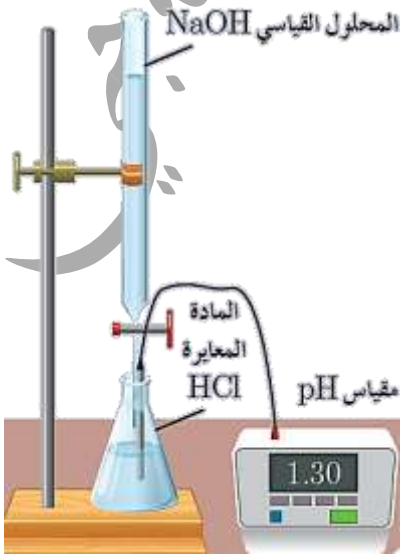
المعايرة الحجميّة

المعايرة الحجميّة حمض- أساس:

تفيد المعايرة الحجميّة في تحديد تركيز أحد الموادّ المتفاعلة المجهولة التّركيز بتفاعلها مع مادّة أخرى تُدعى المحلول القياسيّ (تركيزه معلوم ومحدّد بدقة) .

1) معايرة حمض قويّ بأساس قويّ:

كمعايرة محلول حمض كلور الماء مجهول التركيز بمحلول هيدروكسيد الصوديوم القياسي .

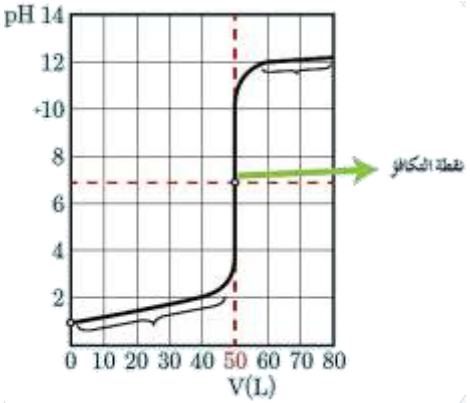


نضع بضعة قطرات من مشعر أزرق بروم التيمول إلى محلول حمض كلور الماء فيتلون المحلول باللون الأصفر ثم نضيف وبالتدريج قطرات من محلول هيدروكسيد الصوديوم :

عند بدء المعايرة تكون قيمة الـ PH=1 ثم تزداد قيمة الـ PH حتى القيمة 3 تقريباً ثم يحدث تغير مفاجئ لقيمة الـ PH بين الـ 3 حتى الـ 11 ويتغير لون المحلول من الأصفر إلى الأزرق .

التفسير: تزداد قيمة PH المحلول تدريجياً نتيجة تناقص تركيز أيونات الهدرونيوم H_3O^+ لتفاعلها مع أيونات الهدروكسيد OH^- المضافة وفق المعادلة الأيونية الآتية: $H_3O^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)} \rightarrow 2H_2O_{(L)}$

وعند اتحاد جميع أيونات الهدرونيوم في المحلول الحمضي مع جميع أيونات الهدروكسيد المضافة نصل لنقطة نهاية المعايرة (نقطة التكافؤ) وبإضافة قطرة من الأساس يتحول المحلول إلى أساسي PH=11 فيتغيّر لون المحلول نتيجة تغيّر لون مشعر أزرق بروم التيمول بتغيُّر قيم PH المحلول ممّا يدلّ على انتهاء تفاعل المعايرة.



وعند نهايةِ تفاعل المعايرة يكون:

- عدد مولات أيونات الهدرونيوم H_3O^+ الابتدائية = عدد مولات أيونات الهدروكسيد OH^- المضافة. $n_{(OH^-)} = n_{(H_3O^+)}$
- $[H_3O^+] = [OH^-] = 10^{-7} mol.l^{-1}$
- قيمة $pH = 7$ عند نهاية تفاعل المعايرة والتي تقع ضمن مجال المشعر أزرق بروم التّيمول.

تطبيق (1): عند معايرة محلول حمض الكبريت تركيزه $0.05 mol.l^{-1}$ بمحلول هدروكسيد الصوديوم تركيزه $0.2 mol.l^{-1}$ لزم $20ml$ منه لإتمام المعايرة

1) اكتب معادلة التّفاعل الحاصل، ثمّ اكتب المعادلة الأيونية لتفاعل المُعايرة الحاصل.

2) احسب حجم محلول حمض الكبريت اللازم لإتمام المعايرة.

فراس قلعه جي ٠٩٤٧٢٠٥١٤٦ ٠٩٨٨٤٤٠٥٧٤

3) استنتج قيمة pH المحلول عند نقطة نهاية تفاعل المعايرة.

الحل: 1) المعادلة الجزيئية:

$$H_2So_4 + 2NaOH \rightarrow Na_2So_4 + 2H_2O$$

المعادلة الأيونية: $H_3O^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)} \rightarrow 2H_2O_{(l)}$

2) حجم محلول حمض الكبريت اللازم لإتمام المعايرة:

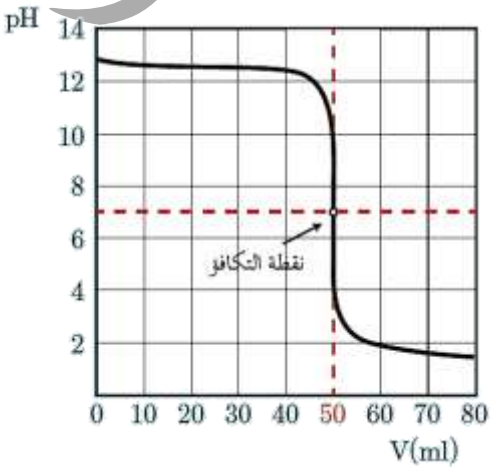
$$n_{(H_3O^+)} = n_{(OH^-)}$$
$$C_1V_1 = C_2V_2$$

حمض الكبريت تام التأين وثنائي الوظيفة الحمضية:

$$[H_3O^+] = 2C_a = 2 \times 0.05 = 0.1mol.l^{-1}$$
$$0.1 \times V_1 = 0.2 \times 20$$
$$V_1 = 40ml$$

3) الملح الناتج عن تفاعل حمض قوي بأساس قوي تكون أيوناته حيادية لا تتفاعل مع الماء وبالتالي $PH = 7$.

