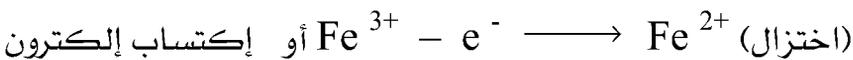
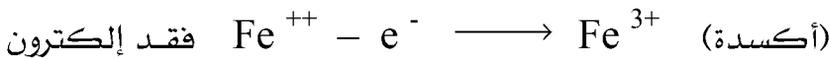


الباب العشرون

تفاعلات الأكسدة والإختزال

تدخل هذه التفاعلات بإستخدام عامل الأكسدة والإختزال. تفاعلات الأكسدة والإختزال يمكن بواسطة برمنجنات البوتاسيوم ثنائى كرومات البوتاسيوم، اليود مع بعض عوامل الإختزال مثل أملاح الحديدوز واكسالات الصوديو، ثيوكبريتات الصوديوم.. وهكذا. وتعرف الأكسدة على أنها فقد إلكترونات، تؤدي إلى زيادة فى الشحنات الموجبة وأما الإختزال يعكس للأكسدة، وهى إكتساب الكترون، مما يسبب نقص فى عدد الشحنات الموجبة. كمثال الحديد يمكن نقول عنه تأكسده، عندما يتغير من حالة الحديدوز إلى حالة الحديدك. كما يلي:

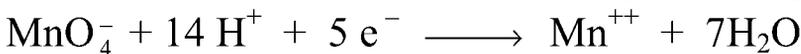


الأكسدة مع برمنجنات البوتاسيوم :

من المعلوم بأن البرمنجنات تعتبر عامل مؤكسد قوى خصوصاً فى الأوساط الحامضية طبقاً للمعادلة الآتية:

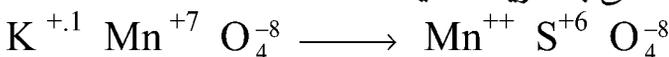


ولنا أن نلاحظ أن الوزن المكافئ لمركب البرمنجنات KMnO_4 يعتبر مساوياً الوزن الجزيئى مقسوماً على رقم (5). وبعدد حساب هذه الظاهرة إلى الآتى. فأيون البرمنجنات عندما يتأين يكتسب 5 إلكترونات كما يلي :



وعليه يكون الوزن المكافئ هو $(1/5)$ من الوزن الجزيئى. ويمكن

حساب الوزن المكافئ بالطريقة الآتية :



وكما أن المنجنيز على الجانب الأيسر سباعى التكافؤ. وعلى الجانب الأيمن ثنائى التكافؤ، فيكون التغير من (7) إلى (2) وبالتالي يكون الفرق (5).

وحمض الكبريتيك هو يعتبر المناسب المستخدم كوسط لعملية الأكسدة ولا يتأثر بوجود برمنجنات البوتاسيوم. لذا لا يستخدم حمض الهيدروكلوريك مثلاً فى مثل إجراء هذا التفاعل. حيث يتأكسد الحمض إلى الكلور :



وفى المحاليل القلوية الضعيفة فيكون التفاعل هو: من المعادلة الافتراضية الآتية:



وعليه فيكون التغير مختلف عن الوسط الحامضى حيث التغير من 7 إلى 4 فيكون الفرق (3). أى أن الوزن المكافئ ($1/3$) الوزن الجزيئى كما يلى :

$$\frac{\text{الوزن الجزيئى}}{3} = \frac{2 \times \text{الوزن الجزيئى}}{3 \times 2} =$$

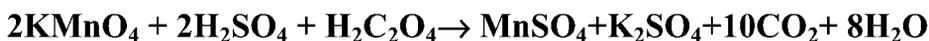
إيجاد نقطة النهاية فى معايرة البرمنجنات :

يلاحظ عند إجراء التفاعل لهذا المركب لا يؤخذ دليل لظهور نقطة النهاية (التعادل) ولكن فقط الدليل المستخدم "دليل ذاتى" والمحلول بالنسبة للبرمنجنات لون أحمر وردى فى حالة الأكسدة وعديم اللون عند الإختزال. وهو يعمل على أنه دليل.

معايرة برمنجنات البوتاسيوم وأكسالات الصوديوم أو حمض الأكساليك :

الأساس النظرى :

فى الوسط الحامضى يتأكسد حمض الأكساليك تبعاً للمعادلة الآتية:



والتفاعل يتم عند درجة حرارة 60°C ← 80°C .



