$

تتفرع عن هذه الحالة حالتين :

- معايرة حمض قوي بأساس قوي

$$n(H_3O^+) = n(OH)_1 + n(OH)_2$$

$$\text{عدد الوظائف} \times C_a \times V_a = \text{عدد الوظائف} \times C_{b_1} \times V_{b_1} + \text{عدد الوظائف} \times C_{b_2} \times V_{b_2}$$

- معايرة حمض ضعيف بأساس قوي

$$n(H_3O^+)_1 + n(H_3O^+)_2 = n(OH^-)$$

$$\text{عدد الوظائف} \times C_{a_1} \times V_{a_1} + \text{عدد الوظائف} \times C_{a_2} \times V_{a_2} = \text{عدد الوظائف} \times C_b \times V_b$$

## 2) معايرة حمض ضعيف بأساس قوي :

- المعادلة الأيونية :

$$\text{الحمض الضعيف} + OH^- \longrightarrow$$

- نقطة التكافؤ $pH>7$ (فسّر) : لأن طبيعة المحلول الناتج أساسية
- المشعر المناسب : الفينول فتالئين (فسّر) :

لأن $pH>7$ عند نقطة نهاية المعايرة تقع ضمن مجال هذا المشعر $[8.2 \rightarrow 10]$

- قانون المعايرة :

$$n_{\text{الحمض}} = n(OH^-)$$

$$C_a \times V_a = \text{عدد الوظائف} \times C_b \times V_b$$

إعداد : نهاد الحسن

3. معايرة أساس ضعيف بحمض قوي :

- المعادلة الأيونية : الأساس الضعيف + $H_3O^+$ ←

- قيمة pH عند التكافؤ (حمضية) : لأن طبيعة المحلول الناتج حمضية

- المتفهرس المناسب : أحمر الكريزول (قوس) :

لأن pH عند نقطة نهاية المعايرة تقع ضمن مجال هذا المتفهرس [4.2 ← 6.2]

- قانون المعايرة :

$n(H_3O^+)$ = n(الأساس الضعيف)

$C_a \times V_a \times$ عدد الوظائف $= C_b \times V_b$

4. معايرة حمض بملح :

- قانون المعايرة :

$n(H_3O^+) = n_{ملح}$

$C_a \times V_a \times$ عدد الوظائف $= C_{ملح} \times V_{ملح} \times$ عدد الوظائف

ملاحظة : إذا كان في المسألة معايرة ملحين في حمض فإن أحد الملحين يتفاعل مع الحمض ونستعمله في المعايرة والملح الآخر نحذفه

قوانين :

1. التركيز الغرامي $C_{g.l^{-1}} = \frac{m}{V}$

2. التركيز المولي $C_{mol.l^{-1}} = \frac{n}{V}$

3. قانون التحويل بين التركيز الغرامي والتركيز المولي $C_{g.l^{-1}} = C_{mol.l^{-1}} \times M$

4. حساب الكتلة m $m = C_{mol.l^{-1}} \times V \times M$

Nehad S A B B A G H

## التفاسير :

1. تكون قيمة $PH<7$ عند معايرة أساس ضعيف بحمض قوي.
لأن الأيونات الناتجة عن المعايرة تلك سلوك حمض ضعيف

2. استخدام أحد عشرات (حمض، أساس) في معايرة التعديل.
لتحديد نقطة نهاية المعايرة

3. عند معايرة حمض الخل بهيدروكسيد الصوديوم يكون الوسط عند نهاية المعايرة أساسيا.
لأن أيونات الخلات الناتجة عن المعايرة تلك سلوك أساس ضعيف

## اختبر نفسي :

### أولا : اختر الإجابة الصحيحة لكل مما يأتي :

1. الشكل الذي تحدد بدقة أكبر نقطة نهاية معايرة أساس ضعيف بحمض قوي :
a. أزرق بروم التيمول b. الفينول فتالئين c. أحمر الميثيل d. الهليانتين

2. عند معايرة حمض الخل بهيدروكسيد البوتاسيوم يكون عند نقطة نهاية المعايرة :
a. $PH>7$ b. $PH<7$ c. $PH=7$ d. $PH\leqslant 7$