نشاط:



عند معايرة $50ml$ من محلول هدروكسيد الصّوديوم تركيزه $0.1mol.L^{-1}$ بمحلولٍ قياسيٍ لحمضِ الآزوت تركيزه $0.1mol.L^{-1}$ حيث يمثّل الشّكل السابق منحنىً بيانيًا لتغيّرات قيم pH المحلول بدلالة حجم الحمض المُضاف والمطلوب:

1) ما قيمة pH المحلول هدروكسيد الصوديوم لحظة بدء المعايرة؟

2) بيّن كيف يتغيّر $[OH^-]$ و PH المحلول خلال عمليّة المعايرة.

3) ما قيمة PH لمحلول عند نقطة نهاية تفاعل المعايرة؟ فسّر ذلك.

4) ما المشعر المناسب لهذه المعايرة؟

الحل: 1) من الشكل عند بدء المعايرة $pH = 13$.

2) تنقص قيمة PH المحلول تدريجي نتيجة تناقص تراكيز أيونات الهدروكسيد OH^- لتفاعلها مع أيونات الهدرونيوم H_3O^+ المضافة وفق المعادلة الأيونية الآتية:

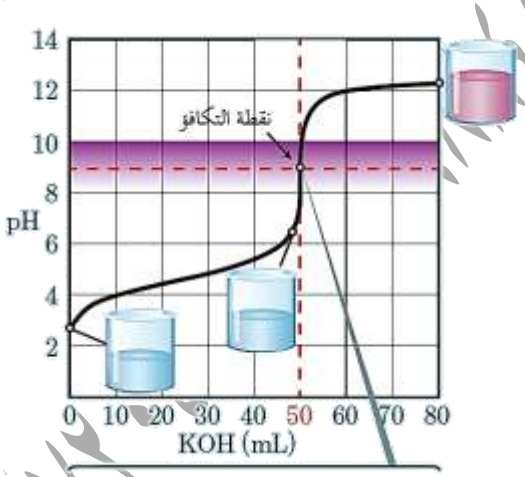
$$\boldsymbol{H_3O^+ + OH^- \rightarrow 2H_2O}$$

3) عند اتحاد جميع أيونات OH^- مع جميع أيونات H_3O^+ تصبح قيمة $pH = 7$ وتدعى نقطة نهاية المعايرة (نقطة التكافؤ).

4) المشعر المستعمل أزرق بروم التيمول لأن مداه بين $(6 - 7.6)$ يحوي قيمة pH نقطة نهاية تفاعل المعايرة.

2) معايرة حمض ضعيف بأساسٍ قويٍّ:

نشاط:



يمثّل المنحني البياني تغيّر قيم pH لمحلول حمض الخل بدلالة حجم الأساسِ المُضافِ (هدروكسيد البوتاسيوم) عند معايرة حمض الخلّ بوجود قطرات من مشعر فينول فتالئين و المطلوب:

1) أتعرف قيمة pH المحلول في أثناء تفاعل المعايرة.

2) اكتب معادلة التّفاعل الحاصل ثمّ اكتب المعادلة الأيونية لتفاعل المعايرة.

3) أحدّد قيمة pH عند نقطة انتهاء تفاعل المعايرة.

4) استنتج طبيعة الوسط عند الوصول لنقطة التّكافؤ.

الحل: 1) في البداية المحلول حمضي $pH \approx 3$ وبإضافة قطرات من الأساس تزداد قيمة pH تدريجيّاً حتّى القيمة 6.3 نتيجة تناقص تركيز الحمض بتفاعله مع أيونات الهِدروكسيد OH^- المُضافة، ويحصل تغيّر مفاجئ لقيمة pH بين (10.3_6.3) تقريباً وبإضافة قطرة من الأساس يصبح قيمة $pH > 10.3$

2) معادلة التّفاعل الحاصل:

$$CH_3COOH_{(aq)} + KOH_{(aq)} \rightarrow CH_3COOK_{(aq)} + H_2O_{(l)}$$

المعادلة الأيونية لتفاعل المعايرة.

$$CH_3COOH_{(aq)} + OH^-_{(aq)} \rightarrow CH_3COO^-_{(aq)} + H_2O_{(l)}$$

3) عند نقطة نهاية تفاعل المعايرة $pH = 8.72$.

4) طبيعة الوسط أساسيّة بسبب تشكّل أيونات الخلات التي تسلك سلوكا أساسياً ضعيفاً.

تطبيق (2): عند معايرة $20ml$ من محلول حمض النّمل لزم $15ml$ من محلول هِدروكسيد البوتاسيوم تركيزه $0.02mol.l^{-1}$ والمطلوب:

1) اكتب المعادلة الأيونية لتفاعل المعايرة الحاصل.

2) احسب تركيز محلول حمض النمّل المعُايرَ.

3) احسب كتلة حمض النّمل اللازم لتحضير $400ml$ من محلوله السّابق.

4) أتعرف أفضل المشعرات الواجب استعماله.