وهذا يعنى أن جزئى من حمض الأوكساليك يتفاعل مع ذرة واحدة أكسوجين. وعليه الوزن المكافئ لحمض الأوكساليك كالتالى بناءً على تكافؤ الأوكسجين (2).

الوزن الجزيئى للأوكساليك

$$\text{الوزن المكافئ} = \frac{\text{الوزن الجزيئى}}{2}$$

طريقة العملى: بواسطة الماصة خذ 10 مل من حمض الأوكساليك (بالضبط) معلوم (0.1) القياسية ثم أضف 15 مل أخرى من حمض الكبريتيك ≈ 0.1 مولار فى دورق مخروطى 250 مل. سخن المحلول بعد ذلك لمدة حتى تصل الدرجة $\approx 70^{\circ}\text{C}$ أضف من السحاحة محلول البرمنجنات المراد تعيينه ببطء شديد مع التقليب المستمر والتسخين. يلاحظ أن اللون الوردى فى بادئ الأمر يظهر ثم يختفى مع التقليب. إستمر فى الإضافة بالتقليب حتى ثبوت اللون. وظهور راسب بنى اللون. فإن المعايرة تمت بطريقة خاطئة، يجب إعادتها حيث أن عملية المعايرة التى أجريت تحت تلك الظروف غير ملائمة وهى :

- 1) تمت المعايرة بسرعة شديدة وذلك بإضافة البرمنجنات من السحاحة.
- 2) درجة الحرارة التى أجريت فيها العياريّة أقل من 60°C .
- 3) كمية الحمض المضافة من حمض الكبريتيك أقل من الكمية من حمض الأوكساليك.

الحسابات: احسب عياريّة البرمنجنات تبعاً للتعبير التالى :

1 مل من (N) حمض أوكساليك $\equiv 0.0316$ جرام برمنجنات

بوتاسيوم ويمكن أخذ هذه العلاقة :

$$N \times V = N' \times V'$$

ومن معلومية الحجم ومعلومية العيارية لحمض الأكساليك تم إيجاد قياسية البرمنجنات.

وبالتالى قوة تركيز البرمنجنات = العيارية × الوزن المكافئ

عيارية مخلوط من حمض الأكساليك + أكسالات الصوديوم بواسطة البرمنجنات القياسية :

الأساس النظرى : كما إتبعنا سابقاً فى المحاليل إتباع إحدى النظم من حيث أن يكون التفاعل فى المخلوط مع واحد وترك الآخر أو بطريقة حسابية بسيطة يتم تعيين العيارية والقوة وهكذا. ولكن هنا : البرمنجنات تعتبر مادة قياسية ومعلومية العيارية من التجربة السابقة. ويؤخذ محلول قاعدى معلوم العيارية وليكن هيدروكسيد الصوديوم ودليل لزوم المعايرة مع الحمض وليكن الميثيل الأحمر أو البرتقالى. وعليه نقدر حمض الأكساليك بواسطة محلول القياس من هيدروكسيد الصوديوم وبالتالى يعطى حمض الأكساليك فقط، ثم نعاير مرة أخرى بكمية أخرى من الماصة وإستخدام السحاحة محلول البرمنجنات فيعطى كل المحلول (الأكساليك والأكسالات وجود حمض الكبريتيك المخفف).

الطريقة : خذ بالماصة 10 مل من المخلوط (بالضبط) من حمض الأكساليك والأكسالات ثم ضع 10 مل ماء مقطر ثم أضف دليل إما الميثيل البرتقالى أو الفينول فيثالين ثم أضف من السحاحة محلول الهيدروكسيد المعلوم القياسية ولاحظ تغير اللون. ثم إحسب بالطريقة الآتية :

$$N \times V = \bar{N} \times \bar{V}$$

وللمعين (N) - للحمض.

خذ بالماصة 10 مل من المخلوط (بالضبط) مرة أخرى من المخلوط ثم أضف 15 مل من الحمض الكبريتيك المخفف. ثم سخن لدرجة 70°C.