3. عند إضافة 10ml من حمض الكبريت تركيزه $0.05mol.l^{-1}$ إلى 15ml من محلول هيدروكسيد البوتاسيوم تركيزه $0.1mol.l^{-1}$ فإن :
a. $[H_3O^+] < [OH^-]$ b. $[H_3O^+] > [OH^-]$
c. $[H_3O^+] = [OH^-]$ d. $[H_3O^+] \leqslant [OH^-]$

عبد الرحمن

ثالثاً: حل المسائل الآتية :

المسألة الأولى :

محلول مائي لحمض كلور الماء تركيزه $C_a = 10^{-2} mol/l$ . المطلوب :

1. أحسب قيمة pH محلول هذا الحمض

حمض كلور الماء حمض قوي وأحادي الوظيفة

$[H_3O^+] = C_a = 10^{-2} mol.l^{-1}$

$PH = -\log[H_3O^+] = -\log(10^{-2}) = 2$

2. لمعايرة $V_a = 20ml$ من محلول الحمض السابق يلزم $V_{b1} = 5ml$ من هدروكسيد الصوديوم ذي التركيز $C_{b1} = 0.02 mol.l^{-1}$ وحجم $V_2$ من هدروكسيد البوتاسيوم ذي التركيز $C_{b2} = 0.05 mol.l^{-1}$ . المطلوب :

a. أكتب المعادلة الأيونية لتفاعل المعايرة الحاصل.

$H_3O^+ + OH^- \rightarrow 2H_2O$

b. أحسب حجم هدروكسيد البوتاسيوم اللازم لإتمام المعايرة.

$n(H_3O^+) = n(OH^-)_1 + n(OH^-)_2$

عدد الوظائف $\times C_a \times V_a$ = عدد الوظائف $\times C_{b1} \times V_{b1}$ + عدد الوظائف $\times C_{b2} \times V_{b2}$

$10^{-2} \times 20 \times 10^{-3} = 0.02 \times 5 \times 10^{-3} + 0.05 \times V_{b2}$

$\Rightarrow V_{b2} = 2ml = 2 \times 10^{-3} L$

c. أحسب حجم الماء المقطر اللازم إضافته إلى $V_1 = 10ml$ من الحمض السابق ليصبح $PH = 3$ (نحسب منه تركيز $H_3O^+$ هو تركيز الحمض)

$[H_3O^+] = 10^{-PH} = 10^{-3} mol.l^{-1}$

بعد التمديد $n' =$ قبل التمديد $n$

$C_1 \times V_1 = C_2 \times V_2$

$10^{-2} \times 10 = 10^{-3} \times V_2 \Rightarrow V_2 = 100ml$

ماء $V = 100 - 10 = 90ml = 90 \times 10^{-3} L$

أعداد أحمد الأحمد

## المسألة الثانية :

نُؤخذ $V_a = 20ml$ من حمض الكبريت تركيزه $C_a = 0.05 mol.l^{-1}$ ونُضاف إلى $V_b = 10ml$ من محلول هيدروكسيد الصوديوم حتى تمام التعديل ، المطلوب :

1. أكتب المعادلة الكيميائية المُعبّرة عن التفاعل الحاصل .

$$H_2SO_4 + 2NaOH \longrightarrow Na_2SO_4 + 2H_2O$$

ملح ناتج عن المعايرة

2. أحسب تركيز محلول هيدروكسيد الصوديوم المُستعمل .

حمض الكبريت هو حمض قوي وثنائي الوظيفة

$$[H_3O^+] = 2C_a = 2 \times 0.05 = 0.1 mol.l$$

$$n(H_3O^+) = n(OH^-)$$

$$\text{عدد الوظائف} \times C_a \times V_a = \text{عدد الوظائف} \times C_b \times V_b$$

$$2 \times 0.05 \times 20 = 1 \times C_b \times 10$$

$$C_b = \frac{2 \times 0.05 \times 20}{10} = 0.2$$

3. ما قيمة PH المحلول الناتج عن المعايرة .

$$PH = 7$$

4. أكتب اسم أفضل مُمرواصب الستعماله في هذه المعايرة .