$C:12 _ H:1 _ O:16$

الحل: 1)

$$HCOOH_{(aq)} + OH^-_{aq} \rightarrow HCOO^- + H_2O_{(l)}$$

2) عند نقطة نهاية تفاعل المعايرة:

عدد أيونات $[OH]^-$ المضافة = عدد مولات الحمض

$$n_{(HCOOH)} = n_{(OH^-)}$$
$$C_1V_1 = C_2V_2$$
$$C_1 \times 20 = 0.02 \times 15$$
$$C_1 = \frac{0.02 \times 15}{20} = 15 \times 10^{-3} mol.l^{-1}$$

3) كتلة الحمض: $m = C.V.M$

$$m = 0.015 \times 0.4 \times 46 = 0.267g$$

4) المشعر المستعمل الفينول فتالئين لأنّ مجاله من $(8.2 \rightarrow 10)$ يحوي قيمة pH نقطة نهاية تفاعل المعايرة.

3) معايرة أساس ضعيف بحمض قوي:

نشاط: عند معايرة $50ml$ من محلول هِدروكسيد الأمونيوم تركيزه $0.1mol.l^{-1}$ بمحلول قياسيّ لحمض كلور الماء $0.1mol.l^{-1}$ بوجود قطرات من مشعر أحمر المتيل وباستخدام مقياس pH كانت النتائج كما في الجدول الآتي:

حجم HCL	0	10	20	30	40	50	60
قيمة pH	11.12	10.2	9.6	9.1	8.7	5.27	2.71

1) ارسم المنحني البياني لتغيّرات قيم ال pH بدلالة حجم الحمض المُضاف.

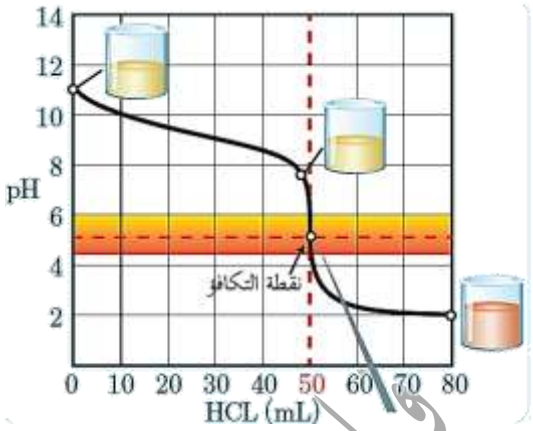
2) أحدّد قيمة pH محلول هدروكسيد الأمونيوم لحظة بدء المعايرة.

3) أتعرف كيف تتغيّر قيمة pH المحلول خلال عمليّة المعايرة.

4) أحدّد قيمة pH المحلول عند نقطة نهاية تفاعل.

الحل:

0947205146
0988440574



2) عند بدء المعايرة قيمة $pH = 11.12$

3) تتناقص قيمة ال pH تدريجياً نتيجة تناقص تركيز NH_4OH بتفاعلها مع أيونات الهدرونيوم H_3O^+ المضافة وفق المعادلة الآتية:

$$NH_4OH + H_3O^+ \rightarrow NH_4^+ + 2H_2O$$

عند انتهاء تفاعل المعايرة تكون قيمة $pH = 5.27$

وبإضافة قطرات من حمض كلور الماء تزداد قيمة ال PH فوق 5.27

4) عند انتهاء تفاعل المعايرة تكون قيمة $pH = 5.27$ لأنّه ينتج أيونات الأمونيوم الذي يسلك سلوك حمض ضعيف .

وبالتالي: عند نهاية تفاعل المعايرة يكون:

عدد أيونات $[H_3O^+]$ المضافة = عدد مولات الأساس

نشاط: يعاير $50ml$ من محلول هدروكسيد الأمونيوم بمحلول حمض الآزوت تركيزه $0.1mol.l^{-1}$ فيلزم منه $25ml$ لإتمام المعايرة، والمطلوب:

1) اكتب المعادلة الكيميائيّة المعبّرة عن تفاعل المعايرة الحاصل.

2) احسب تركيز محلول هدروكسيد الأمونيوم المستعمل.

الحل: 1) $NH_4OH + HNO_3 \rightarrow NH_4NO_3 + H_2O$

$$n_{(NH_4OH)} = n_{(HNO_3)}$$
$$C_1V_1 = C_2V_2$$
$$C_1 \times 50 = 0.1 \times 25$$
$$C_1 = 0.05mol.l^{-1}$$

إضاءة: مشعرات معايرة (حمض _ أساس):

المشعرات حموض عضويّة أو أسس عضويّة ضعيفة معقّدة التّركيب يتغيّر لونها بتغيّر pH الوسط الذي توضع فيه.

جدول يبيّن مجال بعض المشعرات وتغيّر لون كلّ منها قيم pH الوسط :

لون المشعر	مجال pH المشعر	لون المشعر	المشعر
أصفر	3.1-4.4	أحمر	الهيليانتين
أصفر	4.2-6.2	أحمر	أحمر المتيل
أزرق	6-7.6	أصفر	أزرق بروم التيمول
بنفسجي	8.2-10	عديم اللون	فينول الفتالئين

اختبر نفسي:

أولاً: اختر الإجابة الصحيحة لكل مما يلي:

1) المشعر الذّي يحدّد بدقةّ أكبر نقطة نهاية معايرة أساس ضعيف بحمض قويّ هو:

a) أزرق بروم التيمول.

b) الفينول الفتالئين.

c) أحمر المتيل.

d) الهليانتين.

2) عند معايرة حمض النمل بهدروكسيد البوتاسيوم يكون عند نقطة نهاية تفاعل المعايرة.

a) $pH > 7$.

b) $pH < 7$.

c) $pH = 7$.

d) $pH \leq 7$.