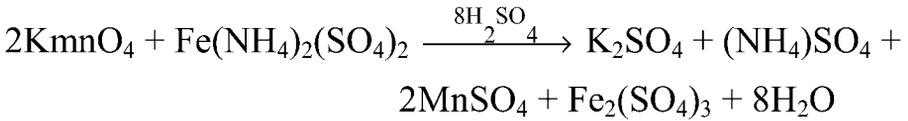
ثم من السحاحة محلول البرمنجنات لاحظ تغير اللون وظهور اللون الوردي الثابت. نقطة النهاية. ثم عين بالمعادلة الآتية:

$$N \times V = \bar{N} \times \bar{V}$$

ثم عين عيارية المحلول الكلية (الحمض + الأكساليك). ومنها يعين عيارية الأكسالات.
وتكون قوة كل فى المحلول = العيارية × الوزن الجزيئى لكل واحد على حدة.

القياسية بواسطة كبريتات الحديدوز الأمونيومية :

الأساس النظرى : تتم عملية التفاعل بين البرمنجنات وكبريتات الحديدوز الأمونيومية كما يلى:



ويلاحظ أن التغير فى الأكسدة من الحديدوز +2 إلى الحديدك +3 وأن التغير فى التكافؤ هو 1=2-3 وعليه يكون الوزن المكافئ للحديدوز هو الوزن الجزيئى.

طريقة العملى : خذ بواسطة الماصة كمية ولتكن 60 مل (بالضبط)

محلول الحديدوز المحضر حديثاً إذا تم أخذ كبريتات الحديدوز فقط. وإذا أخذ الحديدوز الأمونيومية فهذا المركب ثابت وبالتالي يستخدم أفضل من سابقه. والمحلول معلوم القياسية (0.1 مولار) ثم أضف محلول من حمض الكبريتيك المخفف وليكن 15 مل 0.1 مولار. أضف من السحاحة محلول البرمنجنات نقطة نقطة حتى ظهور نقطة النهاية وظهور اللون الوردي الثابت.

وباستخدام طريقة التخفيف من المعادلة الآتية :

$$N \times V = \bar{N} \times \bar{V}$$

ومنها يمكن إيجاد (V) - عيارية البرمنجنات . وعليه إيجاد القوة
**تحديد فوق أكسيد الأيدروجين (أكسيد الماء) بواسطة البرمنجنات معلومة
 القياسية :**

الأساس النظري : بتفاعل فوق أكسيد الأيدروجين مع البرمنجنات
 طبقاً للمعادلة الآتية:



من سياق المعادلة يلزم وجود الآتى :
 حمض كبريتيك عامل مساعد (مخفف) ، فوق أكسيد الأيدروجين
 ومحلول البرمنجنات القياسى.

طريقة العملى : خذ بواسطة ماصة معلومة الحجم 10 مل (بالضبط)
 من فوق أكسيد الأيدروجين (محلول) فى دورق مخروطى 250 مل.
 أضف 15 مل من حمض الكبريتيك المخفف 0.1 مولار ثم عاير بواسطة
 برمنجنات البوتاسيوم المعلومة القياسية (0.1 عيارى) من السحاحة ببطء.
 إستمر فى الإضافة من السحاحة حتى ثبات ظهور اللون الوردى. أعد
 التجربة عدة مرات ثم إحسب المتوسط.

الحسابات :

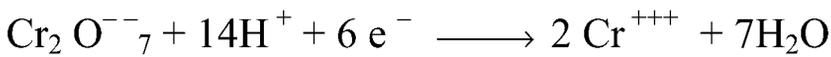
$$1 \text{ مل من برمنجنات البوتاسيوم} \equiv \frac{340}{2 \times 1000} \text{ من فوق أكسيد الهيدروجين}$$

$$\frac{\text{الوزن الجزيئى}}{2} = \frac{34}{2} = \text{حيث الوزن الجزيئى لفوق الأكسيد}$$

من القياسات السابقة ومعلومية إجراء التجارب يمكن تعيين وتحديد
 كل مما يلى :

أولاً : تحليل عينة من البيرولووزيت المحتوية على ثانى أكسيد المنجنيز، بواسطة أكسالات الصوديوم القياسى بكمية وفيرة منه ثم يعاير الكمية الزائدة بواسطة برمنجنات البوتاسيوم القياسية. مع ملاحظة إضافة حمض كبريتيك مركز 2 عيارى (بوفره) والتسخين حتى يذوب الراسب أولاً من العينة المأخوذة من البيرولووزيت. ثم عاير أخيراً بواسطة البرمنجنات القياسية.