أزرق بروم التيمول

5. أحسب التركيز المولي لمحلول ملح كبريتات الصوديوم الناتج عن المعايرة

$$n_{(H_2SO_4)} = n_{(Na_2SO_4)}$$

$$C \times V = C' \times V'$$

$$0.05 \times 20 = C' \times 30$$

$$C' = \frac{0.05 \times 20}{30}$$

$$C' = \frac{1}{30} mol.l^{-1}$$

ملح ناتج عن الحمض وقاعدة أساس بجمع الجميع معاً

عبد الرحمن المحمد

## الحالة الثالثة:

تُذاب عيّنة غير نقيّة (فيها شوائب) كتلتها $m = 3.30\,g$ من هيدروكسيد البوتاسيوم (أساس قوي) في الماء ويكمّل الحجم إلى $V = 200\,mL$. فإذا علمت أنه يلزم لتعديل (معايرة) $V_b = 25\,mL$ منه $V_{a_1} = 30\,mL$ من حمض كلور الماء تركيزه $C_{a_1} = 0.1\,mol.l^{-1}$ و $V_{a_2} = 20\,mL$ من حمض الكبريت تركيزه $C_{a_2} = 0.05\,mol.l^{-1}$، والمطلوب:

1. أحسب تركيز محلول هيدروكسيد البوتاسيوم.

$$n(H_3O^+)_1 + n(H_3O^+) = n(OH^-)$$

عدد الوظائف $\times C_b \times V_b$ = عدد الوظائف $\times C_{a_1} \times V_{a_1}$ + عدد الوظائف $\times C_{a_2} \times V_{a_2}$

$$1 \times 0.1 \times 30 + 2 \times 0.05 \times 20 = 1 \times C_b \times 25$$

$$\Rightarrow C_b = 0.2\,mol.l^{-1}$$

2. أحسب كتلة هيدروكسيد البوتاسيوم النقيّة في هذه العيّنة.

$$m = C \times V \times M$$

$$M(KOH) = 39 + 16 + 1 = 56\,g.mol^{-1}$$

$$m = 0.2 \times 200 \times 10^{-3} \times 56 = 2.24\,g$$

3. أحسب النسبة المئوية للشوائب في هذه العيّنة.

شوائب $m' = 3.30 - 2.24 = 1.06\,g$

كل 3.30 نقي شوائب 1.06

كل 100 نقي شوائب $y$

$$\Rightarrow y = \frac{1.06 \times 100}{3.30} = 32.12\%$$

عبد الرحمن النحد

## المسألة الرابعة :

أذيبت عيّنة مقدارها 1.75g من كربونات الصوديوم وكلوريد الصوديوم في الماء، وأكمل الحجم إلى 100mL فإذا علمت أنه يلزم لمعايرة المحلول السابق 50mL من محلول حمض كلور الماء تركيزه $0.6 mol.L^{-1}$، المطلوب:

1. أكتب المعادلة المعبّرة عن تفاعل المعايرة الحاصل.

$$Na_2CO_3 + HCl \longrightarrow 2NaCl + H_2O + CO_2$$

2. أحسب تركيز كربونات الصوديوم في المحلول السابق.

$$n(H_3O^+) = n(Na_2CO_3)$$

عدد الوظائف × Ca × Va = عدد الوظائف × C' × V'

$$1 \times 0.6 \times 50 = 2 \times C' \times 100$$

$$C' = \frac{20}{200} = 0.1 mol.L^{-1}$$

3. أحسب النسبة المئوية لكل من الملحين في العيّنة.

نحسب كتلة كربونات الصوديوم ثم النسبة المئوية ثم نطرح من 100 فنتج النسبة المئوية لكلوريد الصوديوم

$$m = C \cdot V \cdot M$$

$$m_{Na_2CO_3} = 0.1 \times 100 \times 10^{-3} \times 106 = 1.06 g$$

كل 1.75 تحوي 1.06 من كربونات الصوديوم

كل 100 تحوي y من كربونات الصوديوم

$$y = \frac{100 \times 1.06}{1.75} = 60.5\%$$

2026/3/25
9:20 PM

$$\%NaCl = 100\% - 60.5\% = 39.5\%$$

Nehad SABBAGH