3) عند إضافة $10ml$ من حمض الكبريت تركيزه $0.05mol.l^{-1}$ إلى $15ml$ من محلول هدروكسيد البوتاسيوم $0.1mol.l^{-1}$ فإن:

a) $[H_3O^+] < [OH^-]$
b) $[H_3O^+] > [OH^-]$
c) $[H_3O^+] = [OH^-]$
d) $[H_3O^+] \leq [OH^-]$

الحل: قبل الإضافة $[H_3O^+] = 2\,Ca = 0.1mol.l^{-1}$

$[OH^-] = Cb = 0.1mol.l^{-1}$

بعد الاضافة سوف يزداد حجم المحلول الحمضي إلى $25mL$

فيصبح تركيز أيونات الهدرونيوم:

$$C_1V_1 = C_2V_2$$
$$0.1 \times 10 = C_2 \times 25$$
$$C_2 = 0.04\ mol.l^{-1}$$

و تركيز أيونات الهدروكسيل:

$$C_1V_1 = C_2V_2$$
$$0.1 \times 15 = C_2 \times 25$$
$$C_2 = 0.1\ mol.l^{-1}$$

ثانياً: أعطِ تفسيراً علمياً لكلّ ممّا يأتي:

1) تكون قيمة pH < 7 عند معايرة أساس ضعيف بحمضٍ قويٍ.

الجواب: لأن الأيونات الناتجة عن المعايرة تسلك سلوك حمض ضعيف.

2) يعتبر أزرق بروم التيمول مشعراً مناسباً عند معايرة حمض قوي بأساس قويّ.

الجواب: لان مداه $(6 - 7.6)$ يحوي PH نقطة نهاية تفاعل المعايرة.

3) استخدام أحد مشعرات (حمض – أساس) في معايرة التعديل.

الجواب: لتحديد نقطة نهاية تفاعل المعايرة.

4) عند معايرة حمض النمل بهدروكسيد الصوديوم يكون الوسط عند نهاية المعايرة أساسياً.

الجواب: لأن أيونات النملات الناتجة عن المعايرة تسلك سلوك أساس ضعيف.

ثالثاً: حلّ المسائل الآتية:

المسألة الأولى: محلول حمض كلور الماء تركيزه $0.01mol.l^{-1}$

1) احسب قيمة pH محلول الحمض السّابق.

2) يلزم لمعايرة $20ml$ من الحمض السّابق $5ml$ من هدروكسيد الصّوديوم ذي التّركيز $0.02mol.l^{-1}$ وحجم V_2 من هدروكسيد البوتاسيوم ذي التّركيز $0.05mol.l^{-1}$ والمطلوب:

a) اكتب المعادلة الأيونية لتفاعل المعايرة الحاصل.

b) احسب حجم هدروكسيد البوتاسيوم اللازم لإتمام المعايرة.

c) احسب حجم الماء المقطّر اللازم إضافته إلى $10ml$ من الحمض السّابق لتصبح $pH = 3$.

الحل: 1) حمض كلور الماء قوي وحيد الوظيفة الحمضية:

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

2) a) المعادلة الأيونية لتفاعل المعايرة.

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

b)
$$n_{(H_3O^+)} = n_{1(OH^-)} + n_{2(OH^-)}$$
$$CV = C_1V_1 + C_2V_2$$
$$0.01 \times 20 = 0.02 \times 5 + 0.05 \times V_2$$
$$V_2 = 2ml$$

c)
$$[H_3O^+]' = 10^{-pH} = 10^{-3}mol.l^{-1}$$

بعد التمديد n = قبل التمديد n

$$C_1V_1 = C_2V_2$$
$$10^{-2} \times 10 = 10^{-3} \times V_2$$
$$V_2 = 100ml$$

حجم الماء المضاف: $V = 100 - 10 = 90ml$

المسألة الثانية: يؤخذ $20ml$ من حمض الكبريت تركيزه $0.05mol.l^{-1}$ ويضاف إليه $10ml$ من محلول هدروكسيد الصوديوم حتّى تمام المعايرة، والمطلوب:

1) اكتب المعادلة الكيميائيّة المعبّرة عن التّفاعل الحاصل.

2) احسب تركيز محلول هدروكسيد الصوديوم المستخدَم.

3) ما قيمة pH المحلول النّاتج عن المعايرة.

4) اكتب أسم أفضل مشعر واجب استعماله لهذه المعايرة؟

5) احسب التّركيز المولي لمحلول ملح كبريتات الصّوديوم النّاتج.

الحل: 1) $H_2SO_4 + 2NaOH \rightarrow Na_2SO_4 + 2H_2O$

2) حمض الكبريت قوي ثنائي الوظيفة الحمضية:

$$[H_3O^+] = 2C_a = 2 \times 0.05 = 0.1mol.l^{-1}$$

الأساس $C_1V_1 = C_2V_2$ الحمض

$$0.1 \times 20 = C_2 \times 10$$
$$C_2 = 0.2mol.l^{-1}$$

3) $pH = 7$

4) أفضل مشعر مناسب هو: أزرق بروم التيمول.

5) عدد مولات الحمض المتفاعلة:

$$n = CV = 0.05 \times 20 \times 10^{-3} = 10^{-3}mol$$

$$H_2SO_4 + 2NaOH \rightarrow Na_2SO_4 + 2H_2O$$
$$1 \quad\quad 1$$
$$10^{-3} \quad\quad n'$$
$$n' = 10^{-3}mol$$

تركيز الملح: $C = \frac{n'}{v} = \frac{10^{-3}}{30 \times 10^{-3}} = \frac{1}{30}mol.l^{-1}$

المسألة الثالثة: تذاب عيّنة غير نقيّة كتلتها $2.8g$ من هدروكسيد البوتاسيوم في الماء، ويكمل الحجم إلى $200ml$، فإذا علمتَ أنّه يلزم لتعديل $25ml$ منه $30ml$ من حمض كلور الماء تركيزه $0.1mol.l^{-1}$ بالإضافة إلى $20ml$ من حمض الكبريت تركيزه $0.05\ mol.l^{-1}$

والمطلوب:

1) احسب تركيز محلول هدروكسيد البوتاسيوم.