ثانياً : المعايرة بواسطة بيكرومات البوتاسيوم $K_2Cr_2O_7$.
الوزن المكافئ للبيكرومات البوتاسيوم هو الوزن الجزيئى مقسوماً على 6 طبقاً للمعادلة الآتية :



وبالتالى المطلوب $6 e^-$ لازمة للمعادلة (إختزال).

وكذلك أيون البيكرومات $Cr_2O_7^{--}$ يختزل فى الوسط الحمضى إلى أيون Cr^{+++} - ثلاثى التكافئ من سداسى، بناءً على هذه القاعدة :



أى أن التغير من 12 إلى 6 أى أن التغير فى الذرة الواحدة 6 إلى 3، (12 على 12 - ناحية الأيمن، (6 على 2) ناحية الأيسر وبالتالي يكون

الوزن المكافئ هو: الوزن الجزيئى

$$= \frac{\quad}{3 \times 2}$$

وإستخدام بيكرومات البوتاسيوم له ميزات عديدة عن البرمنجنات حيث البرمنجنات ليست ثابتة ويجب أن تحضر حديثاً أو توضع فى خزانة دولاب وتحضر فى قنينة معتمدة لعدم وصول الضوء إليها حيث تعطى ثانى أكسيد المنجنيز راسب أسود.

والجدول الآتى يبين مميزات البيكرومات عن البرمنجنات. والمقارنة بينهما.

بيكرومات البوتاسيوم	برمنجنات البوتاسيوم
أولاً : يمكن إستخدامها فى وجود حمض الهيدروكلوريك بشرط أن يكون التركيز للحمض 2:1	أولاً : لا يمكن إستخدام حمض الأيدروكلوريك
ثانياً : يمكن الحصول فى صورة نقية وثابتة	ثانياً : تتأكسد بسرعة فى الجو العادى إلى ثانى أكسيد المنجنيز
ثالثاً : يمكن إجراء العيارية بدون تسخين	ثالثاً : لا بد من التسخين فى بعض الحالات
رابعاً : ليست عامل مؤكسد قوى	رابعاً : عامل مؤكسد قوى
خامساً : يمكن إتخاذها قياسية	خامساً : لا يمكن إتخاذها كمحاليل قياسية أولية

تقدير ملح حديدوز بإستخدام محلول قياسى من البيكرومات البوتاسيوم فى وجود حمض الهيدروكلوريك :

الأساس النظرى : يتفاعل ملح الحديدوز مع ثنائى كرومات البوتاسيوم فى وجود يد كل على النحو التالى :



وللوصول إلى نقطة النهاية (التعادل) فى هذه الحالة يوجد طريقتان للكشف عن نقطة التعادل.

أولاً : طريقة الدليل الخارجى ، ثانياً : طريقة الدليل الداخلى
 كما أن إستخدام الدليل الخارجى فى هذه الأيام محدود وذلك يعود إلى تقدم الأدلة المناسبة للأكسدة والإختزال (الأدلة الداخلية) وعلى العموم إذا كان : فإنه يلزم معرفة الطريقة كما يلى :

الخطوات : خذ 10 مل من محلول كبريتات الحديدوز (بالضبط) فى كأس مخروطى 250 مل ثم أضف كمية من الحمض سواء كبريتيك أو هيدروكلوريك كمية مساوية فى الحجم والتركيز. ثم من السحاحة أضف بيكربونات البوتاسيوم نقطة بنقطة. وعند قرب النهاية يؤخذ بواسطة قضيب زجاجى من الدورق المخروطى نقطة وضعها على ورقة بيضاء (أو ترشيح) وضعها بقرب قطرة من حديدى سيانو - البوتاسيوم. وباستمرار الإضافة، يلاحظ لون أخضر بدلاً من الأزرق. وتعتبر تلك نقطة النهاية.

ثم تكرر هذه العملية عدة مرات حتى تتأكد من الحجم بالضبط. لأنه من الملاحظ عملية التغير فى اللون من سطح إلى سطح غير دقيقة إلى حد ما.

الحسابات :

$$N \times V = \bar{V} \times \bar{N} \quad : \text{ باستخدام العلاقة :}$$

ومنها يمكن إيجاد العيارية (V)

وبضرب القيمة (N) فى الوزن الجزيئى 55.8 جرام حديد تعطى القوة. والطريقة الثانية وهى طريقة الدليل الداخلى: والدليل المستخدم هو ثنائى فينائل أمين 4- حمض السلفونيك ملح الصوديوم.

