

س1: أحسب كتلة حمض الكبريت الموجود في محلول منه حجمه 350mL ذي التركيز 0.25M
H:1 S:32 O:16

(10 درجات)

الحل:

(2)

$$C = M \times M_m$$

(3)

$$C = 0.25 \times 98 = 24.5g/l \Rightarrow$$

(5)

$$m \text{ in } 350ml = 350 \times \frac{24.5}{1000} = 8.575g$$

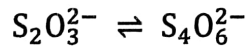
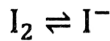
س2: يعرض الجدول الآتي أهم المشعرات المستخدمة لتحديد نقطة نهاية المعايرة في معايرات التعديل أكمل هذا الجدول بعد نقله لورقة إجابتك.

الحل:

المشعر	لون الشكل القلوي	مجال المشعر	لون الشكل الحمضي
الهينتين (الميتيل البرتقالي)	أصفر	3.1 - 4.4	أحمر
الميتيل الأحمر	أصفر برتقالي	4.4 - 6.2	أحمر
عباد الشمس	أزرق	5.0 - 8.0	أحمر
الفينول فتالئين	أحمر	8.0 - 10.0	عديم اللون

(8 درجات)

س3: يتم ارجاع اليود بثيوكبريتات الصوديوم إلى اليوديد وتتأكسد الثيوكبريتات بدورها إلى تتراثيونات وفق المعادلات الآتية:

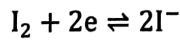


(12 درجة)

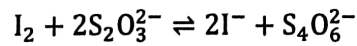
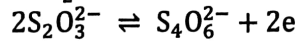
والمطلوب: وازن هذين التفاعلين. ثم اكتب التفاعل الكلي بشكليه الشاردي والجزيئي.

الحل:

(4)

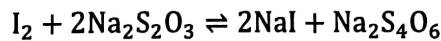


(4)



ويكون الشكل الجزيئي للتفاعل هو:

(4)



س4: احسب كمون المحلول عند معايرة 0 و 50 و 90 و 100 و 110% من 10mL من محلول Ce^{4+} بمحلول Fe^{2+} تركيز كل منهما 0.1M علماً أنه خلال التفاعل تحصل التفاعلات النصفية الآتية:



(15 درجة)

الحل:

- قبل بداية المعايرة: يحتوي المحلول المدروس الثنائية Ce^{4+}/Ce^{3+} ، وبما أن تركيز الشوارد Ce^{3+} (الناجمة عن الإرجاع الجزئي للشوارد Ce^{4+}) غير معلوم لذلك لا يمكن نظرياً تحديد كمون المحلول قبل بداية المعايرة. عند إضافة المُرَجَع Fe^{2+} إلى المؤكسِد Ce^{4+} فترجع كمية مكافئة من المؤكسِد ويتشكل كمية مكافئة من Ce^{3+} ، ويبقى في المزيج كمية من Ce^{4+} دون تفاعل. ويُحَسَب كمون المحلول خلال المعايرة انطلاقاً من الثنائية التي تُعَايِر Ce^{4+}/Ce^{3+} ، وفقاً لعلاقة نرنست:

$$E = E_1^\circ + \frac{0.06}{1} \log \frac{[Ce^{4+}]}{[Ce^{3+}]}$$

يتم حساب تركيز Ce^{4+} المتبقي دون تفاعل وفق العلاقة الآتية:

$$C_{Ce^{4+}} = \frac{\text{original no. mmol } Ce^{4+} - (\text{no. mmol } Fe^{2+} \text{ added})}{\text{total volume soln}}$$

كما يتم حساب تركيز Ce^{3+} المتشكل وفق العلاقة الآتية:

$$C_{Ce^{3+}} = \frac{\text{no. mmol } Fe^{2+} \text{ added}}{\text{total volume soln}}$$

وعند إرجاع 50% من Ce^{4+} أي إضافة 5mL من Fe^{2+} يتم حساب كل من تركيز Ce^{4+} المتبقي و تركيز Ce^{3+} المتشكل في المزيج كما يأتي:

$$C_{Ce^{4+}} = \frac{(10mL \times 0.1M) - (5mL \times 0.1M)}{15mL} = \frac{0.5}{15} M$$

$$C_{Ce^{3+}} = \frac{5mL \times 0.1M}{15mL} = \frac{0.5}{15} M$$

ومنه نحسب قيمة كمون المحلول:

(3)

$$E = 1.71 + \frac{0.06}{1} \log \frac{0.5/15}{0.5/15} = 1.71V$$

أي عند إرجاع 50% من Ce^{4+} تكون قيمة الكمون هي قيمة كمون الإرجاع القياسي للثنائية المدروسة. وعند إرجاع 90% من Ce^{4+} أي إضافة 9mL من Fe^{2+} يتم حساب كل من تركيز Ce^{4+} المتبقي و تركيز Ce^{3+} المتشكل في المزيج كما يأتي:

$$C_{Ce^{4+}} = \frac{(10mL \times 0.1M) - (9mL \times 0.1M)}{19mL} = \frac{0.1}{19} M$$

$$C_{Ce^{3+}} = \frac{9mL \times 0.1M}{19mL} = \frac{0.9}{19} M$$

ومنه نحسب قيمة كمون المحلول:

(3)

$$E = 1.71 + \frac{0.06}{1} \log \frac{0.1/19}{0.9/19} = 1.65V$$

- عند نقطة التكافؤ: يعطى كمون المحلول عند نقطة التكافؤ بالعلاقة الآتية:

$$E_{eq} = \frac{n_1 E_1^{\circ} + n_2 E_2^{\circ}}{n_1 + n_2}$$

(3)

$$E_{eq} = \frac{1 \times 1.71 + 1 \times 0.77}{1 + 1} = 1.24 V$$

- بعد تجاوز نقطة التكافؤ: يُحسب كمون المحلول بعد نقطة التكافؤ انطلاقاً من الثنائية المستخدمة لإجراء المعايرة أي Fe^{3+} / Fe^{2+} ، وفقاً لعلاقة نرنست:

$$E = E_2^{\circ} + \frac{0.06}{1} \log \frac{[Fe^{3+}]}{[Fe^{2+}]}$$

علماً أن كمية Fe^{3+} (كمية وليس تركيز) لا تتغير بعد نقطة التكافؤ وتبقى ثابتة في المزيج بسبب انتهاء التفاعل. يتم حساب تركيز Fe^{2+} الفائض في المحلول وفق العلاقة الآتية:

$$C_{Fe^{2+}} = \frac{(\text{no. mmol } Fe^{2+} \text{ added}) - \text{original no. mmol } Ce^{4+}}{\text{total volume soln}}$$

كما يتم حساب تركيز Fe^{3+} في المحلول وفق العلاقة الآتية:

$$C_{Fe^{3+}} = \frac{\text{no. mmol } Fe^{2+} \text{ consumed for } Ce^{4+}}{\text{total volume soln}}$$

وعند تجاوز نقطة التكافؤ بمقدار 10% أي عند إضافة 11mL من Fe^{2+} يتم حساب كل من تركيز الفائض منه وتركيز Fe^{3+} في المزيج ما يأتي:

$$C_{Fe^{2+}} = \frac{(11mL \times 0.1M) - (10mL \times 0.1M)}{21mL} = \frac{0.1}{21} M$$

$$C_{Fe^{3+}} = \frac{10mL \times 0.1M}{21mL} = \frac{1}{21} M$$

ومنه نحسب قيمة كمون المحلول:

③

$$E = 0.77 + \frac{0.06}{1} \log \frac{1/21}{0.1/21} = 0.83V$$

س5: أ- أشرح كيف يتم تحديد الكلوريد بطريقة مور (Mohr).

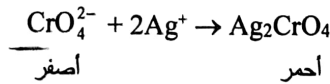
ب- يحدد الكلوريد في محلول المياه المالحة بطريقة فولارد. حيث تعالج 10.0mL عينة متجانسة من المحلول بوساطة 15.0mL من محلول $AgNO_3$ تركيزه 0.1182M. تعابر الفضة الفائضة بمحلول عياري من KSCN تركيزه 0.101M، فيلزم 2.38mL لبلوغ نقطة نهاية المعايرة وتشكل المعقد الأحمر $Fe(SCN)^{2+}$. أحسب تركيز الكلوريد في المحلول الملحي بوحدة g/L. Cl:35.5

(25 درجة)

الحل: أ-

تعد طريقة Mohr لتحديد الكلوريد مثلاً لنموذج مشعرات تتفاعل مع الكاشف. حيث يعاير Cl^- بمحلول عياري من $AgNO_3$. يضاف ملح الكرومات المنحل كمشرع. فيتلون المحلول باللون الأصفر. عندما ينتهي ترسيب الكلوريد، تتفاعل أول كمية فائضة من Ag^+ مع المشعر لترسب كرومات الفضة ذات اللون الأحمر:

⑫



ب-

③

$$no. m mol Ag^+ = no. m mol SCN^- + no. m mol Cl^-$$

$$[M(m mol/L) \times V(mL)]_{Ag^+} = [M(m mol/mL) \times V(mL)]_{SCN^-} + no. m mol Cl^-$$

$$no. m mol Cl^- = [M(m mol/L) \times V(mL)]_{Ag^+} - [M(m mol/mL) \times V(mL)]_{SCN^-}$$

③

$$no. m mol Cl^- = (15 \times 0.1182) - (0.101 \times 2.38) = 1.53262 m mol$$

③

$$no. mg Cl^- = no. m mol Cl^- \times M_{mCl^-} = 1.53262 \times 35.5 = 54.408 mg \text{ in } 10mL \Rightarrow$$

$$no. mg Cl^- \text{ in } 1000mL = 54.408 \times 100 = 5440.8 mg$$

④

$$\Rightarrow C_{g/L} = 5.44 g/L$$

$$= 4$$

ملاحظة عامة: يمكن للطالب أن يحل بطريقة مختلفة عن المحرر
بالسهم وإذا كانت صحيحة يأخذ الدرجة كاملة