2) احسب كتلة هدروكسيد البوتاسيوم النّقيّة في هذه العيّنة.

3) احسب النسبة المئويّة للشّوائب في هذه العينة.

$(K:39 \quad S:32 \quad O:16 \quad Cl:35.5 \quad H:1)$

الحل: 1) حمض الكبريت قوي ثنائي الوظيفة الحمضية:

$$[H_3O^+] = 2C_a = 2 \times 0.05 = 0.1mol.l^{-1}$$
$$n_{(OH^-)} = n_{1(H_3O^+)} + n_{2(H_3O^+)}$$
$$CV = C_1V_1 + C_2V_2$$
$$C \times 25 = 0.1 \times 30 + 0.1 \times 20$$
$$C = 0.2mol.l^{-1}$$

2) كتلة هدروكسيد البوتاسيوم النقية في هذه العينة:

$$m = C.V.M = 0.2 \times 0.2 \times 56 = 2.24g$$

3) كتلة الشوائب: $m = 2.8 - 2.24 = 0.56\ g$

النسبة المئوية للشوائب: $y = \frac{0.56}{2.8} \times 100 = 20\ \%$

المسألة الرابعة: أذيبت عيّنة مقدارها $1.75g$ من كربونا ت الصّوديوم وكلوريد الصّوديوم في الماء وأكمل الحجم إلى $100ml$ إذا علمتَ أنّه يلزم للمعايرة المحلول السّابق $50ml$ من محلول حمض كلور الماء تركيزه $0.4mol.l^{-1}$ المطلوب:

1) اكتب المعادلة المعبّرة عن تفاعل المعايرة الحاصل.

2) احسب تركيز كربونات الصّوديوم في المحلول السّابق.

3) احسب النسبة المئويّة لكلّ من الملحين في العينة.

$(H:1 \quad Cl:35.5 \quad O:16 \quad Na:23)$

الحل: 1) كلوريد الصوديوم لا يتفاعل مع حمض كلور الماء

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

2) تركيز كربونات الصوديوم في المحلول:

عدد مولات الحمض المتفاعلة:

$$n = 0.4 \times 50 \times 10^{-3} = 2 \times 10^{-2} mol$$

$$\mathbf{2HCl + Na_2CO_3 \rightarrow 2NaCl + H_2O + CO_2}$$

$$\begin{matrix} 2 & & 1 \\ 2 \times 10^{-2} & & n' \end{matrix}$$

$$n' = \frac{1 \times 2 \times 10^{-2}}{2} = 10^{-2} mol$$

تركيز كربونات الصوديوم في المحلول:

$$C' = \frac{n}{v} = \frac{10^{-2}}{0.1} = 0.1 mol.l^{-1}$$

3) كتلة كربونات الصوديوم في العينة:

$$m = C.V.M$$
$$= 0.1 \times 0.1 \times 106 = 1.06g$$

النسبة المئوية لملح كربونات الصوديوم:

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

النسبة المئوية لملح كلوريد الصوديوم:

$$y' = 100 - 60.5 = 39.5\%$$

حل التفكير الناقد: تستخدم المشعرات في المعايرة من أجل تحديد نقطة نهاية تفاعل المعايرة، فسّر سبب تغير لون المشعر عند إضافته إلى محلول حمضي أو محلول قلوي.

الجواب: المشعرات هي حموض أو أسس عضوية ضعيفة لشكلها الجزيئي لون وأيوناتها لها لون مختلف فمثلا إذا كان المشعر حمض ضعيف يتلون بلون شكله الجزيئي في الوسط الحمضي لكن في الوسط الأساسي يتلون بلون أيوناته في الوسط الأساسي.

انتهى البحث

ندعوكم للانضمام إلى قناتنا على التيلغرام:

قناة فراس قلعه جي للفيزياء والكيمياء

فراس قلعه جي ٠٩٨٨٤٤٠٥٧٤ / ٠٩٤٧٢٠٥١٤٦

أسئلة الوحدة الرابعة

أولاً: اختر الإجابة الصحيحة لكلّ ممّا يأتي:

1) إذا علمت أنّ $pH = 3$ للمشروب الغازيّ فإنّ تركيز أيون الهدروكسيد فيه:

a) 11 b) 10^{-3}
c) 10^{-11} d) 10^{+3}

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

$$[OH^-] = \frac{10^{-14}}{[H_3O^+]} = \frac{10^{-14}}{10^{-3}} = 10^{-11} mol.l^{-1}$$

2) بالاعتماد على ثوابت تأين الحموض الآتية:

$$K_{a(HF)} = 7.2 \times 10^{-4}$$
$$K_{a(HNO_2)} = 4.5 \times 10^{-4}$$
$$K_{a(HCN)} = 5 \times 10^{-10}$$

التّرتيب التنازليّ الصّحيح لقوّة الأسس المرافقة لها هو:

a) $CN^- < F^- < NO_2^-$
b) $CN^- < NO_2^- < F^-$
c) $NO_2^- < CN^- < F^-$
d) $F^- < NO_2^- < CN^-$

الحل: الحمض الأقوى أساسه المرافق أساس أضعف

3) الملح الذوّاب الذي قيمة $pH < 7$ لمحلوله المائيّ من بين الأملاح الآتية المتساوية التراكيز هو:

a) KCl b) KCN
c) NH_4NO_3 d) Na_2SO_4

الحل: جزأي ملح كلوريد الصوديوم وكبريتات الصوديوم حياديين لا يتحلمهان أما ملح سيانيد البوتاسيوم فالجزء المتحلمه منه وهو السيانيد يكسب المحلول صفة أساسية وأما ملح نترات الأمونيوم فالجزء المتحلمه منه وهو الأمونيوم يكسب المحلول صفة حمضية.