الطريقة : خذ بالماصة 10 مل من محلول كبريتات الحديدوز (بالضبط) فى كأس مخروطى 250 مل. ثم ضع 10 مل من محلول الكبريتات المخفف، ثم ضع الدليل محلول (1 مل) ثم أضف 5 مل من حمض الفوسفوريك. وباستخدام السحاحة أضف نقطة نقطة أضف ثانى كرومات البوتاسيوم القياسية.

يتكون لون أخضر ثم يغمق اللون إلى أخضر مائل للزرقة قبل نقطة التكافؤ مباشرة وعند نقطة النهاية سيعطى لون أزرق بنفسجى حاد لا يتغير هذا اللون بالرج وثابت.

الحسابات : تتبع الطريقة كما ذكرت سابقاً.

تقدير الحديد فى خام الحديد :

الطريقة : خذ عينة وجففها لمدة ساعة عند $100 - 120^{\circ}\text{C}$. خذ

ثلاث أجزاء من الخام 0.5 جرام فى 250 مل دورق مخروطى. لكل دورق ضع 40 مل (15 مل من الحمض الهيدروكلوريك المركز + الماء). ضع سحاحة عند فوهة كل دورق وضع الثلاثة فوق سطح ساخن. سخن حتى 60°C ولا تترك المحلول للغليان، بعد 45 دقيقة أضف كلوريد القصديروز نقطة نقطة حتى يذوب الخام كاملاً. مع الرج المستمر بعناية بعد كل إضافة من كلوريد القصديروز. بعد زوال اللون الأصفر إختبر المتبقى، لو لون المتبقى ضارب للحمرة ضع على السطح الساخن لمدة 20 دقيقة. لون أصفر خفيف سوف يظهر، لو اللون لم يظهر للأصفر أضف كلوريد القصديروز مرة أخرى بعناية ثم إختبر المتبقى مرة أخرى. أعد التسخين مرة أخرى، وعند وجود المتبقى الأبيض إغسل على الجانب بالداخل والخارج للسحاحة بأقل بكمية من الماء المقطر. برد الدورق لحرارة الغرفة تحت تيار ماء إلى دورق العيارية ضع بسرعة 25 مل من محلول مركز لكلوريد الزئبقيك أدر المحلول لمدة دقيقتين. سيتكون راسب أبيض حيرى. لا تضع مرة أخرى كلوريد الزئبقيك إلى المحلول الساخن. عاير لكلوريد القصديروز وللزئبقيك كعينة واحدة.

أضف 10 مل من حمض الفوسفوريك وماء مقطر إلى الدورق إذا لزم الأمر ليكون المحلول 150 مل. أضف 10 مل الدليل ثم عاير بمحلول قياسى من بيكرومات البوتاسيوم. "ثناءى فينيل أمين - الدليل".

ثالثاً: سلسلة ثيوكبريتات مع اليود - الدليل النشا.

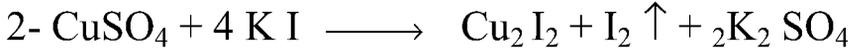
عملية الأكسدة باليود تتبع طريقتين :

إما بطريقة مباشرة وفيها يتفاعل اليود مع المادة وفى هذه الحالة يجب أن يكون معلوم العيارية، والثانية بطريقة غير مباشرة: وفيها يعتبر اليود

كناتج من أحد التفاعلات على هيئة (I2) ويمكن تمثيل هاتين الطريقتين بالمعادلتين الآتيتين:



ثنائي ثيوكبريتات الصوديوم ثيوكبريتات الصوديوم

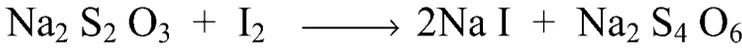


وفى هذه الحالة اليود يعاير بواسطة ثيوكبريتات الصوديوم القياسية.

إكتشاف أو تحديد نقطة النهاية :

اليود يمكن أن يساهم على أنه دليل بسبب عملية الإختزال اللون

البنى لليود يختفى ويكون عديم اللون الناتج لأيون اليود :



عديم اللون - colorless بني - brown

وعملية التغير فى اللون من البنى إلى عديم اللون تغيير ليس كافياً

للكشف عن نقطة النهاية للعيارية وبالتالي يؤخذ النشا كدليل. حيث

النشا يعتبر دليل جيد لوجود أى كمية ولتكن بسيطة لليود ويعطى لون

أزرق واضح. والنشا يستخدم كدليل فى أحد الطرق الآتية :

1- محلول ثيوكبريتات الصوديوم إلى محلول اليود حتى يصبح لون

المحلول أصغر باهت، وعندما. يتحول معظم كل اليود إلى أيون

اليويد يضاف النشا يلاحظ ظهور المحلول باللون الأزرق. وعند

إضافة محلول ثيوكبريتات الصوديوم إلى الدورق يعود اللون الأزرق

إلى الإختفاء.