4) الملح الذوّاب الذي لا يتحلمَه في الماء من بين الأملاح الآتية هو:

a) NH_4Cl b) $NaNO_3$
c) $HCOONH_4$ d) $CaSO_4$

الحل: جزأي الملح حياديين لا يتحلمهان.

5) محلولٌ مائيٌّ لملح $CaCl_2$ له $pH = 7$ يمدَّد بالماء المقطر مئة مرة فإنّ قيمة pH' للمحلول النّاتج تساوي:

a) $pH' = 5$ b) $pH' = 9$
c) $pH' = 0.7$ d) $pH' = 7$

الحل: جزأي الملح حياديين لا يتحلمهان والمحلول يبقى معتدل مهما مددناه بالماء.

6) المحاليل المائيّة المتساوية التراكيز الآتية:

$$NaCl_HCl_HCOONa_NH_4NO_3_Ca(OH)_2$$

التّرتيب الصّحيح لها حسب تزايد قيمة pH لكلّ محلولٍ هو:

$HCl \leftarrow NaCl \leftarrow NH_4NO_3 \leftarrow HCOONa \leftarrow Ca(OH)_2$
$Ca(OH)_2 \leftarrow NH_4NO_3 \leftarrow HCOONa \leftarrow NaCl \leftarrow HCl$
$Ca(OH)_2 \leftarrow HCOONa \leftarrow NaCl \leftarrow NH_4NO_3 \leftarrow HCl$
$NH_4NO_3 \leftarrow Ca(OH)_2 \leftarrow NaCl \leftarrow HCOONa \leftarrow HCl$

7) الأيون الحياديّ الذي لا يتفاعل مع الماء من الأيونات الآتية هو:

a) CH_3COO^- b) SO_4^{-2}
c) CN^- d) NH_4^+

8) المحلول المنظم للحموضة من المحاليل الاتية هو:

a) $HCOOH.HCOOK$ b) $HCl.KCl$
c) $NH_4OH.NaCl$ d) $NaOH.NaNO_3$

9) المشعر الذي يحدّد بدقة نقطة نهاية معايرة حمض الخل بهدروكسيد البوتاسيوم هو:

a) أزرق بروم التيمول
b) الفينول فتالئين
c) أحمر المتيل
d) الهلياتين

ثانياً: أجب عن الأسئلة الآتية :

س1_ محلول مائي لملح Ag_3PO_4 فوسفات الفضّة قليل الذّوبان في الماء، المطلوب:

a) اكتب معادلة التّوازن غير المتجانس لهذا الملح.

b) اكتب علاقة ثابت جداء الذّوبان K_{sp} لهذا الملح.

c) اقترح طريقة لترسيب قسم من هذا الملح في محلوله المشبع.

d) اشرح آلية إذابة Ag_3PO_4 في محلوله المشبع بإضافة حمض كلور الماء إليه.

الحل: a) $Ag_3PO_4 \rightleftarrows 3Ag^+ + Po_4^{-3}$

b) $K_{sp} = [3Ag^+][Po_4^{-3}]$

c) نضيف كمية مناسبة من محلول نترات الفضة فيزداد تركيز أيونات الفضة ويصبح $Q > K_{sp}$ تترسب كمية من هذا الملح.

d) تتحد أيونات الهدرونيوم المضافة مع أيونات الفوسفات ويتشكل حمض الفوسفور الضعيف التأين في الماء فينقص تركيز أيونات الفوسفات ويصبح $Q < K_{sp}$ وبالتالي تذوب كمية من هذا الملح.

س2_ يستخدم مقياس لمعرفة طبيعة المحلول المائي تختلف قيمة pH للأملاح $NH_4Cl_NaCl_Na_2Co_3$ المتساوية التّراكيز، التي تظهر في الصّور الآتية، فسّر ذلك بكتابة المعادلات الكيميائيّة اللّازمة.

الحل: $Na_2Co_3 \rightarrow 2Na^+ + CO_3^{-2}$

$CO_3^{-2} + 2H_2O \rightleftarrows H_2CO_3 + 2OH^-$

محلول ملح كربونات الصوديوم ذو وسط أساسي

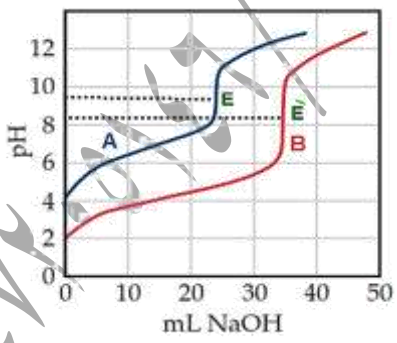
$NaCl \rightarrow Na^+ + Cl^-$

جزيء الملح قويان لا يتحلمهان فمحلول ملح كلوريد الصوديوم ذو الوسط معتدل.

$NH_4^+ + H_2O \rightleftarrows NH_3 + H_3O^+$

محلول ملح كلوريد الأمونيوم ذو وسط حمضي

س3_ عند معايرة حجمين متساويين من حمضين A.B كلّ منهم على حدى بمحلول هدروكسيد الصوديوم تركيزه $0.1mol.l^{-1}$ فحصلنا على المنحنيين البيانيين:



a) أي من المحلولين A,B أكثر تركيزاً فسّر إجابتك.

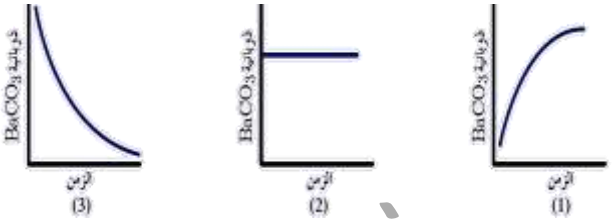
الجواب: B هو الأكثر تركيز لأنه يستهلك حجم أكبر من هدروكسيد الصوديوم.

b) حدد نقطة نهاية المعايرة لكل منهما على الشكل.

E_B=9.2 E_A=8.1

0947205146
0988440574

س4_ تشير المنحنيات الآتية إلى تغير ذوبانية كربونات الباريوم $BaCO_3$ بدلالة تركيزه في شروط مختلفة.



1) أيّ من المنحنيات يشير لإضافة HNO_3

المنحني 1 لأن ذوبانية كربونات الباريوم تزداد .

2) أيّ من المنحنيات يشير لإضافة Na_2CO_3

المنحني 3 لأن ذوبانية ملح كربونات الباريوم تقل .

3) أيّ من المنحنيات يشير لإضافة $NaNO_3$

المنحني 2 لأنه لا يؤثر على ذوبانية كربونات الباريوم.

رابعاً :حل المسائل الآتية:

المسألة الأولى: محلول مائيّ لملح كلوريد الأمونيوم تركيزه $0.2mol.l^{-1}$ وقيمة $pH=5$ له والمطلوب:

1) اكتب معادلة حلمهة هذا الملح.

2) احسب قيمة ثابت حلمهة هذا الملح

3) احسب قيمة ثابت تأيّن النشادر.

4) يضاف إلى المحلول السّابق قطرات من محلول حمض كلور الماء تركيزه $0.01mol.l^{-1}$ احسب النسبة المئوية المتحلمهة من ملح كلوريد الأمونيوم في هذه الحالة.

الحل:1) معادلة الإماهة: $NH_4NO_3 \rightleftarrows NH_3^+ + Cl^-$

معادلة الحلمهة: $\boldsymbol{NH_4^+ + H_2O \rightleftarrows NH_3^+ + H_3O^+}$

2) $NH_4^+ + H_2O \rightleftarrows NH_3^+ + H_3O^+$

بدء	0.2	0	0
توازن	$0.2-x$	x	x

$$K_h = \frac{[NH_3^+][H_3O^+]}{[NH_4^+]} = \frac{x^2}{0.2-x}$$

$$pH=5 \Rightarrow [H_3O^+] = 10^{-5} mol.l^{-1} = x$$

$$K_h = \frac{x^2}{0.2} = \frac{10^{-10}}{0.2} = 5\times10^{-10}$$

$$K_h K_b = 10^{-14}$$

3) $$K_b = \frac{10^{-14}}{K_h} = \frac{10^{-14}}{5\times10^{-10}} = 2\times10^{-5}$$

4) حمض كلور الماء قوي وحيد الوظيفية الحمضية:

$$[H_3O^+] = C_a = 0.01 mol.l^{-1}$$

$$NH_4^+ + H_2O \rightleftarrows NH_3 + H_3O^+$$

بدء	0.2	0	0.01
توازن	$0.2-x$	x	$0.01+x$

$$K_h = \frac{x(0.01+x)}{0.2-x}$$

$$5\times10^{-10} = \frac{x(0.01+x)}{0.2-x}$$

تهمل x المضافة والمطروحة في البسط والمقام .

$$5\times10^{-10} = \frac{x(0.01)}{0.2} \Rightarrow$$

$$x = 10^{-8} mol.l^{-1}$$

النسبة المئوية: $y = \frac{10^{-8}}{0.2}\times100 = 5\times10^{-6}\%$

المسألة الثانية: محلول مائي لحمض الخلّ تركيزه الابتدائيّ $0.05mol.l^{-1}$ ، وثابت تأينه 2×10^{-5} والمطلوب:

1) اكتب معادلة تأين هذا الحمض .ثم حدّد الأزواج المتزافقة أساس/حمض وفق برونشتد-لوري

2) احسب قيمة pH المحلول.

3) احسب درجة تأين هذا الحمض.

4) نمدّد المحلول السّابق 10 مرات احسب pH المحلول بعد التّمديد .

الحل:1) $CH_3COOH + H_2O \rightleftarrows CH_3COO^- + H_3O^+$

حمض مرافق(2) أساس مرفق (1) أساس(2) حمض(1)

2) $[H_3O^+] = \sqrt{C_a K_a}$

$= \sqrt{0.05 \times 2 \times 10^{-5}} = 10^{-3} mol.l^{-1}$

$pH = -\log[H_3O^+] = -\log 10^{-3} = 3$

3) $\alpha = \frac{[H_3O^+]}{C_a} = \frac{10^{-3}}{0.05} = 2 \times 10^{-2}$

$\alpha = 2\%$

4) تركيز الحمض بعد التمديد:

$C_1V_1 = C_2V_2$

$500V_1 = C_2 \times 10V_1$

$C_2 = 5 \times 10^{-3} mol.l^{-1}$

$[H_3O^+] = \sqrt{C_a K_a} = \sqrt{5 \times 10^{-3} \times 2 \times 10^{-5}}$

$[H_3O^+] = 10^{-3.5} mol.l^{-1}$

$pH = -log\ 10^{-3.5} = 3.5$

المسألة الثّالثة: يضاف حجم معيّن من محلول ملح كلوريد الكالسيوم تركيزه $0.02mol.l^{-1}$ إلى حجمٍ مساوٍ له من محلول كبريتات الصّوديوم تركيزه $0.04mol.l^{-1}$

إذا علمتَ أنّ: $K_{sp(CaSO_4)} = 9 \times 10^{-6}$

والكتل الذرية: $(Ca: 40_S: 32_O: 16)$

المطلوب:

1) اكتب معادلة إماهة كل من ملحي كلوريد الكالسيوم وكبريتات الصوديوم.