2- الطريقة الثانية تشتمل على إضافة محلول اليود إلى محلول

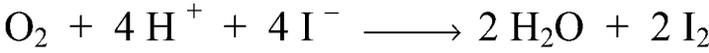
ثيوكبريتات التى تحتوى على 1 مل من محلول النشا - سيظهر فى

هذه الحالة لون النشا الأزرق.

وإذا لم يظهر اللون ضع بضع نقاط أخرى.

تحضير محلول اليود (0.1 مولار)

خذ 13 جرام من اليود. إنقل الجرامات إلى كأس ثم أضف إليه 20 جرام من يوديد البوتاسيوم (KI). أضف 40 مل من ماء مقطر مع التقليب على البارد حتى يذوب اليود. ومن المهم أن يذوب الملح كاملاً قبل النقل إلى دورق حجمي 1 لتر. ثم أضف ماء مقطر حتى العلامة. إذا لم تتم الإذابة كاملاً يمكن إجراء عملية الترشيح. محلول اليود يجب أن نحّميه من الحرارة، حيث اليود تقريباً له ضغط تجارى، وسريع التطاير - ومن الأفضل عملياً يهز المحلول جيداً قبل الإستعمال. كما أن أيون اليود يتأكسد فى وجود ضوء الشمس العادى :



والمعدل يعتمد على الحامضية للمحلول والعامل المساعد وفى وجود عدة أيونات فى المحلول. ولذلك يجب التجنب لضوء الشمس أو توضع فى عطاء ورق مقوى. الوزن الجزيئى

ملاحظة : الوزن المكافئ لمركب KIO_3 : _____

6

تجربة : قياس ثيوكبريتات الصوديوم بواسطة محلول قياسى من ثلانى

كرومات البوتاسيوم :

احضر سحاحة للإستخدام وإملأها بمحلول ثنائى كرومات البوتاسيوم قياسى، والثانية للإستخدام بثيوكبريتات الصوديوم. سجل القراءة الإبتدائية ثم أجرى من 30 إلى 40 مل من محلول ثنائى كرومات فى دورق 300 مل، وبعد فترة كافية من عملية السحب إقرأ القراءة النهائية. إسحب الكأس ثم إملأ ثانية السحاحة بثانى كرومات البوتاسيوم القياسية. للتعين مرة أخرى، أضف ماء مقطر لتعطى حجم تقريباً 125 مل أضف بعد ذلك 5 مم من يوديد البوتاسيوم. دور الدورق بلطف حتى يذوب يوديد البوتاسيوم، الآن، مع عملية الدوران للدورق

أضف 6 مل من 6 ع من حمض الهيدروكلوريك. أضف على جدار الكأس كمية صغيرة من الماء المقطر من زجاجة الغسيل. إغلق الدورق بغطاء محكم ثم إتركها لمدة 6 دقائق حتى يتم التفاعل. إنزع الغطاء ثم إغسل بالماء المقطر. عاير اليود الصاعد بواسطة ثيوكبريتات الصوديوم، مع الإستمرار فى عملية دوران للدورق. حتى اللون البنى المحمر الغامق يتحول إلى اللون الأخضر المصفر. الآن ضع النشا (2) مل من على جدار الدورق. اللون فى هذه الحالة يجب أن يكون أزرق أو أزرق مخضر. أضف ثيوكبريتات الصوديوم نقطة نقطة حتى يتحول اللون إلى اللون الأخضر الواضح. هذا اللون يمكن التأكد منه بوضع ورقة بيضاء لإظهار اللون الواضح.

الحساب :

باستخدام العلاقة الآتية لإيجاد العيارية $N \times V = \bar{V} \times \bar{N}$

ومن معلومية الحجموم وعيارية القياس يمكن إيجاد عيارية المجهول.