2) اكتب معادلة التّوازن غير المتجانس لملح كبريتات الكالسيوم.

3) احسب ذوبانية ملح $CaSO_4$ مقدرة $g.l^{-1}$ و $mol.l^{-1}$

4) بيّن بالحساب سبب ترسّب قسم من ملح $CaSO_4$.

الحل:1) $CaCl_2 \rightarrow Ca^{+2} + 2Cl^-$

$Na_2So_4 \rightarrow 2Na^+ + SO_4^{-2}$

2) $CaSo_4 \rightleftarrows Ca^{+2} + SO_4^{-2}$

3) $CaSo_4 \rightleftarrows Ca^{+2} + SO_4^{-2}$

$s \quad s \quad s$

$K_{sp} = [Ca^{+2}][SO_4^{-2}]$

$9 \times 10^{-6} = s^2 \Rightarrow s = 3 \times 10^{-3} mol.l^{-1}$

$C_{(g.l^{-1})} = C_{(mol.l^{-1})} \times M =$

$3 \times 10^{-3} \times 136 = 408 \times 10^{-3} g.l^{-1}$

4) $C' = \frac{CV}{V'}$

$C_{(CaCl_2)} = \frac{0.02V}{2V} = 0.01 mol.l^{-1}$

$C_{(Na_2So_4)} = \frac{0.04V}{2V} = 0.02\ mol.l^{-1}$

$Q = [Ca^{+2}][So_4^{-2}]$

$Q = 0.01 \times 0.02 = 2 \times 10^{-4}$

$Q > K_{SP}$

المحلول فوق مشبع يشكل راسب.

المسألة الرابعة: تذاب كمية مقدارها $0.1386g$ من حمض الأوكزاليك المائي صيغته $H_2C_2O_4nH_2O$ بحجم مناسب من الماء فإذا علمت انه يلزم لإتمام معايرة المحلول السّابق $22ml$ من محلول هدروكسيد الصوديوم ذي التركيز $0.1mol.l^{-1}$ المطلوب:

1) اكتب معادلة التّفاعل الحاصل.

2) احسب عدد جزيئات الماء في صيغة الحمض السّابق.

الحل:

$H_2C_2O_4nH_2O + 2NaOH \rightarrow Na_2C_2O_4nH_2O + 2H_2O$

$1mol \quad 2mol$

$n_{(H_2C_2O_4nH_2O)} \quad n_{(NaOH)}$

$n_{(NaOH)} = 2n_{(H_2C_2O_4nH_2O)}$

$C \times V = 2 \times \frac{m}{M}$

$$0.1 \times 22 \times 10^{-3} = \frac{2 \times 0.1386}{M}$$

$$M = \frac{0.2772}{22 \times 10^{-4}} = 126g$$

$$n_{(H_2C_2O_4nH_2O)} =$$

$$= (2 \times 1) + (2 \times 12) + (4 \times 16) + 18n = 126$$

$$18n = 126 - 90 = 36 \Rightarrow n = \frac{36}{18} = 2$$

المسألة الخامسة: يحوي محلول على أيونات الكلوريد وأيونات اليوديد بتركيز $[Cl^-] = [I^-] = 10^{-2} mol.l^{-1}$

نضيف إلى المحلول السابق تدريجيا محلول لملح نترات الفضة، فإذا علمت أن: $K_{SP(AgCl)} = 10^{-10}$. $K_{SP(AgI)} = 10^{-16}$

في شروط مناسبة والمطلوب:

1) احسب تركيز محلول نترات الفضة الذي يبدأ عنده كل من الملحين بالترسب.

2) أي من الملحين يترسب اولاً ولماذا ؟

الحل: 1) يبدأ الترسيب بعد أن يصبح المحلول مشبعاً .

$$AgCl \rightleftarrows Ag^+ + Cl^-$$

$$K_{SP} = [Ag^+][Cl^-]$$

$$10^{-10} = [Ag^+] \times 10^{-2} \Rightarrow$$

$$[Ag^+] = 10^{-8} mol.l^{-1}$$

يبدأ ترسيب AgCl بعد أن يصبح تركيزه أكبر من $10^{-8} mol.l^{-1}$

$$AgI \rightleftarrows Ag^+ + I^-$$

$$K_{SP} = [Ag^+][I^-]$$

$$10^{-16} = [Ag^+] \times 10^{-2} \Rightarrow$$

$$[Ag^+] = 10^{-14} mol.l^{-1}$$

يبدأ ترسيب AgI بعد أن يصبح تركيزها أكبر من $10^{-14}\ mol.l^{-1}$

2) $K_{SP(AgI)} < K_{SP(AgCl)}$

لذلك يبدأ AgI بالترسيب أولاً .

ندعوكم للانضمام إلى قناتنا على التيلغرام:
قناة فراس قلعه جي للفيزياء والكيمياء
فراس قلعه جي ٠٩٨٨٤٤٠٥٧٤/ ٠٩٤٧٢٠٥١٤٦