تجربة : قياس ثيوكبريتات الصوديوم باستخدام محلول قياسي من يودات

البوتاسيوم :

النظرية : من التجارب التى يمكن إجراؤها معملياً وهى تحديد ثيوكبريتات الصوديوم باستخدام محلول قياسي من يودات البوتاسيوم، حيث يتفاعل كل من يوديد البوتاسيوم وبورات البوتاسيوم ثم يتصاعد اليود فى وجود وسط حامضى ومن خلال اليود الصاعد يعاير مع ثيوكبريتات الصوديوم فى وجود دليل النشا.

الطريقة : خذ بالماسة 10 مل (بالضبط) من محلول يودات البوتاسيوم

إلى دورق مخروطى ضع 1 جم من يوديد البوتاسيوم، 2 مل من حمض الكبريتيك. إغلق الدورق بغطاء محكم ثم حاول دوران المحلول دون الرج حتى لا يهرب اليود من المحلول. أو ببساطة خفف بالماء المقطر من على جدار الدورق من الداخل 25 مل. ثم عاير بواسطة ثيوكبريتات الصوديوم من السحاحة حتى يصبح المحلول لونه أصفر خفيف.

أضف النشا واحد مل محلول. ثم إستمر فى المعايرة مرة أخرى بواسطة ثيوكبريتات الصوديوم حتى يتحول اللون الأزرق الآتى من إضافة النشا إلى عديم اللون.

الحسابات :

$$N \times V = \bar{N} \times \bar{V}$$

باستخدام العلاقة:

نحصل على (N) عيارية المجهول.

تجربة : تحديد تركيز الكبريتات :

هذه التجربة يمكن إجراؤها باستخدام النشا كدليل مثلما ما سبق من التجارب مع وجود الثيوكبريتات فى وجود اليود. مع إستخدام الثيوكبريتات كمحلول قياسى من السحاحة.

تقدير النحاس فى عينة خراطة النحاس :

تذاب خراطة النحاس فى حمض النتريك المركز، ويتحول إلى نترات النحاس ثم يحول إلى خلات النحاس بواسطة الترسيب هيدروكسيد النحاس مع الأمونيا ثم يتحول الراسب الهيدروكسيد فى حمض الخليك إلى محلول. تؤخذ خلات النحاس مع يوديد البوتاسيوم ثم يعاير بواسطة ثيوكبريتات الصوديوم لليود الصاعد.

الطريقة : يذاب بالضبط 0.25 جرام من خراطة النحاس ثم ضعها

فى دورق مخروطى أضف حوالى 5 مل ماء مقطر ثم 5 مل من حمض النتريك المركز، سخن فى حمام مائى حتى يذوب النحاس كاملاً.

خفف المحلول بحوالى 25 مل ماء مقطر ثم إغلى المحلول حتى يخرج

أكسيد النتروجين (الأبخرة).

إغسل فوهة الدورق والجوانب بالماء. أضف حوالى واحد جرام يوريا ثم

إغلى مرة ثانية لمدة دقيقتين. عادل المحلول الحامضى بواسطة

هيدروكسيد الأمونيا حتى بداية ظهور اللون الأزرق مستخدماً الدليل

الورقى. أضف كمية كافية من حمض الخليك الثلجى لعمل محلول حمضى. إنقل المحلول كميأً إلى دورق 250 مل. خفف المحلول وحتى العلامة.

فى دورق مخروطى آخر خذ واحد جرام من يوديد البوتاسيوم فى كمية صغيرة من ماء.

ثم أضف 10 مل (بالضبط) من محلول خلات النحاس السابق تحضيره.

ثم عاير اليود الصاعد بإستخدام ثيوكبريتات الصوديوم القياسية حتى يتحول اللون البنى إلى الأصفر الباهت.

فى هذه الحالة أضف النشا واحد مل محلول ثم إستمر فى المعايرة حتى يتحول اللون إلى اللون من الأزرق إلى الأصفر الباهت. اللون الأزرق لا يمكن أن يعود.

ولم عاد اللون الأزرق فيكون دلالة على خروج غاز اليود والتفاعل لم يتم بعد. لذا يجب إضافة قطرات من الثيوكبريتات حتى يتغير اللون مرة أخرى ويستمر اللون.

الحسابات:

بإستخدام هذه العلاقة لإيجاد النسبة المئوية للنحاس فى النحاس الخام.

النسبة المئوية للنحاس =

$$\frac{\text{ملى} \times \text{العيارية} \times \text{ملى مكافئ للنحاس} \times 100}{\text{وزن العينة}}$$

وزن العينة

*** **